

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ УКРАИНЫ

**НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
«Харьковский политехнический институт»**

ОБЩАЯ ХИМИЯ В ЗАДАЧАХ И ТЕСТАХ

**Учебное пособие
для выпускников-средних учебных заведений
и абитуриентов химических специальностей
высших учебных заведений**

**Утверждено
редакционно-издательским
советом университета,
протокол № 2 от 12.12.2013 г.**

**Харьков
Підручник НТУ «ХПІ»
2014**

УДК 546(075.8)

ББК 24.12 я73

О-28

Рецензенты:

В. О. Стародуб, д-р хим. наук, проф., Харьковский национальный университет им. В. Н. Каразина:

Г. Г. Тульский, проф. Национального технического университета «Харьковский политехнический институт»

Авторы:

А. Н. Бутенко, В. И. Булавин, И. М. Рыщенко,

Г. И. Гурина, А. И. Русинов

Універсальний посібник, що містить короткий виклад питань шкільного курсу загальної хімії, а також навчальний та тестовий матеріал, який включає усі теми шкільного курсу із загальної хімії з метою поглиблення знань абітурієнтів.

Рекомендується для випускників середніх навчальних закладів та абітурієнтів хімічних спеціальностей вищих навчальних закладів.

Общая химия в задачах и тестах : учеб. пособие /
О-28 А. Н. Бутенко, В. И. Булавин, И. М. Рыщенко и др. – Х. : Изд-во «Підручник НТУ «ХП»», 2014. – 664 с. – На рус. яз.

ISBN 978-617-687-004-3

Универсальное пособие, содержащее краткое изложение вопросов школьного курса общей химии, а также обучающий и тестовый материал, который включает все темы школьного курса по общей химии с целью углубления знаний абитуриентов.

Рекомендуется для выпускников средних учебных заведений и абитуриентов химических специальностей высших учебных заведений.

Ил. 9. Табл. 7. Библиогр.: 21 назв.

УДК 546(075.8)

ББК 24.12 я73

ISBN 978-617-687-004-3

© Изд-во «Підручник НТУ «ХП»», 2014

ВВЕДЕНИЕ

Принятие решения о поступлении в вуз химического, медицинского, фармацевтического или технического направлений предполагает тщательную подготовку к участию во внешнем независимом оценивании знаний по химии.

Для подготовки к тестированию нежелательно использовать только школьные учебники, потому что логика их построения не предназначена для систематизации знаний, у них иные задачи.

С целью эффективной и успешной подготовки к внешнему независимому тестированию (ВНО) необходимо использовать специализированные учебные пособия по химии для поступающих в вузы.

Действительно, существуют другие пособия по химии для поступающих в вузы, которые обладают несомненными достоинствами. Но многие известные пособия являются излишне описательными, не имеющими четкой концепции в изложении учебного материала. В существующих пособиях уделяется мало внимания теоретической и практической подготовке абитуриентов к внешнему независимому тестированию (ВНО).

Анализ имеющихся в продаже учебных пособий свидетельствует о том, что они носят разноплановый характер: одни из них много внимания уделяют таким теоретическим темам, как строение атома, учению о химической связи, свойствам растворов, учению о скорости химических реакций и химическом равновесии, важнейшим классам неограниченных соединений, окислительно-восстановительным реакциям и практически обходят вниманием методики решения задач, различные химические превращения. В других пособиях акцент

делается на тестовых формах контроля знаний.

Отличительной особенностью этой книги является стремление авторов максимально систематизировать, как бы «разложить по полочкам» весь фактический материал курса химии, что поможет абитуриентам ликвидировать пробелы и систематизировать знания, полученные в школе, своевременно предупредить ошибки при выполнении комплексных тестов, а также провести всестороннюю подготовку к независимому оцениванию знаний.

Для облегчения усвоения учебного материала пособие снабжено большим числом схем и таблиц, справочных данных, выражающих или иллюстрирующих наиболее важные теоретические положения.

Кроме того, в отличие от других пособий эта книга содержит обширный дидактический материал (т. е. вопросы, упражнения, задачи, тесты), который позволяет планомерно развивать навыки и умения и своевременно осуществлять самоконтроль собственных знаний.

В пособии создана возможность осуществления абитуриентом мониторинга знаний для объективной оценки уровня усвоения каждой темы и каждого раздела, что позволит абитуриенту защитить себя от неожиданных переживаний при выполнении тестов.

В пособии содержатся важнейшие вопросы теории, эталоны решений типовых задач и упражнений, а также тесты с выбором ответа. Для всех задач и заданий приведены правильные ответы.

При работе с пособием следует читать все параграфы в порядке их изложения. Это обусловлено тем, что химия пронизана множеством логических связей между различными темами, и в пособии предпринята попытка так изложить курс, чтобы при его изучении у читателя не возникало бы вопросов, ответы на которые содержатся не в предыдущих, а в последующих параграфах.

Прочитав каждый параграф, необходимо постараться ответить на вопросы для контроля. Дальнейшая работа с пособием предполагает ознакомление с решением типовых упражнений и задач, а затем решение задач для самостоятельной работы. Первые из них совершенно аналогичны типовым, и их можно выполнить «по образцу». Однако в пособии приведены задачи, решение которых требует творческого использования

изученного материала.

В химии, как и в любой другой науке, есть такая информация, которую нужно просто запомнить. Наиболее важные определения, формулировки правил и законов выделены в тексте. Часть информации для запоминания вынесена в «Приложения», находящиеся в конце книги.

Авторы работали над пособием с желанием быть полезными абитуриентам для успешной сдачи вступительных заданий ВНО и последующего увлекательного путешествия в мир химии в выбранном абитуриентом вузе.

Таким образом, авторы настоящего пособия предприняли попытку создания универсального пособия для абитуриентов с целью подготовки их к выпускному экзамену в школе и к внешнему независимому оцениванию.

1. ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Основные теоретические положения

Основой всей химической науки является атомно-молекулярное учение. Его основные положения состоят в следующем:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении и обладают определенными размерами и массой.

Из этих положений вытекают формулировки основных понятий химии:

Атом – химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Молекула – наименьшая частица вещества молекулярного строения, сохраняющая его химические свойства.

Химический элемент – это атом, взятый отдельно (изолированно), то есть вне связи с другими атомами.

Атомы одного и того же элемента имеют одинаковый заряд ядра. Формой существования элемента в свободном состоянии является простое вещество, а в связанном – сложное вещество.

Известно, что абсолютные массы атомов и молекул, выраженные в килограммах, имеют значения порядка 10^{-27} . Естественно, что пользоваться столь малыми числами при различных химических расчетах весьма неудобно. Поэтому в химию были введены понятия об относительных атомных и молекулярных массах, обозначаемых, соответственно, A_r и M_r , где r – начальная буква английского слова *relative*, что в переводе означает *относительный*.

Для того чтобы от абсолютной массы атома или молекулы перейти к относительной, необходимо разделить их абсолютную массу на *атомную единицу массы* (а.е.м.), равную $1/12$ части абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C ($1 \text{ а.е.м.} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$). Значения относительных атомных

масс всех известных в настоящее время элементов приведены в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

Относительную молекулярную массу различных веществ вычисляют как сумму относительных атомных масс всех элементов, входящих в эти вещества.

Следует различать понятия массы вещества $m(X)$, имеющей в международной системе единиц СИ размерность [кг], и количества вещества $\nu(X)$, выражаемого в [моль].

Моль – это количество вещества определенной химической структуры, содержащее то же число формульных единиц (атомов, молекул и др.), какое имеется в 12 г чистого изотопа ^{12}C , а именно $6,02 \cdot 10^{23}$.

Величину, равную $6,02 \cdot 10^{23}$, называют постоянной Авогадро и обозначают N_A . Она имеет размерность [моль $^{-1}$].

Массу 1 моль данного вещества называют его молярной массой $M(X)$. Количество вещества $\nu(X)$ связано с его молярной массой, молярным объемом и постоянной Авогадро следующими соотношениями:

$$\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad \nu(X) = \frac{V(X)}{V_m}; \quad \nu(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Отсюда следует, что

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m}; \quad \frac{N(X)}{N_A} = \frac{V(X)}{V_m}; \quad \frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A}.$$

В этих формулах V_m – объем, занимаемый каким-либо веществом, находящимся в газообразном состоянии при нормальных условиях (н. у.), то есть при температуре 273 К и давлении 101325 Па. Для всех газов $V_m = 22,4$ л/моль и называется молярным объемом газа.

Образуя молекулы, атомы соединяются друг с другом только в соответствии с валентностью. Существует несколько определений понятия «валентность».

С точки зрения атомно-молекулярного учения валентность рассматривается как способность атомов какого-либо элемента присоединять или замещать определенное число других атомов.

За единицу валентности принята валентность атома водорода, а валентность атома кислорода равняется двум.

Понятие валентности, главным образом, применимо к соединениям с

ковалентным типом связи. Чтобы составлять формулы веществ, образованных как ковалентной, так и ионной связью, введено понятие «степень окисления». Его используют также и при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Степень окисления – условный заряд атома в веществе, вычисленный из предположения, что оно состоит из ионов.

Степень окисления, в отличие от валентности, которая бывает только целым положительным числом, отличным от нуля, может быть дробной, положительной, отрицательной или равной нулю.

В простых веществах степень окисления атомов всегда равна нулю. В сложных веществах алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов равна нулю, а в сложном ионе – заряду этого иона.

Для обозначения химических элементов используют знаки, представляющие собой первую или две первые буквы латинского названия элемента.

Химическими знаками обозначают состав простых веществ атомной и металлической структуры, а также состав молекул благородных газов.

Состав сложных веществ условно записывают в виде химических формул. Сама формула состоит из знаков химических элементов и индексов, указывающих число атомов каждого элемента в данном веществе. С помощью формул обозначают состав и некоторых простых веществ молекулярного строения, например: Cl_2 , N_2 , O_3 , P_4 , S_8 , Zn . Различают формулы: молекулярные, электронные, графические, эмпирические. Первые три разновидности формул используют для обозначения состава веществ молекулярной структуры, последнюю – для изображения состава веществ ионной структуры.

Условно химические реакции представляют посредством химических уравнений, которые включают в себя химические символы, формулы и коэффициенты. В левой части уравнения пишут формулы или знаки исходных веществ, а в правой – продуктов реакции, знак равенства между ними ставят в том случае, если число атомов каждого элемента и в левой, и в правой частях уравнения одинаково. Если число атомов какого-либо элемента в левой и правой частях неодинаково, то говорят не об уравне-

нии, а о схеме реакции (при этом знак равенства заменяют стрелкой, указывающей направление течения реакции).

Химические уравнения используют для проведения расчетов, связанных с определением количества, массы или объемов реагирующих веществ, а также количества тепловой или электрической энергии, выделяемой или поглощаемой в процессе протекания реакции.

Химические реакции принято классифицировать по следующим признакам:

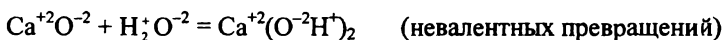
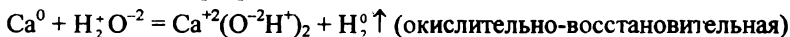
1) по тепловому эффекту: на экзотермические и эндотермические:



2) по признаку обратимости: на обратимые и необратимые

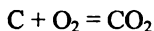


3) по изменению степени окисления участвующих в реакции атомов, молекул или ионов различают окислительно-восстановительные (ОВР) и реакции невалентных превращений:

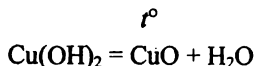


4) по признаку изменения числа исходных и конечных веществ реакции делят на такие типы:

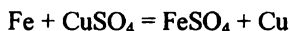
а) реакции соединения (из двух или более веществ образуется одно новое вещество):



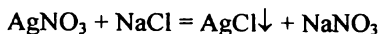
б) реакции разложения (из одного вещества образуется два или более новых веществ):



в) реакции вытеснения (атомы простого вещества вытесняют атомы одного из элементов сложного вещества и при этом снова образуется одно простое и одно сложное вещество):



г) *реакции обмена* (два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества):



В основе количественных химических расчетов лежат химические законы. К важнейшим из них относят следующие.

Закон сохранения массы веществ (Ломоносов, 1748):

Суммарная масса веществ, вступивших в реакцию, равна суммарной массе веществ, образовавшихся в результате реакции:

$$\sum M_{\text{в.в}} = \sum M_{\text{о.в}}$$

Закон постоянства состава (Пруст, 1799):

Всякое химически чистое вещество молекулярной структуры, независимо от способа его получения, должно иметь постоянный качественный и количественный состав.

Закон Авогадро (1811):

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Из этого закона можно вывести несколько следствий.

Следствие I: 1 моль любого вещества (твердого, жидкого, газообразного) содержит одно и то же число структурных частиц (частиц микромира – атомов, молекул, ионов и др.), равное $6,02 \cdot 10^{23}$.

Следствие II: 1 моль любого газообразного вещества при нормальных условиях (н. у.) ($t = 273,15 \text{ К}$, $p = 101325 \text{ Па}$) занимает объем, равный 22,4 л.

Следствие III: молярная масса любого газообразного вещества равна его удвоенной плотности по водороду:

$$\frac{M(x)}{M(H_2)} = D(H_2),$$

$$M(x) = 2D(H_2),$$

где $D(H_2)$ – относительная или просто плотность газа по водороду.

Часто молярную массу газообразных веществ вычисляют через относительную плотность по воздуху (среднюю молярную массу воздуха принимают равной 29 г/моль):

$$M(X) = 29D(\text{возд.})$$

Объединенный закон газового состояния используют тогда, когда условия, при которых находится газ, отличаются от нормальных:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0},$$

где p_0 , V_0 , T_0 – давление, объем и температура газа при нормальных условиях. Если газ взят в количестве 1 моль, то $V_0 = V_m$, и тогда отношение

$\frac{p_0V_0}{T_0}$ становится постоянной величиной, которую обозначают R и называют *универсальной газовой постоянной*. При подстановке её в математическое выражение объединенного закона газового состояния получают *уравнение Клапейрона – Менделеева*:

$$pV = RT.$$

Если количество вещества газа отлично от 1 моль, выражение приобретает вид

$$pV = nRT \text{ или } pV = \frac{m(x)}{M(x)} RT.$$

Значение универсальной газовой постоянной становится равным 8,314 Дж/(К· моль), если в уравнении Клапейрона – Менделеева давление выражают в [Па], температуру в [К], объем газа в [м³], а массу в [кг].

После достаточно глубокого усвоения приведенных выше основных понятий и законов химии следует перейти к практическому их закреплению путем решения задач различного типа, объединенных в несколько вариантов. При возникновении затруднений с решением задач рекомендуется еще раз повторить теорию по теме. Если и после этого останутся непреодолимые трудности, тогда необходимо обратиться к примерам решения подобных задач, помещенных после вариантов задач. После ознакомления с примерами желательно закрепить полученные знания путем решения такого же типа задач, приведенных в других вариантах.

Материал можно считать усвоенным только в случае быстрого и безошибочного решения всех задач любого из представленных вариантов.

При проведении расчетов следует использовать округленные относительные массы элементов, приведенные в табл. 1.1.

Таблица 1.1 – Округленные относительные массы элементов

Элемент	A_r	Элемент	A_r
Ag	108	Mo	96
Al	27	N	14
As	75	Na	23
Au	197	Nb	93
B	11	Ni	59
Ba	137	O	16
Be	9	Os	190
Bi	209	P	31
Br	80	Pb	207
C	12	Pd	106
Ca	40	Pt	195
Cd	112	Rb	85,5
Ce	140	Re	186
Cl	35,5	S	32
Co	59	Sb	122
Cr	52	Sc	45
Cs	133	Se	79
Cu	64	Si	28
F	19	Sn	119
Fe	56	Sr	88
Ga	70	Ta	181
Ge	73	Te	128
H	1	Th	232
Hg	201	Ti	48
I	127	Tl	204
In	115	U	238
Ir	195	V	51
K	39	W	184
La	139	Y	89
Li	7	Zn	65
Mg	24	Zr	91
Mn	55		

Информация к теме «**ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ**» в таблицах и схемах

Химический элемент

(составная часть простых и сложных тел)

«Вся сущность теоретического учения в химии лежит в отвлеченном понятии об элементах. Найти их свойства, определить причины их различия и сходства, а потом, на основании этого, предугадать свойства образуемых ими тел – вот путь, по которому идет эта наука.»

Д.И. Менделеев

Химический элемент: вид атома, характеризующийся определенным зарядом ядра, строением электронных оболочек.



Существование химического элемента в форме нескольких простых веществ называется **аллотропией**.

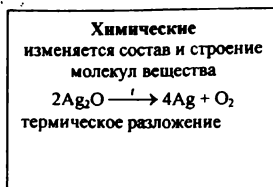
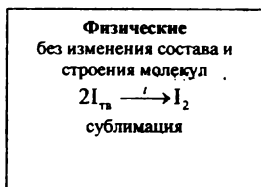
С – алмаз, графит

О – O₂ – O₃

S – аморфная, моноклинная, ромбовидная

P – белый, красный, черный, фиолетовый

Явления физические и химические



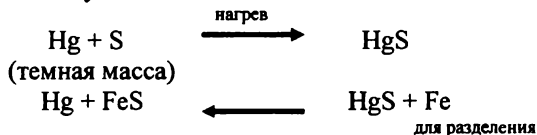
При смешении

механическая смесь

химическое соединение

вещества сохраняют
химическую
индивидуальность

образуется новое вещество



1. При составлении механической смеси веществ их можно брать в любых количественных соотношениях. Чтобы получить химическое соединение, не оставив в избытке исходные вещества, их надо брать в строго определенных *стехиометрических* соотношениях, определяемых уравнениями химической реакции, а в конечном счете структурой молекул исходных и конечных веществ.

2. Свойства веществ, составивших механическую смесь – сохраняются, вступивших в химическую реакцию – не сохраняются.

3. Составные части смеси могут быть разделены на основании их физических свойств, для разложения химического соединения необходимо проведение химической реакции.

4. При механическом смешении не наблюдается выделения или поглощения теплоты. При химических реакциях тепло, как правило, *выделяется или поглощается*.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Попытки упорядочить, классифицировать, в соответствии с их свойствами

Мейер – объединял элементы в соответствии с химическими свойствами.

Ньюленде – повторяемость свойств через т элементов – октавы.

Доберейдер – выделил триады элементов.

Средний – средние свойства.

Менделеев: положил в основу классификации *атомную массу*.

Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	K	Cu
7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35,5	39	40

Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca						
Э ₂ O	ЭO	Э ₂ O ₃	ЭO ₂	Э ₂ O ₃	ЭO ₃	Э ₂ O ₇	

вставил | позднее

← период

Свойства простых тел, а также свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов

При составлении таблицы Менделеев (в отличие от предшественников):

1. Изменил атомные веса ряда элементов ($\text{Be}_2\text{O}_3 \Rightarrow 13,5 \rightarrow 9$);
2. При определении положения – руководствовался в первую очередь химическими свойствами $\text{I} \leftrightarrow \text{Te}$; $\text{Co} \leftrightarrow \text{Ni}$; (изотопы!);
3. Ряд элементов не был открыт – оставил пустые клетки – под Si – экасилиций (Ge);
4. Предусмотрел наличие больших периодов.

Современная трактовка: (Мозли – заряды ядер атомов последовательно возрастают на 1).

Свойства простых тел, а также свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда атома (равного порядковому номеру элемента в системе).

Заряд ядра определяет число электронов и, т.о., число заполненных оболочек в атоме и их заселенность (химические свойства)

Заполнение
уровни орбитали

1. $1s$

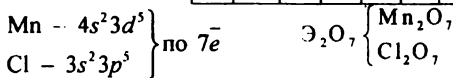
2. $2s2p$

3. $3s3p[3d]$

4. $4s3d4p$

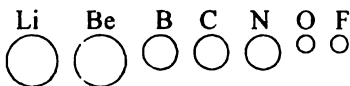
		s																		p									
		H	He																	B	C	N	O	F	Ne				
		Li	Be																										
		Na	Mg	$\longleftrightarrow d \longleftrightarrow$																Al	Si	P	S	Cl	Ar				
		K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	C	Ni	C	Zn	G	G	A	Se	Br	Kr										

I							VII					
H	II	III	IV	V	VI	VII	He					1
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne					2
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar					3
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni			4
Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					5



Зависимость свойств элементов от их положения
в периодической системе

В периоде: заполнение одного электронного уровня



0,135 (135 пм) 0,64 нм (64 пм)

Увеличение заряда ядра, увеличение притяжения \bar{e} к ядру увеличение.

Электроотрицательности – способности атома оттягивать к себе.

Электроны → переход от металлических к неметаллическим свойствам.

Образование устойчивой оболочки инертного газа

легко отдают e образуя \oplus -ионы	образуют преимущественно ковалентные связи – обобществление	легко принимают электроны, образуя \ominus -ионы
[He] ←		→ [Ne]

В группе

Na ○ K ○ Rb ○	↓	увеличение числа электронных уровней (оболочек); увеличение размера атома; уменьшение притяжения электрона к атому; уменьшение способности присоединять электрон; увеличение металлических свойств.
---------------------	---	---

Переход к следующему периоду;

Переход к другому электронному уровню, расположенному дальше от ядра, поэтому – резкое уменьшение притяжения электрона:

$$F \approx \frac{Z_{\text{ядра}} \cdot e}{r^2}$$

Восстановление металлических свойств.

1. Порядковый номер элемента = заряду ядра и количеству e .
2. Номер периода = количество уровней.
3. Номер группы = max положительная степень окисления (число валентное e).
4. Металлические свойства возрастают сверху вниз и справа налево.
5. Металлические свойства проявляют элементы с малым количеством валентных электронов.
6. Периодичность – объясняется определенной повторяемостью в заполнении электронных уровней (оболочек).

1.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) гидрофосфат железа (III); б) $(\text{HCOO})_2\text{Ca}$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,8 моль диазота; б) 8,8 г оксида углерода (IV)? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диазота?

3. Плотность некоторого газа равна $1,340 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по диазоту?

4. Каковы массовые доли (%) CO_2 и NO в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 38?

5. Какая масса ZnCl_2 образуется при взаимодействии Zn с техническим Cl_2 массой 3,55 г (содержание примесей составляет 2,00 %), если массовая доля практического выхода ZnCl_2 равна 94,00 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 2,67 г получили CO_2 объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.) и H_2O объемом 2,40 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по CO_2 равна 0,909?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с P массой 3,10 г получили P_2O_5 и 373,00 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 16,90 г, состоящей из HCl и H_2SO_4 , получили H_2 массой 0,40 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося H_2S , если для реакции использовали H_2 объемом $5,00 \text{ дм}^3$ при температуре $17,0^\circ\text{C}$ и давлении 99175 Па?

10. Каковы объемные доли (%) NO и NO_2 в смеси объемом $8,96 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна 13,60 г?

Вариант 2

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) метасиликат железа (III); б) $\text{Cr}_2(\text{HPO}_4)_3$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,4 моль диводорода; б) 3,0 г оксида азота (II)? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные мас-

сы молекул и атомов, входящих в состав диводорода?

3. Плотность некоторого газа равна $1,250 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по монооксиду азота?

4. Каковы массовые доли (%) CO и NO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 32?

5. Какая масса SiO_2 образуется при взаимодействии O_2 с техническим Si массой 5,60 г (содержание примесей составляет 3,00 %), если массовая доля практического выхода SiO_2 равна 95,00 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 8,44 г получили CO_2 объемом $14,00 \text{ дм}^3$ (н.у.) и H_2O объемом 8,44 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по O_2 равна 1,688?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Si массой 8,40 г получили SiO_2 и 272,50 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 13,74 г, состоящей из K_2SO_4 и Na_2SO_4 , получили BaSO_4 массой 21,63 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося MgO , если для реакции использовали O_2 объемом $8,25 \text{ дм}^3$ при температуре $20,0^\circ\text{C}$ и давлении 150316 Па ?

10. Каковы объемные доли (%) N_2 и H_2 в смеси объемом $11,20 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна 6,20 г?

Вариант 3

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) гидроксикарбонат цинка; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,1 моль дикислорода; б) 9,2 г диоксида азота? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дикислорода?

3. Плотность некоторого газа равна $2,053 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по дихлору?

4. Каковы массовые доли (%) N_2 и CO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 40?

5. Какая масса Al_2O_3 образуется при взаимодействии O_2 с техническим Al массой 2,90 г (содержание примесей составляет 4,00 %), если мас-

совая доля практического выхода Al_2O_3 равна 96,00 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 3,13 г получили CO_2 объемом 4,48 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 1,80 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по диводороду равна 47,000?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Cl_2 с Na массой 4,60 г получили NaCl и 205,50 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 30,30 г, состоящей из NaBr и CaBr₂, получили Br₂ массой 24,00 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося Fe_3O_4 , если для реакции использовали O_2 объемом 6,50 дм^3 при температуре 7,0 °C и давлении 100101 Па?

10. Каковы объемные доли (%) O_2 и N_2 в смеси объемом 1,57 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 2,04 г?

Вариант 4

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$; б) гидросульфит кальция?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,15 моль дифтора; б) 12,8 г диоксида серы? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дифтора?

3. Плотность некоторого газа равна 2,857 г/ дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по дифтору?

4. Каковы массовые доли (%) NO и CO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 41?

5. Какая масса Fe_2S_3 образуется при взаимодействии S с техническим Fe массой 5,80 г (содержание примесей составляет 6,00 %), если массовая доля практического выхода Fe_2S_3 равна 98,00 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 28,50 г получили CO_2 объемом 44,80 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 40,50 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по воздуху равна 3,931?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии F_2 с Ca массой 4,00г получили CaF_2 и 121,50 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 8,50 г, состоящей из $Pb(NO_3)_2$ и $Cu(NO_3)_2$, получили O_2 массой 0,50 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося MgF_2 , если для реакции использовали F_2 объемом 2,25 дм³ при температуре 37,0 °С и давлении 301217 Па?

10. Каковы объемные доли (%) O_2 и H_2 в смеси объемом 1,68 дм³ (н.у.), если ее масса равна 1,00 г?

Вариант 5

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) гидросульфат аммония; б) $H_2Cr_2O_7$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,45 моль диклорода; б) 3,65 г хлороводорода? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диклорода?

3. Плотность некоторого газа равна 1,630 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по диклороду?

4. Каковы массовые доли (%) HBr и HCl в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 56?

5. Какая масса Mg_3P_2 образуется при взаимодействии Mg с техническим P массой 33,00 г (содержание примесей составляет 7,00 %), если массовая доля практического выхода Mg_3P_2 равна 90,00 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 8,40 г получили CO_2 объемом 13,44 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 10,80 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по диазоту равна 2,000?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Be с I_2 массой 2,54 г получили BeI_2 и 3,30 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 24,40 г, состоящей из Na_2CO_3 и K_2CO_3 , получили $CaCO_3$ массой 20,00 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося Li_3N , если для реакции использовали N_2 объемом 1,75 дм³ при температуре -17,0 °С и давлении 203117 Па?

10. Каковы объемные доли (%) HCl и HBr в смеси объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна $17,25 \text{ г}$?

Вариант 6

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; б) гидроксиде железа (III)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) $0,3$ моль диазота; б) $6,8 \text{ г}$ сероводорода? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диазота?

3. Плотность некоторого газа равна $0,714 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по воздуху?

4. Каковы массовые доли (%) H_2 и HBr в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 20 ?

5. Какая масса Al_2O_3 образуется при взаимодействии O_2 с техническим Al массой $2,90 \text{ г}$ (содержание примесей составляет $2,00 \%$), если массовая доля практического выхода Al_2O_3 равна $88,00 \%$?

6. При сжигании неизвестного вещества массой $1,41 \text{ г}$ получили CO_2 объемом $1,79 \text{ дм}^3$ (н.у.) и H_2O объемом $1,73 \text{ мл}$. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по воздуху равна $3,034$?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии H_2 с Cl_2 массой $28,40 \text{ г}$ получили хлороводород и $73,84 \text{ кДж}$ энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой $17,20 \text{ г}$, состоящей из NaOH и KOH , получили $\text{Mg}(\text{OH})_2$ массой $10,15 \text{ г}$. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося CuCl_2 , если для реакции использовали Cl_2 объемом $1,50 \text{ дм}^3$ при температуре $-7,0^\circ\text{C}$ и давлении 212356 Па ?

10. Каковы объемные доли (%) CO_2 и SO_2 в смеси объемом $6,72 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна $17,20 \text{ г}$?

Вариант 7

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$; б) фосфат магния?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,7 моль гелия; б) 5,1 г аммиака? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав гелия?

3. Плотность некоторого газа равна 2,050 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по сероводороду?

4. Каковы массовые доли (%) O₂ и HCl в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 34?

5. Какая масса CaCl₂ образуется при взаимодействии Cl₂ с техническим Ca массой 8,40 г (содержание примесей составляет 4,20 %), если массовая доля практического выхода CaCl₂ равна 93,80 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 6,85 г получили CO₂ объемом 6,97 дм³ (н.у.) и H₂O объемом 5,60 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по HBr равна 0,543?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Fe с Cl₂ массой 53,25 г получили хлорид железа (III) и 198,12 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 18,32 г, состоящей из Na₃PO₄ и K₃PO₄, получили Ca₃(PO₄)₂ массой 15,50 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося AlF₃, если для реакции использовали F₂ объемом 1,00 дм³ при температуре 37,0 °C и давлении 81222 Па?

10. Каковы объемные доли (%) NO и N₂ в смеси объемом 1,34 дм³ (н.у.), если ее масса равна 1,75 г?

Вариант 8

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) Ca(OH)₂; б) сульфат железа (III)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,65 моль азота; б) 5,2 г C₂H₄? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав азота?

3. Плотность некоторого газа равна 1,161 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по NO₂?

4. Каковы массовые доли (%) NO_2 и CO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 45?

5. Какая масса SnO_2 образуется при взаимодействии O_2 с техническим Sn массой 12,20 г (содержание примесей составляет 1,60 %), если массовая доля практического выхода SnO_2 равна 98,10 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 1,48 г получили CO_2 объемом 1,34 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 1,08 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по воздуху равна 2,552?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии S с O_2 массой 10,00 г получили SO_2 и 92,80 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 6,26 г, состоящей из K_2S и Na_2S , получили Ag_2S массой 17,36 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося HI, если для реакции использовали H_2 объемом 2,00 дм^3 при температуре 47,0 °C и давлении 174006 Па?

10. Каковы объемные доли (%) CH_4 и H_2 в смеси объемом 0,90 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 0,57 г?

Вариант 9

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$; б) гидрокарбонат железа (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 3,2 моль диоксида; б) 9,6 г метана? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диоксида?

3. Плотность некоторого газа равна 1,250 г/ дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по углекислому газу?

4. Каковы массовые доли (%) CH_2O и C_2H_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 28?

5. Какая масса B_2O_3 образуется при взаимодействии O_2 с техническим В массой 18,40 г (содержание примесей составляет 5,20 %), если массовая доля практического выхода B_2O_3 равна 90,60 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 2,78 г получили CO_2 объемом 3,36 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 3,38 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по H_2S равна 2,176?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Ca с O_2 массой 4,80 г получили оксид кальция и 190,65 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 6,36 г, состоящей из MgCO_3 и CaCO_3 , получили CO_2 массой 3,08 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося P_2O_5 , если для реакции использовали O_2 объемом 6,50 дм^3 при температуре 37,0 °C и давлении 212340 Па?

10. Каковы объемные доли (%) H_2S и H_2 в смеси объемом 17,92 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 6,92 г?

Вариант 10

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$; б) фосфат аммония?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 1,2 моль диводорода; б) 6 г C_2H_6 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диводорода?

3. Плотность некоторого газа равна 1,520 г/ дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по NO ?

4. Каковы массовые доли (%) N_2 и O_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 29?

5. Какая масса CaF_2 образуется при взаимодействии F_2 с техническим Ca массой 8,20 г (содержание примесей составляет 1,80 %), если массовая доля практического выхода CaF_2 равна 96,80 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 4,30 г получили CO_2 объемом 6,72 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 6,30 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по CO равна 3,071?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Al массой 4,50 г получили Al_2O_3 и 137,20 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 42,04 г, состоящей из K_2SiO_3 и Na_2SiO_3 , получили $MgSiO_3$ массой 30,00 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося Ba_3N_2 , если для реакции использовали N_2 объемом 7,50 дм³ при температуре 22,0 °С и давлении 125775 Па?

10. Каковы объемные доли (%) H_2 и HCl в смеси объемом 5,60 дм³ (н.у.), если ее масса равна 5,33 г?

Вариант 11

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $(BiO)_2SO_4$; б) гидросульфат свинца (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,71 моль дихлора; б) 25,2 г C_3H_6 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дихлора?

3. Плотность некоторого газа равна 1,875 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по CO ?

4. Каковы массовые доли (%) N_2 и CO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 41?

5. Какая масса Al_2S_3 образуется при взаимодействии S с техническим Al массой 5,60 г (содержание примесей составляет 1,80 %), если массовая доля практического выхода Al_2S_3 равна 94,60 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 1,63 г получили CO_2 объемом 2,80 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 1,13 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по CO равна 2,786?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Mg массой 4,00 г получили MgO и 102,40 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 22,30 г, состоящей из $Fe(OH)_3$ и $Mg(OH)_2$, получили H_2O массой 6,30 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося $ZnCl_2$, если для реакции использовали Cl_2 объемом 4,50 дм³ при температуре 57,0 °С и давлении 86444 Па?

10. Каковы объемные доли (%) HBr и H_2 в смеси объемом 6,72 дм³ (н.у.), если ее масса равна 12,45 г?

Вариант 12

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; б) гидросульфат кальция?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,55 моль дифтора; б) 11,2 г C_2H_4 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дифтора?

3. Плотность некоторого газа равна 1,161 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по дифтору?

4. Каковы массовые доли (%) C_2H_6 и CH_4 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 24?

5. Какая масса CuCl_2 образуется при взаимодействии Cl_2 с техническим Cu массой 6,60 г (содержание примесей составляет 3,00 %), если массовая доля практического выхода CuCl_2 равна 93,80 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 6,50 г получили CO_2 объемом 11,20 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 4,50 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по NO_2 равна 0,565?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Zn массой 13,00 г получили ZnO и 69,80 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 36,50 г, состоящей из MgSO_4 и ZnSO_4 , получили SrSO_4 массой 49,68 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося MgF_2 , если для реакции использовали F_2 объемом 4,00 дм³ при температуре $-37,0^\circ\text{C}$ и давлении 164315 Па?

10. Каковы объемные доли (%) C_2H_6 и N_2 в смеси объемом 8,96 дм³ (н.у.), если ее масса равна 11,54 г?

Вариант 13

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3$; б) гидросульфат никеля (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 3,5 моль диоксида; б) 16,8 г C_2H_4 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диоксида?

3. Плотность некоторого газа равна $1,430 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по аммиаку?

4. Каковы массовые доли (%) ClF и N_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 35?

5. Какая масса Li_2O образуется при взаимодействии O_2 с техническим Li массой 6,80 г (содержание примесей составляет 3,00 %), если массовая доля практического выхода Li_2O равна 93,20 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 10,50 г получили CO_2 объемом 7,84 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 6,30 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по Cl_2 равна 0,423?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Ge массой 6,40 г получили GeO_2 и 29,29 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 17,32 г, состоящей из Na_2CO_3 и K_2CO_3 , получили ZnCO_3 массой 19,48 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося NO , если для реакции использовали O_2 объемом 2,00 дм³ при температуре 2000,0 °С и давлении 102995 Па?

10. Каковы объемные доли (%) C_3H_8 и N_2 в смеси объемом 2,69 дм³ (н.у.), если ее масса равна 4,56 г?

Вариант 14

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) фосфат гидроксоалюминия; б) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 5,6 моль He ; б) 13,2 г C_3H_8 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав He ?

3. Плотность некоторого газа равна $0,179 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по фосфину?

4. Каковы массовые доли (%) AsH_3 и H_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 66?

5. Какая масса Ba_3P_2 образуется при взаимодействии Ba с техническим P массой 12,80 г (содержание примесей составляет 3,10 %), если массовая доля практического выхода Ba_3P_2 равна 95,70 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 8,00 г получили CO_2 объемом 8,96 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 9,60 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по H_2S равна 1,765?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Cu с Cl_2 массой 8,52 г получили CuCl_2 и 26,80 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 17,84 г, состоящей из NaCl и MgCl_2 , получили PbCl_2 массой 45,81 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося SiCl_4 , если для реакции использовали Cl_2 объемом 3,00 дм³ при температуре 67,0 °С и давлении 91234 Па?

10. Каковы объемные доли (%) C_4H_{10} и N_2 в смеси объемом 1,57 дм³ (н.у.), если ее масса равна 2,41 г?

Вариант 15

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) K_2HPO_4 ; б) метасиликат кальция?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 7,8 моль неона; б) 7,8 г C_2H_2 ? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав неона?

3. Плотность некоторого газа равна 1,161 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по сероводороду?

4. Каковы массовые доли (%) NO и NO_2 в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 40?

5. Какая масса MgCl_2 образуется при взаимодействии HCl с техническим Mg массой 5,00 г (содержание примесей составляет 4,40 %), если массовая доля практического выхода MgCl_2 равна 98,60 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 4,20 г получили CO_2 объемом 6,72 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 5,40 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по H_2 равна 21,000?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии F_2 с Ag массой 3,24 г получили AgF и 6,18 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 12,71 г, состоящей из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, получили NO_2 массой 5,52 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося NaNH_2 , если для реакции использовали H_2 объемом 6,50 дм^3 при температуре 117,0 °С и давлении 212708 Па?

10. Каковы объемные доли (%) H_2S и N_2 в смеси объемом 1,46 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 2,12 г?

Вариант 16

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) HMnO_4 ; б) гидрофосфат марганца (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 5,2 моль аргона; б) 14 г этилена? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав аргона?

3. Плотность некоторого газа равна 1,250 г/ дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по оксиду азота (IV)?

4. Каковы массовые доли (%) оксида углерода (IV) и оксида углерода (II) в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 42?

5. Какая масса AgNO_3 образуется при взаимодействии Ag_2CO_3 с техническим HNO_3 массой 6,70 г (содержание примесей составляет 2,20 %), если массовая доля практического выхода AgNO_3 равна 98,10 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 4,80 г получили диазот объемом 3,36 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 5,40 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по метану равна 2,000?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Al с C массой 6,00 г получили Al_4C_3 и 34,83 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 8,13 г, состоящей из меди и свинца, получили оксид азота (II) массой 1,65 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося дигидрида бария, если для реакции использовали диводород объемом 8,50 дм^3 при температуре 57,0 °С и давлении 88116 Па?

10. Каковы объемные доли (%) оксида углерода (IV) и хлороводорода в смеси объемом $4,03 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна $7,32 \text{ г}$?

Вариант 17

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; б) гидроксинитрат свинца (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) $0,6$ моль диводорода; б) 12 г этана? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диводорода?

3. Плотность некоторого газа равна $1,785 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по аммиаку?

4. Каковы массовые доли (%) хлороводорода и оксида углерода (IV) в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 38 ?

5. Какая масса CuSO_4 образуется при взаимодействии CuO с техническим H_2SO_4 массой $20,00 \text{ г}$ (содержание примесей составляет $1,30 \%$), если массовая доля практического выхода CuSO_4 равна $99,00 \%$?

6. При сжигании неизвестного вещества массой $0,85 \text{ г}$ получили диазот объемом $0,56 \text{ дм}^3$ (н.у.) и H_2O объемом $1,35 \text{ мл}$. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по ацетилену равна $0,654$?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Ba с Br_2 массой $2,74 \text{ г}$ получили BaBr_2 и $15,13 \text{ кДж}$ энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой $5,70 \text{ г}$, состоящей из магния и цинка, получили диводород массой $0,27 \text{ г}$. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося дигидрида кальция, если для реакции использовали диводород объемом $5,00 \text{ дм}^3$ при температуре $27,0^\circ\text{C}$ и давлении 214316 Па ?

10. Каковы объемные доли (%) оксида углерода (II) и бромоводорода в смеси объемом $3,19 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна $7,57 \text{ г}$?

Вариант 18

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $K_2B_4O_7$; б) гидрофосфат аммония?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 6,2 моль дикислорода; б) 8,4 г пропилена? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дикислорода?

3. Плотность некоторого газа равна $1,875 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по дифтору?

4. Каковы массовые доли (%) бромоводорода и оксида углерода (II) в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 56?

5. Какая масса Cu образуется при взаимодействии $Cu(NO_3)_2$ с техническим Fe массой 5,70 г (содержание примесей составляет 0,95 %), если массовая доля практического выхода Cu равна 94,40 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 1,92 г получили ортофосфорную кислоту массой 5,88 г. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по этилену равна 1,214?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Cr с Cl_2 массой 4,26 г получили $CrCl_3$ и 3,09 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 1,63 г, состоящей из меди и кадмия, получили оксид серы (IV) массой 1,52 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося оксида железа (II, III), если для реакции использовали дикислород объемом $3,50 \text{ дм}^3$ при температуре $100,0^\circ\text{C}$ и давлении 222917 Па ?

10. Каковы объемные доли (%) хлороводорода и диводорода в смеси объемом $17,36 \text{ дм}^3$ (н.у.), если ее масса равна 6,73 г?

Вариант 19

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) дигидроксисульфит хрома (III); б) $Al_2(SiO_3)_3$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 2,1 моль диазота; б) 2,8 г оксида углерода (II)? Какое число молекул и какое число атомов со-

держится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав диазота?

3. Плотность некоторого газа равна $0,759 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по метану?

4. Каковы массовые доли (%) диазота и дихлора в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 36?

5. Какая масса Ag образуется при взаимодействии AgNO_3 с техническим Zn массой 6,70 г (содержание примесей составляет 1,90 %), если массовая доля практического выхода Ag равна 95,70 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 0,91 г получили CO_2 объемом 1,40 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 1,41 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по пропану равна 1,318?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии диазота с кальцием массой 2,50 г получили Ca_3N_2 и 9,00 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 10,78 г, состоящей из Fe и Zn, получили Cu массой 10,88 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося метана, если для реакции использовали диводород объемом 2,50 дм³ при температуре 87,0 °C и давлении 137731 Па?

10. Каковы объемные доли (%) дихлора и хлороводорода в смеси объемом 6,05 дм³ (н.у.), если ее масса равна 12,44 г?

Вариант 20

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) метасиликат никеля (II); б) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 5,7 моль дихлора; б) 17 г аммиака? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дихлора?

3. Плотность некоторого газа равна $3,170 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по ацетилену?

4. Каковы массовые доли (%) сероводорода и метана в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 22?

5. Какая масса $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ образуется при взаимодействии $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ с техническим CuSO_4 массой 19,60 г (содержание примесей составляет 1,30 %), если массовая доля практического выхода $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ равна 94,20 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 2,51 г получили ортофосфорную кислоту массой 7,45 г. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по пропилену равна 1,571?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Ct с F_2 массой 1,90 г получили CtF_3 и 77,27 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 1,14 г, состоящей из Mg и Cd , получили Hg массой 4,32 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося нитрида кальция, если для реакции использовали диазот объемом 6,50 дм^3 при температуре 77,0 °C и давлении 218715 Па?

10. Каковы объемные доли (%) диоксида серы и диоксида углерода в смеси объемом 2,52 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 6,45 г?

Вариант 21

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; б) формиат натрия?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 4,5 моль дифтора; б) 2,4 г метана? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дифтора?

3. Плотность некоторого газа равна 2,560 г/ дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по воздуху?

4. Каковы массовые доли (%) озона и диазота в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 30?

5. Какая масса $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется при взаимодействии LiOH с техническим $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ массой 4,20 г (содержание примесей составляет 0,52 %), если массовая доля практического выхода $\text{Fe}(\text{OH})_3$ равна 96,10 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 2,00 г получили CO_2 объемом 3,14 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 2,88 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по CO_2 равна 2,273?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с Cu массой 3,36 г получили CuO и 8,51 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 6,02 г, состоящей из декагидрата сульфата натрия и декагидрата карбоната натрия, получили воду массой 3,60 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшейся воды, если для реакции использовали O_2 объемом 5,00 дм^3 при температуре 127,0 °C и давлении 64117 Па?

10. Каковы объемные доли (%) оксида углерода (IV) и H_2 в смеси объемом 6,05 дм^3 (н.у.), если ее масса равна 3,48 г?

Вариант 22

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$; б) гидросульфат аммония?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 3,45 моль дихлора; б) 27,6 г диоксида азота? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав дихлора?

3. Плотность некоторого газа равна 2,860 г/дм^3 . Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по этилену?

4. Каковы массовые доли (%) оксида углерода (II) и ацетилена в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 27?

5. Какая масса AlCl_3 образуется при взаимодействии Al с техническим SnCl_2 массой 19,20 г (содержание примесей составляет 1,90 %), если массовая доля практического выхода AlCl_3 равна 92,50 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 5,40 г получили CO_2 объемом 4,03 дм^3 (н.у.) и H_2O объемом 3,24 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по бутану равна 1,034?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии Fe с O_2 массой 3,84 г получили Fe_3O_4 и 67,02 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 5,19 г, состоящей из Al и Zn, получили Pb массой 24,84 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося высшего оксида бора, если для реакции использовали кислород объемом 7,50 дм³ при температуре 127,0 °C и давлении 309615 Па?

10. Каковы объемные доли (%) оксида углерода (IV) и дифтора в смеси объемом 43,64 дм³ (н.у.), если ее масса равна 83,10 г?

Вариант 23

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Fe}_2(\text{Cr}_2\text{O}_7)_3$; б) сульфат хрома (III)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 2,1 моль аргона; б) 4,5 г этана? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав аргона?

3. Плотность некоторого газа равна 1,518 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по H_2 ?

4. Каковы массовые доли (%) оксида углерода (II) и диводорода в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 9?

5. Какая масса $\text{Cu}(\text{OH})_2$ образуется при взаимодействии LiOH с техническим $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ массой 1,90 г (содержание примесей составляет 0,70 %), если массовая доля практического выхода $\text{Cu}(\text{OH})_2$ равна 98,80 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 1,04 г получили CO_2 объемом 1,01 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 1,22 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по NO равна 1,533?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии O_2 с K массой 1,17 г получили KO_2 и 8,40 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 2,26 г, состоящей из NaI и KI, получили I_2 массой 3,56 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося нитрида кальция, если для реакции использовали азот объемом 3,00 дм³ при температуре 87,0 °C и давлении 131444 Па?

10. Каковы объемные доли (%) метана и бутана в смеси объемом 36,96 дм³ (н.у.), если ее масса равна 39,00 г?

Вариант 24

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $[\text{Cr}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$; б) гидрокарбонат алюминия?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 3,0 моль K_2O ; б) 3,9 г ацетилена? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав K_2O ?

3. Плотность некоторого газа равна 3,750 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по дихлору?

4. Каковы массовые доли (%) оксида углерода (IV) и дихлора в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 52?

5. Какая масса $\text{Zn}(\text{OH})_2$ образуется при взаимодействии NaOH с техническим ZnSO_4 массой 1,72 г (содержание примесей составляет 0,70 %), если массовая доля практического выхода $\text{Zn}(\text{OH})_2$ равна 96,90 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 2,33 г получили оксид кремния (IV) массой 4,50 г и H_2O объемом 2,03 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по HCl равна 1,699?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии белого фосфора с дихлором массой 10,65 г получили пентахлорид фосфора и 21,96 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 10,62 г, состоящей из KBr и NaBr , получили бромид серебра массой 18,80 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося оксида кадмия, если для реакции использовали кислород объемом 5,00 дм³ при температуре 77,0 °C и давлении 216129 Па?

10. Каковы объемные доли (%) этина и оксида углерода (II) в смеси объемом 2,18 дм³ (н.у.), если ее масса равна 2,57 г?

Вариант 25

1. Каковы массовые доли (%) и степени окисления каждого элемента в соединениях: а) $\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$; б) гидроксикарбонат меди (II)?

2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 2,8 моль неона; б) 25,2 г этилена? Какое число молекул и какое число атомов содержится в вычисленных объемах взятых газов? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав неона?

3. Плотность некоторого газа равна 1,786 г/дм³. Какова его молярная масса? Чему равна относительная плотность этого газа по N_2 ?

4. Каковы массовые доли (%) дихлора и диазота в смеси, если ее средняя молекулярная масса составляет 33?

5. Какая масса BaSO_4 образуется при взаимодействии BaBr_2 с техническим MgSO_4 массой 12,40 г (содержание примесей составляет 3,10 %), если массовая доля практического выхода BaSO_4 равна 97,30 %?

6. При сжигании неизвестного вещества массой 5,61 г получили SO_2 объемом 3,70 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 2,97 мл. Какова простейшая и истинная формула этого вещества, если его плотность по NO_2 равна 0,739?

7. Каков тепловой эффект реакции и ее термохимическое уравнение, если при взаимодействии углерода с кремнием массой 4,62 г получили SiC и 11,02 кДж энергии (теплоты)?

8. Из смеси массой 4,58 г, состоящей из Na_2S и K_2S , получили CuS массой 5,04 г. Каковы массовые доли (%) компонентов в смеси?

9. Какова масса образовавшегося фторида бария, если для реакции использовали фтор объемом 2,50 дм³ при температуре 117,0 °С и давлении 226719 Па?

10. Каковы объемные доли (%) диазота и оксида азота (I) в смеси объемом 3,24 дм³ (н.у.), если ее масса равна 5,34 г?

1.3. Примеры решения типовых задач по теме «Важнейшие понятия и стехиометрические законы химии»

Пример 1.1. Каковы массовые доли и степени окисления каждого элемента в соединении CaC_2O_4 ?

Решение. Для расчета используем количество вещества CaC_2O_4 , равное 1 моль: $\nu(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 1$ моль. Принимая во внимание, что $M(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 128$ г/моль, находим массу 1 моль CaC_2O_4 :

$$m(\text{CaC}_2\text{O}_4) = \nu(\text{CaC}_2\text{O}_4) \times M(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 1 \times 128 = 128 \text{ г.}$$

Из формулы данного соединения видно, что количество вещества каждого элемента связано с количеством вещества CaC_2O_4 соотношениями:

$$\nu(\text{Ca}) = \nu(\text{CaC}_2\text{O}_4);$$

$$2\nu(\text{C}) = \nu(\text{CaC}_2\text{O}_4);$$

$$4\nu(\text{O}) = \nu(\text{CaC}_2\text{O}_4).$$

Определяем массы элементов, входящих в состав CaC_2O_4 , используя зависимость $m(X) = \nu(X) \times M(X)$:

$$m(\text{Ca}) = 1 \times 40 = 40 \text{ г;}$$

$$m(\text{C}) = 2 \times 12 = 24 \text{ г;}$$

$$m(\text{O}) = 4 \times 16 = 64 \text{ г.}$$

Находим массовые доли:

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{m(\text{CaC}_2\text{O}_4)} = \frac{40}{128} = 0,3125, \text{ или } 31,25 \%;$$

$$\omega(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(\text{CaC}_2\text{O}_4)} = \frac{24}{128} = 0,1875, \text{ или } 18,75 \%;$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{CaC}_2\text{O}_4)} = \frac{64}{128} = 0,5, \text{ или } 50,00 \%.$$

К такому же результату можно прийти, если массовые доли элементов в соединениях рассчитывать и по более общей формуле:

$$\omega(X) = \frac{nAr(X)}{M(X)} \times 100 \%,$$

где n – число атомов элементов в соединении; A_r – относительная атомная масса элемента; $M(X)$ – относительная молекулярная масса соединения.

Учитывая, что степень окисления атомов кислорода в большинстве соединений постоянна и соответственно равна -2 , а атома кальция $+2$, и

исходя из положения, что алгебраическая сумма степеней окисления всех элементов в сложных соединениях равна 0, находим степень окисления атома углерода:

$$(+2) + 2 \times (x) + 4 \times (-2) = 0 \text{ (в скобки взяты значения степеней окисления элементов); } 2x - 6 = 0; \quad x = +3.$$

Таким образом, искомые степени окисления атомов кальция, углерода и кислорода в оксидате кальция имеют такие значения:

$$\text{Ca: } +2; \quad \text{C: } +3, \quad \text{O: } -2.$$

$$\text{Ответ: } \omega(\text{Ca}) = 31,25 \%; \quad \omega(\text{C}) = 18,75 \%; \quad \omega(\text{O}) = 50,00 \%.$$

$$\text{Степени окисления: } \text{Ca}^{+2}; \text{C}^{+3}; \text{O}^{-2}.$$

Пример 1.2. Каковы объемы газов при н.у., если взято: а) 0,2 моль O_2 ; б) 2,6 г C_2H_2 ? Каковы абсолютные массы молекул и атомов, входящих в состав этих газов?

Решение. Для ответов на поставленные вопросы используем второе следствие из закона Авогадро, согласно которому 1 моль любого газа при нормальных условиях (н.у.) занимает объем $22,4 \text{ дм}^3$, его обозначают символом V_m (связан с объемом газа соотношением: $v(X) = \frac{V(X)}{V_m}$).

На основании этого:

а) находим объем кислорода:

$$V(\text{O}_2) = V_m \times v(\text{O}_2) = 22,4 \times 0,2 = 4,48 \text{ дм}^3;$$

б) для нахождения объема C_2H_2 вначале определяем количество вещества:

$$v(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{m(\text{C}_2\text{H}_2)}{M(\text{C}_2\text{H}_2)} = \frac{2,6}{26} = 0,1 \text{ моль},$$

а затем уже вычисляем его объем:

$$V(\text{C}_2\text{H}_2) = V \times v(\text{C}_2\text{H}_2) = 22,4 \times 0,1 = 2,24 \text{ дм}^3.$$

Абсолютные массы молекул (атомов) определяем как отношение массы 1 моль вещества к постоянной Авогадро $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1}$:

$$m_{\text{мол}}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{N_A} = \frac{32}{6,02 \times 10^{23}} = 5,32 \times 10^{-23} \text{ г, или } 5,32 \times 10^{-26} \text{ кг};$$

$$m_{\text{ат}}(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{N_A} = \frac{16}{6,02 \times 10^{23}} = 2,66 \times 10^{-23} \text{ г, или } 2,66 \times 10^{-26} \text{ кг};$$

$$m_{\text{мол}}(\text{C}_2\text{H}_2) = \frac{M(\text{C}_2\text{H}_2)}{N_A} = \frac{26}{6,02 \times 10^{23}} = 4,32 \times 10^{-23} \text{ г, или } 4,32 \times 10^{-26} \text{ кг;}$$

$$m_{\text{ат}}(\text{C}) = \frac{M(\text{C})}{N_A} = \frac{12}{6,02 \times 10^{23}} = 1,99 \times 10^{-23} \text{ г, или } 1,99 \times 10^{-26} \text{ кг;}$$

$$m_{\text{ат}}(\text{H}) = \frac{M(\text{H})}{N_A} = \frac{1}{6,02 \times 10^{23}} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ г, или } 1,66 \times 10^{-27} \text{ кг.}$$

При решении задачи по примеру 1.2 можно использовать и такие соотношения:

$$\nu(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad \nu(X) = \frac{V(X)}{V_m}; \quad \nu(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Тогда объем C_2H_2 по п. б можно вычислить, объединив первые два соотношения:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{V(X)}{V_m}.$$

Абсолютные же массы молекул и атомов можно определить, используя второе и третье соотношения:

$$\frac{m(X)}{M(X)} = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Ответ: $m_{\text{мол}}(\text{O}_2) = 5,32 \times 10^{-26} \text{ кг; } m_{\text{ат}}(\text{O}) = 2,66 \times 10^{-26} \text{ кг;}$

$m_{\text{мол}}(\text{C}_2\text{H}_2) = 4,32 \times 10^{-26} \text{ кг; } m_{\text{ат}}(\text{C}) = 1,99 \times 10^{-26} \text{ кг;}$

$m_{\text{ат}}(\text{H}) = 1,66 \times 10^{-27} \text{ кг.}$

Пример 1.3. Плотность некоторого газа (н.у.) равна $1,25 \text{ г/дм}^3$. Какова его молярная масса и относительная плотность по водороду?

Решение. При н.у. 1 моль любого газа занимает объем $V = 22,4 \text{ дм}^3$. Масса этого объема численно равна молярной массе газа. Имея в виду, что плотность газа $\rho(X)$ – это масса газа объемом 1 дм^3 , находим массу газа объемом $22,4 \text{ дм}^3$, т.е. его молярную массу $M(X)$:

$$M(X) = \rho(X) \times V_m = 1,25 \times 22,4 = 28 \text{ г/моль.}$$

Плотность по водороду есть отношение молярной массы газа к молярной массе H_2 :

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)} = \frac{28}{2} = 14.$$

Ответ: $M(X) = 28 \text{ г/моль; } D_{\text{H}_2} = 14.$

Пример 1.4. Каковы массовые доли (%) CO_2 и CO в смеси, если её средняя молярная масса равна 34 г/моль?

Решение. Средняя молярная масса $M_{\text{ср}}$ связана с молярными массами компонентов смеси соотношением

$$M(\text{CO}_2) \chi(\text{CO}_2) + M(\text{CO}) \chi(\text{CO}) = M_{\text{ср}}$$

где χ – мольная доля соответствующего газа.

При этом $\chi(\text{CO}_2) + \chi(\text{CO}) = 1$.

Обозначим мольную долю CO_2 через x . Тогда

$$M(\text{CO}_2) \times x + M(\text{CO})(1 - x) = M_{\text{ср}}.$$

Отсюда найдем x :

$$M(\text{CO}_2) \times x + M(\text{CO}) - M(\text{CO}) \times x = M_{\text{ср}};$$

$$x \times (M(\text{CO}_2) - M(\text{CO})) = M_{\text{ср}} - M(\text{CO});$$

$$x = \frac{M_{\text{ср}} - M(\text{CO})}{M(\text{CO}_2) - M(\text{CO})}.$$

Подставляя численные значения, получим:

$$x = \frac{34 - 28}{44 - 28} = \frac{6}{16} = 0,375.$$

Для расчета возьмем 1 моль смеси, масса которого равна 34 г. Вычислим массы CO_2 и CO в 1 моль смеси:

$$m(\text{CO}_2) = x \times M(\text{CO}_2) = 0,375 \times 44 = 16,5 \text{ г};$$

$$m(\text{CO}) = (1 - x) \times M(\text{CO}) = 0,625 \times 28 = 17,5 \text{ г}.$$

Находим массовые доли компонентов смеси:

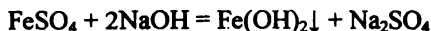
$$\omega(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{m(\text{смеси})} = \frac{16,5}{34} = 0,4853, \text{ или } 48,53 \%;$$

$$\omega(\text{CO}) = \frac{m(\text{CO})}{m(\text{смеси})} = \frac{17,5}{34} = 0,5147, \text{ или } 51,47 \%.$$

Ответ: $\omega(\text{CO}_2) = 48,53 \%$; $\omega(\text{CO}) = 51,47 \%$.

Пример 1.5. Какая масса $\text{Fe}(\text{OH})_2$ образуется при взаимодействии NaOH с FeSO_4 массой 16,2 г, если массовая доля примесей в FeSO_4 составляет 4 %, а практический выход $\text{Fe}(\text{OH})_2$ равен 92 %?

Решение. Записываем уравнение реакции:



Определяем массу примесей $m_{\text{пр}}$ в FeSO_4 :

$$m_{\text{пр}} = \frac{m_1(\text{FeSO}_4) \times \omega_{\text{ж}}}{100} = 16,2 \times 0,04 = 0,648 \text{ г.}$$

Следовательно, в реакцию вступило

$$m(\text{FeSO}_4) = m_1(\text{FeSO}_4) - m_{\text{пр}} = 16,2 - 0,65 = 15,55 \text{ г,}$$

$$\text{или } \nu(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4)}{M(\text{FeSO}_4)} = \frac{15,55}{152} = 1,02 \text{ моль сульфата железа (II).}$$

Из уравнения реакции видно, что:

из 1 моль FeSO_4 получается 1 моль $\text{Fe}(\text{OH})_2$,

а из 1,02 моль FeSO_4 получается 1,02 моль $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Если бы реакция протекала с массовой долей выхода 100 %, то масса $\text{Fe}(\text{OH})_2$ составляла бы:

$$m_{\text{теор}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Fe}(\text{OH})_2) \times M(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 1,02 \times 90 = 91,8 \text{ г.}$$

Однако выход $\eta(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{m_{\text{пр}}(\text{Fe}(\text{OH})_2)}{m_{\text{теор}}(\text{Fe}(\text{OH})_2)} \times 100$ составляет 92 %. Поэтому

практически будет получено гидроксида железа (II):

$$m_{\text{пр}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = \frac{m_{\text{теор}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) \times \eta(\text{Fe}(\text{OH})_2)}{100} = 91,8 \times 0,92 = 84,46 \text{ г.}$$

Ответ: $m_{\text{пр}}(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 84,46 \text{ г.}$

Пример 1.6. При сжигании неизвестного вещества массой 3 г получили CO_2 объемом 8,96 дм³ (н.у.) и H_2O объемом 10,8 см³. Каковы простейшая и истинная формулы этого вещества, если его плотность по водороду равна 15?

Решение. Находим количество вещества для углекислого газа и воды с учетом того, что 1 см³ H_2O имеет массу 1 г:

$$\nu(\text{CO}_2) = \frac{V(\text{CO}_2)}{22,4} = \frac{8,96}{22,4} = 0,4 \text{ моль;}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{10,8}{18} = 0,6 \text{ моль.}$$

Определяем количество вещества атомов С и Н, учитывая, что 1 моль CO_2 содержит 1 моль С, а 1 моль H_2O содержит 2 моль Н:

$$\nu(\text{C}) = 0,4; \nu(\text{H}) = 2 \times 0,6 = 1,2.$$

Если предположить, что неизвестное вещество относится к классу углеводородов C_xH_y , так как продукты сгорания образованы углеродом (CO_2)

и водородом (H_2O), то

$$\frac{x}{y} = \frac{n(\text{C})}{n(\text{H})} = \frac{0,4}{1,2} = \frac{1}{3}; \quad x = 1, y = 3.$$

Значит, простейшая формула искомого вещества CH_3 . Поскольку его плотность по водороду равна 15, то молярная масса определяется следующим образом:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{M}{M(\text{H}_2)}; \quad M = D_{\text{H}_2} \times M(\text{H}_2);$$

$$M = 2 \times 15 = 30 \text{ г/моль.}$$

Находим истинную формулу:

$$M(\text{CH}_3) = 15;$$

$$\frac{M(\text{C}_x\text{H}_y)}{M(\text{CH}_3)} = 2; \quad x = 2, y = 6.$$

Следовательно, формула вещества C_2H_6 (этан).

Ответ: C_2H_6 (этан).

Пример 1.7. Каково термохимическое уравнение реакции, если в процессе взаимодействия Mg с O_2 массой 2,67 г получили 102,4 кДж теплоты (энергии)?

Решение. Находим количество вещества O_2 , вступившего в реакцию:

$$\nu(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{M(\text{O}_2)} = \frac{2,67}{32} = 0,0834 \text{ моль.}$$

Находим количество теплоты Q , которое будет получено при взаимодействии Mg с 1 моль O_2 :

$$Q = \frac{q}{\nu(\text{O}_2)} = \frac{102,4}{0,0834} = 1228 \text{ кДж.}$$

Тогда термохимическое уравнение реакции можно записать так:



или



Ответ: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + 1228 \text{ кДж.}$

Пример 1.8. Из смеси массой 8,45 г, состоящей из HCl и H_2SO_4 , получили водород объемом 2,24 дм^3 (н.у.). Каковы массовые доли (%) ком-

понентов в смеси?

Решение. Процессы образования водорода из указанных кислот можно представить так:



Находим количество вещества H_2 , полученного в результате реакции:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{22,4} = \frac{2,24}{22,4} = 0,1 \text{ моль.}$$

Обозначим через x количество моль H_2 , полученного в реакции (1). Тогда в результате реакции (2) было получено $(0,1 - x)$ моль H_2 . Из уравнений видно, что в реакцию вступило:

$2x$ моль HCl и $(0,1 - x)$ моль H_2SO_4 .

Массы компонентов смеси определяются соотношениями:

$$m(\text{HCl}) = 2x \times M(\text{HCl}) = 2x \times 36 \times 5 = 73x;$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,1 - x)M(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,1 - x)98 = 9,8 - 98x.$$

Сумма этих масс даёт массу смеси:

$$m(\text{HCl}) + m(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{смеси});$$

$$73x + 9,8 - 98x = 8,45.$$

Решая это уравнение относительно x , получим: $x = 0,054$;

$$m(\text{HCl}) = 2 \times 0,054 \times 36 \times 5 = 3,942 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,1 - 0,054) \times 98 = 4,508 \text{ г}.$$

Находим массовые доли:

$$\omega(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{смеси})} = 0,4665, \text{ или } 46,65 \%;$$

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m(\text{смеси})} = 0,5335, \text{ или } 53,35 \%.$$

Ответ: $\omega(\text{HCl}) = 46,65 \%$; $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 53,35 \%$.

Пример 1.9. Какова масса образовавшегося хлороводорода, если для реакции использовали хлор объёмом $4,48 \text{ дм}^3$, находящийся при температуре 20°C и давлении 100275 Па ?

Решение. Находим объём $V_0(\text{Cl}_2)$ при нормальных условиях ($P_0 = 101325 \text{ Па}$, $T = 273 \text{ К}$), используя обобщенный закон газового состояния:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

Тогда
$$V_0 = \frac{PV \times T_0}{T \times P_0} = \frac{100275 \times 4 \times 48 \times 273}{293 \times 101325} = 4,131 \text{ дм}^3.$$

Определим количество вещества Cl_2 :

$$\nu(\text{Cl}_2) = \frac{4,131}{22,4} = 0,184 \text{ моль.}$$

Поскольку по уравнению реакции $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ из 1 моль Cl_2 образуется 2 моль HCl , то масса HCl может быть определена следующим образом:

$$m(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl}) \times M(\text{Cl}_2),$$

где $\nu(\text{Cl}_2) = 2\nu(\text{Cl}_2) = 2 \times 0,184 \text{ моль}$;

$$m(\text{HCl}) = 2 \times 0,184 \times 36,5 = 13,4 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{HCl}) = 13,4 \text{ г.}$

Пример 1.10. Каковы объемные доли NO_2 и NO в смеси объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у), если её масса равна $6,8 \text{ г}$?

Решение. Обозначим число моль NO_2 через x , а число моль NO через y моль. Принимая во внимание, что $M(\text{NO}_2) = 46 \text{ г/моль}$, а $M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}$, можно составить два алгебраических уравнения с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} 46x + 30y = 6,8; \\ 22,4x + 22,4y = 4,48. \end{cases}$$

Упростив приведенные уравнения, получим:

$$23x + 15y = 3,4;$$

$$x + y = 0,2.$$

Решая систему, находим значения x и y :

$$x = 0,05 \text{ моль}; y = 0,15 \text{ моль.}$$

Вычисляем объемные доли NO_2 и NO в смеси:

$$V(\text{NO}_2) = \nu \times V_m = 0,05 \times 22,4 = 1,12 \text{ л};$$

$$\phi(\text{NO}_2) = \frac{1,12}{4,8} \cdot 100 \% = 25 \%;$$

$$\phi(\text{NO}) = 100 - 25 = 75 \%.$$

Ответ: $\phi(\text{NO}_2) = 25,0 \%$; $\phi(\text{NO}) = 75,0 \%$.

1.4. Ответы к контрольным заданиям

Вариант 1

1. а) $\omega\%(\text{Fe}) = 28,00 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,75 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{P}) = 23,25 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 48,00 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ca}) = 30,77 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,54 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{C}) = 18,46 \%$, ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{O}) = 49,23 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 17,92 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 4,82 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 9,63 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 4,65 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,33 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 30 \text{ г/моль}$, $D = 1,07$.
4. $\omega_1 = 66,17 \%$, $\omega_2 = 33,83 \%$.
5. $m(\text{ZnCl}_2) = 6,26 \text{ г}$.
6. C_3H_4
7. $5\text{O}_2 + 4\text{P} \rightarrow 2\text{P}_2\text{O}_5 +$
 $+14920,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{HCl}) = 46,65 \%$,
 $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 53,35 \%$.
9. $6,99 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 75,00 \%$, $\varphi_2 = 25,00 \%$.

Вариант 2

1. а) $\omega\%(\text{Fe}) = 32,94 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{Si}) = 24,71 \%$,
ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 42,35 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Cr}) = 26,53 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,77 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{P}) = 23,72 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 48,98 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 8,96 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,41 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 4,82 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 3,32 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 2,24 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 6,02 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,20 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 28 \text{ г/моль}$, $D = 0,93$.
4. $\omega_1 = 68,06 \%$, $\omega_2 = 31,94 \%$.
5. $m(\text{SiO}_2) = 11,06 \text{ г}$.
6. C_4H_6
7. $\text{O}_2 + \text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 + 908,33 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{K}_2\text{SO}_4) = 22,07 \%$,
 $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 77,93 \%$.
9. $40,73 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 40,00 \%$, $\varphi_2 = 60,00 \%$.

Вариант 3

1. а) $\omega\%(\text{Zn}) = 58,04 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,89 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{C}) = 5,36 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 35,71 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ca}) = 38,71 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{P}) = 20,00 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 41,29 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 2,24 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 6,02 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 5,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 46 \text{ г/моль}$, $D = 0,65$.
4. $\omega_1 = 17,50 \%$, $\omega_2 = 82,50 \%$.
5. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,05 \text{ г}$.
6. $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$
7. $\text{Cl}_2 + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{NaCl} +$
 $+2055,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{NaBr}) = 33,99 \%$,
 $\omega(\text{CaBr}_2) = 66,01 \%$.
9. $32,42 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 28,57 \%$, $\varphi_2 = 71,43 \%$.

Вариант 4

1. а) $\omega\%(\text{H}) = 1,12 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 35,96 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(\text{O}) = 62,92 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ca}) = 19,80 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,99 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 31,68 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 47,52 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 3,36 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 9,03 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,81 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,31 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 3,16 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 64 \text{ г/моль}$, $D = 1,68$.
4. $\omega_1 = 15,68 \%$, $\omega_2 = 84,32 \%$.
5. $m(\text{Fe}_2\text{S}_3) = 9,92 \text{ г}$.
6. C_8H_{18}
7. $\text{F}_2 + \text{Ca} \rightarrow \text{CaF}_2 +$
 $+1215,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 71,48 \%$,
 $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 28,52 \%$.
9. $16,30 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 37,78 \%$, $\varphi_2 = 62,22 \%$.

Вариант 5

1. а) $\omega\%(N) = 12,17 \%$,
ст. ок. -3,
 $\omega\%(H) = 4,35 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(S) = 27,83 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 55,65 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(H) = 0,92 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(Cr) = 47,71 \%$,
ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 51,38 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 10,08 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,71 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 5,42 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 5,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 2,24 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 6,02 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,20 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 37 \text{ г/моль}$, $D = 1,14$.
4. $\omega_1 = 63,38 \%$, $\omega_2 = 36,62 \%$.
5. $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 59,70 \text{ г}$.
6. C_4H_8
7. $\text{Be} + \text{I}_2 \rightarrow \text{BeI}_2 + 330,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 43,44 \%$,
 $\omega(\text{K}_2\text{CO}_3) = 56,56 \%$.
9. $11,69 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 52,81 \%$, $\varphi_2 = 47,19 \%$.

Вариант 6

1. а) $\omega\%(Al) = 8,49 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(H) = 0,94 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(S) = 30,19 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 60,38 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Fe) = 52,34 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(H) = 2,80 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(O) = 44,86 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 6,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,81 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 4,65 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,33 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 16 \text{ г/моль}$, $D = 0,55$.
4. $\omega_1 = 7,72 \%$, $\omega_2 = 92,28 \%$.
5. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 4,72 \text{ г}$.
6. $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$
7. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl} +$
 $+184,60 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{NaOH}) = 34,88 \%$,
 $\omega(\text{KOH}) = 65,12 \%$.
9. $19,44 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 33,33 \%$, $\varphi_2 = 66,67 \%$.

Вариант 7

1. а) $\omega\%(Ca) = 33,61 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 0,84 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(N) = 11,76 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 53,78 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Mg) = 27,48 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(P) = 23,66 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 48,85 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 15,68 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 4,21 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 4,21 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 6,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,81 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 7,22 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 46 \text{ г/моль}$, $D = 1,35$.
4. $\omega_1 = 52,29 \%$, $\omega_2 = 47,71 \%$.
5. $m(CaC_2) = 20,95 \text{ г}$.
6. C_2H_4O
7. $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3 +$
 $+792,48 \text{ кДж}$.
8. $\omega(Na_3PO_4) = 53,71 \%$,
 $\omega(K_3PO_4) = 46,29 \%$.
9. $1,76 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 58,33 \%$, $\varphi_2 = 41,67 \%$.

Вариант 8

1. а) $\omega\%(Ca) = 54,05 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 2,70 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(O) = 43,25 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Fe) = 28,00 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(S) = 24,00 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 48,00 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 14,56 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,91 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 7,83 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 4,65 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 2,33 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 4,16 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,12 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 6,71 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 26 \text{ г/моль}$, $D = 0,57$.
4. $\omega_1 = 51,11 \%$, $\omega_2 = 48,89 \%$.
5. $m(SnO_2) = 14,94 \text{ г}$.
6. $C_3H_6O_2$
7. $S + O_2 \rightarrow SO_2 + 296,96 \text{ кДж}$.
8. $\omega(K_2S) = 43,93 \%$,
 $\omega(Na_2S) = 56,07 \%$.
9. $33,49 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 87,50 \%$, $\varphi_2 = 12,50 \%$.

Вариант 9

1. а) $\omega\%(\text{Ba}) = 52,90 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,77 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{C}) = 9,27 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 37,07 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Fe}) = 31,46 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,12 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{C}) = 13,48 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 53,93 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 71,68 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,93 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{вт}} = 3,85 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 5,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 13,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 1,81 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 28 \text{ г/моль}$, $D = 0,64$.
4. $\omega_1 = 53,57 \%$, $\omega_2 = 46,43 \%$.
5. $m(\text{B}_2\text{O}_3) = 50,28 \text{ г}$.
6. $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$
7. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 1271,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{MgCO}_3) = 52,83 \%$,
 $\omega(\text{CaCO}_3) = 47,17 \%$.
9. $30,42 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 20,78 \%$, $\varphi_2 = 79,22 \%$.

Вариант 10

1. а) $\omega\%(\text{Mg}) = 26,97 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,12 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 17,98 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(\text{O}) = 53,93 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ni}) = 28,19 \%$,
ст. ок. -3,
 $\omega\%(\text{H}) = 8,05 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{P}) = 20,81 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 42,95 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 26,88 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 7,22 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 1,44 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 3,32 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 9,63 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 34 \text{ г/моль}$, $D = 1,13$.
4. $\omega_1 = 72,41 \%$, $\omega_2 = 27,59 \%$.
5. $m(\text{CaF}_2) = 15,20 \text{ г}$.
6. C_6H_{14}
7. $3\text{O}_2 + 4\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3292,80 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{K}_2\text{SiO}_3) = 62,27 \%$,
 $\omega(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 37,73 \%$.
9. $168,84 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 44,00 \%$, $\varphi_2 = 56,00 \%$.

Вариант 11

1. а) $\omega\%(\text{Bi}) = 76,56 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{S}) = 5,86 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(\text{O}) = 17,58 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Pb}) = 51,62 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,50 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 15,96 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(\text{O}) = 31,92 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 15,90 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 4,27 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 8,55 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 1,18 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 5,90 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 13,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,25 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 42 \text{ г/моль}$, $D = 1,50$.
4. $\omega_1 = 12,80 \%$, $\omega_2 = 87,20 \%$.
5. $m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 14,45 \text{ г}$.
6. C_6H_6
7. $\text{O}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} +$
 $+1228,80 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 47,98 \%$,
 $\omega(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 52,02 \%$.
9. $19,28 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 50,00 \%$, $\varphi_2 = 50,00 \%$.

Вариант 12

1. а) $\omega\%(\text{Fe}) = 22,40 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,60 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{P}) = 24,80 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 51,20 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ca}) = 17,09 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 0,85 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 27,35 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(\text{O}) = 54,70 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 12,32 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,31 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 6,62 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,31 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 3,16 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 8,96 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,41 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,44 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 26 \text{ г/моль}$, $D = 0,68$.
4. $\omega_1 = 71,43 \%$, $\omega_2 = 28,57 \%$.
5. $m(\text{CuCl}_2) = 12,67 \text{ г}$.
6. C_2H_2
7. $\text{O}_2 + 2\text{Zn} \rightarrow 2\text{ZnO} +$
 $+698,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{MgSO}_4) = 55,89 \%$,
 $\omega(\text{ZnSO}_4) = 44,11 \%$.
9. $20,77 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 42,50 \%$, $\varphi_2 = 57,50 \%$.

Вариант 13

1. а) $\omega\%(Al) = 12,86 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(H) = 1,43 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(C) = 17,14 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(O) = 68,57 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Ni) = 23,32 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 0,79 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(S) = 25,30 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 50,59 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 78,40 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{моп}} = 2,11 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{вт}} = 4,21 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{моп}} = 5,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 13,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{моп}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 2,17 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 32 \text{ г/моль}$, $D = 1,88$.
4. $\omega_1 = 41,13 \%$, $\omega_2 = 58,87 \%$.
5. $m(Li_2O) = 11,53 \text{ г}$.
6. CH_2O
7. $O_2 + Ge \rightarrow GeO_2 +$
 $+334,07 \text{ кДж}$.
8. $\omega(Na_2CO_3) = 79,88 \%$,
 $\omega(K_2CO_3) = 20,12 \%$.
9. $0,65 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 62,50 \%$, $\varphi_2 = 37,50 \%$.

Вариант 14

1. а) $\omega\%(Al) = 25,16 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(H) = 0,93 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(P) = 19,25 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 54,66 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Ca) = 24,69 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 1,23 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(C) = 14,81 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(O) = 59,26 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 125,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{моп}} = 3,37 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{вт}} = 3,37 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{моп}} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 6,64 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 6,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{моп}} = 1,81 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 1,99 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 4 \text{ г/моль}$, $D = 0,12$.
4. $\omega_1 = 99,52 \%$, $\omega_2 = 0,48 \%$.
5. $m(Ba_3P_2) = 90,56 \text{ г}$.
6. C_3H_8O
7. $Cu + Cl_2 \rightarrow CuCl_2 +$
 $+223,33 \text{ кДж}$.
8. $\omega(NaCl) = 65,15 \%$,
 $\omega(MgCl_2) = 34,85 \%$.
9. $32,92 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 21,43 \%$, $\varphi_2 = 78,57 \%$.

Вариант 15

1. а) $\omega\%(K) = 28,68 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(H) = 1,47 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(P) = 22,79 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 47,06 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Ca) = 34,48 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(Si) = 24,14 \%$,
ст. ок. +4,
 $\omega\%(O) = 41,38 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 174,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 4,70 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 4,70 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 3,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 3,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 6,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,81 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 7,22 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 26 \text{ г/моль}$, $D = 0,76$.
4. $\omega_1 = 28,13 \%$, $\omega_2 = 71,88 \%$.
5. $m(\text{MgCl}_2) = 18,66 \text{ г}$.
6. C_3H_6
7. $\text{F}_2 + 2\text{Ag} \rightarrow 2\text{AgF} +$
 $+412,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 73,96 \%$,
 $\omega(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 26,04 \%$.
9. 20,47 г.
10. $\varphi_1 = 76,92 \%$, $\varphi_2 = 23,08 \%$.

Вариант 16

1. а) $\omega\%(Mn) = 45,83 \%$,
ст. ок. +7,
 $\omega\%(O) = 53,33 \%$, ст. ок. -2,
 $\omega\%(H) = 0,83 \%$, ст. ок. +1.
б) $\omega\%(Mn) = 36,42 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 0,66 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(P) = 20,53 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 42,38 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 116,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,13 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,13 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,64 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 6,64 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 11,20 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,01 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,81 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 28 \text{ г/моль}$, $D = 0,61$.
4. $\omega_1 = 91,67 \%$, $\omega_2 = 8,33 \%$.
5. $m(\text{AgNO}_3) = 17,35 \text{ г}$.
6. N_2H_4
7. $4\text{Al} + 3\text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 +$
 $+208,95 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Cu}) = 49,26 \%$,
 $\omega(\text{Pb}) = 50,74 \%$.
9. 37,95 г.
10. $\varphi_1 = 55,19 \%$, $\varphi_2 = 44,81 \%$.

Вариант 17

1. а) $\omega\%(Mg) = 16,44 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 1,37 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(C) = 16,44 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega\%(O) = 65,75 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(Pb) = 72,38 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 0,35 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(N) = 4,90 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 22,38 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 13,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 7,22 \cdot 10^{23}$,
 $m_{\text{мол}} = 3,32 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 8,96 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,41 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,93 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 40 \text{ г/моль}$, $D = 2,35$.
4. $\omega_1 = 76,84 \%$, $\omega_2 = 23,16 \%$.
5. $m(\text{CuSO}_4) = 31,91 \text{ г}$.
6. NH_3
7. $\text{Ba} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{BaBr}_2 +$
 $+883,50 \text{ кДж}$.
8. $\omega(Mg) = 31,58 \%$,
 $\omega(Zn) = 68,42 \%$.
9. $18,04 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 52,63 \%$, $\varphi_2 = 47,37 \%$.

Вариант 18

1. а) $\omega\%(K) = 33,33 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(B) = 18,80 \%$, ст. ок. +3,
 $\omega\%(O) = 47,86 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(N) = 21,21 \%$,
ст. ок. -3,
 $\omega\%(H) = 6,82 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(P) = 23,48 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 48,48 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 138,88 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,73 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 7,46 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 5,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 4,48 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,20 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,08 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 42 \text{ г/моль}$, $L^1 = 1,11$.
4. $\omega_1 = 76,42 \%$, $\omega_2 = 23,58 \%$.
5. $m(\text{Cu}) = 6,09 \text{ г}$.
6. PH_3
7. $2\text{Cr} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{CrCl}_3 +$
 $+154,50 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Cu}) = 83,99 \%$,
 $\omega(\text{Cd}) = 16,01 \%$.
9. $29,18 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 19,35 \%$, $\varphi_2 = 80,65 \%$.

Вариант 19

1. а) $\omega\%(\text{Cr}) = 41,27 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{O}) = 44,44 \%$, ст. ок. -2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,59 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{S}) = 12,70 \%$, ст. ок. +4.
б) $\omega\%(\text{Al}) = 19,15 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(\text{Si}) = 29,79 \%$,
ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 51,06 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 47,04 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,26 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 2,53 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 4,65 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 2,33 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 2,24 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 6,02 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,20 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 17 \text{ г/моль}$, $D = 1,06$.
4. $\omega_1 = 63,31 \%$, $\omega_2 = 36,69 \%$.
5. $m(\text{Ag}) = 20,90 \text{ г}$.
6. C_4H_{10}
7. $\text{N}_2 + 3\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2 + 432,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Fe}) = 15,58 \%$,
 $\omega(\text{Zn}) = 84,42 \%$.
9. $0,92 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 27,78 \%$, $\varphi_2 = 72,22 \%$.

Вариант 20

1. а) $\omega\%(\text{Ni}) = 43,70 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{Si}) = 20,74 \%$,
ст. ок. +4,
 $\omega\%(\text{O}) = 35,56 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(\text{Ca}) = 17,09 \%$,
ст. ок. +2,
 $\omega\%(\text{H}) = 1,71 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(\text{P}) = 26,50 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(\text{O}) = 54,70 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 127,68 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,43 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 6,86 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 1,18 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 5,90 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 22,40 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 6,02 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 2,41 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 71 \text{ г/моль}$, $D = 2,73$.
4. $\omega_1 = 51,52 \%$, $\omega_2 = 48,48 \%$.
5. $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 21,41 \text{ г}$.
6. P_2H_4
7. $2\text{Cr} + 3\text{F}_2 \rightarrow 2\text{CrF}_3 + 4636,20 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Mg}) = 30,31 \%$,
 $\omega(\text{Cd}) = 69,69 \%$.
9. $72,31 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 66,67 \%$, $\varphi_2 = 33,33 \%$.

Вариант 21

1. а) $\omega\%(K) = 47,56 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(Al) = 10,98 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(O) = 39,02 \%$, ст. ок. -2,
 $\omega\%(H) = 2,44 \%$, ст. ок. +1.
б) $\omega\%(Na) = 33,82 \%$,
ст. ок. +1,
 $\omega\%(C) = 17,65 \%$, ст. ок. +2,
 $\omega\%(H) = 1,47 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(O) = 47,06 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 100,80 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,71 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 5,42 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,31 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 3,16 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 3,36 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 9,03 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 4,52 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 57 \text{ г/моль}$, $D = 1,98$.
4. $\omega_1 = 16,00 \%$, $\omega_2 = 84,00 \%$.
5. $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 2,15 \text{ г}$.
6. C_7H_{16}
7. $\text{O}_2 + 2\text{Cu} \rightarrow 2\text{CuO} +$
 $+324,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 44,57 \%$,
 $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 55,43 \%$.
9. $3,47 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 25,93 \%$, $\varphi_2 = 74,07 \%$.

Вариант 22

1. а) $\omega\%(\text{Cr}) = 21,85 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega\%(N) = 17,65 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega\%(O) = 60,50 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega\%(N) = 12,17 \%$,
ст. ок. -3,
 $\omega\%(H) = 4,35 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega\%(S) = 27,83 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega\%(O) = 55,65 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(н.у.) = 77,28 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 2,08 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 4,15 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 1,18 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 5,90 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(н.у.) = 13,44 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 3,61 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,08 \cdot 10^{24}$.
3. $M(X) = 64 \text{ г/моль}$, $D = 2,29$.
4. $\omega_1 = 51,85 \%$, $\omega_2 = 48,15 \%$.
5. $m(\text{AlCl}_3) = 8,16 \text{ г}$.
6. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
7. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 +$
 $+1117,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Al}) = 19,26 \%$,
 $\omega(\text{Zn}) = 80,74 \%$.
9. $32,59 \text{ г}$.
10. $\varphi_1 = 77,57 \%$, $\varphi_2 = 22,43 \%$.

Вариант 23

1. а) $\omega(\text{Fe}) = 14,74 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega(\text{Cr}) = 41,05 \%$,
ст. ок. +6,
 $\omega(\text{O}) = 44,21 \%$, ст. ок. -2.
б) $\omega(\text{Cr}) = 26,53 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega(\text{S}) = 24,49 \%$, ст. ок. +6,
 $\omega(\text{O}) = 48,98 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 47,04 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,26 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,26 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 6,64 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 6,64 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 3,36 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 9,03 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 7,22 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 34 \text{ г/моль}$,
 $D = 17,00$.
4. $\omega_1 = 81,48 \%$, $\omega_2 = 18,52 \%$.
5. $m(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 0,97 \text{ г}$.
6. $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$
7. $\text{O}_2 + \text{K} \rightarrow \text{KO}_2 + 280,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{NaI}) = 26,55 \%$,
 $\omega(\text{KI}) = 73,45 \%$.
9. 19,50 г.
10. $\varphi_1 = 81,82 \%$, $\varphi_2 = 18,18 \%$.

Вариант 24

1. а) $\omega(\text{Cr}) = 38,81 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega(\text{O}) = 47,76 \%$, ст. ок. -2,
 $\omega(\text{H}) = 1,49 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega(\text{S}) = 11,94 \%$, ст. ок. +6.
б) $\omega(\text{Al}) = 12,86 \%$,
ст. ок. +3,
 $\omega(\text{C}) = 17,14 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega(\text{H}) = 1,43 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega(\text{O}) = 68,57 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 67,20 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,81 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{ат}} = 1,81 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 1,40 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$,
 $m_{\text{ат}} = 1,40 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$.
б) $V(\text{н.у.}) = 3,36 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 9,03 \cdot 10^{22}$,
 $N_{\text{ат}} = 3,61 \cdot 10^{23}$.
3. $M(X) = 84 \text{ г/моль}$, $D = 1,18$.
4. $\omega_1 = 59,54 \%$, $\omega_2 = 40,46 \%$.
5. $m(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,02 \text{ г}$.
6. Si_2H_6
7. $\text{P}_4 + 10\text{Cl}_2 \rightarrow 4\text{PCl}_5 + 1464,00 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{KBr}) = 22,41 \%$,
 $\omega(\text{NaBr}) = 77,59 \%$.
9. 95,07 г.
10. $\varphi_1 = 84,62 \%$, $\varphi_2 = 15,38 \%$.

1. а) $\omega(\text{Fe}) = 28,00 \%$, ст. ок. +3,
 $\omega(\text{H}) = 0,75 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega(\text{P}) = 23,25 \%$, ст. ок. +5,
 $\omega(\text{O}) = 48,00 \%$, ст. ок. -2,
 б) $\omega(\text{Cu}) = 57,66 \%$, ст. ок. +2.
 $\omega(\text{C}) = 5,41 \%$, ст. ок. +4,
 $\omega(\text{H}) = 0,90 \%$, ст. ок. +1,
 $\omega(\text{O}) = 36,04 \%$, ст. ок. -2.
2. а) $V(\text{н.у.}) = 62,72 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 1,69 \cdot 10^{24}$,
 $N_{\text{вт}} = 1,69 \cdot 10^{24}$,
 $m_{\text{мол}} = 3,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$,
 $m_{\text{вт}} = 3,32 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$.
 б) $V(\text{н.у.}) = 20,16 \text{ дм}^3$,
 $N_{\text{мол}} = 5,42 \cdot 10^{23}$,
 $N_{\text{вт}} = 3,25 \cdot 10^{24}$.
3. $M(\text{X}) = 40 \text{ г/моль}$, $D = 1,43$.
4. $\omega_1 = 25,02 \%$, $\omega_2 = 74,98 \%$.
5. $m(\text{BaSO}_4) = 22,70 \text{ г}$.
6. H_2S
7. $\text{C} + \text{Si} \rightarrow \text{SiC} + 66,80 \text{ кДж}$.
8. $\omega(\text{Na}_2\text{S}) = 63,93 \%$,
 $\omega(\text{K}_2\text{S}) = 36,07 \%$.
9. 30,59 г.
10. $\phi_1 = 44,26 \%$, $\phi_2 = 55,74 \%$.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

2.1. Общие положения

Окружающий нас мир состоит из молекул, которые, в свою очередь, состоят из атомов.

Несмотря на то что атом – мельчайшая частица вещества, он содержит в себе еще более мелкие частицы. Последние принято называть *микрочастицами*. Одной из них является *электрон*.

В соответствии с современным видением мира электрон имеет двойственную природу. Экспериментально доказано, что он проявляет свойства и частицы (корпускулы), и волны, или, как говорят, проявляет двойственность (*дуализм*) свойств. В связи с этим невозможно точно указать место нахождения электрона в атомном пространстве, как невозможно определить точное положение волны, поскольку она постоянно движется во всех направлениях в пространстве, изменяя свои координаты. Поэтому электрон как бы одновременно присутствует во всем объеме атомного пространства. Однако вероятность нахождения электрона в разных точках объема атома все же различна. Область того атомного объема, в которой вероятность нахождения электрона превышает 90 %, называется *атомной орбиталью*.

Схематически атомные орбитали условно изображают в виде объемных геометрических фигур типа сферы, гантели и их различных сочетаний. Сферические атомные орбитали называют *s-орбиталями*, а гантелеобразные – *p-орбиталями*:



Рисунок 2.1

Представленные здесь формы атомных орбиталей характерны для атома водорода. В случае многоэлектронных атомов формы атомных орби-

талей искажаются вследствие взаимодействия электронов не только с ядром (притяжение), но и между собой (отталкивание).

Электроны с достаточно близкими или одинаковыми значениями энергии располагаются на практически одинаковых расстояниях от ядра, и поэтому объединяются в один *энергетический уровень* (электронную оболочку), который характеризуется так называемым главным квантовым числом n . Для атома, получившего дополнительную энергию извне, т.е. перешедшего в возбужденное состояние, это число может принимать значения всех целых чисел от 1 до ∞ . Для атома, находящегося в нормальном (стационарном) состоянии, известны целочисленные значения n от 1 до 7. Энергия электрона в атоме пропорциональна значению n : чем оно меньше, тем меньше и энергия электрона, т.е. он находится ближе к ядру и прочнее с ним связан. Максимальное число электронов, которое одновременно может находиться на каком-либо уровне, определяется как $2n^2$. Более чем 32 электронов ни на одном из семи энергетических уровней не обнаружено.

Экспериментально доказано, что уровни расщепляются на *энергетические подуровни*, число которых равно номеру уровня. Их обозначают буквами латинского алфавита s , p , d и f . На s -подуровне максимально могут находиться 2 электрона, на p – 6 электронов, на d – 10, а на f – 14 электронов.

Состояние электрона в атоме условно характеризуют *электронными* и *электронно-графическими* формулами. При написании *электронных* формул атомов следует помнить, что 1-й энергетический уровень включает в себя лишь один s -подуровень; 2-й состоит из s - и p -подуровней; 3-й – из s -, p - и d - подуровней; а 4-й – из s -, p -, d - и f -подуровней и т.д:

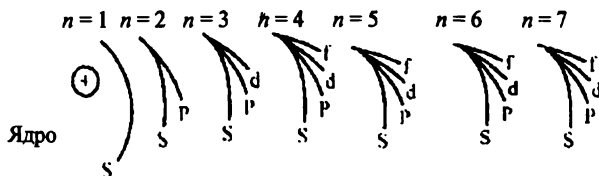


Рисунок 2.2

При написании *электронно-графических* формул атомов необходимо иметь в виду, что подуровни, в свою очередь, состоят из определенного числа орбиталей. Так, *s*-подуровень состоит из одной орбитали, *p*-подуровень – из трех, *d*- – из пяти, и наконец *f* – из семи орбиталей. Орбитали условно обозначают квадратом, который называют также *квантовой ячейкой*, или *энергетическим состоянием*. Электроны, находящиеся на той или иной орбитали, обозначают стрелкой, которая характеризует направление вращения электрона вокруг собственной оси (по часовой стрелке или против часовой стрелки). В каждой орбитали (ячейке) может разместиться не более двух электронов, обязательно имеющих противоположные направления собственного вращения. Если подуровень состоит из нескольких орбиталей, то их заполнение происходит сначала одиночными (неспаренными) электронами с одинаковыми направлениями вращения. После этого имеет место окончательное заполнение ячеек вторым электроном, но с противоположным направлением вращения.

В зависимости от того, какой подуровень в атоме является незавершенным или его полное завершение происходит последним, все элементы делят на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-семейства.

Кроме электронов, в состав атома входит ядро, состоящее из нейтронов, не имеющих электрического заряда, и протонов, несущих положительный заряд. Ядро занимает очень малую часть объема атома, тем не менее в нем сосредоточена практически вся масса атома, что обусловлено его высокой плотностью. Нейтроны и протоны удерживаются в столь малом объеме мощными ядерными силами, природа которых в настоящее время еще не окончательно выяснена. Не все ядра достаточно устойчивы. В частности, ядра атомов радиоактивных элементов могут со временем распадаться, образуя (наряду с другими элементами) различные микрочастицы, например, альфа-частицы, бета-частицы, нейтроны, нейтрино, и т.д., а также гамма-лучи.

Большинство элементов встречается в природе в виде своих разновидностей – *изотопов (нуклидов)*. Изотопы одного и того же элемента отличаются только количеством нейтронов в ядре, а следовательно, и массой атома. В то же время заряд ядра (т.е. количество протонов) одинаков для всех изотопов данного элемента.

Информация к теме «Строение атома» в таблицах и схемах

Строение атома – это открытие конца 19 – начала 20 века привели к выводу: атом делим, состоит из ядра \oplus и электронов.

ЭЛЕКТРОНЫ

1853 г. – Фарадей – электролиз растворов и расплавов солей – **ВЫВОД:** ионы переносят строго определенные порции заряда.

1897 г. – Дж.Дж. Томпсон – прохождение тока через газоразрядную трубку – **ВЫВОД:** катодные лучи – поток электронов (вращение вертушки, отклонение в электрическом поле) модель «пудинга» – независимость электронов от газа, материала электродов.

1909 г. – Р. Малликен – измерил заряд электрона.

$$1,601 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}, m = 1/1840 \text{ у.е.}$$

ЯДРО

1911 г. – Резерфорд – прохождение α – частиц (ядро гелия) через золотую фольгу

$1/100000$

He – тяжелая частица,
не взаимодействует
с электронами.
Существование
маленького тяжелого ядра.

$$\text{атом} - 10^{-10} \text{ м}, \text{ядро} - 10^{-15} \text{ м.}$$

ПЛАНЕТАРНАЯ МОДЕЛЬ АТОМА

В центре – \oplus – ядро, вокруг вращаются электроны, в целом – электро-нейтрален.

НО – электрон двигаясь с ускорением (центростремительная сила), должен излучать и терять энергию

1913 г. – Нильс Бор

дополнил планетарную модель теорией квантов Планка – энергия может поглощаться и испускаться только порциями; Объяснил спектр атома водорода

Постулаты Бора:

1. Электрон вращается вокруг ядра по строго определенным (стационарным) орбитам – при движении по ним не излучает энергию.
2. Энергия излучается и поглощается При переходе с орбиты на орбиту.

$$\Delta E = h\nu = E_1 - E_2$$

Современное состояние:

1924 г. – Луи де Бройль – двойственная природа электрона – волна и частица.

1927 г. Эксперимент – дифракция электронов. Электронная орбиталь. Представление об электронном облаке (90 % плотности).

Согласно современным представлениям,

электроны располагаются на различных расстояниях от ядра, формируя электронные оболочки, или уровни (главное квантовое число n)
Уровень расщепляется на подуровни, характеризующиеся побочным, или азимутальным, квантовым числом L , $L = 0, 1, \dots, n - 1$ т.о. $n = 3$, $L = 0, 1, 2$.

Каждый подуровень с квантовым числом L содержит $2L + 1$ орбиталей, характеризующихся магнитным квантовым числом m , $m = L, L - 1, \dots, 0, \dots, -L + 1, -1$.

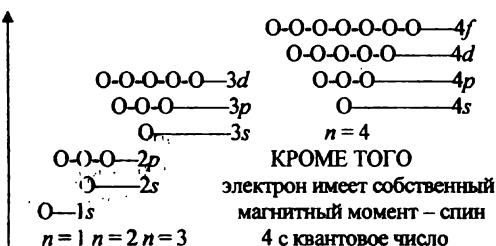
L – форма орбиталей, m – ориентация в пространстве

0	1	2	3	4
<i>S</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	

$n = 1, L = 0$ уровень содержит $1s$ -орбиталь (одну)

$n = 2, L = 1$ уровень содержит $2s + 2p$ (три) орбитали

$n = 3, L = 2$ уровень – $3s + 3p$ (три) + $3d$ (пять) орбиталей



Заполнение орбиталей: 1. Очередность заполнения – принцип наименьшей энергии. 2. Принцип Паули – электроны на одной орбитали должны иметь разный спин – 2 электрона на орбитали. 3. Правило Хунда – максимальный спин атома.

Ядро

Было установлено, что ядро состоит из протонов p , нейтронов n

$p + n$ – ядерные силы

Изотопы – атомы, ядра которых содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов. Т.к. химические свойства определяются зарядом ядра – количеством протонов, то изотопы химически идентичны.

Ядерные реакции

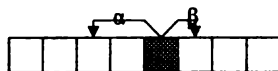
${}^1_0n + {}^A_ZX \rightarrow {}^A_{Z+1}Y + {}^B_{C+1}Z$ – β -распад

${}^{226}_{82}\text{Ra} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{222}_{80}\text{Rn}$ – α -распад

${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{18}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$ – синтез

(Резерфорд)

! если элемент испускает α -частицу, то его продуктом является элемент, расположенный на 2 клетки левее; β -частицу – на 1 правее:



После достаточно глубокого усвоения приведенных выше положений следует перейти к практическому их закреплению в процессе решения различного типа задач, составленных в виде отдельных вариантов. В случае возникновения затруднений при решении задач рекомендуется еще раз повторить теоретическую часть темы. Если и после повторения теории положительных изменений в нахождении путей решения не произошло, тогда необходимо обратиться к примерам решения подобных типов задач, помещенных после вариантов их условий. Ознакомившись с примерами, желательно закрепить полученные навыки путем решения такого же типа задач, приведенных в других вариантах.

Материал можно считать усвоенным только в случае быстрого и безошибочного решения всех задач любого из представленных вариантов.

2.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 32? К какому семейству они относятся?
2. Каковы электронные формулы ионов Cu^{2+} и Cl^- ?
3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^5$; б) $3d^64s^2$?
4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 14 и 33? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?
5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона больше, чем в ионе меди (I). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?
6. Какой элемент I группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 83,00 %?
7. При сгорании некоторого элемента массой 2,20 г образовался оксид элемента (III) массой 7,00 г. Что это за элемент?
8. При взаимодействии некоторого элемента массой 1,40 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,10 моль. Что это за элемент?
9. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,40 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 2,240 дм³ (н.у.). Что это за элемент?
10. Элемент IV группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по CO_2 равна 0,364. Какой это элемент?
11. Каковы относительная атомная масса элемента Li если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ${}^6\text{Li}$ – 7,42 %; ${}^7\text{Li}$ – 92,58 %?

Вариант 2

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 6 и 36? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Li^+ и F^- ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^2 3p^3$; б) $3s^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 5 и 35? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 3 электрона меньше, чем в атоме брома. Каковую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент I группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 74,20 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 0,54 г образовался оксид элемента (III) массой 1,02 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,30 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,05 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,43 г с кислотой образовались соединения элемента (III) и водород объемом 3,024 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент IV группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по H_2S равна 0,941. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента К, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{39}_{19}\text{K}$ – 93,08 %; $^{41}_{19}\text{K}$ – 6,91 %?

Вариант 3

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 28? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Cu^+ и Al^{3+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2$; б) $4s^2 4p^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 12 и 8? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 5 электронов больше, чем в атоме железа. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент I группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 91,44 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 1,80 г образовался оксид элемента (IV) массой 6,60 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 12,27 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,14 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 9,10 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 3,136 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_2H_2 равна 0,654. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Rb, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ^{85}Rb – 72,15 %; ^{87}Rb – 27,85 %?

Вариант 4

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21 и 34? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Ca^{2+} и Se^{2-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^6$; б) $4s^2 4p^3$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 19 и 9? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона больше, чем в ионе никеля (II). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент II группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 89,57 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 3,36 г образовался оксид элемента (IV) массой 7,20 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 10,20 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,06 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 13,44 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 2,688 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по CH_4 равна 2,125. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Mg, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{24}_{12}\text{Mg}$ – 78,60 %; $^{26}_{12}\text{Mg}$ – 11,29 %?

Вариант 5

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 18 и 23? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов K^+ и H^+ ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^3$; б) $3d^4 4s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 11 и 14? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 7 электронов меньше, чем в атоме фтора. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент II группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 71,40 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 3,08 г образовался оксид элемента (II) массой 6,60 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 29,96 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделялся водород количеством вещества 0,11 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 6,16 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 2,464 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_2H_6 равна 2,6. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Ca, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{40}_{20}Ca$ – 96,97 %; $^{44}_{20}Ca$ – 2,06 %; $^{42}_{20}Ca$ – 0,97 %?

Вариант 6

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 11 и 21? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Fe^{2+} и H^+ ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^1$; б) $3d^24s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 3 и 7? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 5 электронов больше, чем в ионе марганца (II). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент II группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 60,00 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 1,26 г образовался оксид элемента (II) массой 3,50 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 12,26 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,14 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 8,98 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 3,136 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по NO равна 1,217. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Sr, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{88}_{38}\text{Sr}$ – 82,50 %; $^{86}_{38}\text{Sr}$ – 9,80 %; $^{87}_{38}\text{Sr}$ – 7,50 %?

Вариант 7

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 18 и 27? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Ni^{2+} и Be^{2+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^5$; б) $3d^7 4s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 17 и 26? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 1 электрон меньше, чем в ионе железа (II). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент II группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 80,34 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 8,06 г образовался оксид элемента (V) массой 18,46 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 5,20 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,13 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 7,66 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 2,912 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VI группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_2H_4 равна 1,214. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Ва, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{138}_{56}\text{Ba}$ – 71,66 %; $^{137}_{56}\text{Ba}$ – 11,32 %; $^{136}_{56}\text{Ba}$ – 7,81 %; $^{135}_{56}\text{Ba}$ – 6,59 %; $^{134}_{56}\text{Ba}$ – 2,53 %?

Вариант 8

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 25? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Se^{4+} и F^- ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^2$; б) $3d^3 4s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 12 и 16? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 2 электрона больше, чем в атоме гафния. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент VII группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 77,46 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 2,03 г образовался оксид элемента (I) массой 4,35 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 19,87 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,15 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 17,21 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 3,248 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по NO_2 равна 1,76. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Ga, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{69}_{31}\text{Ga}$ – 61,20 %; $^{71}_{31}\text{Ga}$ – 38,80 %?

Вариант 9

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 7 и 20? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Cu^{2+} и Na^{+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^2$; б) $4s^24p^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 7 и 19? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона меньше, чем в атоме цезия. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент I группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 80,00 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 3,60 г образовался оксид элемента (II) массой 6,00 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,10 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,15 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 7,20 г с кислотой образовались соединение элемента (II) и водород объемом 6,720 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент IV группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по CO равна 0,571. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента In если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{115}_{49}\text{In}$ – 95,67 %; $^{113}_{49}\text{In}$ – 4,33 %?

Вариант 10

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 12 и 29? К какому семейству они относятся?
2. Каковы электронные формулы ионов Al^{3+} и Se^{2-} ?
3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^1$; б) $3d^6 4s^1$?
4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 13 и 8? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?
5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 5 электронов больше, чем в ионе хрома (III). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?
6. Какой элемент IV группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 92,83 %?
7. При сгорании некоторого элемента массой 6,40 г образовался оксид элемента (II) массой 8,96 г. Что это за элемент?
8. При взаимодействии некоторого элемента массой 7,36 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,16 моль. Что это за элемент?
9. При взаимодействии некоторого элемента массой 1,95 г с кислотой образовались соединения элемента (III) и водород объемом 2,426 дм³ (н.у.). Что это за элемент?
10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по H_2 равна 8,5. Какой это элемент?
11. Какова относительная атомная масса элемента Tl если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{205}_{81}Tl$ – 70,50 %; $^{203}_{81}Tl$ – 29,50 %?

Вариант 11

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 26? К какому семейству они относятся?
2. Каковы электронные формулы ионов Be^{2+} и Cl^- ?
3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^2$; б) $3d^4 4s^2$?
4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 11 и 7? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?
5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона меньше, чем в ионе висмута (III). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?
6. Какой элемент VII группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 77,77 %?
7. При сгорании некоторого элемента массой 4,76 г образовался оксид элемента (IV) массой 10,20 г. Что это за элемент?
8. При взаимодействии некоторого элемента массой 13,26 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,17 моль. Что это за элемент?
9. При взаимодействии некоторого элемента массой 20,18 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 3,808 дм³ (н.у.). Что это за элемент?
10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по воздуху равна 0,5862. Какой это элемент?
11. Каковы относительная атомная масса элемента C, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ^{12}C – 98,89 %; ^{13}C – 1,11 %?

Вариант 12

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 11 и 30? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Cr^{2+} и S^{2-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $4s^1$; б) $3s^2 3p^6$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 4 и 14? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 7 электронов меньше, чем в атоме галлия. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент VIII группы образует оксид (III) с массовой долей этого элемента 70,00 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 3,73 г образовался оксид элемента (II) массой 4,01 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 1,54 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,02 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 20,16 г с кислотой образовались соединение элемента (II) и водород объемом 4,032 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по Cl_2 равна 0,48. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Si, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{28}_{14}\text{Si}$ – 92,27 %; $^{29}_{14}\text{Si}$ – 4,60 %; $^{30}_{14}\text{Si}$ – 3,05 %?

Вариант 13

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 7 и 35? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Cr^{3+} и Br^{-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^2 3p^3$; б) $4s^2 4p^3$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 5 и 16? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 8 электронов больше, чем в иодидионе. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент III группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 52,90 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 12,16 г образовался оксид элемента (II) массой 15,20 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 5,05 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,02 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 10,64 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 4,256 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по N_2 равна 2,786. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Sb, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{121}_{51}\text{Sb}$ – 57,25 %; $^{123}_{51}\text{Sb}$ – 42,75 %?

Вариант 14

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 33? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Mg^{2+} и Br^- ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^4$; б) $4s^24p^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 12 и 34? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 10 электронов меньше, чем в атоме цинка. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент VI группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 52,00 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 2,24 г образовался оксид элемента (III) массой 3,20 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 8,00 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,20 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 11,78 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 4,480 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VI группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по F_2 равна 0,895. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента N, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ^{14}N – 99,64 %; ^{15}N – 0,37 %?

Вариант 15

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 24? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Fe^{3+} и K^{+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^4$; б) $3s^2 3p^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 15 и 29? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 6 электронов меньше, чем в ионе алюминия (III). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент VI группы образует оксид (III) с массовой долей этого элемента 68,40 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 1,37 г образовался оксид элемента (II) массой 1,71 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,59 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделялся водород количеством вещества 0,03 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 12,37 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 4,704 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по N_2O равна 0,83. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента O, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ^{16}O – 99,76 %; ^{18}O – 0,24 %?

Вариант 16

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 19 и 22? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Ga^{3+} и F^- ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $4s^2 4p^4$; б) $2s^2 2p^6$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 13 и 7? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона меньше, чем в атоме ртути. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент V группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 26,00 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 2,46 г образовался оксид элемента (II) массой 2,82 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,01 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,02 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,01 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 0,493 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по SO_2 равна 1,266. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента S, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{32}_{16}\text{S}$ – 95,02 %; $^{34}_{16}\text{S}$ – 4,98 %?

Вариант 17

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 32? К какому семейству они относятся?
2. Каковы электронные формулы ионов Na^+ и H^- ?
3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^4$; б) $4s^24p^5$?
4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 3 и 17? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?
5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 2 электрона больше, чем в ионе кальция (II). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?
6. Какой элемент IV группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 46,67 %?
7. При сгорании некоторого элемента массой 3,75 г образовался оксид элемента (III) массой 5,75 г. Что это за элемент?
8. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,50 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,25 моль. Что это за элемент?
9. При взаимодействии некоторого элемента массой 6,00 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 5,600 дм³ (н.у.). Что это за элемент?
10. Элемент IV группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по NH_3 равна 0,941. Какой это элемент?
11. Какова относительная атомная масса элемента Cl, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{35}_{17}\text{Cl}$ – 75,77 %; $^{37}_{17}\text{Cl}$ – 24,23 %?

Вариант 18

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 19? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Co^{2+} и Al^{3+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^3$; б) $4s^24p^6$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 19 и 14? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 3 электрона меньше, чем в ионе таллия (I). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент V группы образует оксид (III) с массовой долей этого элемента 56,36 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 3,53 г образовался оксид элемента (III) массой 4,23 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 13,34 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,29 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,53 г с кислотой образовались соединения элемента (III) и водород объемом 4,392 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VI группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по HCl равна 0,932. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Br, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{79}_{35}\text{Br}$ – 50,56 %; $^{81}_{35}\text{Br}$ – 49,44 %?

Вариант 19

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 10 и 31? К какому семейству они относятся?
2. Каковы электронные формулы ионов Ti^{2+} и O^{2-} ?
3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^3$; б) $3s^2 3p^1$?
4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 4 и 9? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?
5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 5 электронов больше, чем в атоме фосфора. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?
6. Какой элемент V группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 43,66 %?
7. При сгорании некоторого элемента массой 12,54 г образовался оксид элемента (III) массой 13,98 г. Что это за элемент?
8. При взаимодействии некоторого элемента массой 2,34 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,03 моль. Что это за элемент?
9. При взаимодействии некоторого элемента массой 1,95 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 0,672 дм³ (н.у.). Что это за элемент?
10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по SiH_4 равна 0,53. Какой это элемент?
11. Какова относительная атомная масса элемента Ne, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{20}_{10}Ne$ – 90,90 %; $^{23}_{10}Ne$ – 9,10 %?

Вариант 20

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 27? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Co^{3+} и S^{2-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $4s^1$; б) $3d^1 4s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 12 и 33? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 6 электронов меньше, чем в атоме иода. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент IV группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 42,86 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 9,92 г образовался оксид элемента (IV) массой 19,84 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 5,30 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,03 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,47 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 0,694 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по HBr равна 0,42. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Ag, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{40}_{18}\text{Ar}$ – 99,60 %; $^{36}_{18}\text{Ar}$ – 0,40 %?

Вариант 21

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 8 и 34? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Na^+ и Cl^- ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^4$; б) $3d^1 4s^2$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 8 и 35? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 7 электронов больше, чем в хлорид-ионе. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент IV группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 27,27 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 1,82 г образовался оксид элемента (IV) массой 2,55 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 6,12 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,03 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 12,88 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 5,152 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент V группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_3H_8 равна 1,77. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Cu, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: ^{63}Cu – 69,10 %; ^{65}Cu – 30,90 %?

Вариант 22

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 12 и 19? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Al^{3+} и Se^{2-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3d^1 4s^1$; б) $3s^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 11 и 15? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 3 электрона больше, чем в бромид-ионе. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент III группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 31,43 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 4,82 г образовался оксид элемента (II) массой 5,21 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 9,60 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,24 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 14,14 г с кислотой образовались соединение элемента (II) и водород объемом 5,376 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VI группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_3H_6 равна 0,81. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Ag, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{107}_{47}\text{Ag}$ – 51,35 %; $^{109}_{47}\text{Ag}$ – 48,65 %?

Вариант 23

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13 и 31? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Zn^{2+} и S^{2-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^1$; б) $4s^2 4p^3$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 13 и 17? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 4 электрона меньше, чем в ионе кобальта (II). Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент VII группы образует высший оксид с массовой долей этого элемента 38,80 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 2,65 г образовался оксид элемента (V) массой 4,73 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 22,78 г с водой образовались соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,26 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 15,26 г с кислотой образовалось соединение элемента (II) и водород объемом 5,824 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по C_2H_4 равна 0,9125. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента V, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{50}_{23}V$ – 0,25 %; $^{51}_{23}V$ – 99,75 %?

Вариант 24

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 30? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов Mg^{2+} и B^{3-} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $2s^2 2p^5$; б) $4s^2 4p^1$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 12 и 14? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 6 электронов меньше, чем в атоме ванадия. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент V группы образует оксид (IV) с массовой долей этого элемента 30,43 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 1,30 г образовался оксид элемента (IV) массой 2,16 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 36,99 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,27 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,21 г с кислотой образовались соединение элемента (II) и водород объемом 0,605 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент VII группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по PH_3 равна 2,38. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Re, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{185}_{75}Re$ – 37,07 %; $^{187}_{75}Re$ – 62,93 %?

Вариант 25

1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 7 и 22? К какому семейству они относятся?

2. Каковы электронные формулы ионов N^{5+} и Ni^{2+} ?

3. Каковы электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $3s^23p^5$; б) $4s^24p^5$?

4. Сколько нейтронов и протонов в ядрах наиболее распространенных в природе изотопов элементов с порядковыми номерами 20 и 35? У каких элементов подгрупп, в которых они находятся, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы оксидов и гидроксидов этих элементов и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 1 электрон больше, чем в атоме циркония. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

6. Какой элемент V группы образует оксид (II) с массовой долей этого элемента 46,67 %?

7. При сгорании некоторого элемента массой 2,52 г образовался оксид элемента (III) массой 3,60 г. Что это за элемент?

8. При взаимодействии некоторого элемента массой 3,92 г с водой образовалось соединение элемента (I) и выделился водород количеством вещества 0,28 моль. Что это за элемент?

9. При взаимодействии некоторого элемента массой 6,72 г с кислотой образовались соединения элемента (II) и водород объемом 6,272 дм³ (н.у.). Что это за элемент?

10. Элемент IV группы Периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по B_2H_6 равна 0,57. Какой это элемент?

11. Какова относительная атомная масса элемента Fe, если известно, что массовые доли его изотопов в природе следующие: $^{56}_{26}Fe$ – 91,68 %; $^{54}_{26}Fe$ – 5,84 %; $^{57}_{26}Fe$ – 2,48 %?

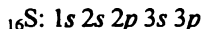
2.3. Примеры решения типовых задач по теме «Строение атома»

Пример 2.1. Каковы электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22 ? К какому семейству они относятся?

Решение. Для составления электронных формул необходимо знать, в какой последовательности происходит заполнение электронами энергетических уровней и подуровней в атомах всех элементов, находящихся в нормальном (невозбужденном) состоянии. В соответствии с принципом наименьшей энергии порядок заполнения электронами энергетических состояний, т.е. уровней и подуровней, можно представить следующим рядом:



Далее следует выяснить, в каком периоде, в какой группе и подгруппе находится данный элемент. Элементом под атомным (порядковым) номером 16 является сера. Она находится в третьем периоде. Это означает, что в невозбужденном атоме серы электроны располагаются только на трех энергетических уровнях:

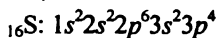


Далее следует иметь в виду, что максимальное число электронов:

на *s*-подуровне – 2;

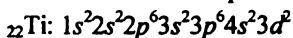
на *p*-подуровне – 6.

Производят заполнение всех имеющихся энергетических состояний электронами с учетом того, что их количество равно порядковому номеру элемента, т.е. 16:



У атома серы 3*p*-подуровень оказывается не полностью заполненным, поэтому элемент серу относят к *p*-элементам.

Рассуждая аналогичным образом, составляем электронную формулу элемента с атомным номером 22. Это – Ti:

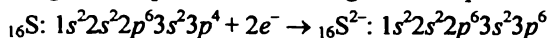
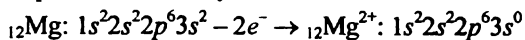


Как следует из этой формулы, у атома титана не полностью заполнен *d*-подуровень, значит, титан следует отнести к *d*-элементам.

Пример 2.2. Каковы электронные формулы ионов Mg^{2+} и S^{2-} ?

Решение. Ионы отличаются от атомов наличием заряда и образуются в результате присоединения атомами дополнительных электронов или отдачи своих.

В процессе химической реакции атом приобретает положительный или отрицательный заряд, передавая электроны другим атомам или отнимая от них электроны. Положительный заряд ядра атома при этом не изменяется. Сообразуясь с указанным выше, образование ионов Mg^{2+} и S^{2-} можно представить следующими схемами:

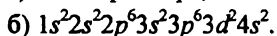
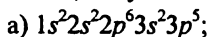


Величина заряда иона 2^+ указывает, что атом отдал два электрона, а заряд 2^- говорит о том, что произошло присоединение двух электронов.

Как видно из схем, способность атомов отдавать и принимать электроны связана с их стремлением полностью завершать свои атомные орбитали и приобретать конфигурации ближайших инертных (благородных) газов. В случае магния это был неон, а в случае серы – аргон.

Пример 2.3. Каковы полные электронные формулы атомов, если их неполные электронные формулы: а) $\dots 3s^2 3p^5$; б) $\dots 4s^2 3d^2$?

Решение. Здесь даны окончания электронных формул атомов. Написав их полностью, получим:



Подсчитав число электронов в первом случае, находим, что этот элемент – хлор, а во втором – титан.

Пример 2.4. Что собой представляет элемент с порядковым номером 16? Какое число нейтронов и протонов в ядре наиболее распространенного в природе изотопа этого элемента? У каких элементов подгруппы, в которой он находится, более выражены металлические свойства, а у каких – неметаллические? Почему? Каковы формулы высшего оксида и гидроксида этого элемента и каков их характер (кислотный, амфотерный, основной)?

Решение. В периодической системе элементом с порядковым номером 16 является сера и ее округленная относительная атомная масса равна 32. Это можно представить, как ${}^{32}_{16}\text{S}$. Порядковый (атомный) номер элемента указывает как на число протонов в ядре (их 16), так и на число электронов в атоме серы (их тоже 16).

Известно, что относительная атомная масса равна:

$$A = Z + N,$$

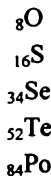
где A – относительная атомная масса элемента; Z – порядковый номер элемента в периодической системе, равный числу протонов в ядре; N – число нейтронов в ядре.

Используя это равенство, находим число нейтронов в ядре:

$$N = A - Z = 32 - 16 = 16.$$

Таким образом, в состав ядра наиболее распространенного в природе изотопа серы входит 16 протонов и 16 нейтронов.

Элемент сера находится в VI группе (главной подгруппе) короткопериодного варианта Периодической системы, что можно записать как



Элементы этой подгруппы имеют сходное строение внешнего энергетического уровня: $\dots ns^2np^4$, а следовательно, сходные химические свойства.

В атомах всех перечисленных элементов внешний энергетический уровень содержит шесть электронов, из которых два находятся на s -подуровне и четыре – на p -подуровне. Однако число энергетических уровней с ростом атомного номера возрастает, а значит, увеличивается и радиус атома. При этом сила притяжения внешних электронов к ядру уменьшается, поэтому неметаллические свойства в подгруппе от кислорода к полонию ослабевают, а металлические усиливаются. Таким образом, по отношению к сере элементом с наиболее выраженными неметаллическими свойствами является кислород, а элемент подгруппы, у которого в наибольшей степени выражены металлические свойства, – полоний.

Высшая степень окисления серы в соединениях должна быть равна шести со знаком «+». Тогда формула высшего ее оксида будет SO_3 . Элементы-неметаллы (к которым относят и серу) со степенями окисления в соединениях +4, +5, +6, +7, +8 образуют оксиды только кислотного характера. Следовательно, соответствующие им гидроксиды также будут иметь кислотный характер, например H_2SO_3 и H_2SO_4 .

Пример 2.5. В электронной оболочке атома некоторого элемента на 5 электронов больше, чем в ионе магния. Какую электронную формулу атома он имеет и какую высшую степень окисления проявляет в соединениях?

Решение. Ион магния можно представить формулой Mg^{2+} . Это означает, что в его составе содержится 10 электронов, т.е. на два электрона меньше, чем в электронейтральном атоме магния. Тогда атом искомого элемента будет содержать 15 электронов. Поскольку атом – частица электронейтральная, то его ядро будет содержать и 15 протонов. Значит, порядковый номер элемента тоже 15. В Периодической системе под этим номером находится элемент фосфор (P). Электронная формула его атома: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ (о составлении электронных формул см. пример 2.1).

В большинстве случаев высшая степень окисления элемента в соединениях равна номеру его группы в периодической системе со знаком «+». Поскольку фосфор – элемент V группы, то его высшая степень окисления в образуемых им соединениях равна +5, например: P_2O_5 , PCl_5 , H_3PO_4 и т.д.

Пример 2.6. Какой элемент V группы образует высший гидроксид с массовой долей этого элемента 22,22 %?

Решение. Для данного элемента формула высшего оксида $\text{Э}_2\text{O}_5$. Его гидроксид следует рассматривать как гидратированный оксид $\text{Э}_2\text{O}_5 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Тогда в соответствии со стехиометрией формулу гидроксида можно представить как в мета-, так и в ортоформах, т.е. как HЭO_3 , так и $\text{H}_3\text{ЭO}_4$. Массовую долю элемента Э в указанных гидроксидах можно выразить (для мета- и ортоформ соответственно):

$$\omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э})}{A_r(\text{H}) + A_r(\text{Э}) + 3A_r(\text{O})}, \text{ или } \omega(\text{Э}) = \frac{A_r(\text{Э})}{3A_r(\text{H}) + A_r(\text{Э}) + 4A_r(\text{O})}.$$

Подстановка данных задачи в первую формулу приводит к результату:

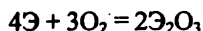
$$0,2222 = \frac{A_r(\text{Э})}{1 + A_r(\text{Э}) + 48}, \text{ откуда } A_r(\text{Э}) = 14.$$

Подстановка данных задачи во вторую формулу приводит к значению $A_r(\text{Э}) = 18$. Элемента с такой относительной атомной массой не существует. Следовательно, искомый элемент – азот (N), а формула его высшего гидроксида – HNO_3 . Поскольку для азота нехарактерно образование гидроксида в орто-форме, то она не приводится.

Пример 2.7. При сгорании элемента массой 10,8 г образовался оксид элемента (III) массой 20,4 г. Что это за элемент?

Решение. Из условия задачи следует, что формула образовавшегося оксида $\text{Э}_2\text{O}_3$.

Тогда уравнение реакции его образования можно представить как



Подставим в это уравнение необходимые для расчета данные:

$$\begin{array}{rclcl} 10,8 \text{ г} & & 20,4 \text{ г} \\ \underline{4\text{Э}} & + & 3\text{O}_2 & = & \underline{2\text{Э}_2\text{O}_3} \\ 4M(\text{Э}), \text{ г/моль} & & & & 2[2M(\text{Э}) + 3M(\text{O})], \text{ г/моль} \\ 4M(\text{Э}), \text{ г} & & & & 2[2M(\text{Э}) + 3M(\text{O})], \text{ г} \end{array}$$

Используя метод пропорциональной зависимости, запишем:

– при сгорании $4M(\text{Э})$ г элемента образуется $2[2M(\text{Э}) + 3M(\text{O})]$ г оксида,

– при сгорании 10,8 г элемента образуется 20,4 г оксида, или:

$$10,8 \cdot 2[2M(\text{Э}) + 3M(\text{O})] = 20,4 \cdot 4M(\text{Э}).$$

Полученное алгебраическое уравнение решаем относительно неизвестной величины $M(\text{Э})$:

$$10,8 \cdot [4M(\text{Э}) + 6M(\text{O})] = 81,6M(\text{Э})$$

$$43,2M(\text{Э}) + 1036,8 = 81,6M(\text{Э})$$

$$38,4M(\text{Э}) = 1036,8$$

$$M(\text{Э}) = 27 \text{ (г/моль)},$$

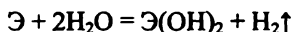
следовательно,

$$A_r(\text{Э}) = 27.$$

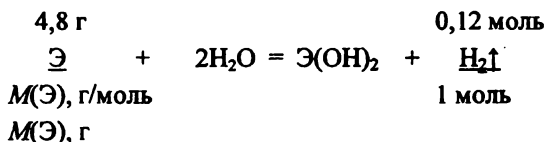
На основе данных Периодической системы приходим к выводу, что искомый элемент – алюминий.

Пример 2.8. При взаимодействии некоторого элемента массой 4,8 г с водой образовалось соединение элемента (II) и выделился водород количеством вещества 0,12 моль. Что это за элемент?

Решение. Известно, что с образованием водорода как одного из продуктов реакции с водой при комнатной температуре взаимодействуют щелочные и щелочноземельные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba. Поскольку элемент образует соединение (II), то этим элементом может быть только щелочноземельный металл, степень окисления которого +2. Следовательно, взаимодействие неизвестного элемента с водой можно представить следующим уравнением:



Подставим в это уравнение необходимые для расчета данные:



Используя метод пропорциональной зависимости, запишем:

- при растворении $M(\text{Э})$ г элемента выделяется 1 моль водорода,
- при растворении 4,8 г элемента выделяется 0,12 моль водорода, или $M(\text{Э}) \cdot 0,12 = 4,8 \cdot 1$.

Полученное алгебраическое уравнение решаем относительно неизвестной величины $M(\text{Э})$:

$$M(\text{Э}) = 40 \text{ (г/моль)},$$

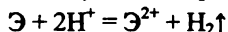
а значит

$$A_r(\text{Э}) = 40.$$

На основе данных Периодической системы приходим к выводу, что искомый элемент – кальций.

Пример 2.9. При взаимодействии некоторого элемента массой 13 г с кислотой образовались соединение элемента (II) и водород объёмом 4,48 л (н.у.). Что это за элемент?

Решение. Поскольку в результате реакции искомого элемента с кислотой выделяется водород, то окислителем элемента будут катионы водорода (H^+). Тогда уравнение реакции такого взаимодействия можно представить следующим образом:



Из этого уравнения следует, что $n(Э) = n(H_2)$.

Тогда:

$$n(H_2) = \frac{4,48}{22,4} = 0,2 \text{ моль.}$$

Следовательно:

$$M(Э) = \frac{m(Э)}{n(Э)} = \frac{13}{0,2} = 65 \text{ г/моль.}$$

На основе данных Периодической системы приходим к выводу, что искомым элемент – цинк.

Пример 2.10. Элемент VI группы периодической системы образует летучее водородное соединение, относительная плотность которого по азоту равна 1,214. Какой это элемент?

Решение. Летучие водородные соединения образуют только элементы главных подгрупп IV–VII группы, поэтому элемент следует искать среди элементов главной подгруппы VI группы, для которых общая формула водородных соединений $H_2Э$.

На основании значения относительной плотности неизвестного газа по азоту находим $M(H_2Э)$:

$$D_{N_2} = \frac{M(H_2Э)}{M(N_2)} = 1,214.$$

Тогда молярная масса $M(H_2Э) = 1,214 \times 28 = 34$;

$$M(H_2Э) = M(Э) + 2 \times M(H) = M(Э) + 2.$$

Отсюда $M(Э) = 32$. На основе данных Периодической системы приходим к выводу, что искомым элемент – сера.

Пример 2.11. Какова относительная масса элемента Ir, если известно, что массовые доли изотопов в природе следующие: ${}^{191}_{77}\text{Ir}$ – 38,5 %, и ${}^{193}_{77}\text{Ir}$ – 61,5 % ?

Решение. Для расчёта возьмём образец массой 100 г и определим количество вещества каждого изотопа:

$$n({}^{191}_{77}\text{Ir}) = \frac{38,5}{191} = 0,202 \text{ моль};$$

$$n({}^{193}_{77}\text{Ir}) = \frac{61,5}{193} = 0,319 \text{ моль}.$$

Тогда содержание изотопов в мольных долях:

$$X({}^{191}_{77}\text{Ir}) = \frac{0,202}{0,202+0,319} = 0,388;$$

$$X({}^{193}_{77}\text{Ir}) = \frac{0,319}{0,202+0,319} = 0,612.$$

Средняя относительная масса элемента вычисляется аналогично средней молярной массе газа:

$$M(\text{Ir}) = 0,388 \times 191 + 0,612 \times 193 = 191,07 \text{ г/моль}.$$

Разница между значением этой величины, полученным нами, и ее табличным значением (взятым из Периодической системы элементов) обусловлена возникновением так называемого *дефекта массы* при образовании атомных ядер из протонов и нейтронов. При ядерных реакциях выделяется очень большое количество энергии, что приводит (в соответствии с уравнением Эйнштейна $E = mc^2$) к уменьшению массы образовавшегося ядра по сравнению с суммой масс всех образующих его частиц. Поэтому относительные атомные массы каждого из изотопов всегда будут несколько меньше, чем суммарное число протонов и нейтронов в ядре. Однако подробное обсуждение этого явления и вычисление истинных относительных атомных масс изотопов лежат за рамками данного издания.

Ответ: 191,07 г/моль.

2.4. Ответы к контрольным заданиям

Вариант 1

- а) ${}_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$,
фосфор, p -элемент;
б) ${}_{32}\text{Ge}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$,
германий, p -элемент.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$.
- а) $Z = 14$; $N = 14$;
б) $Z = 33$; $N = 42$.
- ${}_{32}\text{Ge}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$,
германий, высшая ст. ок. +4.
- Элемент К.
- Элемент В.
- Элемент Li.
- Элемент Mg.
- Элемент С.
- 6,91 г/моль.

Вариант 2

- а) ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$, углерод,
 p -элемент;
б) ${}_{36}\text{Kr}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$,
криптон, p -элемент.
- а) $1s^2 2s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- а) $Z = 5$; $N = 6$;
б) $Z = 35$; $N = 45$.
- ${}_{32}\text{Ge}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$,
германий, высшая ст. ок. +4.
- Элемент Na.
- Элемент Al.
- Элемент Na.
- Элемент Al.
- Элемент S.
- 39,14 г/моль.

Вариант 3

- а) ${}_{13}\text{Al}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$,
алюминий, p -элемент;
б) ${}_{28}\text{Ni}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$,
никель, d -элемент.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
- а) $1s^2 2s^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$.
- а) $Z = 12$; $N = 12$;
б) $Z = 8$; $N = 8$.
- ${}_{31}\text{Ga}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$,
галлий, высшая ст. ок. +3.
- Элемент Rb.
- Элемент С.
- Элемент Sr.
- Элемент Zn.
- Элемент N.
- 85,55 г/моль.

Вариант 4

- а) ${}_{21}\text{Sc}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$,
скандий, *d*-элемент;
б) ${}_{34}\text{Se}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$,
селен, *p*-элемент.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.
- а) $Z = 19$; $N = 20$;
б) $Z = 9$; $N = 10$.
- ${}_{30}\text{Zn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$,
цинк, высшая ст. ок. +2.
- Элемент Ba.
- Элемент Si.
- Элемент Rb.
- Элемент Cd.
- Элемент S.
- 26,96 г/моль.

Вариант 5

- а) ${}_{18}\text{Ar}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$,
аргон, *p*-элемент;
б) ${}_{23}\text{V}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$,
ванадий, *d*-элемент.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$;
б) $1s^2$.
- а) $1s^2 2s^2 2p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.

- а) $Z = 11$; $N = 12$;
б) $Z = 14$; $N = 14$.
- ${}_{2}\text{He}$: $1s^2$, гелий, хим.
соединений не образует.
- Элемент Ca.
- Элемент N.
- Элемент Cs.
- Элемент Fe.
- Элемент As.
- 40,09 г/моль.

Вариант 6

- а) ${}_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, натрий,
s-элемент;
б) ${}_{21}\text{Sc}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$,
скандий, *d*-элемент.
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$;
б) $1s^0$.
- а) $1s^2 2s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$.
- а) $Z = 3$; $N = 4$;
б) $Z = 7$; $N = 7$.
- ${}_{28}\text{Ni}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$,
никель, высшая ст. ок. +3.
- Элемент Mg.
- Элемент F.
- Элемент Sr.
- Элемент Cu.
- Элемент Cl.
- 85,96 г/моль.

Вариант 7

1. а) $_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$,
аргон, p -элемент;
б) $_{27}\text{Co}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$,
кобальт, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^0$;
б) $1s^2 2s^0$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$.
4. а) $Z = 17; N = 19$;
б) $Z = 26; N = 30$.
5. $_{23}\text{V}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$,
ванадий, высшая ст. ок. +5.
6. Элемент Zn.
7. Элемент P.
8. Элемент Ca.
9. Элемент Ni.
10. Элемент S.
11. 137,55 г/моль.

Вариант 8

1. а) $_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, сера,
 p -элемент;
б) $_{25}\text{Mn}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$,
марганец, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.

4. а) $Z = 12; N = 12$;
б) $Z = 16; N = 16$.
5. $_{74}\text{W}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$;
 $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$, вольфрам,
высшая ст. ок. +6.
6. Элемент Mn.
7. Элемент N.
8. Элемент Ba.
9. Элемент Sn.
10. Элемент Br.
11. 69,76 г/моль.

Вариант 9

1. а) $_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$, азот,
 p -элемент;
б) $_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$,
кальций, p -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$.
4. а) $Z = 7; N = 7$;
б) $Z = 19; N = 20$.
5. $_{51}\text{Sb}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$;
 $4d^{10} 5s^2 5p^3$, сурьма, высшая
ст. ок. +5.
6. Элемент Cu.
7. Элемент Mg.
8. Элемент Li.
9. Элемент Mg.
10. Элемент C.
11. 114,91 г/моль.

Вариант 10

1. а) $_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$, магний, s -элемент;
б) $_{29}\text{Cu}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, медь, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$.
4. а) $Z = 13$; $N = 14$;
б) $Z = 8$; $N = 8$.

5. $_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, железо, высшая ст. ок. +6.
6. Элемент Pb.
7. Элемент Ca.
8. Элемент Na.
9. Элемент Al.
10. Элемент N.
11. 204,41 г/моль.

Вариант 11

1. а) $_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, фосфор, p -элемент;
б) $_{26}\text{Fe}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$, железо, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$.

4. а) $Z = 11$; $N = 12$;
б) $Z = 7$; $N = 7$.
5. $_{76}\text{Os}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10}$;
 $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$, осмий, высшая ст. ок. +8.
6. Элемент Fe.
7. Элемент Si.
8. Элемент K.
9. Элемент Sn.
10. Элемент C.
11. 12,01 г/моль.

Вариант 12

1. а) $_{11}\text{Na}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, натрий, s -элемент;
б) $_{30}\text{Zn}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$, цинк, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
4. а) $Z = 4$; $N = 5$;
б) $Z = 14$; $N = 14$.
5. $_{24}\text{Cr}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^1$, хром, высшая ст. ок. +6.
6. Элемент Fe.
7. Элемент Pb.
8. Элемент K.
9. Элемент Cd.
10. Элемент S.
11. 28,12 г/моль.

Вариант 13

1. а) ${}_7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$, азот,
p-элемент;
б) ${}_{35}\text{Br}:$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$,
бром, p-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 4p^3$.
4. а) $Z = 5$; $N = 6$;
б) $Z = 16$; $N = 16$.
5. ${}_{76}\text{Os}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
 $4p^6 4d^{10}$
 $4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$, осмий,
высшая ст. ок. +8.
6. Элемент Al.
7. Элемент Cu.
8. Элемент Cs.
9. Элемент Fe.
10. Элемент As.
11. 121,85 г/моль.

Вариант 14

1. а) ${}_9\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$; фтор,
p-элемент;
б) ${}_{33}\text{As}:$
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$;
мышьяк, p-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.

3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^4 p^1$.
4. а) $Z = 12$; $N = 12$;
б) $Z = 34$; $N = 45$.
5. ${}_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$,
кальций, высшая ст. ок. +2.
6. Элемент Cr.
7. Элемент Fe.
8. Элемент Ca.
9. Элемент Ni.
10. Элемент N.
11. 14,00 г/моль.

Вариант 15

1. а) ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, хлор,
p-элемент;
б) ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^4 4s^2$,
хром, d-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
4. а) $Z = 15$; $N = 16$;
б) $Z = 29$; $N = 35$.
5. ${}_4\text{Be}: 1s^2 2s^2$, бериллий,
высшая ст. ок. +2.
6. Элемент Cr.
7. Элемент Zn.
8. Элемент Ba.
9. Элемент Ni.
10. Элемент Cl.
11. 16,00 г/моль.

Вариант 16

1. а) ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, калий, s -элемент;
б) ${}_{22}\text{Ti}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$; титан, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2 4p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.
4. а) $Z = 13$; $N = 14$;
б) $Z = 7$; $= 7$.
5. ${}_{76}\text{Os}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$, осмий, высшая ст. ок. +8.
6. Элемент N.
7. Элемент Cd.
8. Элемент Ba.
9. Элемент Zr.
10. Элемент Br.
11. 32,09 г/моль.

Вариант 17

1. а) ${}_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, сера, p -элемент;
б) ${}_{32}\text{Ge}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$, германий, p -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$;
б) $1s^2$.

3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
4. а) $Z = 3$; $N = 4$;
б) $Z = 17$; $N = 19$.
5. ${}_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$, кальций, высшая ст. ок. +2.
6. Элемент Si.
7. Элемент Sc.
8. Элемент Li.
9. Элемент Mg.
10. Элемент C.
11. 35,46 г/моль.

Вариант 18

1. а) ${}_{14}\text{Si}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, кремний, p -элемент;
б) ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$, калий, s -элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$.
4. а) $Z = 19$; $N = 20$;
б) $Z = 14$; $N = 14$.
5. ${}_{77}\text{Ir}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^2$, иридий, высшая ст. ок. +8.
6. Элемент P.
7. Элемент Sb.
8. Элемент Na.
9. Элемент Al.
10. Элемент S.
11. 79,98 г/моль.

Вариант 19

1. а) ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$, неон,
p-элемент;
б) ${}_{31}\text{Ga}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$,
галлий, *p*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
4. а) $Z = 4$; $N = 5$;
б) $Z = 9$; $N = 10$.
5. ${}_{20}\text{Ca}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$,
кальций, высшая ст. ок. +2.
6. Элемент Р.
7. Элемент Вi.
8. Элемент К.
9. Элемент Zn.
10. Элемент N.
11. 20,24 г/моль.

Вариант 20

1. а) ${}_{14}\text{Si}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$,
кремний, *p*-элемент;
б) ${}_{27}\text{Co}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$,
кобальт, *d*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.

4. а) $Z = 12$; $N = 12$;
б) $Z = 33$; $N = 42$.
5. ${}_{47}\text{Ag}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^9 5s^2$, серебро, высшая ст. ок. +3.
(оч. редко)
6. Элемент С.
7. Элемент S.
8. Элемент Rb.
9. Элемент Cd.
10. Элемент Р.
11. 39,98 г/моль.

Вариант 21

1. а) ${}_{8}\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$, кислород,
p-элемент;
б) ${}_{34}\text{Se}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$,
селен, *p*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$.
4. а) $Z = 8$; $N = 8$;
б) $Z = 35$; $N = 45$.
5. ${}_{25}\text{Mn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$,
марганец, высшая ст. ок. +5.
6. Элемент С.
7. Элемент Se.
8. Элемент Ra.
9. Элемент Fe.
10. Элемент As.
11. 63,60 г/моль.

Вариант 22

1. а) ${}_{12}\text{Mg}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$,
магний, *s*-элемент;
б) ${}_{19}\text{K}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$,
калий, *s*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0 3p^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2 4p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
4. а) $Z = 11; N = 12$;
б) $Z = 15; N = 16$.
5. ${}_{39}\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
 $4p^6 4d^1 5s^2$, иттрий,
высшая ст. ок. +3.
6. Элемент В.
7. Элемент Hg.
8. Элемент Ca.
9. Элемент Ni.
10. Элемент S.
11. 107,96 г/моль.

Вариант 23

1. а) ${}_{13}\text{Al}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$,
алюминий, *p*-элемент;
б) ${}_{31}\text{Ga}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$,
галлий, *p*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

4. а) $Z = 13; N = 14$;
б) $Z = 17; N = 19$.
5. ${}_{21}\text{Sc}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$,
скандий, высшая ст. ок. +3.
6. Элемент Cl.
7. Элемент V.
8. Элемент Sr.
9. Элемент Ni.
10. Элемент Cl.
11. 51,00 г/моль.

Вариант 24

1. а) ${}_{14}\text{Si}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$,
кремний, *p*-элемент;
б) ${}_{30}\text{Zn}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$,
цинк, *d*-элемент.
2. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^0 4s^2 4p^1$.
4. а) $Z = 12; N = 12$;
б) $Z = 14; N = 14$.
5. ${}_{17}\text{Cl}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, хлор,
высшая ст. ок. +7.
6. Элемент N.
7. Элемент Ti.
8. Элемент Ba.
9. Элемент Sn.
10. Элемент Br.
11. 186,25 г/моль.

Вариант 25

1. а) ${}_7\text{N}$: $1s^2 2s^2 2p^3$, азот,
 p -элемент;
б) ${}_{22}\text{Ti}$: $s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$;
титан, d -элемент.
2. а) $1s^2 2s^0 2p^0$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^0$.
3. а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$.
4. а) $Z = 20$; $N = 20$;
б) $Z = 35$; $N = 45$.
5. ${}_{41}\text{Nb}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
 $4p^6 4d^3 5s^2$, ниобий,
высшая ст. ок. +5.
6. Элемент N.
7. Элемент Fe.
8. Элемент Li.
9. Элемент Mg.
10. Элемент C.
11. 55,90 г/моль.

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ПРОСТЕЙШИХ МОЛЕКУЛ

3.1. Основные теоретические положения

В окружающий нас природе атомы редко существуют в изолированном состоянии. Как правило, они взаимодействуют между собой, образуя более сложные частицы, состоящие из двух или более атомов. Такие частицы могут существовать длительное время благодаря возникновению между входящими в их состав атомами химической связи.

Необходимо отметить, что возникновение устойчивой химической связи возможно лишь в случае, если энергия образующейся многоатомной частицы будет меньше, чем энергия исходных одиночных атомов. Согласно современным представлениям, в основе химической связи лежит электростатическое взаимодействие отрицательно заряженных электронов, участвующих в образовании этой связи, и положительно заряженных ядер атомов.

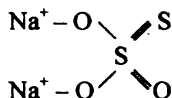
Пространственное распределение связывающих электронов между ядрами взаимодействующих атомов может быть различным. Выделяют три основных типа химической связи:

1. *Ковалентная связь*. В простейшем случае обеспечивается как минимум одной общей парой электронов, одновременно принадлежащей двум атомам, образовавшим связь.

2. *Ионная связь*. Обеспечивается как минимум одной общей парой электронов, почти полностью принадлежащей только одному атому из двух образовавших связь.

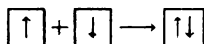
3. *Металлическая связь*. Образуется подвижными (делокализованными) валентными электронами, связывающими одновременно все атомы металла, составляющие кристаллическую решётку.

Известно, что сложные вещества редко образуются только за счёт одного типа связи. Например, в тиосульфате натрия, состав которого отвечает формуле $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$, реализуются как ионная (между ионами натрия и тиосульфат-ионом), так и ковалентная – между атомами серы, а также между атомами серы и кислорода:

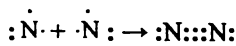
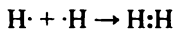


Даже из этого примера видно, что ковалентный тип химической связи возникает при образовании неорганических соединений гораздо чаще, чем остальные типы. Ещё в больше мере это относится к органическим соединениям, число которых, как известно, во много раз превышает число неорганических. Поэтому подробное рассмотрение типов химической связи удобно начинать с рассмотрения ковалентной связи как наиболее распространённой.

Ковалентная связь. Как было сказано выше, ковалентная связь возникает между атомами вследствие образования общих электронных пар. Согласно современным квантовохимическим представлениям, общая электронная пара может возникать в том случае, если образующие её электроны имеют антипараллельные спины. Схематически это можно изобразить так:



Схемы образования молекул H_2 и N_2 могут быть записаны следующим образом:



Как видно из приведенных схем, в результате образования общих электронных пар происходит завершение заполнения внешних энергетических уровней атомов, в первом случае за счёт образования устойчивой двухэлектронной оболочки, а во втором – восьмиэлектронной. В молекуле водорода атомы связаны одной общей электронной парой, между тем как в молекуле азота таких пар три. В связи с этим принято ковалентную связь характеризовать таким параметром, как *кратность*. Простая (одинарная) связь обеспечивается одной связывающей электронной парой, двойная – двумя (чаще всего между атомами углерода в непредельных соединениях), тройная – тремя парами. Кратность связи обусловлена образованием в молекуле σ - и π -связей. Одинарная связь может быть только σ -связью. Она возникает в результате перекрывания s - и p -орбиталей по линии, соеди-

няющей центры атомов (рис. 3.1). π -связь может возникнуть только если между атомами уже есть σ -связь, т. е. быть вторичной или третичной по отношению к ней. Такая ковалентная связь образуется, например, в результате перекрывания p -орбиталей по обе стороны от линии, соединяющей центры связанных атомов (рис. 3.2).

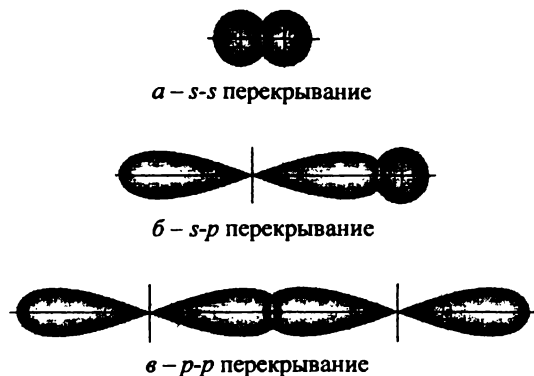


Рис. 3.1. Примеры возникновения σ -связи

π -связь как правило слабее, чем σ -связь, поскольку в этом случае орбитали перекрываются в меньшей степени.

Чем выше кратность связи, тем она короче и прочнее, поэтому ковалентную связь характеризуют также ещё такими параметрами, как *длина связи* и *энергия связи*.

Длиной связи l называют расстояние между центрами связанных атомов в молекуле. Чем меньше l , тем прочнее химическая связь. Длину связи принято выражать в кратных единицах системы СИ – p - p перекрывание нанометрах ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$), а также во внесистемных единицах – ангстремах ($1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ см}$).



Рис. 3.2. Пример возникновения π -связи

Энергией связи называют энергию, необходимую для разрыва связи. На практике принято выражать её в килоджоулях на 1 моль, т. е. $6,02 \cdot 10^{23}$ разрывающихся связей – кДж/моль.

Ковалентная связь также может характеризоваться полярностью (полярная, неполярная).

Неполярная связь возникает между атомами элементов с одинаковой электроотрицательностью (чаще всего между атомами одного и того же элемента). В этом случае наиболее вероятным местонахождением электронов, обеспечивающих химическую связь, можно считать область, равноудалённую от центров обоих связанных атомов, хотя такое допущение является весьма грубым приближением. Схематически и крайне упрощённо это представлено на рис. 3.3, *а*. Примерами частиц с такой связью являются молекулы H_2 , Cl_2 , P_4 и т. п.

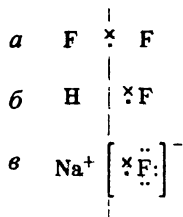


Рис. 3.3. Наиболее вероятное положение связывающей электронной пары (выделена полужирным шрифтом) в случае:

а – ковалентной неполярной связи; *б* – ковалентной полярной связи;
в – ионной связи

Если же связующие электронные пары смещены к атому более электроотрицательного элемента, то такую связь называют *полярной* вследствие появления на связанных в молекулу атомах частичных электрических зарядов: отрицательного q^- на более электроотрицательном атоме и положительного q^+ на атоме с меньшей электроотрицательностью. Здесь можно приближённо считать, что наиболее вероятное местонахождение электронов смещено к более электроотрицательному атому (рис. 3, *б*).

Примерами частиц с такой связью могут служить $\overset{+0,17}{H} - \overset{-0,17}{Cl}$, $\overset{+0,42}{H} - \overset{-0,42}{F}$. Такие системы, образованные двумя одинаковыми по значению, но противоположными по знаку зарядами (q^+ и q^-), называются диполями:

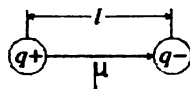


Рис. 3.4. Электрический диполь

Количественно диполь характеризуют *электрическим моментом диполя* $|\vec{\mu}|$ вектором, направленным от положительного заряда к отрицательному, модуль которого равен произведению длины диполя l на эффективный заряд q , Кл · м:

$$|\vec{\mu}| = q \cdot l.$$

Чем выше значение $|\vec{\mu}|$, тем больше полярность ковалентной связи. Следует различать понятия «полярность связи» и «полярность молекулы». Хотя для двухатомных молекул они совпадают, следует знать, что в общем случае дипольный момент молекулы равен векторной сумме дипольных моментов всех связей, входящих в состав молекулы:

$$\vec{\mu}(\text{молекулы}) = \sum \vec{\mu}(\text{связей}).$$

Если связей в молекуле больше одной, то вводят понятие *валентного угла*, или *угла связи*, равного углу между воображаемыми прямыми, проходящими через ядра связанных атомов (рис. 3.5).

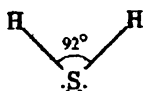
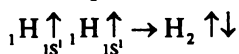
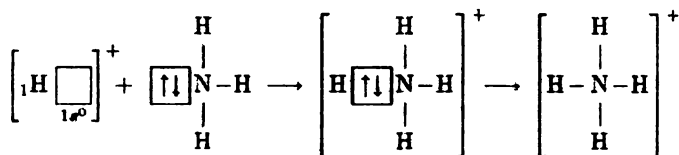


Рис. 3.5. Валентный угол

Принято считать, что ковалентная связь образуется по двум механизмам – *обменному* и *донорно-акцепторному*. Образование новой связи по обменному механизму происходит за счёт неспаренных электронов, принадлежащих разным взаимодействующим атомам. Например, образование молекулы водорода можно представить следующим образом:



При образовании ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму один из взаимодействующих атомов предоставляет электронную пару (является *донором электронов*), а другой – свободную орбиталь (его называют *акцептором электронов*). Связь, образованную по такому механизму, называют *донорно-акцепторной*, или *координационной*. Её рассматривают как одну из разновидностей ковалентной связи. Такой механизм образования связи реализуется, например, при взаимодействии молекулы аммиака с положительно заряженным ионом водорода. В молекуле аммиака атом азота имеет неподеленную электронную пару, которая взаимодействует со свободной орбиталью иона водорода:



В результате образуется ион аммония NH_4^+ , в котором, несмотря на различный механизм образования, энергия и длина всех четырёх связей между атомами азота и водорода одинакова (говорят, что связи *равноценны*). Валентность атома азота в данном ионе равна четырём – по числу связывающих электронных пар, поэтому электроны, их образующие, называют *валентными*.

Из приведенного примера также следует, что в общем случае валентность определяется числом орбиталей, участвующих в образовании связей. Это могут быть:

- 1) орбитали, содержащие неспаренные электроны
- 2) орбитали, содержащие спаренные электроны – $\uparrow\downarrow$;
- 3) свободные орбитали – \square ;

Еще одним важнейшим свойством ковалентной связи является *направленность в пространстве*. Это следствие того, что максимальное перекрывание орбиталей взаимодействующих атомов возможно лишь при их определённой ориентации (см. рис. 3.1, 3.2).

Такое свойство ковалентной связи обуславливает геометрическую

форму молекул. В рамках данного пособия мы будем рассматривать геометрические формы молекул, образованных атомами элементов 1–3-го периодов Периодической системы Д. И. Менделеева.

Если σ -связи в молекуле образованы с участием s - и p -орбиталей центрального атома, а π -связи отсутствуют, то в простейшем случае для подобных молекул характерны следующие геометрические формы:

- *Двухатомные молекулы* типа A_2 , AB , B_2 (здесь предполагают, что A – одновалентный атом элемента с меньшей электроотрицательностью, к примеру H или Na , который находится в начале периода Периодической системы, а B – атом элемента с большей электроотрицательностью, например Cl). Для них единственно возможна лишь линейная форма, т. е. центры связанных атомов лежат на одной прямой.

К типу A_2 относят молекулы H_2 , Li_2 , Na_2 . Здесь σ -связь образована при s - s перекрывании валентных орбиталей (см. рис. 3.1, *а*), поскольку атомы, образующие молекулу, относятся к семейству s -элементов. Обычно такие молекулы существуют, если простое вещество находится в газовой фазе.

К типу AB относят такие молекулы, как, например, HCl , HBr , HI , HF или $NaCl$ (последняя молекула была обнаружена в парах хлорида натрия). В таких молекулах σ -связь образуется за счёт s - p перекрывания (см. рис. 3.1, *б*).

Наконец, к типу B_2 условно относят молекулы состава F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , где σ -связь обеспечивается p - p перекрыванием валентных орбиталей связанных атомов (см. рис. 3.1, *в*).

- *Трёхатомные молекулы* типа A_2B (H_2S , H_2Se и др.) будут иметь угловую форму. В простейшем случае можно считать, что связь осуществляется за счёт s - p перекрывания и угол между связями равен 90° (рис. 3.6).

Четырёхатомным молекулам типа A_3B (H_3N , H_3P и др.) может быть приписана пирамидальная форма. В первом приближении также допустимо полагать, что угол между связями прямой (рис. 3.7).

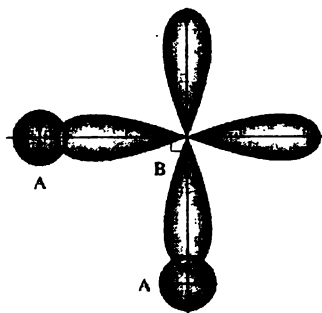


Рис. 3.6. Угловая форма молекулы типа A_2B

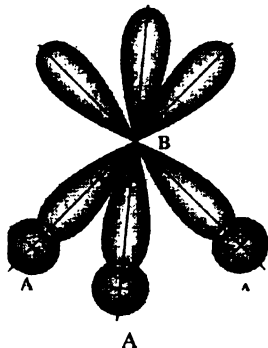


Рис. 3.7. Пирамидальная форма молекулы типа A_3B

Однако во многих случаях в образовании ковалентных связей участвуют электроны разных энергетических подуровней атома, и тогда геометрическая форма молекулы отличается от приведенных выше примеров. Например, при образовании молекулы метана у атома углерода (центрального атома молекулы) ковалентная связь создается за счёт одного s - и трёх p -электронов. В этом случае можно было бы ожидать, что связи, образованные электронами разных подуровней, не должны быть равноценны. Однако экспериментально была доказана равноценность всех четырёх связей в молекуле CH_4 , что потребовало введения в химию понятия о *гибридизации* электронных орбиталей (Полинг, 1931). Предполагается, что в результате процесса гибридизации имеет место смешивание орбиталей разной формы (энергии) и ориентации в пространстве, вследствие чего образуются орбитали новой, но уже одинаковой формы (энергии), симметрично

расположенные в пространстве.

Наиболее распространёнными типами гибридизации валентных орбиталей центрального атома различных по составу молекул являются:

1. *sp-гибридизация* – смешиваются одна *s*- и одна *p*-орбиталь центрального атома. Угол между двумя равноценными орбиталями равен 180° (рис. 3.8);



Рис. 3.8. Форма результирующих орбиталей центрального атома (В) при *sp*-гибридизации.

Перекрывание *sp*-гибридных орбиталей с *s*-орбиталями периферийных атомов (А).

2. *sp²-гибридизация* – смешиваются одна *s*- и две *p*-орбитали центрального атома. В этом случае три равноценных орбитали образуют друг с другом угол 120° (рис. 3.9).

3. *sp³-гибридизация* – смешиваются одна *s*- и три *p*-орбитали центрального атома. Образующиеся четыре равноценных орбитали располагаются в пространстве под углом $109,5^\circ$ друг к другу (так называемый *тетраэдрический угол*) (рис. 3.10).

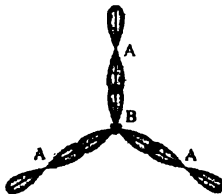


Рис. 3.9. Форма результирующих орбиталей центрального атома (В) при *sp²*-гибридизации. Перекрывание *sp²*-гибридных орбиталей с *p*-орбиталями периферийных атомов (А)

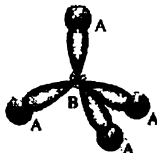


Рис. 3.10. Форма результирующих орбиталей центрального атома (В) при *sp³*-гибридизации. Перекрывание *sp³*-гибридных орбиталей с *s*-орбиталями периферийных атомов (А).
Четыре атома А занимают вершины тетраэдра

Следует заметить, что в гибридизации не принимают участие орбитали центрального атома, которые образуют π -связи. Например, в молекуле C_2H_4 в каждом атоме углерода в образовании σ -связей принимают участие только три орбитали – одна s - и две из трёх p -орбиталей, так как третья p -орбиталь образует π -связь. Таким образом, здесь оба атома углерода образуют три σ -связи, так как они находятся в состоянии sp^2 -гибридизации, в то время как в молекуле метана (CH_4) атом углерода образует четыре равноценных σ -связи с участием своих sp^3 -гибридных орбиталей:

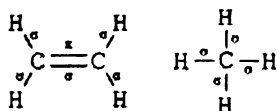
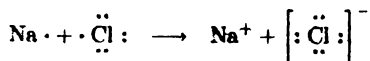


Рис. 3.11. Графические формулы молекул этилена и метана с обозначением σ - и π -связей

Ионная связь. Всё сказанное выше о ковалентной связи справедливо в том случае, если атомы, образующие химическую связь, имеют близкие значения электроотрицательности. Чаще всего этими элементами являются неметаллы. Рассмотрение соединений между атомами металлов с образованием ковалентных и металлических связей (*интерметаллидов*) выходит за рамки данного пособия.

Однако при взаимодействии атомов элементов, резко отличающихся между собой по значениям электроотрицательности (между металлами и неметаллами), общая электронная пара настолько сильно смещается к более электроотрицательному атому, что можно считать её принадлежащей только ему. В результате взаимодействующие атомы превращаются в положительно или отрицательно заряженные частицы (*ионы*):



Связь между разноимённо заряженными частицами (ионами) посредством их электростатического взаимодействия (по закону Кулона) называют *ионной*. Следует заметить, что не существует резкой границы между ко-

валентным и ионным типом связи. Ионную связь правильнее рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи. Это наглядно видно из условной схемы на рис. 3.3, в), где смещение связывающей электронной пары к атому более электроотрицательного элемента привело к образованию отрицательно заряженного фторидиона.

Соединения с ионным типом связи при обычных условиях, как правило, твёрдые, но хрупкие кристаллические вещества с высокими температурами плавления, не проводящие электрический ток (диэлектрики). Соединений с чисто ионным типом связи в природе не существует. Так, даже в самом «ионном» соединении CsF (между самыми типичными металлом и неметаллом) на долю ионной связи приходится всего лишь 89 %.

Чтобы оценить, какая доля химической связи в соединении приходится на ионную связь, введено понятие *степень ионности (полярности) связи* (С.И.), которая зависит от абсолютного значения разности относительных электроотрицательностей атомов элементов, образующих связь

$$(\Delta \text{ОЭО} = |\text{ОЭО}(x_1) - \text{ОЭО}(x_2)|) \div \text{С.И.}(\Delta \text{ОЭО}) = \frac{q}{e} \cdot 100 \%,$$

где q – эффективный заряд на атоме, в единицах элементарного электрического заряда; e – заряд электрона, равный приблизительно $1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл.

Шкала относительной электроотрицательности (ОЭО) элементов помещена в табл. 3.1.

Таблица 3.1 – Шкала относительной электроотрицательности (ОЭО) элементов по Олфреду – Рохову.

Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО
Cs	0,86	Аи	1,42	Po	1,76
Fr	0,86	Ru	1,42	Ga	1,82
Rb	0,89	Hg	1,44	Sb	1,82
K	0,91	Pt	1,44	At	1,90
Ba	0,97	Tl	1,44	B	2,01
Li	0,97	Rh	1,45	Te	2,01
Ra	0,97	V	1,45	Ge	2,02
Sr	0,99	Cd	1,46	Rn	2,06
Ac	1,00	Re	1,46	H	2,10
Na	1,01	Al	1,47	P	2,10

Продолжение табл. 3.1

Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО	Элемент	ОЭО
Ca	1,04	Be	1,47	As	2,20
La	1,08	In	1,49	I	2,21
Y	1,11	Os	1,52	Xe	2,40
Sc	1,20	Ir	1,55	Se	2,48
Zr	1,22	Pb	1,55	C	2,50
Hf	1,23	Cr	1,56	s	2,60
Mg	1,23	Mn	1,60	Br	2,74
Nb	1,23	Fe	1,64	Cl	2,83
Mo	1,30	Zn	1,66	Kr	2,94
Ti	1,32	Bi	1,67	N	3,07
Ta	1,33	Co	1,70	Ar	3,20
Pd	1,35	Sn	1,72	O	3,50
Tc	1,36	Si	1,74	F	4,10
W	1,40	Cu	1,75	Ne	4,84
Ag	1,42	Ni	1,75	He	5,50

Значения степеней ионности связей в зависимости от Δ ОЭО приведены в табл. 3.2.

Таблица 3.2 – Степень ионности химической связи

Δ ОЭО	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6
С.И.	0,0 %	0,5 %	1,0 %	2,0 %	4,0 %	6,0 %	9,0 %
Δ ОЭО	0,7	0,8	0,9	1,0	1,1	1,2	1,3
С.И.	12 %	15 %	19 %	22 %	26 %	30 %	34 %
Δ ОЭО	1,4	1,5	1,6	1,7	1,8	1,9	2,0
С.И.	39 %	43 %	47 %	51 %	55 %	59 %	63 %
Δ ОЭО	2,1	2,2	2,3	2,4	2,5	2,6	2,7
С.И.	67 %	70 %	74 %	76 %	79 %	82 %	84 %

В отличие от ковалентной связи ионная связь не имеет направленности в пространстве, не обладает насыщаемостью и не характеризуется кратностью. Это связано со сферической симметрией электрического поля заряженной частицы (иона). В случае ионной связи можно говорить лишь об определённом числе соседей данного иона (*координационном числе иона*) в кристаллической решетке. Например, в

кристаллической решётке хлорида натрия каждый ион Na^+ окружён шестью ионами Cl^- и наоборот. Но поскольку количественное соотношение между числами ионов этих элементов составляет 1:1, то формулу хлорида натрия записывают как NaCl , а не Na_6Cl_6 , что значительно упрощает стехиометрические расчёты с участием этого вещества, как впрочем и других подобных ему ионных соединений.

Металлическая связь. В металлах, находящихся в твёрдом состоянии, в узлах кристаллической решётки располагаются как нейтральные атомы, так и ионизированные – положительно заряженные ионы. Ионизация происходит самопроизвольно в результате теплового движения, поскольку внешние (валентные) электроны атомов металла достаточно слабо связаны с ядром. Образовавшиеся в процессе ионизации так называемые *свободные электроны* хаотически перемещаются по всей кристаллической решётке, как это схематически изображено на рис. 3.12.

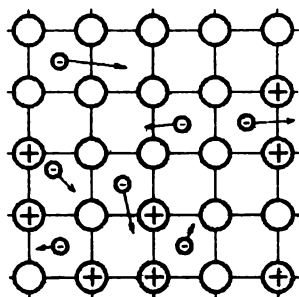


Рис. 3.12. Схематическое изображение участка кристаллической решётки металла со свободными электронами

Металлическая связь – это связь между положительно заряженными ионами металла, находящимися в узлах кристаллической решётки и общими для всех ионов (*коллективизированными*, или *делокализованными*) валентными электронами посредством электростатического притяжения. Число коллективизированных электронов и положительно заряженных ионов металла всегда одинаково, что обеспечивает общую электронеutralность кристалла. Поскольку атомы ме-

таллов имеют много свободных орбиталей, электроны могут свободно перемещаться в пределах кристаллической решётки, связывая большое количество положительно заряженных ионов металла. Такая связь не обладает направленностью, кратностью и насыщаемостью. Для металлов, находящихся в жидком состоянии, наблюдается похожая картина с той лишь разницей, что атомы и ионы металла не зафиксированы в узлах кристаллической решётки, а перемещаются друг относительно друга более свободно.

Водородная связь. Соединения молекулярной структуры, содержащие в своем составе атомы наиболее электроотрицательных элементов (N, O, F), наряду с атомами водорода, часто отличаются аномальными физическими свойствами – сильно повышенными температурами плавления, кипения, высокими значениями теплоёмкости, а также повышенной плотностью паров. Эти свойства объясняют наличием так называемой *межмолекулярной водородной связи*. Её возникновение можно объяснить наличием неподеленных электронных пар на атомах азота, кислорода или фтора, входящих в состав молекулы такого соединения. При этом атом водорода одной молекулы легко способен взаимодействовать с неподеленной электронной парой соседней молекулы, поскольку сам он имеет частичный положительный заряд. Межмолекулярные водородные связи могут возникать между молекулами органических и неорганических веществ, в состав которых входит водород и один из упомянутых элементов (N, O, F), например, между молекулами воды, аммиака, фтороводорода, а также уксусной кислоты, метанола (рис. 3.13).

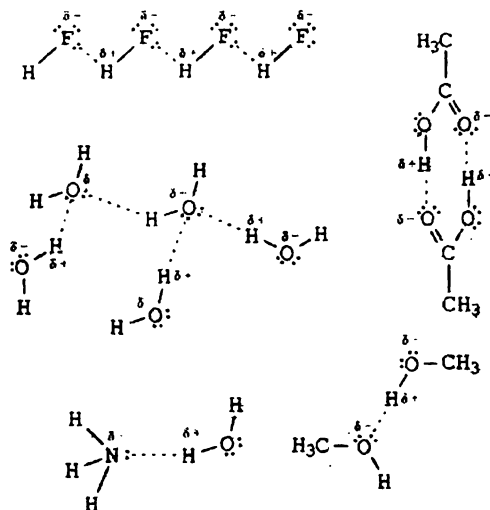


Рис. 3.13. Межмолекулярные водородные связи (обозначены пунктиром)

Внутримолекулярная водородная связь встречается в молекулах органических веществ, содержащих различные функциональные группы, например, в молекуле салициловой кислоты (рис. 3.14.):

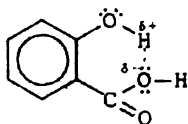
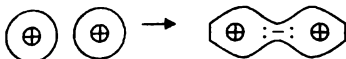


Рис. 3.14. Графическая формула молекулы салициловой кислоты с обозначением внутримолекулярной водородной связи

Считают, что водородная связь (её ещё называют Н-связью) возникает по донорно-акцепторному механизму. Она обладает направленностью и насыщенностью, поэтому водородную связь принято рассматривать не как отдельный тип химической связи, а как разновидность ковалентной связи, хотя её энергия в среднем на порядок ниже.

**Основная информация к теме
«Химическая связь»
в таблицах и схемах**

Объединение атома в молекулы ← образование химической связи



перераспределение
обобществление электронов

(внешних, валентных), повышение электронной плотности между атомами, притягивающей ядра.

1. Энергия связи – работа, затрачиваемая на ее разрушение (кДж/моль) (обычно сотни 100–800).

2. Длина связи – расстояние между связываемыми атомами (нм – 10^{-9} м, пм ÷ 10^{-12} м).

3. Дипольный момент – при различии в *электроотрицательности* атомов – мера ее полярности $\left(\overset{\delta+}{\text{O}} - \overset{\delta-}{\text{O}} \mu = q \cdot r \right)$

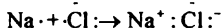
Электроотрицательность – свойство атомов в молекуле притягивать электроны от других атомов

Li – 1,0 F – 4,0
Rb – 0,8 I – 2,5

Правило октета: при образовании химической связи атомы стремятся к созданию устойчивой 8- (октет) или 2-х (дублет) – электронной оболочки инертного газа (не всегда справедливо Fe^{2+} ; Fe^{3+} – переходные)

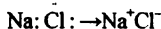
Передача электронов

Ионная связь



I, II, VI, VII [Ne][Ar]

твердые вещества } силы
высокие $T_{\text{пл}}$ } притяжения
при плавлении, растворении –
хорошо проводят электриче-
ский ток

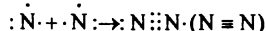
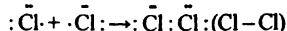


плавный
переход

Обобществление
электронной пары
одного атома

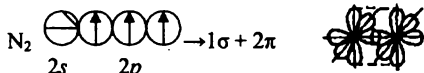
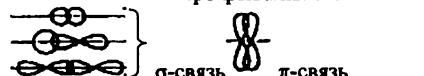
Обобществление электронов

Ковалентная связь



направленность связи – формы орбиталей.

Различные типы перекрывания e-облаков

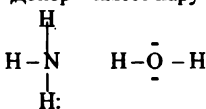


Форма молекул – форма связывающих
отталкивающие орбиталей
 $\angle \text{HNN} - 90^\circ \rightarrow 107^\circ$

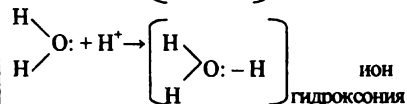
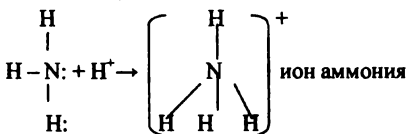
объединении атомов с различными
электроотрицательностями –
 $\text{H} \rightarrow \text{Cl}$ **полярная связь**

Донорно-акцепторная (координационная)

Донор – имеет пару



Акцептор – свободную орбиталь
 H^+



Обобществление электронов
между всеми атомами кристалла

Металлическая

электропроводность

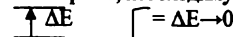
теплопроводность

ковкость

Паули $\oplus \oplus$ электронный газ
 $\oplus \oplus$

«Электронный газ» – удерживает атомы
вместе, число ближайших соседей – 8 или
12!

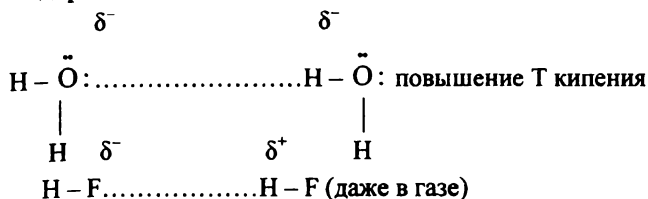
Электроны располагаются не на отдель-
ных энергетических уровнях, а в энерге-
тической зоне, поэтому легко приобрета-
ют энергию, необходимую для движения



2. Заряд распределен по всем атомам.

Если донорные и акцепторные свойства выражены слабо.

Водородная связь



Количество связей. 1853 г. – Франкланд. Способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов при образовании молекулы характерной *валентностью* (число черточек).

Электровалентность – способность атома, вступая в химические соединения, отдавать или принимать определенное число электронов.

Ковалентность – способность образовывать общие электронные пары. Для характеристики перераспределения электронов при образовании связи.

Степень окисления – (окислительное число): *формальный* заряд атома в молекуле, вычислительный в предположении, что все связи – ионные.

1. Степень окисления атома элемента в свободном состоянии = 0 (H_2 , O_2 , Cl_2).

2. С образованием связи с более электроотрицательным элементом степень окисления понижается на 1.

3. алгебраическая сумма степеней окисления атома в молекуле = 0, в комплексном ионе = его заряду.

4. Степень окисления кислорода во всех соединениях без связи $\text{O} - \text{O} = -1$, $\text{OF}_2 = +2$.

5. Степень окисления водорода в неионных соединениях = +1, в ионных гидридах металлов = -1 полярная связь.

3.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Химическая связь какого типа чаще возникает при образовании химических соединений: а) ионная; б) ковалентная; в) металлическая; г) водородная?

2. Увеличение $\Delta_{\text{ОЭО}}$ атомов, образующих связь, приводит: а) к увеличению степени ионности химической связи; б) увеличению ковалентности химической связи; в) увеличению энергии химической связи; г) увеличению растворимости бинарного соединения в воде?

3. Каковы электронно-графические формулы атома Вг и иона K^+ ? Сколько у них неспаренных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы BCl_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрывание каких электронных орбиталей обеспечивают эти связи? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – BeH_2 , B_2H_6 и CH_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Ag и Zn; б) Li и N; в) N и O – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^1$ и $[\text{He}]2s^2 2p^5$?

8. В каком из веществ – кремнии или германии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида элемента с электронной формулой $[\text{He}] 2s^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^2$, с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$, получили вещество, в котором

$\Delta \text{ЭО} = 0,5$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^5$ и $[\text{Ar}]4s^24p^3$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по C_3H_6 равна 4,32. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 3,04 г образовалось соединение элемента (IV) массой 6,08 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 2

1. Какие из ниже перечисленных параметров характерны только для ковалентной связи: а) длина и энергия; б) ненасыщаемость и не направленность; в) кратность.

2. Химические связи в ионе аммония образованы: а) только по обменному механизму; б) только по донорно-акцепторному механизму; в) и по обменному, и по донорно-акцепторному механизму?

3. Какова электронно-графическая формула атома Al? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома кремния в соединении SiH_4^{4-} участвуют в образовании ковалентных связей? Сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Какова геометрическая форма молекулы CH_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – P_2O_5 , SiO_2 и Cl_2O_7 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) H и C; б) Fe и C; в) Li и C – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^4$ и $[\text{Ne}]3s^23p^2$?

8. В каком из простых веществ — азоте или фосфоре — связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) элемента с электронной формулой $[\text{He}]2s^22p^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^2$, с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$ в высшей степени окисления, получили бинарное вещество, в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^4$ и $1s^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по C_2H_6 равна 0,6. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с серой простого вещества массой 0,81 г образовалось соединение элемента (II) массой 3,69 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 3

1. Верно ли утверждение, что в результате взаимодействия атомов: а) обязательно образуется химически устойчивая частица; б) никогда не образуется химически устойчивая частица; в) образование химически устойчивой частицы не всегда возможно?

2. Какой тип химической связи в молекуле воды, находящейся в твёрдом состоянии: а) ковалентный неполярный; б) ионный; в) ковалентный полярный?

3. Какова электронно-графическая формула атома Se? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома углерода в соеди-

нении CF_4 участвуют в образовании ковалентных связей? Сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы NCl_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – B_4Si_3 , Cs_3B и AlB – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Zn и O ; б) B и O ; в) Mn и Al – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^4$ и $[\text{He}]2s^1$?

8. В каком из простых веществ – литии или натрии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При слабом нагревании гидроксида (I) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^64s^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^2$, с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^23p^4$ в высшей степени окисления, получили вещество, в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,24$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $1s^1$ и $[\text{He}]2s^22p^5$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по C_2H_4 равна 0,714. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с фосфором простого вещества массой 1,87 г образовалось соединение элемента (III) массой 7,14 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 4

1. Полная энергия молекулы водорода: а) обязательно меньше, чем полная энергия исходных атомов; б) обязательно больше, чем полная энергия исходных атомов; в) остаётся неизменной по сравнению с энергией исходных атомов?

2. Какое из периодических свойств элементов можно использовать для определения ионного типа химической связи: а) атомные и ионные радиусы; б) электроотрицательность; в) энергия (потенциал) ионизации?

3. Каковы электронно-графические формулы атома Fe и иона Al^{3+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы F_2 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – KH , AlH_3 и CH_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Al и Co; б) Li и H; в) B и S – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $1s^1$ и $[Ne]2s^1$?

8. В каком из простых веществ – бериллии или магнии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (VI) элемента с электронной формулой $[Ne]3s^23p^4$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[Ne]3s^2$, с разбавленной кислотой, образованной элементом $[He]2s^22p^3$ получили оксид этого элемента (I) в

котором $\Delta E_0 = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^2$ и $1s^1$, образовалось соединение с относительной плотностью паров по C_2H_2 , равной 0,615. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с фтором простого вещества массой 0,99 г образовалось соединение элемента (IV) массой 6,12 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 5

1. Причиной образования химической связи является: а) стремление атомов завершить внешние энергетические уровни; б) стремление системы перейти в состояние с наименьшей энергией; в) возможность перехода системы в состояние с наиболее высокой энергией?

2. Какой тип структуры кристаллической решетки алмаза: а) ионный; б) молекулярный; в) атомный?

3. Какова электронно-графическая формула атома Cl? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбужденном состоянии? Сколько электронов атома фосфора в соединении $\text{P}^{\overset{-3}{+1}}\text{H}_3$ участвуют в образовании ковалентных связей? Сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы Cl_2 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – Li_2S , B_2S_3 и CS_2 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Li и F; б) Al и Cu;

в) С и О образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из этих веществ можно отнести к классу солей?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^2$ и $[\text{He}]2s^1$?

8. В каком из простых веществ – магнии или кальция – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (IV) элемента с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^23p^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^2$, с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество, в котором $\Delta_{\text{ЭО}} = 0$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $1s^1$ и $[\text{He}]2s^22p^3$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по СО равна 0,61. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,1 г образовалось соединение элемента (I) массой 3,5 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 6

1. Какой из приведенных ниже типов связи может считаться одним из основных: а) ковалентная связь; б) водородная связь; в) донорноакцепторная связь?

2. К числу веществ, образованных с помощью ковалентной полярной связи можно отнести: а) O_2 ; б) Cl_2O_7 ; в) BaO ?

3. Какова электронно-графическая формула атома S? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбужденном состоянии? Какова электронно-графическая формула иона Fe^{2+} ?

4. Каковы геометрическая форма молекулы Br_2 , кратность, меха-

низм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – S_3N_4 , H_2S и SF_6 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Na и P; б) C и N; в) Ag и Al – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[He]2s^22p^5$ и $[Ne]3s^1$?

8. В каком из простых веществ – кальции или стронции – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида элемента с электронной формулой $[Ne]3s^23p^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[Ne]3s^2$, с разбавленной кислотой, образованной элементом $[He]2s^22p^3$ в высшей степени окисления, получили вещество, в котором $\Delta E_O = 0,97$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[Ne]3s^23p^4$ и $1s^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по H_2Se равна 0,42. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с серой простого вещества массой 0,98 г образовалось соединение элемента (I) массой 2,1 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 7

1. Какое из приведенных ниже утверждений справедливо: а) ковалентная связь реализуется только при обмене взаимодействующих

атомов валентными электронами; б) ковалентная полярная связь образуется между атомами с одинаковыми значениями электроотрицательности; в) чисто ионная связь осуществляется за счёт сил электростатического взаимодействия заряженных частиц?

2. К числу веществ, образованных с помощью ионной связи можно отнести: а) KCl ; б) Cl_2 ; в) HCl ?

3. Какова электронно-графическая формула атома N? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома фосфора в соединении $^{+3-1}PCl_3$ участвуют в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы I_2 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – Na_2S , Al_2S_3 и P_2S_3 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к солям?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Na и H; б) Cu и Sn; в) N и O – возникает преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[Ne]2s^22p^4$ и $[Ne]3s^1$?

8. В каком из простых веществ – стронции или барии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[Ar]4s^24p^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[Ar]3d^1 4s^1$, с концентрированной кислотой, образованной элементом $[Ne]3s^2 3p^4$ в одном из полученных бинарных веществ $\Delta_{\text{ОЗО}} = 1,06$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[Ne]3s^2 3p^5$ и $1s^1$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по PH_3 равна 1,07. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с углеродом простого вещества массой 1,62 г образовалось соединение элемента (III) массой 2,16 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 8

1. Какая из представленных ниже характеристик химической связи относится ко всем трём основным её типам (ковалентной, металлической, ионной): а) кратность связи; б) энергия связи; в) насыщаемость связи?

2. К числу веществ, образованных с помощью ковалентной неполярной связи, можно отнести: а) NaF ; б) NF_3 ; в) F_2 ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Kr и As^{+3} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы HF , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – MgS , SiS_2 и SiCl_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Co и Zn ; б) C и F ; в) Na и S – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, со-

стоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^3$ и $[\text{Ne}]3s^1$?

8. В каком из простых веществ – натрия или калия – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (IV) элемента с электронной формулой $[\text{Ne}]2s^22p^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$, с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^23p^4$ в одном из полученных бинарных веществ $\Delta_{\text{ЭО}} = 0,24$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $1s^1$ и $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по NH_3 равна 4,76. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 3,24 г образовалось соединение элемента (III) массой 6,12 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 9

1. Чем объясняется существование веществ с полярной ковалентной связью: а) различным размером связанных атомов; б) различной структурой валентных уровней связанных атомов; в) различными значениями электроотрицательности связанных атомов?

2. Между молекулами какого из веществ возможно образование водородной связи: а) HF ; б) HCl ; в) HBr ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц P и Na^+ ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы HCl , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих свя-

зей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений — K_2S , Ga_2S_3 и As_2S_3 — химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) N и F; б) Ag и Cd; в) Na и Cl — образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[Ne]3s^23p^4$ и $[Ne]3s^1$?

8. В каком из простых веществ — калии или рубидии — связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (IV) элемента с электронной формулой $[Ag]4s^24p^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[Ar]3d^{10}4s^2$ с концентрированной кислотой, образованной элементом $[Ne]3s^23p^4$ в одном из образовавшихся бинарных веществ $\Delta_f H^\circ = 0$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[Kr]4d^{10}5s^25p^5$ и $1s^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по CO_2H_2O равна 2,91. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 1,916 г образовалось соединение элемента (IV) массой 3,196 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 10

1. Какое из суждений справедливо: а) обобществлённые электроны, обеспечивающие металлическую связь, способны двигаться в пределах кристаллической решётки под действием электрического поля; б) все твёрдые вещества, проводящие электрический ток, имеют металличе-

скую кристаллическую решётку; в) способность вещества к отражению света – признак наличия в нём металлической связи?

2. Между молекулами какого из веществ возможно образование водородной связи: а) H_2S ; б) HCl ; в) H_2O ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Se и N^{3+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы HBr , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими

5. В каком из бинарных соединений – CaS , GeS_2 и SBr_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Na и O ; б) O и F ; в) Au и Al – возникает преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^23p^3$ и $[\text{Ne}]3s^1$?

8. В каком из простых веществ – рубидии или цезии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, в одном из образовавшихся бинарных веществ $\Delta E_0 = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$ и $1s^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по NO_2 равна 1,76. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 3.72 г образовалось соединение элемента (III) массой 6.6 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 11

1. Кристаллические решетки – это характерное для кристалла расположение атомов, ионов, или молекул, обладающих периодической повторяемостью: а) только в одном каком-либо измерении; б) в двух измерениях; в) трех измерениях?

2. В молекуле какого из веществ возможно наличие ковалентной неполярной связи: а) Na_3N ; б) Na_2O_2 ; в) Na_2O ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Mg и P^{+3} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбужденном состоянии? Сколько электронов атома фосфора в соединении PBr_3 участвуют в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и нероделенных электронных пар? Ответ обосновать электроннографической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы HI , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений — NaCl , AlCl_3 и PCl_3 — химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Cu и Sn ; б) Si и O ; в) Mg и F — образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^5$ и $[\text{Ar}]4s^2$?

8. В каком из простых веществ – кристаллическом боре или метал-

лическом алюминии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (IV) элемента с электронной формулой $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^1$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}] 2s^2 2p^3$, получили вещество – оксид элемента (II), в котором $\Delta \text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}] 2s^2$ и $[\text{He}] 2s^2 2p^5$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по SiH_4 равна 1,47. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 4,4 г образовалось соединение элемента (III) массой 7,81 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 12

1. Энергия водородной связи примерно: а) на порядок выше энергии ковалентной связи; б) на порядок ниже энергии ионной связи; в) такая же, как и энергия ковалентной и ионной связей?

2. В молекуле какого из веществ все связи между атомами являются ковалентными полярными: а) H_2O_2 ; б) H_2O ; в) C_2H_4 ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Ag и Br^{3+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы BeH_2 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – MgCl_2 , SiCl_4 и BrF_3 – химиче-

ская связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Mg и Cl; б) Cu и Zn; в) Si и F – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из полученных соединений относят к солям?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^23p^3$ и $[\text{Ar}]4s^1$?

8. В каком из простых веществ – алюминии или галлии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (V) элемента с электронной формулой $[\text{He}]2s^22p^3$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество — оксид элемента (II). Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^33p^5$ и $[\text{He}]2s^2$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по CO_2 равна 1,82. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 0,2 г образовалось соединение элемента (IV) массой 0,26 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 13

1. Водородная связь – это: а) только электростатическое взаимодействие; б) только донорно-акцепторное взаимодействие; в) оба вида взаимодействия?

2. При образовании CH_3COONa реализуется: а) только ковалентная полярная и неполярная связи; б) только ионная и ковалентная полярная связи; в) ионная, ковалентная полярная и неполярная связи?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Si и S^{+4} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном;

б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома серы в соединении SF_4 участвует в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы BF_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – KCl , BCl_3 и CCl_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов а) Si и Cl ; б) K и N ; в) Ni и Zn – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^23p^5$ и $[\text{Ar}]4s^2$?

8. В каком из простых веществ – углероде или кремнии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) элемента с электронной формулой $[\text{He}]2s^22p^2$ образуются два бинарных соединения. Какие типы связи у них преимущественно реализуются и у какого из них степень ионности (полярности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество — оксид элемента (I), в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^5$ и $[\text{He}]2s^2$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по SO_2 равна 2,64. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 4,05 г образовалось соединение элемента (III) массой 6,21 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 14

1. Наличие межмолекулярной водородной связи существенно влияет: а) только на физические свойства веществ; б) только на химические свойства веществ; в) как на физические, так и на химические свойства веществ?

2. Какой тип химической связи не реализуется при образовании соединения HCOONH_4 : а) ионный; б) ковалентный неполярный; в) ковалентный полярный?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Ne и S^{+4} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома серы в соединении SF_4 участвует в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы CF_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – PCl_3 , SCI_2 и BrF_3 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Можно ли какое-либо из них отнести к веществам солевой природы?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Ag и Cd ; б) Si и C ; в) K и O – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{He}]2s^22p^3$ и $[\text{Ar}]4s^2$?

8. В каком из простых веществ – кремнии или германии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^44s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{He}]2s^22p^2$ с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^23p^4$, для одного из полученных веществ $\Delta_{\text{ЭО}} = 1,0$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Kr}]5s^25p^5$ и $[\text{He}]2s^2$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по PCl_3 равна 2,47. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,36 г образовалось соединение элемента (IV) массой г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 15

1. Какой тип химической связи реализуется без обобществления валентных электронов: а) металлическая; б) ковалентная; в) ионная?

2. Наибольшее число электронов, принимающих участие в образовании химической связи между атомами, реализуется в молекуле: а) N_2 ; б) O_2 ; в) C_2H_2 ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Al и Cl^{+3} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы NH_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – CaCl_2 , CuCl_2 и FeCl_3 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Можно ли их отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) K и P ; б) Fe и Zn ; в) P и O – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, со-

стоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^23p^3$ и $[\text{Ar}]4s^2$?

8. В каком из простых веществ – азоте или фосфоре – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^23p^4$ с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^23p^4$, для одного из полученных веществ $\Delta_{\text{ЭО}} = 1,06$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^5$ и $[\text{Ne}]3s^23p^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по NF_3 равна 1,88. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2.05 г образовалось соединение элемента (II) массой 2.61 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 16

1. В атомах каких элементов количество валентных электронов значительно меньше числа свободных (вакантных) орбиталей? а) s - и p -элементов; б) всех p -элементов; в) всех d -элементов.

2. Химические формулы соединений с каким типом связи отражают простейшее соотношение между числом атомов элементов: а) с ковалентным полярным; б) с ковалентным неполярным; в) с ионным?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц K и Cl^{+5} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома хлора в соединении CF_3 участвует в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Каковы геометрическая форма молекулы H_2O , кратность, меха-

низм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – CrCl_3 , ZnCl_2 и MnCl_2 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Можно ли их отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) S и O; б) K и Br; в) Ni и Sn – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ относят к солям?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ и $[\text{Ar}]4s^2$?

8. Связь между атомами прочнее в молекуле белого фосфора или металлическом алюминии?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^23p^1$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]2s^22p^3$, получили одно из веществ оксид элемента (II), в котором $\Delta_{\text{ЭО}} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^5$ и $[\text{Ne}]3s^23p^1$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по HBr равна 1,15. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,52 г образовалось соединение элемента (II) массой 3,48 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 17

1. Наиболее прочная ковалентная связь реализуется при образовании молекулы: а) H_2O ; б) H_2S ; в) H_2Se ?

2. Условно принято считать, что если $\Delta\text{ЭО} = 1,9$, то степень ионности химической связи: а) 50 %; б) 67 %; в) 70 %?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Ca и Ar ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбужденном состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы SiH_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – BaCl_2 , PbCl_2 и FeCl_2 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Можно ли их отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) V и Ni ; б) Se и O ; в) Mg и Br – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^2$ и $[\text{He}]2s^22p^5$?

8. В каком из простых веществ – сере или селене – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^64s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^23p^1$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество – оксид элемента (I), в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют

электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^1$ и $[\text{He}]2s^22p^5$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по HCl равна 1,86. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,6 г образовалось соединение элемента (III) массой 3,8 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 18

1. Какая из молекул, формулы которых приведены ниже, имеет угловую форму? а) H_3P ; б) H_2S ; в) HCl .

2. Какую разновидность химической связи можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи: а) водородную; б) металлическую; в) ионную?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Se и Mg^{2+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы PH_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – BeF_2 , CF_4 и NF_3 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Можно ли их отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Mg и O ; б) V и Fe ; в) P и S – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^2$ и $[\text{He}]2s^22p^2$?

8. В каком из простых веществ – хлоре или фторе – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) – элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^64s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ne}]3s^23p^1$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество – оксид элемента (I). Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^2$ и $[\text{He}]2s^22p^5$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по HF равна 3.1. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,88 г образовалось соединение элемента (VI) массой 4.32 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 19

1. Какая из молекул, формулы которых приведены ниже, имеет ли нейную форму: а) NH_3 ; б) H_2O ; в) HF ?

2. О гибридизации атомных валентных орбиталей центрального атома молекулы можно говорить, если в образовании его σ -связей принимают участие: а) лишь его s -орбитали; б) лишь его p -орбитали; в) как s -, так и p -орбитали?

3. Какова электронно-графическая формула атома Ti ? Сколько у Ti и иона C^{4-} валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы H_2S , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрытием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – NaF , AlF_3 и PF_3 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Si и P; б) Co и O; в) Mg и Cu образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[Ar]4s^2$ и $[Ne]3s^23p^2$?

8. В каком из простых веществ – хлоре или бrome – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) – элемента с электронной формулой $[Ar]3d^64s^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[Ne]3s^23p^1$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[He]2s^22p^3$, получили вещество, в котором $\Delta E_O = 0,87$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[He]2s^22p^2$ и $[He]2s^22p^5$, образовалось соединение, относительная плотность паров которого по NO равна 2,933. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 0,972 г образовалось соединение элемента (V) массой 1,734 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 20

1. Какая из молекул, формулы которых приведены ниже, имеет пирамидальную форму: а) PCl_3 ; б) BCl_3 ; в) $FeCl_3$.

2. Гибридные атомные орбитали при образовании химической связи должны: а) более полно перекрываться с орбиталями другого атома; б) менее полно перекрываться с орбиталями другого атома; в) так же перекрываться, как и негибридные орбитали?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц V и S^{2-} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Каковы геометрическая форма молекулы AlF_3 , кратность, меха-

низм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – MgF_2 , SiF_4 и SF_4 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? Какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Mg и Ni ; б) S и F ; в) Co и F – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^2$ и $1s^1$?

8. В каком из простых веществ – бром или иод – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^04s^24p^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^64s^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество, в котором $\Delta_{\text{ЭО}} = 0,87$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^5$ и $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^3$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по CH_4 равна 8,25. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 2,4 г образовалось соединение элемента (II) массой 4,0 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 21

1. Какая из молекул, формулы которых приведены ниже, имеет плоскотреугольную форму: а) NF_3 ; б) BF_3 ; в) CrCl_3 ?

2. Гибридные орбитали должны быть ориентированы в пространстве таким образом, чтобы: а) обеспечить минимальное взаимное удаление друг от друга; б) обеспечить максимальное взаимное удаление друг от друга; в) энергия всей системы была максимальна?

3. Какова электронно-графическая формула атома Cr? Сколько у него валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии? Сколько электронов атома хлора в соединении ClO_7^{+7-2} участвует в образовании ковалентных связей, сколько здесь у центрального атома свободных орбиталей и неподеленных электронных пар? Ответ обосновать электронно-графической формулой.

4. Какова геометрическая форма молекулы SiCl_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – CaF_2 , MgF_2 и PF_5 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов: а) Zn и F; б) Mg и Zn; в) P и Br – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^2$ и $[\text{Ne}]3s^23p^3$?

8. В каком из простых веществ – галлии или индии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}] 3d^64s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности

(ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Xe}]4f^{14}5d^{10}6s^26p^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$ получим вещество – оксид элемента (II), в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^3$ и $[\text{He}]2s^22p^3$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по Cl_2 равна 1. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 4,14 г образовалось соединение элемента (II) массой 4,46 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 22

1. Какая из молекул, формулы которых приведены ниже, имеет тетраэдрическую форму: а) H_2S ; б) CH_4 ; в) H_3P ?

2. При образовании молекулы азота реализуется: а) одна σ - и две π -связи; б) две σ - и одна π -связь; в) три σ -связи?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Mn и Cu^{2+} , каково у них максимальное число валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Какова геометрическая форма молекулы CCl_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – SF_6 , ClF_3 и KF – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов а) S и Br; б) Li и Pb; в) P и K – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металличе-

ская связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ne}]3s^2$ и $[\text{Ne}]3s^23p^3$?

8. В каком из простых веществ – индии или таллии – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^74s^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^64s^2$ с концентрированной кислотой, образованной элементом $[\text{Ne}]3s^23p^4$ получили вещество – оксид элемента (IV), в котором $\Delta_{\text{ЭО}} = 1,06$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^3$ и $[\text{Ne}]3s^23p^5$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по F_2 равна 3,618. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 1,19 г образовалось соединение элемента (IV) массой 1,35 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 23

1. В какой из кислот, состав которых приведен ниже, число о-связей наибольшее: а) H_2SO_4 ; б) H_3PO_4 ; в) H_2CO_3 ?

2. Увеличение кратности ковалентной связи между атомами приводит: а) к увеличению межъядерного расстояния; б) к уменьшению межъядерного расстояния; в) не изменяет величину межъядерного расстояния?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Fe и Ca^{2+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Какова геометрическая форма молекулы SiF_4 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполяр-

на эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – AlN , Si_3N_4 и P_3N_5 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов а) S и I; б) Rb и O; в) Ag и Be – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^2$ и $[\text{He}]2s^22p^5$?

8. В каком из простых веществ – германии или олове – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (II) элемента с электронной формулой $[\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^44s^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество – оксид элемента (II), в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{He}]2s^22p^5$ и $[\text{Ne}]3s^23p^4$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по H_2 равна 73. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 1,19 г образовалось соединение элемента (II) массой 1,35 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 24

1. В каких жидкостях имеется межмолекулярная водородная связь: а) бензол; б) фтороводород; в) 1,1-дихлорэтан?

2. В молекуле какого из веществ валентный угол между связями более всего отличается от 90° : а) воды; б) аммиака; в) трихлорида бора?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Co и Cr^{3+} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Какова геометрическая форма молекулы PCl_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – P_3N_5 , Mg_3P_2 и AlP – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов а) Al и O ; б) Au и Be ; в) Se и O – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? В каком из образовавшихся оксидов более выражены основные свойства?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^1$ и $[\text{He}]2s^22p^3$?

8. В каком из простых веществ – Sn или Pb – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) – элемента с электронной формулой $[\text{Xe}]5d^06s^1$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$ в высшей степени окисления, одним из полученных веществ оказался оксид (IV), в котором $\Delta\text{ЭО} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^4$ и $[\text{Ne}]3s^23p^5$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по N_2 равна 3,68. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой

4,44 г образовалось соединение элемента (III) массой 2,92 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

Вариант 25

1. В каком из соединений валентный угол между связями будет наиболее близок к 90° : а) NH_3 ; б) PH_3 ; в) AsH_3 ?

2. Какое из веществ будет характеризоваться наибольшей температурой плавления: а) AlCl_3 ; б) MgCl_2 ; в) NaCl ?

3. Каковы электронно-графические формулы частиц Ni и Cr^{+6} ? Сколько у них валентных электронов и свободных орбиталей: а) в нормальном; б) в возбуждённом состоянии?

4. Какова геометрическая форма молекулы NF_3 , кратность, механизм образования и тип связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких видов атомных орбиталей обеспечивается возникновение этих связей? Может ли образовываться водородная связь между такими молекулами?

5. В каком из бинарных соединений – Be_2C , Na_3P и CS_2 – химическая связь характеризуется наибольшей степенью полярности? какие из них можно отнести к веществам солевой природы? Почему?

6. Между атомами каких пар элементов а) Ni и Mo ; б) Al и Br ; в) S и O – образуется преимущественно ковалентная, ионная или металлическая связь? Какие из образовавшихся веществ можно отнести к соединениям солевой природы?

7. К какому типу можно отнести связь в бинарном соединении, состоящем из атомов с электронными формулами $[\text{Ar}]4s^2$ и $[\text{He}]2s^22p^2$?

8. В каком из простых веществ – мышьяке или сурьме – связь между атомами прочнее? Почему?

9. При нагревании гидроксида (III) элемента с электронной формулой $[\text{Xe}]6s^26p^3$ образуются два бинарных соединения. К каким типам можно отнести связи в них и в каком случае степень полярности (ионности) выше?

10. При взаимодействии простого вещества, образованного элементом с электронной формулой $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2$, с разбавленной кислотой, образованной элементом $[\text{He}]2s^22p^3$, получили вещество, в котором

$\Delta_{\text{ЭО}} = 0,87$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

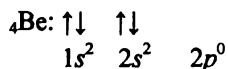
11. При взаимодействии простых веществ, атомы которых имеют электронные формулы $[\text{Ne}]3s^23p^3$ и $[\text{Ne}]2s^22p^5$ образовалось соединение, относительная плотность паров которого по O_2 равна 2,75. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

12. При взаимодействии с кислородом простого вещества массой 4,5 г образовалось соединение элемента (III) массой 5,94 г. Что это за соединение и каков тип связи в нём?

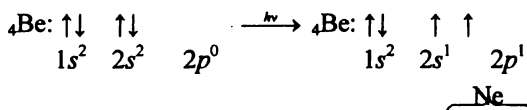
3.3. Примеры решения типовых задач по теме «Химическая связь»

Пример 3.1. Каковы электронно-графические формулы частиц Be^{+4} S ? Каково у них максимальное число валентных электронов и свободных орбиталей?

Решение. Атом бериллия имеет следующее электронное строение: ${}^4\text{Be}: 1s^2 2s^2 (2p^0)$. Символы незаполненного подуровня $2p^0$ обычно опускают, поэтому они даны здесь в скобках. Электронно-графическая формула:



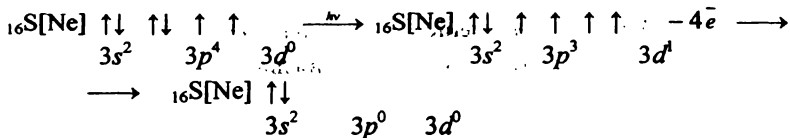
Максимальное число вакантных орбиталей – три, когда атом бериллия находится в невозбуждённом (так называемом *основном*) состоянии. Максимальное число неспаренных (валентных) электронов становится равно двум, когда атом Be переходит в возбужденное состояние:



Атом серы имеет электронное строение ${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 (3d^0)$. Принято все подуровни, электроны которых не участвуют в химических взаимодействиях, записывать в виде символа соответствующего инертного газа в квадратных скобках, или ${}_{16}\text{S}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^4 (3d^0)$. Такую электронную формулу называют *сокращённой*.

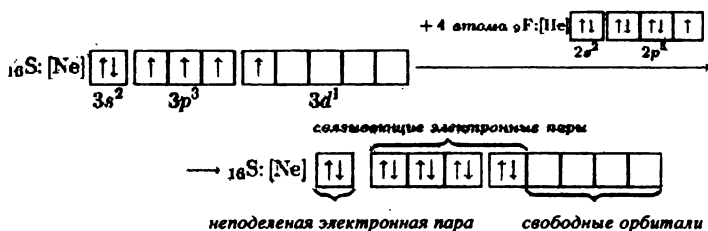
Символ S^{+4} означает, что атом серы находится в каком-либо соединении в степени окисления +4.

С точки зрения понятия «степень окисления» условно подразумевается, что атом, перейдя в момент образования связи в возбуждённое состояние, затем полностью лишился своих четырёх валентных электронов, передав их более электроотрицательным атомам (например, атомам кислорода в оксиде серы (IV) $\text{S}^{+4-2}\text{O}_2$):

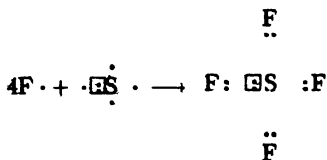


Но сера проявляет такую степень окисления только при образовании веществ с ковалентной связью, для которой принято считать связывающую электронную пару принадлежащей *обеим* связанным атомам.

Тогда с точки зрения понятия «валентность» атом серы не отдал четыре появившихся неспаренных электрона, а образовал с их помощью четыре *общие* электронные пары с атомами более электроотрицательного элемента, например, атомами фтора в соединении $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-1}{\text{F}}_4$ (каждый атом фтора первоначально обладал одним неспаренным электроном):



Образовавшиеся связывающие электронные пары лишь *смещены* к атому более электроотрицательного элемента (неподеленная электронная пара заключена в рамку):



4

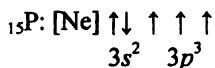
Максимальное число свободных орбиталей – четыре 3*d*-орбитали, что видно на представленной выше электронографической формуле возбуждённого состояния атома серы, а валентность равна IV.

Пример 3.2. Какова геометрическая форма молекулы PF_3 , кратность, тип и механизм образования связей между её атомами? Полярна или неполярна эта молекула? Сколько в ней σ - и π -связей? Перекрыванием каких электронных орбиталей обеспечивается образование этих связей? Возможно ли образование водородной связи между такими молекулами?

Решение. Для определения геометрической формы молекулы следует придерживаться такого порядка действий:

1. Находим центральный атом молекулы PF_3 (т.е. атом с наибольшей валентностью и модулем степени окисления): $\overset{\text{III}}{\text{P}}^{\text{I}}\text{F}_3$. Это – атом фосфора.

2. Записываем электронно-графическую формулу внешнего энергетического уровня этого атома, так как именно электроны этого уровня будут принимать участие в образовании связей с атомами водорода:



3. Выявляем число неспаренных электронов атома фосфора в нормальном состоянии и сравниваем его со значением валентности атома фосфора в молекуле PF_3 . Если оно совпадает, то молекула PF_3 имеет пирамидальную форму, а точнее, форму *тригональной пирамиды*. Графически это изображено на рис. 3.7 (в данном случае роль центрального атома В играет атом фосфора).

Все связи в молекуле простые и полярные, так как образованы атомами разных элементов, причем неметаллами.

Молекула полярная, имеет три σ -связи $\text{P} - \text{F}$. Связи образованы при перекрывании $2p$ -орбиталей атомов F и $3p$ -орбиталей атома P, т.е. p - p перекрывании. Водородные связи не могут возникать, т.к. в состав PF_3 не входят атомы водорода. Механизм образования связей обменный, поскольку атом фтора и атом фосфора предоставляют каждый по одному электрону на образование связывающих электронных пар.

Пример 3.3. В какой из бинарных частиц BeO , CO , NO химическая связь между атомами характеризуется наибольшей степенью полярности (ионности)?

Решение. Вычисляем разности относительных электроотрицательностей (ОЭО) или $\Delta\text{ОЭО}$ ($\Delta\text{ЭО}$):

$$\Delta\text{ОЭО}(\text{Be} - \text{O}) = \text{ОЭО}(\text{Be}) - \text{ОЭО}(\text{O}) = 1,47 - 3,50 = -2,03;$$

$$\Delta\text{ОЭО}(\text{C} - \text{O}) = \text{ОЭО}(\text{C}) - \text{ОЭО}(\text{O}) = 2,50 - 3,50 = -1,00;$$

$$\Delta\text{ОЭО}(\text{N} - \text{O}) = \text{ОЭО}(\text{N}) - \text{ОЭО}(\text{O}) = 3,07 - 3,50 = -0,43.$$

Наибольшая величина $\Delta\text{ОЭО}$ ($\Delta\text{ЭО}$) по абсолютной величине наблюдается для BeO. Связь в этой молекуле наиболее полярна (электроны смещены к атому кислорода). Поскольку $\Delta\text{ОЭО}$ в этом случае $> 1,7$, то можно считать эту связь преимущественно ионной.

Пример 3.4. Между атомами каких попарно взятых элементов Ni и Al, Ca и O, H и P – образуется преимущественно а) ковалентная; б) ионная; в) металлическая связь? Указать формулы возможных химических соединений в случае образования ковалентной и ионной связи.

Решение. Ковалентная связь H и P (PH_3), ионная связь Ca и O (CaO), металлическая связь Ni и Al (NiAl , Ni_3Al). В первом и во втором случае разности относительных электроотрицательностей имеют значения

$$\Delta\text{ОЭО}(\text{P} - \text{H}) = 2,10 - 2,10 = 0;$$

$$\Delta\text{ОЭО}(\text{Ca} - \text{O}) = 3,50 - 1,04 = 2,46.$$

Пример 3.5. С каким типом связи (на основании значений ЭО) образуется бинарное соединение в результате взаимодействия атомов элементов $[\text{He}] 2s^2 2p^2$ и $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$?

Решение. Электронные формулы описывают электронную структуру атомов C и Cl соответственно. Разность относительных электроотрицательностей $\Delta\text{ЭО}(\text{C} - \text{Cl}) = 2,83 - 2,50 = 0,33$. Соединение CCl_4 имеет слабо полярную ковалентную связь.

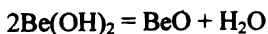
Пример 3.6. В каких простых веществах – углероде или свинце – связь между атомами прочнее? Почему?

Решение. С увеличением атомного номера элемента возрастает

число энергетических уровней у его атомов, а, следовательно, и размер самих атомов. В результате расстояние между центрами атомов т.е. длина связи в кристаллических решётках увеличивается, что приводит к уменьшению прочности связи. Поэтому связь между атомами углерода прочнее, нежели между атомами свинца.

Пример 3.7. При нагревании гидроксида элемента с электронной формулой $[\text{He}] 2s^2$ образуется два бинарных соединения. Какие типы связей у них реализуются и у какого из них степень ионности (полярности) выше?

Решение. Электронная формула соответствует элементу берилию, для которого характерен гидроксид состава $\text{Be}(\text{OH})_2$.



Находим разности относительных электроотрицательностей:

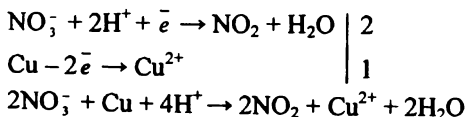
$$\Delta\chi_{\text{Be}-\text{O}} = 3,5 - 1,47 = 2,03;$$

$$\Delta\chi_{\text{H}-\text{O}} = 3,5 - 2,41 = 1,40.$$

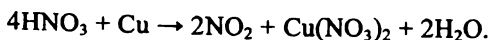
В случае BeO связь преимущественно ионная; в случае H_2O — ковалентная полярная. Более полярная связь в BeO .

Пример 3.8. При взаимодействии элемента с электронной формулой $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$ с концентрированной кислотой, образованной элементом с электронной формулой $[\text{He}] 2s^22p^3$, образуется оксид, в котором $\Delta\chi_{\text{O}} = 0,43$. Каково уравнение реакции этого взаимодействия?

Решение. Элемент с электронной формулой $[\text{Ar}] 3d^{10}4s^1$ — это Cu . Элемент $2s^22p^3$ — это N . Образованная им кислота — HNO_3 . В диоксиде азота NO_2 $\Delta\chi_{\text{O}} = 3,53 - 3,07 = 0,43$. Тогда уравнение реакции Cu с концентрированной HNO_3 :



В молекулярной форме:



Пример 3.9. При взаимодействии атомов элемента с электронной формулой $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ и атомов элемента с электронной формулой $1s^1$, образовалось соединение, относительная плотность которого по C_2H_6 равна 0,667. Какова геометрическая форма молекулы этого соединения?

Решение. Такие электронные формулы характерны для элементов F и H соответственно. Соединение имеет молярную массу, определяемую из соотношения

$$\frac{M(X)}{M(\text{C}_2\text{H}_6)} = 0,667$$

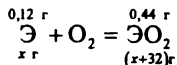
откуда

$$M(X) = M(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot 0,667 = 30 \text{ г/моль} \cdot 0,667 = 20 \text{ г/моль}.$$

Это HF. Геометрическая форма – линейная. Связь обеспечивается за счёт *s-p* перекрывания (см рис. 3.1, б).

Пример 3.10. При окислении простого вещества массой 0,12 г кислородом образовался оксид (IV) массой 0,44 г. Что это за соединение и каков тип связи между его атомами?

Решение. Формула оксида ЭO_2 . Уравнение реакции:



Составляем пропорцию:

$$0,12 \text{ г Э образуют } 0,44 \text{ г ЭO}_2,$$

$$x \text{ г Э образуют } (x + 32) \text{ г ЭO}_2,$$

$$0,12 \cdot (x + 32) = 0,44x,$$

$$x = 12.$$

Значит $A(\text{Э}) = 12$. Это углерод.

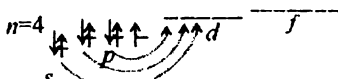
Разность относительных электроотрицательностей $\Delta \text{OЭO} = 3,50 - 2,50 = 1,0$. Связь ковалентная полярная.

3.4. Ответы к контрольным заданиям

Вариант 1

1. б); 2. а); в);

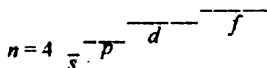
3. ${}_{35}\text{Br} \dots 4s^2 4p^5$



Максимальное число валентных электронов 7, реализуется только при переходе атома Br из нормального в возбуждённое состояние.

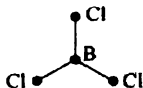
Максимальное число свободных орбиталей у этого атома будет в нормальном состоянии. Оно равно 12 (пять d -орбиталей и семь f -орбиталей).

${}_{19}\text{K}^+ \dots 4s^0$



У иона K^+ нет валентных электронов, он изoeлектронен атому аргона. Число свободных орбиталей – 21.

4. Геометрическая форма молекулы BCl_3 – плоскотреугольная:



Атом В переходит в возбуждённое состояние (так как именно в этом случае реализуется валентность атома В, равная трем) с последующей sp^2 -гибридизацией его валентных орбиталей, позволяющей выровнять все три образующиеся ковалентные связи с атомами хлора по энергии:

- кратность связи равна 1;
- тип связи – ковалентная полярная;
- реализуется три σ -связи;
- образование водородной связи невозможно из-за отсутствия в составе BCl_3 атомов водорода;
- связь в BCl_3 образуется вследствие перекрывания sp^2 -орбиталей атома В и p -орбиталей атомов хлора;
- механизм образования связи обменный.

5. BeH_2 .

6. Ag и Zn – преимущественно металлическая связь; Li и N – преимущественно ионная; N и O – ковалентная связь.

7. $[\text{He}]2s^1$ – элемент Li; $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ – элемент F.

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Li-F}} = 4,10 - 0,97 = 3,13$ – тип связи – ионная, поскольку она образована между типичным металлом и неметаллом и степень ионности этой связи $> 85\%$.

8. В кристаллическом кремнии связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса (из-за меньшего числа электронных оболочек), а следовательно, меньшей длины связи между ними.

9. Элемент $[\text{He}]2s^1$ – литий и ему соответствует гидроксид:

$2\text{LiOH} \xrightarrow{r} \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; $\Delta\text{ОЭО}_{\text{Li-O}} = 3,5 - 0,97 = 2,53$ – ионная связь;

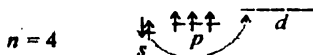
$\Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,1 = 1,40$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности связи Li_2O выше, так как $\Delta\text{ОЭО}_{\text{Li-O}} > \Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}}$.

10. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$ – это элемент S, ему соответствует гидроксид (кислота) состава H_2SO_4 . При действии концентрированной H_2SO_4 на металлы в качестве продукта ее восстановления может образоваться SO_2 , S или H_2S . Приведенное значение $\Delta\text{ОЭО} = 0,24$ соответствует H_2S . Значит уравнение реакции взаимодействия



(конец)

11. $[\text{Ne}]3s^2 3p^5$ – элемент Cl; $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^3$ – элемент As. Электронно-графическая формула внешнего энергетического уровня атома мышьяка

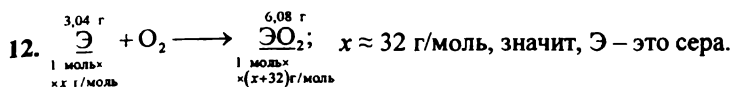


показывает, что в нормальном состоянии атом мышьяка – 3-х валентный и, следовательно, может образовывать соединение состава AsCl_3 , а в возбужденном состоянии – 5-ти валентный и способен к образованию соединений состава AsCl_5 . Чтобы определить, какое же соединение реализуется, необходимо определить его молекулярную массу $M(x)$:

$$M(x) = M(\text{C}_3\text{H}_6) \cdot D(\text{C}_3\text{H}_6) = 42 \cdot 4,52 \approx 181,5.$$

Она соответствует соединению AsCl_3 . Так как эта частица электро-нейтральна, значит, все три связи образованы по обменному механизму, т.е.

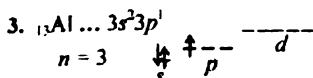
за счет неспаренных электронов атомов. Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.



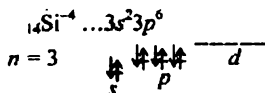
$\Delta \text{OЭO}_2 = 3,5 - 2,44 = 1,06$, реализуется ковалентная полярная связь (степень ионности $\approx 26\%$)

Вариант 2

1. в); 2. в);

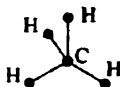


Максимальное число валентных электронов, равное 3, реализуется только при переходе атома Al в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Al будет в нормальном состоянии. Оно равно 7 (две p - и пять d -орбиталей).



У атома Si, находящегося в степени окисления -4 , все 4 электрона находятся в sp^3 -гибридном состоянии и задействованы в образовании 4 общих электронных пар. Эти пары сдвинуты в сторону атома кремния, а число свободных орбиталей равно 5 (3 d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы CH_4 – тетраэдрическая:



Атом C переходит в возбуждённое состояние (так как именно в этом состоянии реализуется валентность атома C, равная 4) с последующей sp^3 -гибридизацией его валентных орбиталей, все четыре образующиеся ковалентные связи с атомами водорода равноценны по энергии;

- кратность связи равна 1;
- тип связи – ковалентная полярная;

- тип молекулы – неполярная;
- реализуется четыре σ -связи;
- образование водородной связи невозможно из-за отсутствия в составе CH_4 атомов одного из наиболее электроотрицательных элементов: F, O или N;

- связь в молекуле CH_4 возникает вследствие перекрывания sp^3 -орбиталей атома C и s -орбиталей атома водорода;
- механизм образования связи обменный.

5. SiO_2 .

6. Fe и C – металлическая связь; Li и C – преимущественно ионная; H и C – ковалентная связь.

7. $[\text{He}]2s^22p^4$ – элемент O; $[\text{He}]2s^22p^2$ – элемент C;
 $\Delta\text{OЭО}_{\text{C-O}} = 3,5 - 2,5 = 1,0$, тип связи – ковалентный, т.к. $\Delta\text{OЭО}_{\text{C-O}} < 2,1$, и она образована атомами типичных неметаллов.

8. В простом веществе азоте связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса из-за меньшего числа электронных оболочек, а следовательно, меньшей длины связи между ними.

9. Элемент $[\text{He}]2s^22p^1$ – бор и ему соответствует гидроксид $\text{B}(\text{OH})_3$, чаще записываемый как H_3BO_3 :

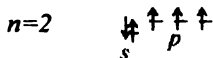
$2\text{H}_3\text{BO}_3 \xrightarrow{t'} \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
 $\Delta\text{OЭО}_{\text{B-O}} = 3,5 - 2,00 = 1,50$ – ковалентная полярная связь; $\Delta\text{OЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,10 = 1,40$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности (ионности) связи в B_2O_3 выше, т.к. $\Delta\text{OЭО}_{\text{B-O}} > \Delta\text{OЭО}_{\text{H-O}}$

10. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, в качестве гидроксида ему соответствует кислота состава HNO_3 .

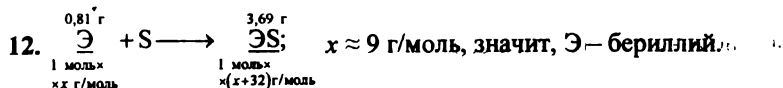
При действии разбавленной HNO_3 на металлы в качестве продуктов ее восстановления могут быть NO, N_2 и NH_3 , который с избытком HNO_3 образует NH_4NO_3 . Приведенное значение $\Delta\text{OЭО}$, равное 0,43, соответствует NO. Значит, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^22p^4$ – элемент O; $1s^1$ – элемент H. Электронно-графическая формула внешнего энергетического уровня атома кислорода ${}_8\text{O}[\text{He}]2s^22p^4$



показывает, что атом кислорода всегда двухвалентен и, следовательно, с водородом может образовывать соединение состава H_2O . Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода, необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения: $M(x) = M(\text{C}_2\text{H}_6) \cdot D(\text{C}_3\text{H}_6) = 30 \cdot 0,6 = 18$. Она соответствует H_2O . Геометрическая форма этого соединения должна быть угловой. Но в связи с тем, что валентный угол в этой молекуле не 90° , а $104,5^\circ$, ей приписывают тетраэдрическую форму.

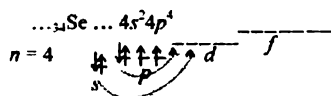


$\Delta \text{OЭO}_{\text{Be-S}} = 2,6 - 1,47 = 1,13$, реализуется ковалентная полярная связь (степень ионности $\approx 26\%$).

Вариант 3

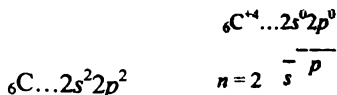
1. в); 2. в);

3.

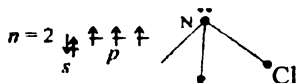


Максимальное число валентных электронов 6, реализуется только при переходе атома Se в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Se будет в нормальном состоянии. Оно равно 12 (пять d - и семь f -орбиталей).

У частицы C^{+4} нет валентных электронов, а максимальное число свободных орбиталей 4.



4. Геометрическая форма молекулы NCl_3 — пирамидальная. Она возникает вследствие взаимодействия трех p -орбиталей атома азота p -орбиталями атомов хлора.



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентная полярная;
- тип молекулы – полярный;
- реализуется три σ -связи;
- образование водородной связи между молекулами NC1_3 невозможно из-за отсутствия в составе молекулы атомов водорода;
- химическая связь в молекуле NC1_3 возникает вследствие перекрывания p -орбиталей атома N и p -орбиталей атомов хлора;
- механизм образования связи – обменный.

5. Cs_3B .

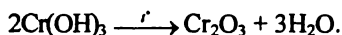
6. Mn и Al – преимущественно металлическая связь; Li и O – преимущественно ионная связь; B и O – ковалентная связь.

7. $[\text{He}]2s^22p^4$ – элемент O; $[\text{He}]2s^1$ – элемент Li;

$\Delta\text{OЭ}_{\text{Li-O}} = 3,5 - 0,97 = 2,53$, тип связи – ионная, т. к. $\Delta\text{OЭ}_{\text{Li-O}} > 2,1$, и она образована типичным металлом и неметаллом.

8. В простом веществе лития связь между атомами прочнее, вследствие их меньшего радиуса из-за меньшего числа электронных оболочек, а следовательно, меньшей длины связи между ними.

9. Элемент $[\text{Ar}]3d^54s^1$ – хром и ему соответствует гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$:



$\Delta\text{OЭ}_{\text{Cr-O}} = 3,5 - 1,56 = 1,94$, тип связи – преимущественно ионный; $\Delta\text{OЭ}_{\text{H-O}} = 3,50 - 2,10 = 1,40$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности (ионности) связи в Cr_2O_3 выше, так как $\Delta\text{OЭ}_{\text{Cr-O}} > \Delta\text{OЭ}_{\text{H-O}}$.

10. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{Ne}]3s^23p^4$ – это элемент S. В качестве гидроксидов ему соответствуют кислоты H_2SO_4 и H_2SO_3 , но H_2SO_3 неустойчива в концентрированном состоянии.

При действии концентрированной H_2SO_4 на металлы в качестве продуктов ее восстановления могут быть SO_2 , S и H_2S . Приведенное значение

$\Delta O_{ЭО}$, равное 0, соответствует S. Значит, уравнение реакции взаимодействия:

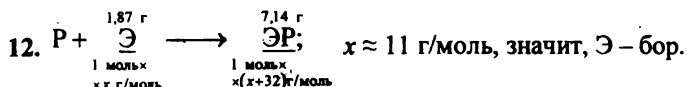


(конц.)

11. Водород и фтор образуют между собой соединение состава HF_x . Однако в жидком состоянии, вследствие образования водородных связей, формулу этого соединения записывают как $(\text{HF})_x$, где x может принимать значения от 2 до 6. Чтобы убедиться, каков же в действительности состав фтороводорода, необходимо определить его молекулярную массу:

$$M(x) = M(\text{C}_2\text{H}_4) \cdot 0,714 = 20.$$

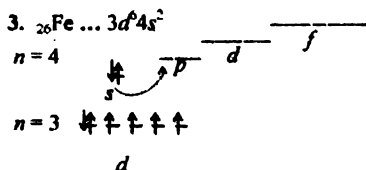
Она соответствует составу HF . Геометрическая форма этого соединения – линейная, как и у всех двухатомных молекул.



$\Delta O_{ЭВ-P} = 2,10 - 2,01 = 0,09$, реализуется ковалентная слабополярная связь (степень ионности $< 0,5 \%$).

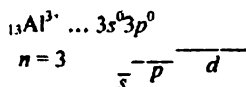
Вариант 4

1. а); 2. б);



Максимальное число валентных электронов 6, реализуется только при переходе атома Fe из нормального в возбуждённое состояние.

Максимальное число свободных орбиталей у атома Fe будет в нормальном состоянии. Оно равно 15 (три p -орбитали, пять d -орбиталей и семь f -орбиталей).



У иона Al^{3+} нет валентных электронов, а максимальное число свободных орбиталей равно 9.

4. Геометрическая форма молекулы F_2 – линейная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи неполярный ковалентный;
- тип молекулы неполярный;
- реализуется одна σ -связь;
- образование водородной связи невозможно из-за отсутствия в составе F_2 атомов водорода;
- связь в F_2 образуется вследствие перекрывания p -орбиталей.

5. KH .

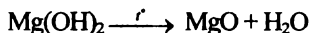
6. Al и Co – преимущественно металлическая связь; Li и H – преимущественно ионная; B и S – ковалентная связь.

7. $1s^1$ -элемент H ; $[He]2s^1$ -элемент Li .

$\Delta OEO_{Li-H} = 2,1 - 0,97 = 1,13 < 2,1$, следовательно, тип связи – ковалентный полярный.

8. В простом веществе бериллии связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[Ne]3s^2$ – магний и ему соответствует гидроксид $Mg(OH)_2$:



$\Delta OEO_{Mg-O} = 3,5 - 1,23 = 2,27$ – ионная связь; $\Delta OEO_{H-O} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – связь ковалентная полярная, степень полярности (ионности) у MgO выше, так как $\Delta OEO_{Mg-O} > \Delta OEO_{H-O}$.

10. $[Ne]3s^2$ – это элемент Mg ; $[He]2s^22p^3$ – это элемент N , ему соответствует кислота HNO_3 . При взаимодействии её с металлами в разбавленном виде в качестве продукта восстановления может образоваться NO , N_2 или NH_3 , который с избытком HNO_3 образует NH_4NO_3 . Значение $\Delta OEO = 0,43$ соответствует веществу NO , следовательно, уравнение реакции взаимодействия: $3Mg + 8HNO_3 = 3Mg(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$

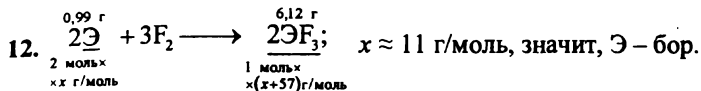
11. $[He]2s^22p^2$ – это элемент C ; $1s^1$ – элемент H .

Углерод с водородом наиболее легко образует соединения состава CH_4 и C_2H_6 . В первом случае молекулярная масса соединения будет равна

16, а во втором – 30. Чтобы убедиться, какое же соединение образовалось в нашем случае, определим его молекулярную массу:

$$M_A(x) = 0,615 \cdot M_A(C_2H_2) = 0,615 \cdot 26 = 16.$$

Следовательно, формула неизвестного вещества CH_4 . Геометрическая форма молекулы – тетраэдрическая.

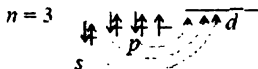


$$\Delta\text{ОЭО}_{\text{B-F}} = 4,1 - 2,01 = 2,09 < 2,1$$
, значит, ковалентная полярная связь.

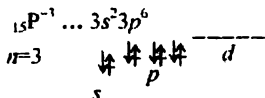
Вариант 5

1. б); 2. в);

3. ${}_{17}\text{Cl} \dots 3s^2 3p^5$

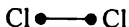


Максимальное число валентных электронов 7 – только при переходе атома Cl в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Cl в нормальном состоянии равно 5 (пять *d*-орбиталей).



У частицы P^3 нет валентных электронов, т.к. s - и p -орбитали у неё полностью заполнены, а максимальное число свободных орбиталей при этом равно пяти.

4. Геометрическая форма молекулы Cl_2 – линейная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи – неполярная ковалентная;
- тип молекулы неполярный;
- реализуется одна σ -связь;
- образование водородной связи невозможно из-за отсутствия в составе Cl_2 атомов водорода;
- связь в Cl_2 образуется вследствие перекрывания p -орбиталей;

– механизм образования связи обменный.

5. Li_2S .

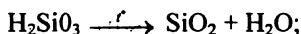
6. Li и F – преимущественно ионная связь; Al и Cu – преимущественно металлическая связь; C и O – ковалентная связь.

7. $[\text{He}]2s^22p^2$ – это элемент C; $[\text{He}]2s^1$ – это элемент Li.

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Li-C}} = 2,5 - 0,97 = 1,53 < 2,1$, следовательно, ковалентная полярная связь.

8. В простом веществе – магнии – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[\text{Ne}]3s^23p^2$ – кремний. Ему соответствуют много гидроксидов, но наиболее известны H_2SiO_3 и H_4SiO_4 .

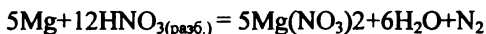


$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Si-O}} = 3,5 - 1,74 = 1,76$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности связи в SiO_2 выше.

10. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент азот, ему соответствует гидроксид HNO_3 . При действии разбавленной HNO_3 на металлы в качестве продукта восстановления может образоваться NO, N_2 , и NH_3 , который в присутствии избытка HNO_3 образует NH_4NO_3 .

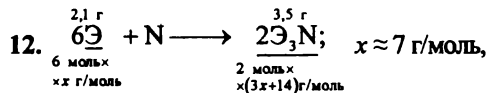
Значение $\Delta\text{ОЭО}$, равное нулю, соответствует веществу N_2 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $1s^1$ – это элемент H; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N.

$M_d(x) = 0,61 - M_d(\text{CO}) = 0,61 - 28 = 17$; искомое вещество – NH_3 :

$3\text{H} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.

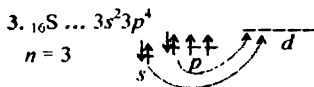


значит, искомый элемент – литий.

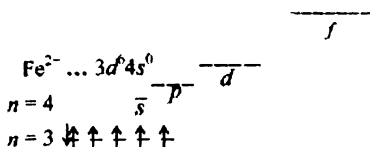
$\Delta\text{ОЭО}_{\text{N-Li}} = 3,50 - 0,97 = 2,53$ – ионная связь (степень ионности $\approx 79\%$)

Вариант 6

1. а); 2. б);



Максимальное число валентных электронов 6, реализуется только при переходе атома S из нормального в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома S будет в нормальном состоянии. Оно равно 5



У частицы Fe^{2+} четыре валентных электрона, а максимальное число орбиталей равно 16.

4. Геометрическая форма молекулы Br_2 – линейная:



– кратность связи равна 1;

– тип связи ковалентная неполярная;

– тип молекулы неполярный;

– реализуется одна σ -связь

– образование водородной связи не возможно из-за отсутствия в составе Br_2 атомов водорода;

– связь в Br_2 образуется вследствие перекрывания p -орбиталей;

– механизм образования связи обменный.

5. SF_6

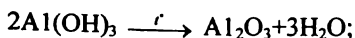
6. Na и P – преимущественно ионная связь; C и N – ковалентная связь; Ag и Al – преимущественно металлическая связь.

7. $[\text{He}]2s^2 2p^5$ – это элемент F; $[\text{Ne}]3s^1$ – это элемент Na.

$\Delta O_{\text{Na-F}} = 4,1 - 1,01 = 3,09 > 2,1$, следовательно, ионная связь.

8. В простом веществе кальция связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$ – алюминий. Ему соответствует гидроксид:



$\Delta OEO_{Al-O} = 3,5 - 1,47 = 2,03 < 2,1$, значит ионная связь;

$\Delta OEO_{H-O} = 3,5 - 2,2 = 1,3 < 2,1$, значит ковалентная полярная связь. Степень полярности связи в Al_2O_3 – выше.

10. $[Ne]3s^2$ – это элемент Mg; $[Ne]2s^22p^3$ – это азот, ему соответствует кислота HNO_3 . При действии разбавленной HNO_3 на металлы в качестве продукта восстановления может образоваться NO , N_2 и NH_3 , который с избытком HNO_3 образует NH_4NO_3 . Значение ΔOEO , равное 0,97, соответствует NH_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия;

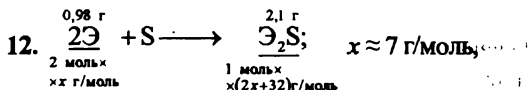


11. $[Ne]3s^23p^4$ – это элемент S; $1s^1$ – это элемент H.

Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава H_2S . Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода, необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_d(x) = 0,42 \cdot M_d(H_2Se) = 0,42 \cdot 81 \approx 34.$$

Следовательно, искомое вещество – H_2S : $H_2 + S = H_2S$. Геометрическая форма молекулы – угловая.

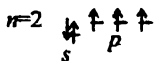


значит, искомый элемент – литий. $\Delta OEO_{Li-S} = 3,5 - 0,97 = 2,53 > 2,1$, реализуется ионная связь.

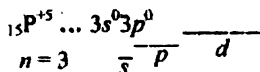
Вариант 7

1. в). 2. а).

3. $\gamma N \dots 2s^22p^3$



Число валентных электронов 3, но с учётом того, что в образовании химических связей может принимать участие и пара $2s$ электрона, максимальная валентность атома азота считается равной IV. У атома азота нет свободных орбиталей.



У атома фосфора в степени окисления P^{+5} нет валентных электронов, а максимальное число свободных орбиталей равно 9.

4. Геометрическая форма молекулы I_2 линейная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентная неполярная;
- тип молекулы неполярный;
- реализуется одна σ -связь;
- образование водородной связи невозможно;
- связь в I_2 образуется вследствие перекрывания p -орбиталей;
- механизм образования связи обменный.

5. Na_2S .

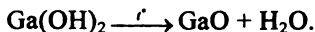
6. Na и H – преимущественно ионная связь; Cu и Sn – преимущественно металлическая связь; N и O – ковалентная связь;

7. $[Ne]2s^22p^4$ – это элемент O; $[Ne]3s^1$ – это элемент Na.

$\Delta OЭO_{Na-O} = 3,5 - 1,01 = 2,49 > 2,1$, следовательно, ионная связь.

8. В простом веществе стронция связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[Ar]4s^24p^1$ – галлий. Ему соответствует гидроксид:



$\Delta OЭO_{Ga-O} = 3,50 - 1,82 = 1,68$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta OЭO_{H-O} = 3,50 - 2,10 = 1,40$ – ковалентная полярная.

Степень полярности связи в Ga_2O_3 выше.

10. $[Ar]3d^{10}4s^1$ – это элемент Cu; $[Ne]3s^23p^4$ – это элемент S, ему соответствует кислота H_2SO_4 . При действии концентрированной H_2SO_4 на металлы в качестве продукта восстановления может образоваться SO_2 , S и H_2S . Значение $\Delta OЭO = 1,06$ соответствует веществу SO_2 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

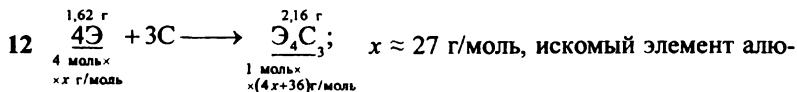


11. $[Ne]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $1s^1$ – элемент H.

Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава HCl . Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_r(x) = 1,07 \cdot M_r(\text{PH}_3) = 1,07 \cdot 34 \approx 36,5;$$

следовательно, искомое вещество – HCl. Геометрическая форма молекулы – линейная.



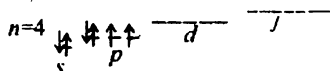
миний.

$$\Delta O_{\text{ЭО}_{\text{C-Al}}} = 2,5 - 1,47 = 1,03 < 2,1 - \text{ковалентная полярная связь.}$$

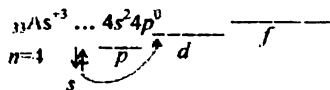
Вариант 8

1. б); 2. в);

3. ${}_{36}\text{Kr} \dots 4s^2 4p^6$



Валентных электронов у атома Kr нет, так как у него полностью завершены s - p - подуровни. Максимальное число свободных орбиталей равно 12 (пять d - и семь f -орбиталей).

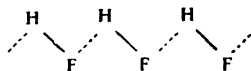


У частицы As^{+3} максимальное число валентных электронов при переходе в возбуждённое состояние может равняться пяти. Максимальное число свободных орбиталей будет равно в нормальном состоянии – 12, в возужденном состоянии – 11.

4. Геометрическая форма молекулы HF – линейная:



- крат-ость связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы полярный;
- реализуется одна σ -связь
- возможно образование межмолекулярной водородной связи



- связь в HF образуется вследствие перекрывания s -орбиталей атома водорода и p -орбиталей атома фтора;

- механизм образования связи обменный.

5. MgS.

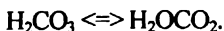
6. Co и Zn – металлическая связь; C и F – преимущественно ковалентная; Ag и Al – преимущественно ионная связь.

7. $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N; $[\text{Ne}]3s^1$ – это элемент Na.

$\Delta OEO_{\text{Na-N}} = 3,07 - 1,01 = 2,06$ – ионная связь.

8. В простом веществе натрия связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[\text{He}]2s^22p^2$ – углерод. Ему соответствует гидроксид состава: H_2CO_3 или (H_2OCO_2) ,



$\Delta OEO_{\text{C-O}} = 3,5 - 2,5 = 1,0$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta OEO_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности связи в H_2O выше.

10. $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn; $[\text{Ne}]3s^23p^4$ – это элемент S, ему соответствует кислота H_2SO_4 . При действии, концентрированной H_2SO_4 на металлы в качестве продукта восстановления может образоваться SO_2 , S и H_2S . Значение ΔOEO , равное 0,24, соответствует веществу H_2S . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

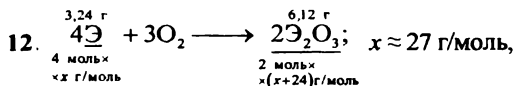


(конц.)

11. $1s^1$ – это элемент H; $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^5$ – это элемент Br. Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава HBr. Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода, необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_d(x) = 4,76 \cdot M_d(\text{NH}_3) = 4,76 \cdot 17 \approx 81;$$

следовательно, искомое вещество HBr. Геометрическая форма молекулы – линейная.

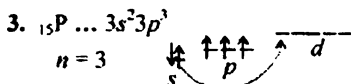


искомый элемент – алюминий.

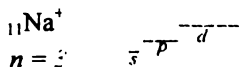
$\Delta \text{OЭO}_{\text{Al-O}} = 3,5 - 1,47 = 2,03 < 2,1$; реализуется ионная связь.

Вариант 9

1. в); 2. а);



Максимальное число валентных электронов 5, реализуется только при переходе атома Р в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Р будет в нормальном состоянии. Оно равно 5 (пять d -орбиталей).



У ионности Na^+ нет валентных электронов, а максимальное число свободных орбиталей равно 9.

4. Геометрическая форма молекулы HCl – линейная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы полярный;
- реализуется одна σ -связь
- водородная связь между молекулами не образуется;
- связь в HCl образуется вследствие перекрывания s -орбиталей атома водорода и p -орбиталей атома хлора;
- механизм образования связи обменный.

5. K_2S .

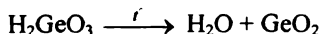
6. N и F – ковалентная связь; Ag и Cd – металлическая связь; Na и Cl – преимущественно ионная связь.

7. $[\text{Ne}]3s^2 3p^4$ – это элемент S; $[\text{Ne}]3s^1$ – это элемент Na.

$\Delta \text{OЭO}_{\text{Na-S}} = 2,44 - 1,01 = 1,43$ – преимущественно ионная связь.

8. В простом веществе калии связь между атомами прочнее, вследствие их меньшего радиуса, а, следовательно, меньшей длины связи.

9. Элемент $[Ar]4s^24p^2$ – германий. Ему соответствует гидроксид:



$\Delta OEO_{Ge-O} = 3,5 - 1,08 = 1,68$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta OEO_{H-O} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности связи в GeO_2 – выше.

10. $[Ar]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn; $[Ne]3s^23p^4$ – это элемент S, ему соответствует кислота H_2SO_4 . При действии концентрированной H_2SO_4 на металлы в качестве продукта восстановления может образоваться SO_2 , S и H_2S . Значение $\Delta OEO = 0$ соответствует веществу S. Следовательно, равнение реакции взаимодействия:

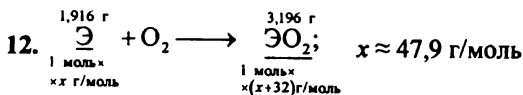


11. $[Kr]5s^25p^2$ – это элемент I; Is^1 – это элемент H.

Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава HI. Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_r(x) = 2,91 \cdot M_r(CO_2) = 2,91 \cdot 44 = 128;$$

следовательно, искомое вещество – HI, геометрическая форма молекулы – линейная.



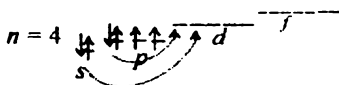
значит, искомый элемент Ti.

$\Delta OEO_{Ti-O} = 3,50 - 1,44 = 2,06 < 2,1$ – значит, реализуется ионная связь.

Вариант 10

1. а); 2. в);

3. ${}_{34}\text{Se} \dots 4s^2 4p^4$



Максимальное число валентных электронов 6, реализуется только при переходе атома Se в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Se будет в нормальном состоянии. Оно равно 12 (пять d - и семь p -орбиталей).

У иона N^{3+} нет неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне, число свободных орбиталей 3 (2 p -орбитали).

4. Геометрическая форма молекулы HBr – линейная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи – ковалентная полярная;
- тип молекулы – полярная;
- реализуется одна σ -связь;
- водородная связь между молекулами HBr не образуется;
- связь в HBr образуется вследствие перекрывания s -орбиталей атома водорода и p -орбиталей атома брома;
- механизм образования связи обменный.

5. CaS.

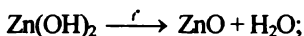
6. Na и O – преимущественно ионная связь; O и F – ковалентная связь; Au и Al – металлическая связь.

7. $[\text{Ne}]3s^2 3p^3$ – это элемент P; $[\text{Ne}]3s^1$ – это элемент Na.

$\Delta OEO_{\text{Na-P}} = 2,06 - 1,01 = 1,05$ – преимущественно ковалентная связь, но, учитывая, что это соединение образовано типичным металлом и типичным неметаллом, имеется и определенная доля ионной связи.

8. Связи в простом веществе рублидии между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а, следовательно, меньшей длины связи.

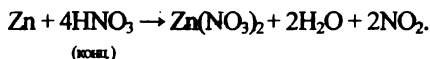
9. Элемент $[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2$ – цинк. Ему соответствует гидроксид:



$\Delta OEO_{\text{Zn-O}} = 3,5 - 1,66 = 1,84$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta \text{ОЭО}_{\text{Н-О}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная связь. Степень полярности в ZnO выше.

10. $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn ; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N , ему соответствует кислота HNO_3 . При действии концентрированной HNO_3 на тяжёлые металлы в качестве продукта восстановления, как правило, образуется NO_2 . Значение $\Delta \text{ОЭО}$ равно 0,43 соответствует веществу NO_2 . следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

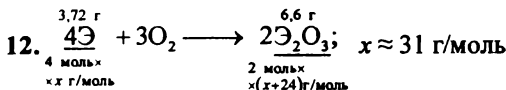


11. $[\text{Ar}]4s^24p^4$ – это элемент Se ; $1s^1$ – это элемент H .

Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава H_2Se . Чтобы убедиться в достоверности сделанного вывода, необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_r(x) = 1,76 \cdot M_r(\text{NO}_2) = 1,76 \cdot 46 = 81;$$

следовательно, искомое вещество – H_2Se . Геометрическая форма молекулы – угловая.



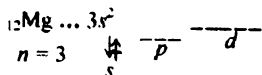
значит, искомый элемент – P .

$\Delta \text{ОЭО}_{\text{P-O}} = 3,5 - 2,06 = 1,44 < 2,1$, реализуется ковалентная связь.

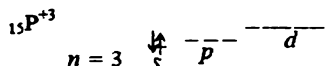
Вариант 11

1. в); 2. б);

3.

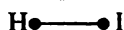


Максимальное число валентных электронов 2, реализуется только при переходе атома Mg в возбуждённое состояние $3s^13p^1$. Максимальное число свободных орбиталей у атома Mg будет в нормальном состоянии. Оно равно 8 (три p - и пять d -орбиталей).



У частицы P^{+3} имеется неподеленная электронная пара на $3s$ подуровне, которая может распариваться, когда атом, например, образует две дополнительные ковалентные связи фосфора с более электроотрицательными элементами, например, PCl_5 , поэтому можно считать, что валентность частицы P^{+3} равна двум. Максимальное число свободных орбиталей у P^{+3} равно восьми.

4. Геометрическая форма молекулы HI:



– линейная;

– кратность связи равна 1;

– тип связи ковалентный полярный;

– тип молекулы полярный;

– реализуется одна σ -связь;

– водородная связь между молекулами HI не образуется;

– связь в HI возникает вследствие перекрывания s -орбиталей атома водорода и p -орбиталей атома йода;

– механизм образования связи обменный.

5. NaCl.

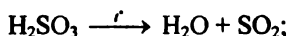
6. Cu и Sn – металлическая связь; Si и O – ковалентная связь; Mg и F – преимущественно ионная связь.

7. $[Ne]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[Ar]4s^2$ – это элемент Ca.

$\Delta OEO_{Ca-F} = 4,1 - 1,04 = 3,06 > 2,1$ – ионная связь.

8. В простом веществе – боре – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[Ne]3s^23p^4$ – это элемент S. Ему соответствует кислота H_2SO_3 , так как по условию валентность серы в гидроксиде равна IV:



$\Delta OEO_{S-O} = 3,5 - 2,44 = 1,06$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta OEO_{H-O} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень полярности в H_2O больше.

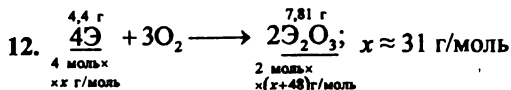
10. $[\text{Kr}]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, ему соответствует кислота HNO_3 . При действии разбавленной HNO_3 на Zn по условию задачи образуется NO, следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^2$ – это элемент Be; $[\text{He}]2s^32p^5$ – это элемент F. Эти элементы при непосредственном взаимодействии образуют вещество состава BeF_2 . Необходимо определить молекулярную массу неизвестного соединения:

$$M_r(x) = 1,47 \cdot M_r(\text{SiH}_4) = 1,47 \cdot 32 = 47;$$

следовательно, искомое вещество – BeF_2 . Геометрическая форма молекулы – линейная вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей центрального атома Be.



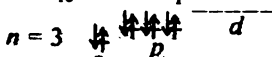
значит, искомый элемент – P.

$\Delta \text{ОЭО}_{\text{P-O}} = 3,5 - 2,06 = 1,44 < 2,1$ – ковалентная полярная связь.

Вариант 12

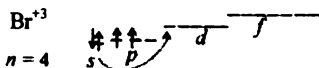
1. 6); 2. 6);

3. $_{18}\text{Ag} \dots 3s^23p^6$



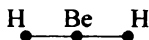
Максимальное число валентных электронов равно нулю так как Ag – инертный элемент. Максимальное число свободных орбиталей у атома Ag равно 5 (пять d -орбиталей).

$_{35}\text{Br} \dots 4s^24p^5$



У частицы Br^{+3} максимально может быть четыре валентных электрона при переходе атома брома в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у частицы Br^{+3} равно 13.

4. Геометрическая форма молекулы BeH_2 : – линейная вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей атома Be:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – неполярный из-за sp -гибридизации орбиталей атома Be;
- реализуется две σ -связи;
- водородная связь между молекулами BeH_2 не образуется;
- связь в молекуле BeH_2 образуется вследствие перекрывания sp -гибридных орбиталей атома Be и s -орбиталей атома водорода;
- механизм образования связи обменный.

5. MgCl_2 .

6. Mg и Cl – преимущественно ионная связь; Cu и Zn – металлическая связь; Si и F – ионная связь.

7. $[\text{Ne}]3s^23p^3$ – это элемент P; $[\text{Ar}]4s^1$ – это элемент K.

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{K-P}} = 2,06 - 0,91 = 1,15$ – преимущественно ковалентная связь, но, учитывая, что это соединение образовано типичным металлом и типичным неметаллом, имеется и определенная доля ионной связи.

8. В простом веществе – алюминии – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а, следовательно, меньшей длины связи.

9. $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N. Ему соответствует кислота HNO_3 :



$\Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь;

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{N-O}} = 3,5 - 3,07 = 0,43$ – ковалентная полярная связь;

Степень полярности в H_2O – наибольшая.

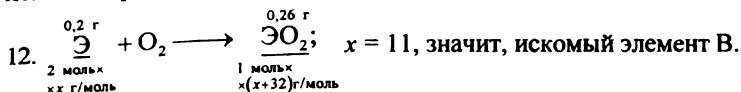
10. $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, ему соответствует кислота HNO_3 . При действии разбавленной HNO_3 на Zn по условию задачи образуется NO, следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



(разб.)

11. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{He}]2s^2$ – это элемент Be.

$M_r(x) = 1,82 \cdot M_r(\text{CO}_2) = 1,82 \cdot 44 = 80$; следовательно, искомое вещество – BeCl_2 . Геометрическая форма – линейная вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей – атома Be.

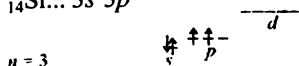


$\Delta \text{OЭO}_{\text{В-O}} = 2,01 - 1,04 = 0,97$, значит, реализуется ковалентная связь.

Вариант 13

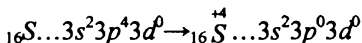
1. в); 2. б); в);

3. ${}_{14}\text{Si} \dots 3s^2 3p^2$



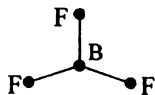
Максимальное число валентных электронов 4 реализуется для Si только при переходе его в возбужденное состояние. Максимальное количество свободных электронных орбиталей для Si остается в нормальном состоянии и равно 6.

Максимально число электронов (два) у частицы S^{+4} реализуется только при переходе её в возбуждённое состояние.



Максимальное число свободных орбиталей у частицы S^{+4} будет равно 8 (три p - и пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы BF_3 – плоскотреугольная;



– кратность связи равна 1;

– тип связи ковалентный полярный;

– тип молекулы – неполярный, – вследствие симметрично расположенных sp^2 -гибридных орбиталей атома В;

– реализуется три σ -связи водородная связь между молекулами BF_3 невозможна;

– связь в молекуле BF_3 возникает вследствие перекрывания sp^2 -гибридных орбиталей атома бора и p -орбиталей атомов фтора.

5. KCl.

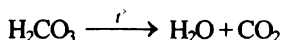
6. Si и Cl – ковалентная полярная связь; K и N – преимущественно ионная связь; Ni и Zn – металлическая связь.

7. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca.

$\Delta O_{\text{ЭО}}_{\text{Ca-Cl}} = 2,85 - 1,04 = 1,79$ – ионная связь, так как она образуется между типичным металлом и типичным неметаллом.

8. В простом веществе углероде связь между атомами прочнее, следствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[\text{He}]2s^22p^2$ – это элемент С. Ему соответствует гидроксид (кислота):



$\Delta O_{\text{ЭО}}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь.

$\Delta O_{\text{ЭО}}_{\text{C-O}} = 3,5 - 2,5 = 1,0$ – ковалентная полярная связь.

Степень полярности в H_2O – больше.

10. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, ему соответствует кислота HNO_3 . При действии разбавленной HNO_3 на Ca по условию задачи образуется N_2O , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

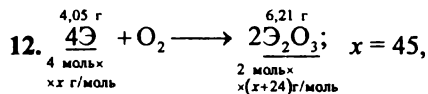


(разб.)

11. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{He}]2s^2$ – это элемент Be. Находим:

$$M_r(x) = 2,64 \cdot M_r(\text{SO}_2) = 2,64 \cdot 64 = 169;$$

следовательно, искомое вещество – BeBr_2 . Геометрическая форма – линейная, вследствие перекрывания sp -гибридных валентных орбиталей атома Be и p -орбиталей атомов брома.



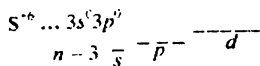
значит, искомый элемент – Sc. $\Delta O_{\text{ЭО}}_{\text{Sc-O}} = 4,5 - 1,2 = 3,3 > 2,1$, значит, реализуется ионная связь.

Вариант 14

1. в); 2. б);

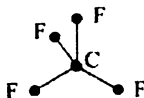
3. $_{10}\text{Ne} \dots 2s^22p^6$

У атома Ne нет свободных электронов – это инертный элемент. У атома этого элемента нет и свободных орбиталей.



У частицы S^{+4} нет валентных электронов. Число свободных орбиталей 9 (одна s - три p - и пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы CF_4 – тетраэдрическая:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – неполярный,
- вследствие sp^3 -гибридизации валентных орбиталей атома углерода;
- реализуется четыре σ -связи
- водородная связь между молекулами CF_4 невозможна;
- связь в молекуле CF_4 возникает вследствие перекрывания sp^3 -гибридных орбиталей атома углерода и p -орбиталей атомов фтора;
- механизм образования связи обменный.

5. PCl_3 .

6. Ag и Cd – металлическая связь; Si и C – ковалентная полярная связь; K и O – преимущественно ионная связь.

7. $[He]2s^2 2p^3$ – это элемент N; $[Ar]4s^2$ – это элемент Ca. Формула соединения Ca_3N_2 . $\Delta OEO_{Ca-N} = 3,07 - 1,04 = 2,03 < 2,1$ – ионная связь.

8. В простом веществе кремнии связь между атомами прочнее, вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[Ar]3d^5 4s^2$ – это элемент Mn. Ему соответствует гидроксид (основание): $Mn(OH)_2 \xrightarrow{r} MnO + H_2O$; $\Delta OEO_{Mn-O} = 3,5 - 1,6 = 1,9$ – преимущественно ионная связь; $\Delta OEO_{H-O} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь.

10. $[Ne]2s^2 2p^2$ – это элемент C; $[Ne]3s^2 3p^4$ – это элемент S, ему соответствует кислота H_2SO_4 . При действии концентрированной H_2SO_4 на C, как правило, образуется CO_2 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

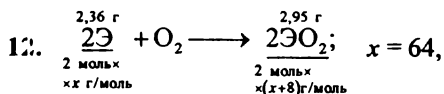


(конц.)

$$\Delta \text{ОЭО}_{\text{C-O}} = 3,5 - 2,5 = 1,0.$$

1). $[\text{Kr}]5s^25p^5$ – это элемент I; $[\text{He}]2s^2$ – это элемент Be.

Находим молекулярную массу: $M(x) = 2,47 \cdot M(\text{PCl}_3) = 2,47 \cdot 137,5 = 263$; следовательно, искомого вещества BeI_2 , что соответствует: $\text{Be} + \text{I}_2 \rightarrow \text{BeI}_2$, где реализуется: $\Delta \text{ОЭО}_{\text{Be-I}} = 2,21 - 1,47 = 0,74$ – ковалентная полярная связь. Геометрическая форма молекулы BeI_2 – линейная, вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей атома Be.

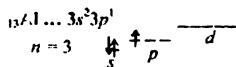


значит, искомым элементом – Cu. $\Delta \text{ОЭО}_{\text{Cu-O}} = 3,5 - 1,75 = 1,75$ – преимущественно ионная связь, так как возникает между металлом и неметаллом.

Вариант 15

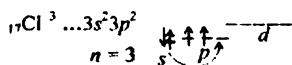
1. в); 2. в);

3.



Максимальное число валентных электронов 3 реализуется только при переходе атома Al в возбужденное состояние.

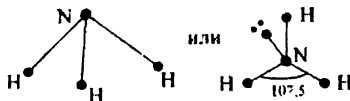
Максимальное число свободных орбиталей у атома Al будет в нормальном состоянии. Оно равно 7 (две p - и пять d -орбиталей).



Максимально число валентных электронов у Cl^{+3} равно четырем реализуется при переходе частицы в возбужденное состояние. Максимальное число свободных орбиталей у частицы Cl^{+3} равно 6 (одна p - и пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы NH_3 : – пирамидальная, однако с учётом значения валентного угла между связями $107,5^\circ$ в соответствии с

теорией полной гибридизации молекулам NH_3 приписывают также тетраэдрическую форму:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – полярный;
- реализуется три σ -связи;
- водородная связь между молекулами NH_3 не образуется;
- связь в молекуле NH_3 возможна за счёт перекрывания p - или sp^3 -орбиталей атома азота и s -орбиталей атомов водорода.

5. CaCl_2 .

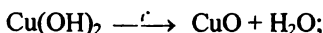
6. К и Р – преимущественно ионная связь; Fe и Zn – металлическая связь; Р и О – ковалентная полярная связь.

7. $[\text{Ne}]3s^23p^3$ – это элемент Р; $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Са.

Формула соединения Ca_3P_2 . $\Delta\text{ОЭО}_{\text{Ca-P}} = 2,06 - 1,04 = 1,02$ – преимущественно ковалентная связь с определенной долей ионной связи, так как она образована типичным металлом и неметаллом.

8. В простом веществе азоте связь между атомами прочнее, вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

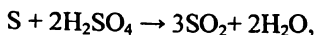
9. $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ – это элемент Cu. Ему соответствует гидроксид (основание):



$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Cu-O}} = 3,5 - 1,75 = 1,75$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У вещества CuO ионность (полярность) связи выше.

10. $[\text{Ne}]3s^23p^4$ – это элемент S; $[\text{Ne}]3s^23p^4$ – это элемент S, которому соответствует кислота H_2SO_4 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:

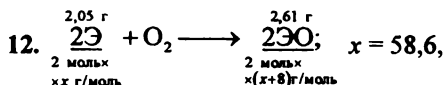


(конец)

Так как $\Delta\text{ОЭО}_{\text{S-O}} = 3,5 - 2,44 = 1,06$.

11. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{Ne}]3s^23p^1$ – это элемент Al.

Находим молекулярную массу: $M_d(x) = 1,63 \cdot M_d(\text{NF}_3) = 1,665 \cdot 71 = 117,5$; следовательно, искомое соединение – AlCl_3 . Геометрическая форма молекулы – плоскотреугольная, вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей атома Al.

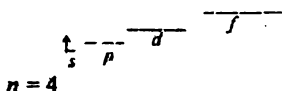


значит, это элемент Ni; $\Delta OEO_{\text{Ni-Br}} = 3,5 - 1,75 = 1,75$ – преимущественно ионная связь, так как близка к значению 2,1.

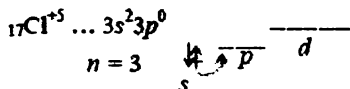
Вариант 16

1. в); 2. в);

3. ${}_{19}\text{K} \dots 4s^1$



Максимальное число валентных электронов 1. Максимальное число свободных орбиталей 15 (три p -, пять d - и семь f -орбиталей).



Максимальное число валентных электронов у частицы Cl^{+5} равно двум, реализуется при её переходе в возбуждённое состояние, тогда степень окисления частицы возрастает до +7. Максимальное число свободных орбиталей 8 (три p - и пять d -орбиталей).

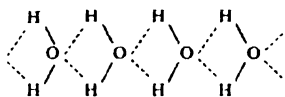
4. Геометрическая форма молекулы H_2O – угловая:



Однако с учётом значения валентного угла между связями $104,5^\circ$ и в соответствии с теорией полной гибридизации молекулам H_2O приписывают также и тетраэдрическую форму.

- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы полярный;

- реализуется две σ -связи;
- между молекулами H_2O реализуется водородная связь:



– связь в молекуле H_2O возникает за счёт перекрывания p -орбиталей атома кислорода (или, следуя теории полной гибридизации, его sp^3 -гибридных орбиталей) и d -орбиталей атомов водорода.

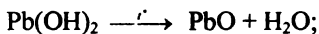
5. CrCl_3 .

6. S и O – ковалентная полярная связь; K и Br – преимущественно ионная связь; Ni и Sn – металлическая связь.

7. $[\text{Ar}]4s^24p^5$ – это элемент Br; $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca. Формула соединения CaBr_2 ; $\Delta\text{OЭO}_{\text{Ca-Br}} = 2,74 - 1,04 = 1,7$ – преимущественно ионная связь, так как образована между типичным металлом и неметаллом.

8. В простом веществе фосфоре связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

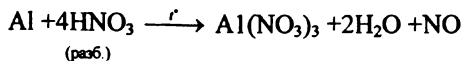
9. Элемент $[\text{Xe}]5d^{10}6s^26p^2$ – это элемент Pb. Ему соответствует гидроксид (основание):



$\Delta\text{OЭO}_{\text{Pb-O}} = 3,5 - 1,55 = 1,95$ – преимущественно ионная связь;

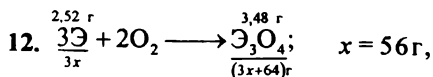
$\Delta\text{OЭO}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У вещества PbO ионность (полярность) связи выше.

10. $[\text{Ne}]3s^23p^1$ – это элемент Al; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{He}]3s^23p^1$ – это элемент Al.

$M_r(x) = 1,65 \cdot M_r(\text{HBr}) = 1,65 \cdot 81 = 133,5$; следовательно, искомое соединение AlCl_3 . Геометрическая форма молекулы – плоскотреугольная вследствие sp^2 -гибридизации валентных орбиталей атома Al.

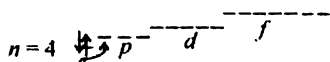


значит, это элемент Fe. $\Delta OEO_{Fe-O} = 3,5 - 1,64 = 1,86$ – преимущественно ионная связь, так как значение о близко к 2,1 и образована она металлом и неметаллом.

Вариант 17

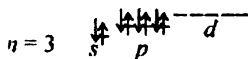
1. а); 2. а); в);

3. ${}_{20}\text{Ca} \dots 4s^2$



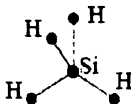
Максимальное число валентных электронов два реализуется только при переходе атома Ca в возбуждённое состояние.

Максимальное число свободных орбиталей у атома Ca будет в нормальном состоянии. Оно равно 15 (три p -, пять d - и семь f -орбиталей).
 $n\text{Ag} \dots 3s^1 3p^6$



У частицы Ag нет неспаренных, а значит, и валентных электронов. Максимальное число свободных орбиталей при этом равно пяти (пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы SiH_4 тетраэдрическая;



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – неполярный, вследствие sp^3 -гибридизации валентных орбиталей атома Si;
- реализуется четыре σ -связи;
- водородная связь между молекулами SiH_4 отсутствует;
- связь в молекуле SiH_4 возникает вследствие перекрывания sp^3 -гибридных орбиталей атома кремния и s -орбиталей атомов водорода;

– механизм образования связи – обменный.

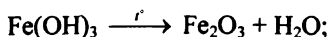
5. BaCl_2 .

6. V и Ni – металлическая связь; Se и O – ковалентная полярная связь; Mg и Br – преимущественно ионная связь;

7. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca; $[\text{He}]2s^22p^5$ – это элемент F. Формула соединения CaF_2 . $\Delta\text{OЭO}_{\text{Ca-F}} = 4,1 - 1,04 = 3,06 > 2,1$ преимущественно ионная связь.

8. В простом веществе – сере – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[\text{Ar}]3d^44s^2$ – это элемент Fe, ему соответствует (основание) (III):



$\Delta\text{OЭO}_{\text{Fe-O}} = 3,5 - 1,64 = 1,86$ – преимущественно ионная связь, так как значение близко к 2,1;

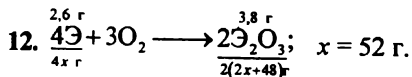
$\Delta\text{OЭO}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У вещества Fe_2O_3 ионность (полярность) связи выше.

10. $[\text{Ne}]3s^23p^1$ – это элемент Al; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^22p^1$ – это элемент B; $[\text{He}]2s^22p^5$ – это элемент F.

$M_{\text{д}}(x) = 1,860 \cdot M_{\text{д}}(\text{HCl}) = 1,860 \cdot 36,5 = 68$; следовательно, искомое соединение BF_3 . Геометрическая форма молекулы – плоскотреугольная вследствие sp^2 -гибридизации валентных орбиталей атома B.

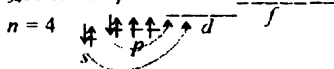


значит, это элемент Cr. $\Delta\text{OЭO}_{\text{Cr-N}} = 3,5 - 1,56 = 1,94$ – преимущественно ионная связь.

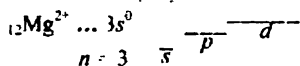
Вариант 18

1. 5); 2. в);

3. ${}_{34}\text{Se} \dots 4s^2 4p^4$

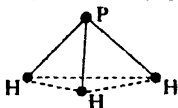


Максимальное число валентных электронов шесть, реализуется только при переходе атома Se в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Se будет в нормальном состоянии. Оно равно 12 (пять d - и семь f -орбиталей).



У частицы Mg^{2+} нет ни одного валентного электрона. Максимальное число свободных орбиталей равно девяти (одна s -, три p - и пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы PH_3 – пирамидальная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы полярный;
- реализуется три σ -связи;
- водородная связь между молекулами PH_3 отсутствует;
- химическая связь в PH_3 возникает вследствие перекрывания p -орбиталей (или, следуя теории полной гибридизации, sp^3 -гибридных) атома P и s -орбиталей атомов водорода;
- механизм образования связи обменный.

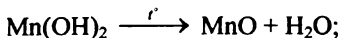
5. BeF_2 .

6. Mg и O – преимущественно ионная связь; V и Fe – металлическая связь; P и S – ковалентная полярная связь.

7. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca; $[\text{He}]2s^2 2p^3$ – это элемент N. Формула соединения Ca_3N_2 . $\Delta \text{ОЭ}_{\text{Ca-N}} = 3,07 - 1,04 = 2,03$ – преимущественно ионная связь.

8. В простом веществе – фторе – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а, следовательно, меньшей длины связи.

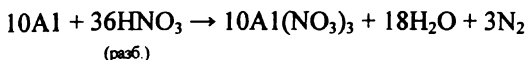
9. $[\text{Ar}]3d^6 4s^2$ – это элемент Mn, его гидроксид (основание) (II):



$\Delta OEO_{\text{Mn-O}} = 3,5 - 1,6 = 1,9$ – преимущественно ионная связь;

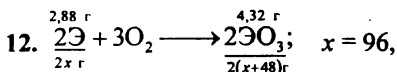
$\Delta OEO_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У вещества MnO ионность (полярность) связи выше.

10. $[\text{Ne}]3s^2 3p^1$ – это элемент Al; $[\text{He}]2s^2 2p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{He}]2s^2 2p^5$ – это элемент F.

$M_r(x) = 3,1 \cdot M_r(\text{HF}) = 3,1 \cdot 20 = 62$; следовательно, искомое соединение – MgF_2 . Геометрическая форма молекулы пареообразного MgF_2 должна быть линейной вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей атома Mg.

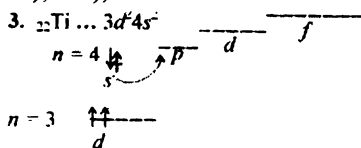


значит, это элемент Mo.

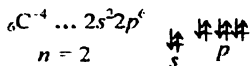
$\Delta OEO_{\text{Mo-O}} = 3,5 - 1,3 = 2,2$ – преимущественно ковалентная связь.

Вариант 19

1. в); 2. в);

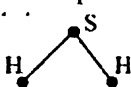


Максимальное число валентных электронов – четыре, реализуется только при переходе атома в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Ti будет в нормальном состоянии. Оно равно 18 (три d -, три p -, пять d - и семь f -орбиталей).



У иона C^{+4} нет неспаренных электронов, а значит и валентных электронов, способных образовывать новые химические связи. Свободных орбиталей также нет.

4. Геометрическая форма молекулы H_2S



- угловая;
- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы полярный;
- реализуется две σ -связи;
- водородная связь между молекулами отсутствует;
- химическая связь в H_2S возникает вследствие перекрывания p -орбиталей атома S и s -орбиталей атомов водорода;
- механизм образования связи обменный.

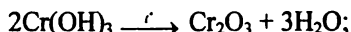
5. NaF.

6. Si и P – ковалентная полярная связь; Co и O – преимущественно ионная связь; Mg и Cu – металлическая связь.

7. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca; $[\text{Ne}]3s^2 3p^2$ – это элемент Si. Формула соединения Ca_2Si . $\Delta \text{ЭО}_{\text{Ca-Si}} = 1,74 - 1,04 = 0,7$ – преимущественно ковалентная связь.

8. В простом веществе – хлоре – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$ – это элемент Cr и ему соответствует гидроксид (основание) (III)



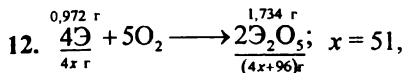
$\Delta \text{ЭО}_{\text{Cr-O}} = 3,5 - 1,56 = 1,94$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta \text{ЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У Cr_2O_3 полярность связи выше.

10. $[\text{Ne}]3s^23p^1$ – это элемент Al; $[\text{He}]2s2p$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^22p^2$ – это элемент C; $[\text{He}]2s^22p^5$ – это элемент F;
 $M_r(x) = 2,933 \cdot M_r(\text{NO}) = 2,933 \cdot 30 = 88$; следовательно, искомое соединение – CF_4 . Геометрическая форма молекулы – тетраэдрическая вследствие sp -гибридизации валентных орбиталей атома C.

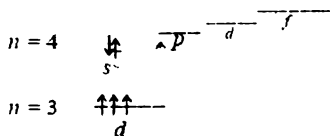


значит, это элемент V; $\Delta OEO_{V-O} = 3,5 - 1,45 = 2,05$ – преимущественно ионная связь.

Вариант 20

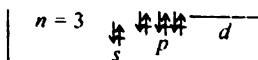
1. а); 2. а);

3. ${}_{23}\text{V} \dots 3d^34s^2$



Максимальное число валентных электронов – пять, реализуется только при переходе атома в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома V будет в нормальном состоянии. Сно равно 17 (две $3d$ -, три $4p$ -, пять $4d$ - и семь $4f$ -орбиталей).

${}_{16}\text{S}^{-2} \dots 3s^23p^6$



У частицы S нет неспаренных электронов, а значит и валентных электронов, способных образовывать новые химические связи. Число свободных орбиталей равно пяти (пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы AlF_3 – плоскотреугольная:



реализуется, когда AlF_3 находится в парообразном состоянии;

- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – неполярный, вследствие гибридизации валентных орбиталей атома Al;
- реализуется три σ -связи;
- водородная связь между молекулами AlF_3 невозможна;
- химическая связь в AlF_3 возникает вследствие перекрывания sp^2 -гибридных орбиталей центрального атома и sp -орбиталей атомов фтора;
- механизм образования связи обменный.

5. MgF_2 .

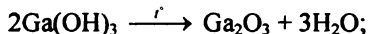
6. Mg и Ni – металлическая связь; S и F – ковалентная полярная связь; Co и F – преимущественно ионная связь.

7. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca; $1s^1$ – это элемент H.

Формула соединения $\text{CaH}_2 \cdot \Delta \text{OЭO}_{\text{Ca-H}} = 2,2 - 1,04 = 1,16$ – преимущественно ионная связь, так как образована между типичным металлом и неметаллом.

8. В простом веществе – бром – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

9. $[\text{Ar}]4s^2 4p^1$ – это элемент Ga и ему соответствует гидроксид (основание):



$\Delta \text{OЭO}_{\text{Ga-O}} = 3,5 - 1,82 = 1,68$ – связь преимущественно ионная, так как образована между металлом и неметаллом;

$\Delta \text{OЭO}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь.

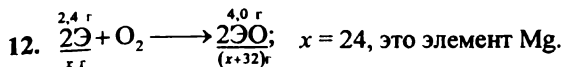
10. $[\text{Ne}]3d^6 4s^2$ – это элемент Fe; $[\text{He}]2s^2 2p^3$ – то элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^2 2p^5$ – это элемент F; $[\text{Ar}]4s^2 4p^3$ – это элемент As.

Со фтором мышьяк способен образовывать AsF_3 и AsF_5 .

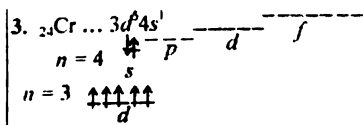
$M_r(x) = 8,25M_r(\text{CH}_4) = 8,25 \cdot 16 = 132$; следовательно, искомое соединение AsF_3 . Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.



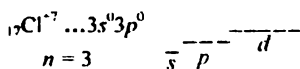
$\Delta \text{OЭO}_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,23 = 2,27$ – преимущественно ионная связь.

Вариант 21

1. б); 2. б);

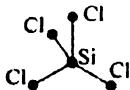


Максимальное число валентных электронов (шесть) реализуется у атома Cr, находящегося в нормальном состоянии. Максимальное число свободных орбиталей у атома Cr равно 15 (три p -, пять d - и семь f -орбиталей).



У частицы Cl^{+7} нет неспаренных электронов, а значит, и валентных электронов, способных образовывать химические связи. Все семь валентных электронов атома хлора израсходованы на образование общих электронных пар. Знак «+» означает, что эти пары смещены в сторону более электроотрицательного элемента, например, $\text{Cl}_2^{+7}\text{Cr}_7$. Свободных орбиталей 9 (одна s -, три p - и пять d -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы – SiCl_4 – тетраэдрическая:



- кратность связи равна 1;
- тип связи – ковалентный полярный;
- тип молекулы – неполярный вследствие sp^3 -гибридизации ва-

лентных орбиталей атома Si;

- реализуется четыре σ -связи;
- водородная связь между молекулами отсутствует;
- связь в молекуле SiH_4 возникает вследствие перекрывания sp^3 -гибридных орбиталей атома кремния и p -орбиталей атомов водорода;
- механизм образования связи – обменный.

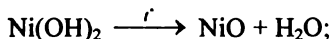
5. CaF_2 .

6. Zn и F – преимущественно ионная связь; Mg и Zn – металлическая связь; P и Br – ковалентная полярная связь.

7. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{Ne}]3s^23p^3$ – это элемент P. Формула соединения Mg_3P_2 . $\Delta OEO_{\text{Mg-P}} = 2,06 - 1,23 = 0,83$ – преимущественно ковалентная связь.

8. В простом веществе – галлии – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, меньшей длины связи.

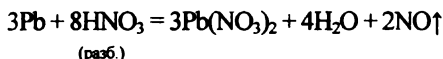
9. $[\text{Ar}]3d^84s^2$ – это элемент Ni, ему соответствует гидроксид (основание) (II):



$\Delta OEO_{\text{Ni-O}} = 3,5 - 1,75 = 1,75$ – преимущественно ионная связь;

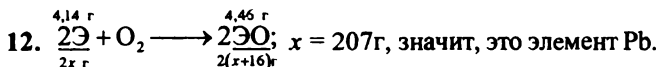
$\Delta OEO_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. У вещества NiO ионность (полярность) связи выше.

10. $[\text{Xe}]6s^26p^2$ – это элемент Pb; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



11. $[\text{He}]2s^22p^5$ – это элемент F; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N.

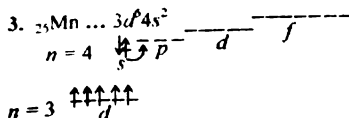
$M_r(x) = 1 \cdot M_r(\text{C}_{12}) = 1 \cdot 71 = 71$; следовательно, искомое соединение – NF_3 . Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.



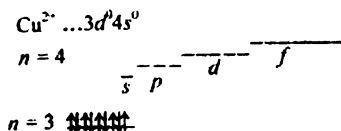
$\Delta OEO_{\text{Pb-O}} = 3,5 - 1,55 = 1,95$ – преимущественно ионная связь.

Вариант 22

1. б); 2. а);

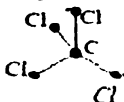


Максимальное число валентных электронов – семь, реализуется у атома Mn, находящегося в возбуждённом состоянии. Максимальное число свободных орбиталей у атома Mn 15 (три *p*-, пять *d*- и семь *f*-орбиталей) реализуется, когда он находится в нормальном состоянии.



У частицы Cu^{2+} один неспаренный электрон, следовательно, она может образовывать ещё одну новую химическую связь и таким образом, перейти в трехвалентное состояние. Свободных орбиталей 16 (одна *s*-, три *p*-, пять *d*- и семь *f*-орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы – CCl_4 – тетраэдрическая:



– *кратность связи равна 1*

– тип связи ковалентный полярный;

– тип молекулы – неполярный, вследствие *sp*-гибридизации валентных орбиталей C;

– реализуется четыре σ -связи;

– водородная связь между молекулами CCl_4 невозможна;

– химическая связь в молекуле CCl_4 возникает вследствие перекрывания sp^3 -гибридных орбиталей атома C и *p*-орбиталей атомов Cl;

– механизм образования связи обменный.

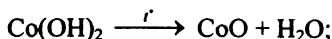
5. KF.

6. S и Br – ковалентная полярная связь; Li и Pb – металлическая связь; P и K – преимущественно ионная связь.

7. $[\text{Ne}]3s^2$ – это элемент Mg; $[\text{Ne}]3s^23p^2$ – это элемент Si. Формула соединения Mg_2Si ; $\Delta\text{ОЭО}_{\text{Mg-Si}} = 1,74 - 1,23 = 0,51$ – преимущественно ковалентная связь.

8. В простом веществе – индии – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, и меньшей длины связи.

9. $[\text{Ar}]3d^74s^2$ – это элемент Co, ему со ответствует гидроксид (основание) (II):



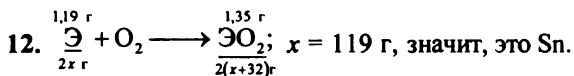
$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Co-O}} = 3,5 - 1,7 = 1,8$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta\text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень ионности (полярности) связи в соединении CoO выше.

10. $[\text{Ar}]3d^64s^2$ – это элемент Mn; $[\text{Ne}]3s^22p^4$ – это элемент S, которому соответствует кислота H_2SO_4 . Продуктом восстановления H_2SO_4 может быть SO_2 , S или H_2S . $\Delta\text{ОЭО} = 1,06$ соответствует веществу SO_2 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия:



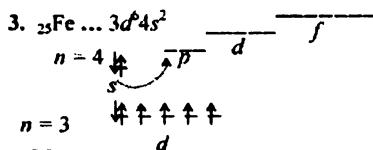
11. $[\text{Ne}]3s^23p^3$ – это элемент P; $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl. Фосфор с хлором может образовывать соединения PCl_3 и PCl_5 . Поскольку $M_{\text{r}}(\text{x}) = 3,618 \cdot M_{\text{r}}(\text{F}_2) = 3,618 \cdot 38 = 137,5$, искомым соединением будет PCl_3 . Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.



$\Delta\text{ОЭО}_{\text{Sn-O}} = 3,5 - 1,72 = 1,78$ – преимущественно ионная связь.

Вариант 23

1. 6); 2. 6);



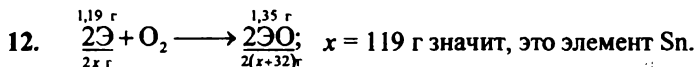
Максимальное число валентных электронов – шесть, реализуется только при переходе атома Fe в возбужденное состояние. Максимальное

$\Delta OEO_{H-C} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная связь. Степень ионности (полярности) связи в соединении SnO выше.

10. $[Ar]3d^6 4s^2$ – это элемент Mn; $[He]2s^2 p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . Продуктами её восстановления могут быть такие бинарные соединения: NO , H_2O , NH_3 . Значение $\Delta OEO = 0,43$ соответствует веществу NO , следовательно, уравнение реакции взаимодействия будет:



11. $[He]2s^2 2p^5$ – это элемент F; $[Ne]3s^2 3p^4$ – это элемент S. Со фтором сера может образовывать соединения SF_2 , SF_4 и SF_6 . Поскольку: $M_r(x) = 35 - M_r(H_2) = 35 \cdot 2 = 70$; искомое соединение – SF_2 . Геометрическая форма – угловая.

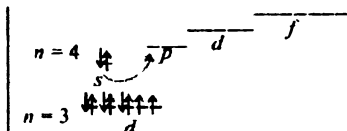


$\Delta OEO_{Sn-O} = 3,5 - 1,66 = 1,84$ – преимущественно ионная связь.

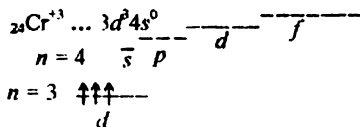
Вариант 24

1. б); 2. в);

3. ${}_{27}Co \dots 3d^1 4s^2$



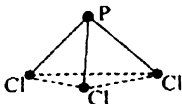
Максимальное число валентных электронов – 5, реализуется при переходе атома Co из нормального в возбуждённое состояние. Максимальное число свободных орбиталей у атома Co будет в нормальном состоянии – 15 (три p -, пять d - и семь f -орбиталей).



У частицы Cr^{3+} три неспаренных электрона, с помощью которых он может образовать три дополнительные связи.

число свободных орбиталей равно 18 (две $3d$ -, одна $4s$ -, три $4p$ -, пять $4d$ - и семь $4f$ -орбиталей).

4. Геометрическая форма молекулы PCl_3 , пирамидальная:



- кратность связи равна 1;
- тип связи ковалентный полярный;
- тип молекулы – полярный;
- реализуется три σ -связи
- водородная связь между молекулами PCl_3 невозможна;
- химическая связь в молекуле PCl_3 возникает вследствие перекрывания p -орбиталей атомов фосфора и хлора;
- механизм образования связи обменный.

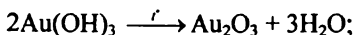
5. Mg_3P_2 .

6. Al и O – преимущественно ионная связь; Au и Be – металлическая связь; Se и O – ковалентная полярная связь.

7. $[\text{Ar}]4s^1$ – это элемент K; $[\text{He}]2s^22p^3$ это элемент N. Формула соединения K_3N ; $\Delta\text{OЭO}_{\text{K-N}} = 3,07 - 0,91 = 2,16$ – преимущественно ионная связь.

8. В простом веществе олове связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а, следовательно, и меньшей длины связи.

9. $[\text{Xe}]5d^{10}6s^1$ – это элемент Au; в качестве гидроксида ему соответствует основание $\text{Au}(\text{OH})_3$:



$\Delta\text{OЭO}_{\text{Au-O}} = 3,5 - 1,42 = 2,08$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta\text{OЭO}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень ионности (полярности) связи в соединении Au_2O_3 выше.

10. $[\text{Ar}]3d^{10}4s^2$ – это элемент Zn; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N, которому соответствует кислота HNO_3 . $\Delta\text{OЭO} = 0,43$ соответствует веществу NO, следовательно, уравнение реакции взаимодействия будет:



11. $[\text{Ne}]3s^23p^5$ – это элемент Cl; $[\text{Ne}]3s^23p^4$ – это элемент S.

- тип связи – ковалентный полярный;
- тип молекулы – полярный;
- реализуется три σ -связи;
- водородная связь между молекулами NF_3 невозможна;
- связь в молекуле NF_3 возникает вследствие p - p перекрывания;
- механизм образования связи – обменный.

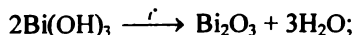
5. Na_3P .

6. Ni и Mo – металлическая связь; Al и Br – преимущественно ионная связь; S и O – ковалентная полярная связь.

7. $[\text{Ar}]4s^2$ – это элемент Ca ; $[\text{He}]2s^22p^2$ – это элемент C . Формула соединения CaC_2 ; $\Delta \text{ОЭО}_{\text{Ca-C}} = 2,5 - 1,04 = 1,46$ – преимущественно ковалентная связь.

8. В простом веществе – мышьяке – связь между атомами прочнее вследствие их меньшего радиуса, а следовательно, и меньшей длины связи.

9. $[\text{Xe}]6s^26p^3$ – это элемент Bi ; в качестве гидроксида ему соответствует основание:



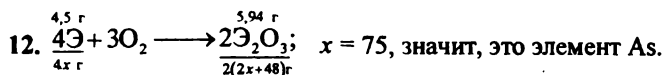
$\Delta \text{ОЭО}_{\text{Bi-O}} = 3,5 - 1,67 = 1,8$ – преимущественно ионная связь;

$\Delta \text{ОЭО}_{\text{H-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь. Степень ионности (полярности) связи в соединении Bi_2O_3 выше.

10. $[\text{Kr}]4d^{10}5s^2$ – это элемент Cd ; $[\text{He}]2s^22p^3$ – это элемент N , которому соответствует кислота HNO_3 . Продуктами её восстановления могут быть: NO , N_2O , NH_3 , который с избытком HNO_3 образует NH_4NO_3 . $\Delta \text{ОЭО} = 0,85$ соответствует веществу NH_3 , следовательно, уравнение реакции взаимодействия будет:



11. $[\text{Ne}]3s^23p^3$ – это элемент P ; $[\text{He}]2s^22p^5$ – это элемент F . Фосфор со фтором образует соединения состава PF_3 и PF_5 . Поскольку $M_d(x) = 2,75 \times M_d(\text{O}_2) = 88$, то искомое соединение будет PF_3 . Геометрическая форма молекулы – пирамидальная.



$\Delta \text{ОЭО}_{\text{As-O}} = 3,5 - 2,2 = 1,3$ – ковалентная полярная связь.

4. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

4.1. Основные теоретические положения

Под скоростью V химических реакций понимают изменение количества одного из реагирующих веществ или продукта реакции за единицу времени в единице реакционного пространства. В гомогенной системе реакционным пространством является объем сосуда (реактора), в котором протекает реакция. Тогда выражение для средней скорости реакции записывают в таком виде:

$$V_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$$

где $V_{\text{ср}}$, моль/дм³ · с; Δn – изменение количества вещества какого-либо участника реакции, моль; V – объем сосуда, дм³; Δt – промежуток времени, за который произошло это изменение, с.

Если реакционный объем не изменяется в процессе реакции, тогда:

$$V_{\text{ср}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

где ΔC – изменение концентрации какого-либо участника реакции, моль/дм³, за промежуток времени Δt , с; «+» означает, что концентрация вещества (как правило, продукта реакции), по изменению которой определяют скорость реакции, увеличивается; «-» – что концентрация вещества (как правило, исходного вещества), по изменению которой определяют скорость реакции, уменьшается.

Скорость реакции всегда есть величина положительная. Она зависит главным образом от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, площади поверхности соприкосновения (в случае гетерогенных реакций), присутствия катализатора.

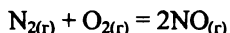
Катализаторы – это вещества, которые изменяют скорость реакции, а сами к концу процесса остаются неизменными как по составу, так и по массе. Чаще всего роль катализатора заключается в увеличении скорости реакции, хотя некоторые катализаторы не ускоряют, а замедляют процесс. Явление ускорения химических реакций благодаря присутствию катализаторов носит название *катализа*, а явление замедления – *ингибирования*.

Существуют два вида катализа: гомогенный и гетерогенный. При *гомогенном* катализе реагенты, продукты и катализатор составляют одну фазу (газовую или жидкую). В этом случае отсутствует поверхность раздела между катализатором и реагентами. Особенность *гетерогенного* катализа состоит в том, что катализаторы (обычно твердые вещества) находятся в ином фазовом состоянии, чем реагенты, и между ними существует поверхность раздела. Особым случаем катализа является так называемый *автокатализ*. Смысл его заключается в том, что процесс ускоряется одним из продуктов реакции.

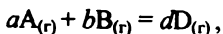
Необходимым условием осуществления акта химического взаимодействия между двумя частицами должно быть их столкновение. Столкновение частиц в некотором реакционном пространстве при заданной температуре происходит тем чаще, чем их больше. Поэтому скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ. Эта зависимость получила название **закона действия масс** (Гульдберг, Вааге, 1867):

Для простых гомогенных реакций при постоянной температуре скорость реакций прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степени, равной их стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции.

Простыми (или элементарными) называют реакции, которые протекают только в одну стадию, т.е. являются результатом парного столкновения молекул, например:



В случае гомогенной реакции все реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (чаще в виде газа или растворенном состоянии). Тогда в общем виде для реакции, например, типа



выражение для скорости прямой реакции, т. е. протекающей слева направо, согласно закону действия масс, принимает следующий вид:

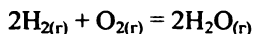
$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C^a(\text{A}) \cdot C^b(\text{B}),$$

где $V_{\text{пр}}$ – скорость прямой реакции, моль/дм³·с; $k_{\text{пр}}$ – коэффициент пропорциональности между скоростью и произведением концентраций реагирующих веществ, называемый *константой скорости прямой реакции*, которая является постоянной величиной при постоянной температуре и изменяется в зависимости от природы реагирующих между собой веществ;

$C(A)$ и $C(B)$ – молярные концентрации веществ А и В, моль/дм³; а и в – показатели степеней при концентрациях веществ А и В соответственно, равные стехиометрическим коэффициентам перед формулами веществ А и В в уравнении реакции.

Эту зависимость называют *кинетическим уравнением реакции*.

В качестве примера реакции гомогенного типа можно рассмотреть реакцию синтеза воды, протекающую при высокой температуре:

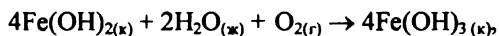


Выражение для скорости этой реакции, протекающей в прямом направлении, на основании закона действия масс будет иметь следующий вид:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C^2(\text{H}_2) \cdot C(\text{O}_2)$$

где $k_{\text{пр}}$ – константа скорости реакции; $C(\text{H}_2)$ и $C(\text{O}_2)$ – молярные концентрации соответственно H_2 и O_2 ; 2 – показатель степени при молярной концентрации водорода, равный стехиометрическому коэффициенту при водороде в уравнении реакции.

Для гетерогенных реакций (реагирующие вещества находятся в различных агрегатных состояниях) в их кинетические уравнения включают только концентрации веществ, находящихся в наименее конденсированном состоянии, а концентрации веществ, у которых более конденсированное состояние, не включают, например:



$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot C(\text{O}_2),$$

где (к) – кристаллическое состояние, т.е. наиболее конденсированное состояние вещества; (ж) – жидкое (растворенное) состояние вещества; (г) – газообразное состояние, т.е. наименее конденсированное состояние вещества.

Зависимость скорости реакции от температуры приблизительно определяют эмпирически, т.е. на основании опытных (эмпирических) данных, в соответствии с **правилом Вант-Гоффа**: *при повышении температуры реакционной среды на каждые 10 градусов скорость реакции возрастает в 2–4 раза*.

Это правило в математической форме записывают так:

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

где $V(t_2)$ и $V(t_1)$ – скорости химической реакции соответственно при температурах t_1 и t_2 ; γ – температурный коэффициент скорости реакции (коэффициент Вант-Гоффа), он принимает значения от 2 до 4 и может быть дробным.

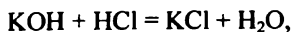
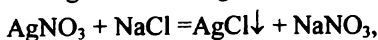
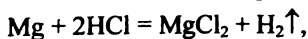
Поскольку скорость химической реакции пропорциональна k – константе скорости, то правило Вант-Гоффа можно представить и так:

$$k(t_2) = k(t_1) \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

При классификации химических реакций различают необратимые и обратимые химические реакции.

Необратимыми называют реакции, при протекании которых хотя бы одно из исходных веществ полностью превращается в продукты реакции.

К *необратимым реакциям* принято относить реакции, в результате которых образуются газы, малорастворимые или малодиссоциируемые вещества, выделяется большое количество энергии, например:



Химические реакции, способные одновременно протекать в двух взаимно противоположных направлениях, называют обратимыми.

Реакция, протекающая в направлении слева направо (\rightarrow), называется прямой, а справа налево (\leftarrow) – обратной.

Протекание обратимых химических реакций сопровождается установлением состояния химического равновесия. При этом скорость прямой реакции становится равной скорости обратной, а отношение произведения молярных равновесных концентраций продуктов реакции к произведению молярных равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных их стехиометрическим коэффициентам, становится величиной постоянной и называется *константой равновесия*.

Состояние химического равновесия находится под влиянием следующих факторов:

- 1) изменения концентрации реагирующих веществ C ;
- 2) изменения температуры t ;

3) изменения давления (p), при условии, что хотя бы один из участников реакции находится в газообразном агрегатном состоянии.

Влияние концентрации реагирующих веществ на сдвиг равновесия:

- увеличение концентрации исходных веществ или уменьшение концентрации продуктов реакции ускоряет прямую реакцию, т. е. смещает равновесие слева направо;
- уменьшение концентрации исходных веществ или увеличение концентрации продуктов реакции ускоряет обратную реакцию, т. е. смещает равновесие справа налево.

Влияние температуры на сдвиг равновесия:

- повышение температуры реакционной смеси ускоряет реакцию, идущую с поглощением энергии (эндотермическую);
- понижение температуры реакционной смеси ускоряет реакцию, идущую с выделением энергии (экзотермическую).

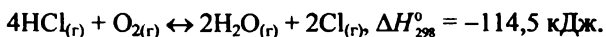
Влияние давления на сдвиг равновесия:

- повышение давления ускоряет реакцию, протекающую с образованием меньшего числа молей газообразных веществ;
- понижение давления ускоряет реакцию, идущую с образованием большего числа молей газообразных веществ;
- если число молей газообразных веществ не изменяется в процессе химической реакции, то изменение давления не оказывает влияния на сдвиг равновесия в системе.

Присутствие катализатора в системе ускоряет достижение системой состояния химического равновесия и не влияет на смещение равновесия в системе.

Учитывая сказанное, Ле Шателье сформулировал **принцип смещения химического равновесия**: *«Если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать внешним фактором (изменить C , t , p), то ускорится та из двух противоположных реакций, которая уменьшает это воздействие».*

Рассмотрим применение принципа Ле Шателье для определения направления смещения равновесия на примере обратимой гомогенной химической реакции окисления хлороводорода:



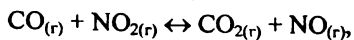
Влияние изменения концентрации реагентов. При увеличении

концентрации газообразного хлороводорода или кислорода ускоряется прямая реакция, т. е. равновесие смещается в сторону образования газообразных воды и хлора. Того же эффекта можно достичь, выводя из сферы продукты реакции: хлор и воду.

Влияние изменения температуры. Из термохимического уравнения рассматриваемого обратимого процесса следует, что прямая реакция сопровождается выделением энергии ($\Delta H < 0$), следовательно, обратная реакция идет с поглощением энергии. Из сказанного можно сделать вывод, что повышение температуры реакционной смеси (т.е. смеси, состоящей из четырех компонентов: HCl , O_2 , H_2O , Cl_2) сместит равновесие справа налево, т.е. ускорит обратную реакцию, так как именно она требует для своего протекания подвода энергии извне. Охлаждение сосуда с реакционной смесью или, как говорят, отвод тепла, выделяющегося в процессе прямой реакции, приводит к смещению равновесия слева направо.

Влияние изменения давления. Давление оказывает влияние на смещение равновесия лишь для реакций, протекающих с участием газообразных веществ. В рассматриваемом примере все исходные вещества и все продукты реакции – газы. Для определения направления смещения равновесия следует подсчитать число молей газообразных веществ – как исходных, так и конечных, используя стехиометрические коэффициенты при этих веществах в уравнении реакции. Из уравнения, взятого для примера, видно, что из 5 моль газообразных исходных веществ (4 моль хлороводорода плюс 1 моль кислорода) образуется 4 моль газообразных продуктов реакции (2 моль газообразной воды и 2 моль хлора). Таким образом, прямая реакция сопровождается уменьшением числа молей газообразных веществ. Поэтому повышение давления, согласно принципу Ле Шателье, в рассматриваемой системе газообразных веществ приводит к ускорению прямой реакции и смещению равновесия слева направо. Становится очевидным, что уменьшение давления будет замедлять прямую реакцию и ускорять обратную.

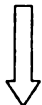
Если обратимая реакция не сопровождается изменением числа молей газообразных веществ, как, например, в случае окисления монооксида углерода:



то изменением давления реакционной смеси нельзя добиться смещения равновесия ни в одном из двух противоположных направлений.

Основная информация к теме «Электролитическая диссоциация» в таблицах и схемах

Необычное свойство растворов
некоторые вещества:
соли, кислоты, основания



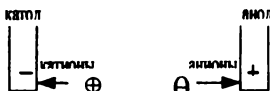
1. Проводят электрический ток (хотя в сухом состоянии – изоляторы)
2. Некоторые коллективные свойства ($T_{\text{кип}}$, $T_{\text{замрз}}$ и т.д.) изменяются т.о., как будто число частиц в целое число раз больше, чем число молекул растворенного вещества.

Электролиты – вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток

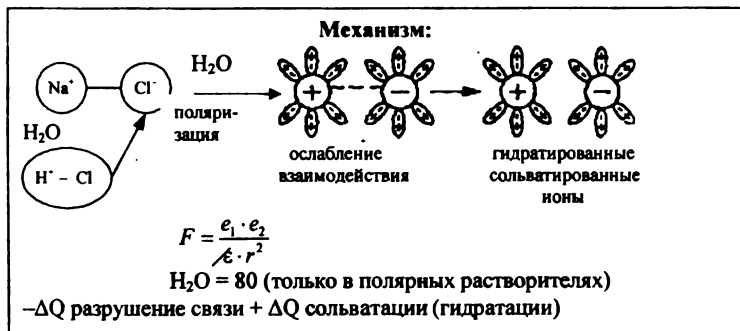
Теория электролитической диссоциации 1887 г. Сванте Аррениус

1. При растворении в воде электролиты распадаются в воде (диссоциируют) на положительно и отрицательно заряженные частицы – процесс электролитической диссоциации.

2. Под действием электрического напряжения.



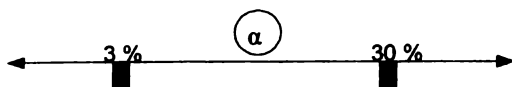
3. Степень диссоциации зависит от природы электролита и растворителя, T , концентрации.



Количественно процесс характеризуется степенью диссоциации $A - B \rightleftharpoons A^+ + B^-$

$$\alpha = \frac{n \text{ (число распавшихся молекул)}}{N \text{ (исходное число молекул в растворе)}}$$

α не связана с растворимостью



Слабые электролиты H ₂ S, H ₂ SiO ₃ , H ₂ CO ₃ CH ₃ COOH, фенол	Средние электролиты H ₂ SO ₃ , H ₃ PO ₄
Константа диссоциации	
$AB \rightleftharpoons A^+ + B^- \quad K = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$	
Ступенчатая	
$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^- \quad K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 7 \cdot 10^{-3}$	
$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-} \quad K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 6 \cdot 10^{-8}$	
$HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-} \quad K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 4 \cdot 10^{-13}$	
<p>Вода – слабый электролит $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ – аутодиссоциация</p> <p> $K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \rightarrow K_{H_2O} = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$ </p> <p>Водородный показатель: $pH = -\lg[H^+]$ 7 – нейтр.</p> <p> $[H^+] = \frac{K_{H_2O}}{[OH^-]}$ </p> <p> $[H^+] = [OH^-]$ – нейтральная; $[H^+] > [OH^-]$ – кислая; $[H^+] < [OH^-]$ – щелочная. </p>	

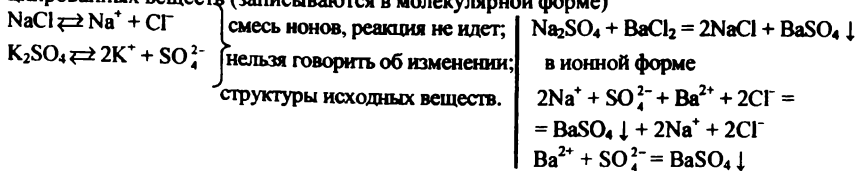
Сильные электролиты
 Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, кислоты (м.б. органические), соли (почти все)

! Производство растворимости
Малорастворимые – соли, т.к. это сильные электролиты, то их растворимость м.б. характеризуется концентрацией ионов в насыщенном растворе.

$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{2+} + SO_4^{2-}$
 $K = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[Ba_2SO_4]}$
 $K' = \Gamma P_{Ba_2SO_4} = \frac{[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]}{[A^+][B^-]} > P \downarrow \alpha \downarrow \text{адок}$

Ионные реакции: реакции между ионами, образовавшимися в результате диссоциации электролитов.

Протекают в случае образования осадков ↓, летучих веществ ↓ и малодиссоциированных веществ (записываются в молекулярной форме)



После усвоения приведенных выше теоретических положений следует перейти к решению задач, объединенных в 25 вариантов. В случае затруднений при их решении рекомендуется еще раз повторить теоретическую часть темы и обратиться к примерам решения подобных задач, помещенных после контрольных заданий. Затем желательно закрепить полученные навыки, решая задачи из других вариантов. Материал можно считать усвоенным только в случае быстрого и безошибочного решения всех задач любого из представленных вариантов.

4.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Система является гомогенной, если реагирующие вещества и продукты реакции находятся:

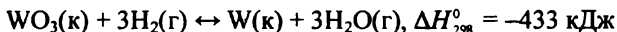
- а) в газообразном состоянии;
- б) как в газообразном, так и в жидком состоянии;
- в) как в газообразном, так и в твердом состоянии.

2. Присутствие катализатора в системе:

- а) ускоряет достижение системой состояния химического равновесия;
- б) замедляет достижение системой состояния химического равновесия;
- в) не оказывает влияния на скорость достижения системой состояния химического равновесия.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^{\circ} = 48 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции



при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) увеличении равновесной концентрации H_2O ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $3\text{A} + \text{B} = 4\text{C}$, составляли соответственно 6,4; 8,0 и 2,4 моль/дм³. Через 0,69 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 4,8 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 5,0 дм³ находится Н₂ массой 6 г и I₂ массой 381 г. Какова будет концентрация этих веществ через 100 с, если средняя скорость реакции равна 1·10⁻³ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{Br}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CBr}_4(\text{г}) + 4\text{HBr}(\text{г})$, при повышении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4\text{NO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5$, при уменьшении концентрации NO₂ в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,0 г азота, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 2,0 г водорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 60 °С составляет 0,002 моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 90 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2\text{A} + 2\text{B} = 3\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,5$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,15$ моль/дм³. Каксы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 2

1. Скорость гомогенной химической реакции определяют по изменению во времени концентрации:

- а) только исходных веществ;
- б) только конечных веществ;
- в) как исходных, так и конечных веществ (продуктов реакции).

2. Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется:

- а) законом действия масс;
- б) принципом Ле Шателье;
- в) правилом Вант-Гоффа.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -41 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{к}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = 142 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) уменьшении равновесной концентрации H_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $\text{A} + \text{B} = 4\text{C}$, составляли соответственно 3,2; 4,0 и 2,2 моль/дм³. Через 0,72 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 4,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 1,0 дм³ находится O_2 массой 32,0 г и NO массой 60,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 110 с, если средняя скорость реакции равна $2 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению: $\text{CH}_4(\text{г}) + 3\text{Br}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CHBr}_3(\text{г}) + 3\text{HBr}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 4 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{MoO}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Mo}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}$, при увеличении концентрации H_2 в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 17,0 г бромоводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 12,0 г фтороводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 130 °С составляет $1,22 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 70 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2\text{A} + \text{B} = 3\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 1,0$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 1,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 3

1. Если среднюю скорость химической реакции рассчитывают по изменению концентрации одного из исходных веществ в единицу времени, то в математическую формулу ее выражения следует ввести:

- а) знак «-»;
- б) знак «+»;
- в) не имеет принципиального значения.

2. При достижении системой $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ состояния химического равновесия можно утверждать, что:

- а) концентрация исходного вещества больше концентрации продуктов реакции;
- б) концентрация продуктов реакции больше концентрации исходного вещества;
- в) нельзя сказать, какая из концентраций больше, не привлекая дополнительной информации.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{I}_2(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \leftrightarrow \text{HI}(\text{ж}) + \text{HI}(\text{ж})$, $\Delta H_{298}^\circ = 153 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $2\text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{к})$, $\Delta H_{298}^\circ = -173 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации CO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $\text{A} + 4\text{B} = \text{C}$, составляли соответственно 2,2; 2,8 и 4,2 моль/дм³. Через 0,78 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 0,8 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 0,5 дм³ находится SO_2 массой 64,0 г и O_2 массой 32,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 120 с, если средняя скорость реакции равна $3 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{C}_4\text{H}_8(\text{г}) + 6\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при уменьшении концентрации NH_3 в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 17,5 г иодоводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 12,1 г хлороводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 30 °С составляет $1,55 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 100 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 3,0$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 3,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 4

1. Основной закон химической кинетики устанавливает зависимость скорости химической реакции от:

- а) концентрации реагирующих веществ;
- б) температуры реагирующих веществ;
- в) концентрации и температуры реагирующих веществ.

2. Переход системы из одного состояния химического равновесия в другое называют:

- а) сдвигом химического равновесия;
- б) смещением химического равновесия;
- в) как сдвигом, так и смещением химического равновесия.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \leftrightarrow \text{HCl}(\text{ж}) + \text{HClO}(\text{ж})$, $\Delta H_{298}^\circ = -2$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^\circ = 181$ кДж при следующих условиях: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) увеличении равновес-

ной концентрации N_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 128 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $4A + B = C$, составляли соответственно 2,4; 1,6 и 3,0 моль/дм³. Через 0,81 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 1,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 1,5 дм³ находится H_2 массой 4,0 г и Cl_2 массой 142,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 90 с, если средняя скорость реакции равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2C_4H_6(g) + 11O_2(g) \rightarrow 8CO_2(g) + 6H_2O(g)$, при понижении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $Fe_2O_3(k) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe(k) + 3CO_2(g)$, при увеличении концентрации CO в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 5,0 г фтороводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 5,8 г хлороводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 240 °С составляет $1,00 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 200 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению: $3A + 2B = C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 0,1$ моль/дм³; $C(B) = 0,3$ моль/дм³; $C(C) = 0,3$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 5

1. Основной закон химической кинетики часто называют:

а) правилом Вант-Гоффа;

б) законом действующих (действия) масс;

в) законом сохранения массы вещества.

2. Химически необратимыми реакциями при данных условиях называют реакции, при которых:

а) все исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции;

б) хотя бы одно из исходных веществ полностью превращается в продукты реакции;

в) концентрации образовавшихся продуктов реакции уже больше не увеличиваются.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{Fe(к)} + \text{H}_2\text{O(г)} \leftrightarrow \text{FeO(к)} + \text{H}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -22 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $2\text{NO(г)} + \text{Cl}_2\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{NOCl(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = 15 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации NO? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 81 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $4\text{А} + 2\text{В} = \text{С}$, составляли соответственно 8,0; 6,0 и 4,0 моль/дм³. Через 0,84 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 4,8 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 2,0 дм³ находится Н₂ массой 2,0 г и Вг₂ массой 160,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 80 с, если средняя скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению: $2\text{C}_3\text{H}_6\text{(г)} + 9\text{O}_2\text{(г)} \rightarrow 6\text{CO}_2\text{(г)} + 6\text{H}_2\text{O(г)}$, при понижении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению: $\text{S}_8 + 16\text{H}_2\text{O(г)} \rightarrow 8\text{SO}_2\text{(г)} + 16\text{H}_2\text{(г)}$, при уменьшении концентрации Н₂О в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 4,0 г сероводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 4,0 г аммиака. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 200 °С составляет $2,50 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 250 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2A + B = 4C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 2,0$ моль/дм³; $C(B) = 1,0$ моль/дм³; $C(C) = 1,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 6

1. В случае сложных реакций основной закон химической кинетики применим:

- а) к каждой отдельной стадии;
- б) ко всей химической реакции в целом;
- в) и к каждой отдельной стадии, и ко всей химической реакции в целом.

2. Химически обратимые реакции при данных условиях протекают:

- а) только в прямом направлении;
- б) только в обратном направлении;
- в) одновременно как в прямом, так и в обратном направлениях.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $2SO_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г)$, $\Delta H_{298}^0 = -198$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $CO_2(г) + C(к) \leftrightarrow 2CO(г)$, $\Delta H_{298}^0 = 173$ кДж при следующих условиях: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) увеличении равновесной концентрации CO? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $A + 4B = 2C$, составляли соответственно 2,0; 4,0 и 0,5 моль/дм³. Че-

рез 0,87 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 2,8 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 2,5 дм³ находится Н₂ массой 6,0 г и N₂ массой 28,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 70 с, если средняя скорость реакции равна $6 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$, при понижении давления в системе в 3 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2NH_3(g) + 3Cl_2(g) \rightarrow N_2(g) + 6HCl(g)$, при увеличении концентрации Cl₂ в системе в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 8,0 г селеноводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 9,0 г теллуридоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 240 °С составляет $2,80 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 180 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $A + 2B = 2C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 1,5$ моль/дм³; $C(B) = 1,0$ моль/дм³; $C(C) = 1,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 7

1. При повышении температуры скорость химической реакции увеличивается вследствие увеличения:

- а) числа столкновений молекул (частиц) реагирующих веществ;
- б) константы скорости реакции;
- в) и числа столкновений частиц, и константы реакции.

2. На состояние химического равновесия может оказать влияние изменение давления в системе, если в ее составе:

- а) только жидкие вещества;
- б) только газообразные вещества;

в) хотя бы один из участников реакции находится в газообразном состоянии.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -116 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = 6 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации CO ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $4\text{А} + \text{В} = 2\text{С}$ составляли соответственно 3,8; 3,6 и 3,0 моль/дм³. Через 0,93 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 1,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 3,0 дм³ находится NO массой 30,0 г и Cl_2 массой 71,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 60 с, если средняя скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с, а продуктом реакции является NOCl_2 ?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{C}_2\text{H}_6(\text{г}) + 7\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $8\text{HI}(\text{г}) + 2\text{NO}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{I}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при уменьшении концентрации HI в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 2,0 г теллуридоводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 1,0 г воды. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 100 °С составляет $3,00 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 160 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2A + 2B = C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 0,2$ моль/дм³; $C(B) = 1,0$ моль/дм³; $C(C) = 1,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 8

1. Согласно правилу Вант-Гоффа, повышение температуры в арифметической прогрессии приводит к увеличению скорости химической реакции:

- а) в арифметической прогрессии;
- б) в геометрической прогрессии;
- в) или в арифметической, или в геометрической прогрессии – в зависимости от природы реагирующих веществ.

2. Внешнее воздействие на систему, находящуюся в состоянии равновесия, приводит к смещению этого равновесия в направлении, при котором:

- а) эффект произведенного воздействия ослабляется;
- б) эффект произведенного воздействия усиливается;
- в) эффект произведенного воздействия как ослабляется, так и усиливается – в зависимости от природы реагирующих веществ.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $3H_2(g) + N_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$, $\Delta H_{298}^0 = -92$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $FeO(k) + CO(g) \leftrightarrow Fe(k) + CO_2(g)$, $\Delta H_{298}^0 = 20$ кДж при следующих условиях:

- а) повышении температуры; б) понижении давления; в) повышении равновесной концентрации CO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 729 раз?

6. Концентрации веществ A, B и C в реакции, протекающей по уравнению $2A + 3B = C$, составляли соответственно 3,6; 3,3 и 2,7 моль/дм³. Через 0,99 ч при определенной температуре концентрация вещества C составила 3,6 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ A и B?

7. В сосуде объемом $3,5 \text{ дм}^3$ находится SO_2 массой $128,0 \text{ г}$ и Cl_2 массой $142,0 \text{ г}$. Какова будет концентрация этих веществ через 50 с , если средняя скорость реакции равна $8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$, а продуктом реакции является SO_2Cl_2 ?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 3 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4\text{Mg}(\text{к}) + 10\text{HNO}_3(\text{ж}) \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{ж}) + \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{ж}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, при увеличении концентрации HNO_3 в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось $3,0 \text{ г}$ сероводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось $4,0 \text{ г}$ теллуридоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 70°C составляет $3,50 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$. Какова будет скорость этой реакции при температуре 50°C , если при понижении температуры на 10°C она снизилась в 4 раза?

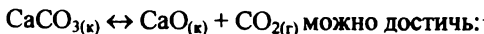
12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + \text{B} = 3\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$; $C(\text{B}) = 0,3 \text{ моль/дм}^3$; $C(\text{C}) = 0,3 \text{ моль/дм}^3$. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 9

1. Гомогенным называют катализ, когда:

- а) реагенты и катализатор составляют одну фазу (газовую или жидкую);
- б) продукты реакции и катализатор составляют одну фазу;
- в) реагенты, продукты реакции и катализатор составляют одну фазу.

2. Состояние химического равновесия для системы:



- а) только в закрытой системе (реакторе);
- б) только в открытой системе, т.е. в системе, в которой возможно удаление CO_2 ;
- в) как в закрытой, так и в открытой системе.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = 98 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -92 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) понижении давления; в) повышении равновесной концентрации HCl ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 2187 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $\text{A} + 3\text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 0,9; 1,2 и 0,8 моль/дм³. Через 1,05 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 0,3 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 4,0 дм³ находится NH_3 массой 17 г и Cl_2 массой 213 г. Какова будет концентрация этих веществ через 40 с, если средняя скорость реакции равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с, а одним из продуктов реакции является NCl_3 ?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при повышении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению: $\text{SF}_6(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{S}(\text{к}) + 6\text{HF}(\text{г})$, при уменьшении концентрации H_2 в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 6,0 г сероводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 4,0 г воды. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 50 °С составляет 0,0034 моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 120 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $3\text{A} + \text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) =$

$= 0,3 \text{ моль/дм}^3$; $C(B) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$; $C(C) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 10

1. Константа скорости реакции будет численно равна скорости реакции, если:

- а) концентрации реагирующих веществ будут равны единице;
- б) произведение концентраций реагирующих веществ будет равно единице;
- в) концентрации реагирующих веществ или произведение их концентраций будет равно единице.

2. Катализаторы – это вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но сами к окончанию процесса остаются неизменными:

- а) только по составу;
- б) только по массе;
- в) как по составу, так и по массе.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $3\text{Fe}(к) + 4\text{H}_2\text{O}(г) \leftrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(к) + 4\text{H}_2(г)$, $\Delta H_{298}^0 = -122 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $\text{CO}_2(г) + \text{C}(к) \leftrightarrow 2\text{CO}(г)$, $\Delta H_{298}^0 = 176 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации CO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 16 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 2,4; 3,0 и 1,2 моль/дм³. Через 1,35 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 2,1 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 4,5 дм³ находится N_2 массой 56,0 г и F_2 массой 228,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 30 с, если средняя

скорость реакции равна $2 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с, а продуктом реакции является NF₃?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 4 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{C} + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г})$, при увеличении концентрации N₂O в системе в 5 раз?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 1,0 г воды, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 2,0 г селеноводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 90 °С составляет 0,00018 моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 60 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 4 раз?

12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + 3\text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,15$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,2$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,25$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 11

1. Основной закон химической кинетики применим к реакциям:

- а) только гомогенным;
- б) только гетерогенным;
- в) как к гомогенным, так и к гетерогенным.

2. В кинетическое уравнение входят концентрации веществ, находящихся:

- а) в наименее конденсированном состоянии;
- б) только в жидком состоянии;
- в) только в газообразном состоянии.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^{\circ} = -110$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $\text{C}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^{\circ} = 132$ кДж при следующих условиях: а) по-

нижении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации H_2 ? Каково математическое выражение для скоростей прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру реакции, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $3\text{A} + 2\text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 0,8; 1,5 и 2,4 моль/дм³. Через 1,50 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 2,7 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 5,0 дм³ находится C_2H_2 массой 52,0 г и H_2 массой 4,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 20 с, если средняя скорость реакции равна $3 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с, а продуктом реакции является C_2H_6 ?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{Br}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_2\text{Br}_2(\text{г}) + 2\text{HBr}(\text{г})$, при повышении давления в системе в 3 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{ж})$, при уменьшении концентрации CO_2 в системе в 5 раз?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,2 г сероводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 8,2 г селеноводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 140 °С составляет $4,50 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 180 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 4 раза?

12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали $C(\text{A}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,3$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 12

1. Состояние химического равновесия наступает, когда:

- а) масса исходных веществ становится равной массе продуктов реакции;
- б) количество молей исходных веществ становится равным количеству молей продуктов реакции;
- в) скорость прямой реакции становится равной скорости обратной реакции.

2. По мере увеличения степени химического превращения исходных веществ в продукты реакции скорость реакции:

- а) уменьшается;
- б) увеличивается;
- в) остается неизменной.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{Si(к)} + 2\text{H}_2\text{O(г)} \rightleftharpoons \text{SiO}_2\text{(к)} + 2\text{H}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -418 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{CO(г)} + \text{Cl}_2\text{(г)} \rightleftharpoons \text{COCl}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -110 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации Cl_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру реакции, чтобы скорость реакции возросла в 256 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2\text{A} + 3\text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 3,0; 1,5 и 4,5 моль/дм³. Через 1,20 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 0,3 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 5,5 дм³ находится CH_4 массой 32 г и Cl_2 массой 142,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 120 с, если средняя скорость реакции равна $4 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{C}_3\text{H}_4\text{(г)} + 2\text{H}_2\text{(г)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8\text{(г)}$, при понижении давления в системе в 6 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{Cr(к)} + 3\text{H}_2\text{O(г)} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{H}_2\text{(г)}$, при увеличении концентрации H_2O в системе в 5 раз?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 17,0 г хлора, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 12,0 г азота. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 120°C составляет $4,20 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 60°C , если при понижении температуры на 10°C она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 2,0$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 3,0$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 3,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 13

1. Аутокатализом как особым видом катализа называют процесс, который ускоряется:

- а) одним из исходных веществ;
- б) одним из продуктов реакции;
- в) одним из исходных веществ или одним из продуктов реакции.

2. Принцип Ле Шателье применим к:

- а) чисто химическим процессам, например: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$;
- б) чисто физическим процессам, например к кипению;
- в) как к химическим и физическим, так и к физико-химическим процессам, например, растворению.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $2\text{NO(г)} + \text{O}_2\text{(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^\circ = -115$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $2\text{H}_2\text{O(г)} + \text{Mn(к)} \leftrightarrow \text{MnO}_2\text{(к)} + 2\text{H}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^\circ = -38$ кДж при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации H_2O ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 9 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2A + 2B = 3C$, составляли соответственно 6,0; 3,0 и 9,0 моль/дм³. Через 0,90 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 4,5 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 6,0 дм³ находится C₂H₄ массой 56,0 г и H₂ массой 2,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 110 с, если средняя скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $CH_4(g) + 2Cl_2(g) \rightarrow CH_2Cl_2(g) + 2HCl(g)$, при повышении давления в системе в 8 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2Fe(k) + 3Br_2(g) \rightarrow 2FeBr_3(k)$, при уменьшении концентрации Br₂ в системе в 5 раз?

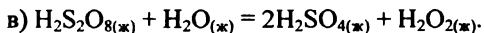
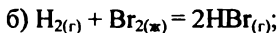
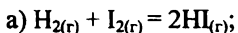
10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 4,5 г диоксида углерода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 3,5 г монооксида азота. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 180 °С составляет $1,00 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 220 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

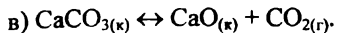
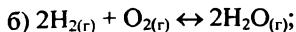
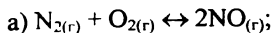
12. Реакция идет по уравнению $3A + B = 4C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 1,0$ моль/дм³; $C(B) = 1,5$ моль/дм³; $C(C) = 1,5$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 14

1. Какая из приведенных систем не является гомогенной:



2. Для какой из приведенных закрытых систем изменение давления не приведет к смещению равновесия:



3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $2\text{BaO}_2(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{BaO}(\text{к}) + \text{O}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^0 = 152 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) \leftrightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -177 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) повышении равновесной концентрации NH_3 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 1024 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2\text{A} + \text{B} = 3\text{C}$, составляли соответственно 1,5; 1,8 и 1,2 моль/дм³. Через 0,80 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 2,1 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 6,5 дм³ находится CH_4 массой 16,0 г и F_2 массой 38,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 100 с, если средняя скорость реакции равна $6 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + 3\text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CHCl}_3(\text{г}) + 3\text{HCl}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 7 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CaH}_2(\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2(\text{г})$, при увеличении концентрации H_2O в системе в 5 раз?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 9,0 г монооксида углерода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 12,0 г диоксида азота. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 40 °С составляет $1,50 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 20 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению: $A + B = 4C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 0,1$ моль/дм³; $C(B) = 0,2$ моль/дм³; $C(C) = 0,2$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 15

1. Масса катализатора, используемая для изменения скорости химической реакции, должна быть

- а) соизмерима с первоначальной массой исходных веществ;
- б) намного превышать первоначальную массу исходных веществ;
- в) намного меньше первоначальной массы исходных веществ.

2. Какое из кинетических уравнений правильно отражает закон действующих масс для реакции $4\text{CrCl}_{2(\text{p-p})} + 4\text{HCl}_{(\text{p-p})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 4\text{CrCl}_{3(\text{p-p})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$:

- а) $V = k \cdot C^4(\text{CrCl}_2) \cdot C^4(\text{HCl}) \cdot C(\text{O}_2)$;
- б) $V = k \cdot C^4(\text{CrCl}_2) \cdot C^4(\text{HCl})$;
- в) $V = k \cdot C(\text{O}_2)$.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{I}_2(\text{г}) + 5\text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{I}_2\text{O}_5(\text{к}) + 5\text{CO}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^\circ = 1232$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $2\text{HBr}(\text{г}) \rightarrow \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^\circ = 72$ кДж при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) повышении равновесной концентрации Br_2 ? Каково математическое выражение для скоростей прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 256 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2A + 3B = C$, составляли соответственно 1,8; 1,5 и 1,0 моль/дм³. Через 0,75 ч при определенной температуре концентрация вещества В соста-

вила $0,6 \text{ моль/дм}^3$. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом $7,0 \text{ дм}^3$ находится O_2 массой $64,0 \text{ г}$ и H_2 массой $8,0 \text{ г}$. Какова будет концентрация этих веществ через 20 с , если средняя скорость реакции равна $1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CH}_4(\text{г}) + 4\text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CCl}_4(\text{г}) + 4\text{HCl}(\text{г})$, при повышении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению: $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{SO}_3(\text{г}) \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})$, при уменьшении концентрации SO_3 в системе в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось $7,0 \text{ г}$ диоксида углерода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось $7,5 \text{ г}$ диоксида азота. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 60°C составляет $1,80 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$. Какова будет скорость этой реакции при температуре 110°C , если при повышении температуры на 10°C она увеличилась в 4 раза?

12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + 4\text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 1,5 \text{ моль/дм}^3$; $C(\text{B}) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$; $C(\text{C}) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 16

1. Для выяснения влияния изменения температуры на состояние химического равновесия необходимо знать:

- а) знак теплового эффекта реакции;
- б) значение теплового эффекта реакции;
- в) как знак, так и значение теплового эффекта реакции.

2. Поскольку в состоянии химического равновесия концентрации реагирующих веществ не изменяются, то можно утверждать следующее:

- а) прекращаются прямая и обратная реакции;
- б) не прекращаются ни прямая, ни обратная реакции;
- в) прекращается только прямая реакция.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{C(к)} + 2\text{N}_2\text{O(г)} \leftrightarrow \text{CO}_2\text{(г)} + 2\text{N}_2\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -557 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $\text{PCl}_3\text{(г)} + \text{Cl}_2\text{(г)} \leftrightarrow \text{PCl}_5\text{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 = -88 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) понижении давления; в) повышении равновесной концентрации PCl_5 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 4 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $3\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, составляли соответственно 1,8; 2,1 и 0,3 моль/дм³. Через 0,10 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 1,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 7,5 дм³ находится СО массой 84,0 г и Cl_2 массой 213,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 90 с, если средняя скорость реакции равна $7 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с, а продуктом реакции является COCl_2 ?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{C}_2\text{H}_2\text{(г)} + 2\text{H}_2\text{(г)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{(г)}$, при понижении давления в системе в 5 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{Cr}_2\text{O}_3\text{(к)} + 3\text{O}_2\text{(г)} \rightarrow 4\text{CrO}_3\text{(к)}$, при увеличении концентрации O_2 в системе в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 5,0 г монооксида углерода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 5,0 г монооксида азота. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 180 °С составляет $3,00 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 100 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $4\text{A} + \text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) =$

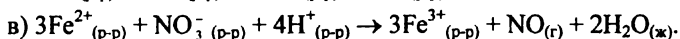
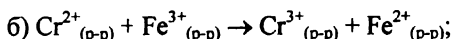
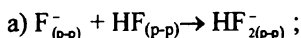
$= 3,0 \text{ моль/дм}^3$; $C(B) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$; $C(C) = 2,0 \text{ моль/дм}^3$. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 17

1. Можно ли утверждать, что в равновесной системе при изменении концентрации только одного из исходных веществ:

- а) изменяются концентрации только конечных веществ;
- б) изменяются концентрации всех остальных исходных веществ;
- в) изменяются концентрации всех остальных исходных и всех конечных веществ.

2. Какая из приведенных реакций будет протекать наиболее медленно:



3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе: $NO_2(г) + SO_2(г) \leftrightarrow SO_3(г) + NO(г)$, $\Delta H_{298}^0 = -58 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $ZnS(к) + H_2(г) \leftrightarrow Zn(ж) + H_2S(г)$, $\Delta H_{298}^0 = 188 \text{ кДж}$ при следующих условиях:

- а) понижении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации H_2S ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 512 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2A + B = 2C$, составляли соответственно 1,5; 2,5 и 0,7 моль/дм³. Через 0,15 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 0,9 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 8,0 дм³ находится PCl_3 массой 27,5 г и Cl_2 массой 14,2 г. Какова будет концентрация этих веществ через 80 с, если средняя скорость реакции равна $8 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{F}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NF}_3(\text{г})$, при повышении давления в системе в 4 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{Na}_2\text{O}_2(\text{т}) + 2\text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г})$, при уменьшении концентрации CO_2 в системе в 3 раза?

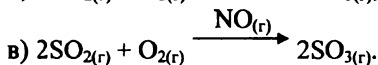
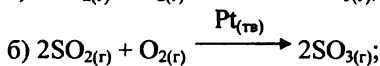
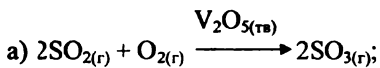
10 В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,5 г диборана, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 7,6 г этана. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 120 °С составляет $3,20 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 150 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 2 раза?

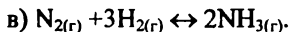
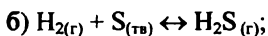
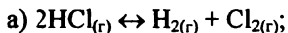
12. Реакция идет по уравнению $4\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 2,0$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,3$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 18

1. Какая из каталитических реакций протекает по механизму гомогенного катализа:



2. При проведении какой из реакций изменением давления можно добиться смещения химического равновесия:



3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{SO}_{3(\text{г})} \leftrightarrow \text{CS}_{2(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^{\circ} = -1302$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции:
 $3\text{Fe}_2\text{O}_3(\kappa) + \text{CO}(\text{r}) \leftrightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\kappa) + \text{CO}_2(\text{r})$, $\Delta H_{298}^0 = -45$ кДж при следующих условиях: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации CO? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 1024 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению: $\text{A} + 2\text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 1,0; 2,0 и 0,5 моль/дм³. Через 0,20 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 1,6 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 8,5 дм³ находится CO массой 56,0 г и O₂ массой 32,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 70 с, если средняя скорость реакции равна $1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{NH}_3(\text{r}) + 3\text{Cl}_2(\text{r}) \rightarrow \text{NCl}_3(\text{r}) + 3\text{HCl}(\text{r})$, при понижении давления в системе в 3 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{H}_2\text{S}(\text{r}) + 3\text{O}_2(\text{r}) \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$, при увеличении концентрации O₂ в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 4,0 г аммиака, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 5,0 г силана. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 200 °С составляет $3,80 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 110 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $\text{A} + 4\text{B} = 2\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,2$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,1$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,1$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 19

1. Для какой из приведенных систем изменение давления не приведет к смещению химического равновесия:

- а) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{г})}$;
- б) $\text{MgCO}_{3(\text{тв})} \leftrightarrow \text{MgO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;
- в) $2\text{O}_{3(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{O}_{2(\text{г})}$.

2. Как называют зависимость скорости реакции от температуры

$$\frac{V(t_2)}{V(t_1)} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}};$$

- а) кинетическим уравнением реакции;
- б) законом действия масс;
- в) правилом Вант-Гоффа.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $6\text{HF}_{(\text{г})} + \text{N}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NF}_{3(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^0 = -1360 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow 3\text{FeO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^0 = 36 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации CO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 32 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, составляли соответственно 0,9; 0,6 и 0,2 моль/дм³. Через 0,25 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 0,5 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 9,0 дм³ находится CH_4 массой 32,0 г и O_2 массой 128,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 60 с, если средняя скорость реакции равна $1 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{SO}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{г})$, при повышении давления в системе в 2 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{HNO}_3(\text{ж}) + 3\text{Cu}(\text{к}) \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{ж}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 2\text{NO}(\text{г})$, при уменьшении концентрации HNO_3 в системе в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,0 г арсина, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 3,0 г аммиака. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 20 °С составляет $4,00 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 120 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $4\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 2,5$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 3,0$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 3,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 20

1. При каких концентрациях исходных веществ константа скорости реакции не будет равна скорости реакции вида $\text{A}_{(\text{г})} + \text{B}_{(\text{г})} = d\text{D}_{(\text{г})}$:

- а) $C(\text{A}) = C(\text{B}) = 0,5$ моль/л;
- б) $C(\text{A}) = 2$ моль/л, $C(\text{B}) = 0,5$ моль/л;
- в) $C(\text{A}) = 0,25$ моль/л, $C(\text{B}) = 4$ моль/л.

2. От какого фактора не зависит константа скорости реакции:

- а) от температуры протекания реакции;
- б) от природы реагирующих веществ;
- в) от концентрации реагирующих веществ.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $2\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = -220$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H_{298}^0 = -254$ кДж при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) повышении равновесной концентрации H_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 81 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению: $A + B = 3C$, составляли соответственно 1,5; 0,9 и 0,3 моль/дм³. Через 0,30 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 0,6 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 9,5 дм³ находится C₂H₂ массой 52,0 г и O₂ массой 160,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 50 с, если средняя скорость реакции равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow NOCl_2(g)$, при понижении давления в системе в 3 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4HCl(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(g) + 2Cl_2(g)$, при увеличении концентрации HCl в системе в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,0 г фосфина, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 8,0 г арсина. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 110 °С составляет $4,80 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 60 °С, если при понижении температуры на 10 °С она уменьшилась в 3 раза?

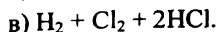
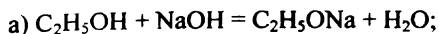
12. Реакция идет по уравнению $2A + 3B = C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 3,0$ моль/дм³; $C(B) = 0,3$ моль/дм³; $C(C) = 0,3$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 21

1. Скорость химической реакции определяют по изменению:

- а) объема исходного вещества за единицу времени в замкнутом объеме;
- б) массы исходного вещества за единицу времени;
- в) концентрации исходного вещества за единицу времени в замкнутом объеме.

2. Какую из приведенных реакций можно отнести к практически необратимым:



3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $2\text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^\circ = 566 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции: $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H_{298}^\circ = -202 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) понижении давления; в) повышении равновесной концентрации O_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению: $3\text{A} + \text{B} = \text{C}$ составляли соответственно 3,0; 2,0 и 1,0 моль/дм³. Через 0,40 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 1,8 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 10,0 дм³ находится C_2H_6 массой 60,0 г и O_2 массой 224,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 30 с, если средняя скорость реакции равна $4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$, при понижении давления в системе в 5 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 4\text{CO}(\text{г}) \rightarrow 3\text{Fe}(\text{к}) + 4\text{CO}_2(\text{г})$, при увеличении концентрации CO в системе в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 5,0 г метана, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 6,0 г силана. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 60 °С составляет $5,60 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 100 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $A + 3B = 2C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 2,0$ моль/дм³; $C(B) = 0,1$ моль/дм³; $C(C) = 0,1$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 22

1. Какую из приведенных реакций можно отнести к практически необратимой:

- а) $0,5N_{2(g)} + 0,5O_{2(g)} = NO$, $\Delta H = 90,4$ кДж/моль;
- б) $Mg_{(тв)} + 0,5O_{2(g)} = MgO_{(тв)}$, $\Delta H = -301$ кДж/моль;
- в) $SO_{3(g)} = SO_{2(g)} + 0,5O_{2(g)}$, $\Delta H = 192$ кДж/моль.

2. Можно утверждать, что катализатор способен изменить:

- а) только механизм реакции;
- б) только скорость реакции;
- в) как механизм, так и скорость реакции.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $SO_3(g) + C(k) \leftrightarrow SO_2(g) + CO(g)$, $\Delta H_{298}^0 = -11$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции:

$2H_2S(g) + 3O_{2(g)} \leftrightarrow 2SO_{2(g)} + 2H_2O(g)$, $\Delta H_{298}^0 = -739$ кДж при следующих условиях: а) понижении температуры; б) повышении давления; в) повышении равновесной концентрации SO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 3. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 243 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $A + 3B = C$, составляли соответственно 2,0; 1,0 и 0,8 моль/дм³. Через 0,35 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 0,4 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 100,0 дм³ находится C₂H₄ массой 28,0 г и O₂ массой 96,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 40 с, если средняя скорость реакции равна 3·10⁻⁵ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$, при повышении давления в системе в 4 раза?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$, при уменьшении концентрации CO и H₂ в системе в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 4,0 г бромоводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 4,6 г йодоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 250 °С составляет 6,00·10⁻³ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 200 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 1,0$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 0,2$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 0,2$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 23

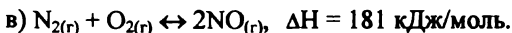
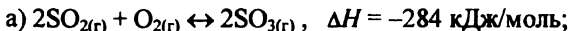
1. Какое выражение для расчета средней скорости химической реакции $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ следует считать правильным:

а) $V = -\Delta C(\text{H}_2) / 3\Delta t$;

б) $V = -\Delta C(\text{NH}_3) / 2\Delta t$;

в) $V = k \cdot C^3(\text{H}_2)$.

2. В какой из систем повышение температуры будет способствовать уменьшению количества продуктов реакции:



3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $\text{CaCO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta H_{298}^0 = 179$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $4\text{HBr}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Br}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, $\Delta H_{298}^0 = -295 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) понижении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации HBr ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 128 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $\text{A} + \text{B} = 2\text{C}$, составляли соответственно 4,0; 3,0 и 1,0 моль/дм³. Через 0,45 ч при определенной температуре концентрация вещества С составила 1,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и В?

7. В сосуде объемом 120,0 дм³ находится C_3H_6 массой 84,0 г и O_2 массой 288,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 20 с, если средняя скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, при повышении давления в системе в 6 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, при уменьшении концентрации O_2 в системе в 3 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 5,1 г хлороводорода, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 6,1 г йодоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 30 °С составляет $4,00 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 80 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 2 раза?

12. Реакция идет по уравнению $3\text{A} + 2\text{B} = 2\text{C}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(\text{A}) = 0,3$ моль/дм³; $C(\text{B}) = 2,0$ моль/дм³; $C(\text{C}) = 2,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 24

1. Роль катализатора заключается:

- а) в увеличении скорости реакции;
- б) в замедлении скорости реакции;
- в) может как ускорять, так и замедлять скорость реакции.

2. Коэффициент пропорциональности в кинетическом уравнении реакции называют:

- а) коэффициентом Вант-Гоффа;
- б) константой скорости;
- в) кинетическим порядком.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $\text{MgCO}_3(\text{к}) \leftrightarrow \text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = 101 \text{ кДж}$?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $\text{SiCl}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{Si}(\text{к}) + 4\text{HCl}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^0 = 289 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) повышении температуры; б) понижении давления; в) понижении равновесной концентрации H_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 64 раза?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$, составляли соответственно 3,0; 4,0 и 2,0 моль/дм³. Через 0,50 ч при определенной температуре концентрация вещества В составила 2,0 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ А и С?

7. В сосуде объемом 150,0 дм³ находится C_3H_8 массой 44,0 г и O_2 массой 160,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 10 с, если средняя скорость реакции равна $6 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, при понижении давления в системе в 7 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $3\text{Fe}(\text{к}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к}) + 4\text{H}_2(\text{г})$, при увеличении концентрации H_2O в системе в 2 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 8,7 г хлороводорода, а в результате второй реакции при

тех же условиях образовалось 9,9 г бромоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 80 °С составляет $5,00 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 10 °С, если при понижении температуры на 10 °С она снизилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $2A + 3B = 2C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 0,1$ моль/дм³; $C(B) = 2,0$ моль/дм³; $C(C) = 2,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Вариант 25

1. На состояние химического равновесия не влияет:

- а) изменение концентрации реагирующих веществ;
- б) изменение температуры;
- в) наличие катализатора.

2. Константа скорости химической реакции имеет размерность:

- а) моль/дм³·с;
- б) является безразмерной величиной;
- в) размерность определяется видом кинетического уравнения.

3. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия вправо в системе $CO(g) + H_2(g) \leftrightarrow CH_2O(g)$, $\Delta H_{298}^0 = -6$ кДж?

4. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $2N_2O_5(g) \leftrightarrow 4NO_2(g) + O_2(g)$, $\Delta H_{298}^0 = 110$ кДж при следующих условиях:

а) повышении температуры; б) повышении давления; в) понижении равновесной концентрации NO_2 ? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

5. Температурный коэффициент реакции равен 4. На сколько градусов необходимо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 256 раз?

6. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2A + B = C$, составляли соответственно 4,0; 5,0 и 2,0 моль/дм³. Через 0,55 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 1,0 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

7. В сосуде объемом 200,0 дм³ находится C₄H₈ массой 56,0 г и O₂ массой 192,0 г. Какова будет концентрация этих веществ через 40 с, если средняя скорость реакции равна 7·10⁻⁵ моль/дм³·с?

8. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$, при повышении давления в системе в 8 раз?

9. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $WO_3(k) + 3H_2(g) \rightarrow W(k) + 3H_2O(g)$, при уменьшении концентрации H₂ в системе в 4 раза?

10. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 7,2 г аммиака, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 8,3 г фосфина. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

11. Скорость реакции при 20 °С составляет 5,20·10⁻⁴ моль/дм³·с. Какова будет скорость этой реакции при температуре 70 °С, если при повышении температуры на 10 °С она увеличилась в 3 раза?

12. Реакция идет по уравнению $A + B = C$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих веществ стали: $C(A) = 1,0$ моль/дм³; $C(B) = 2,0$ моль/дм³; $C(C) = 2,0$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

4.3. Примеры решения типовых задач по теме «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие»

Пример 4.1. Изменение каких параметров будет способствовать смещению равновесия влево в системе $C(k) + H_2O(g) \leftrightarrow CO(g) + H_2(g)$, $\Delta H_{298}^\circ = 131,3$ кДж?

Решение. Согласно принципу Ле Шателье, смещению равновесия влево будут способствовать:

а) увеличение концентрации CO и H₂, так как при этом равновесие смещается в сторону реакции, которая уменьшает [CO] и [H₂] (в равновесных системах равновесные концентрации веществ, выраженные в моль/л, обозначают в квадратных скобках – [X]);

б) увеличение давления, приводящее к смещению равновесия в сторону реакции, в результате которой образуется меньшее количество вещества газов (1 моль (H_2O) слева и 2 моль (CO и H_2) справа);

в) понижение температуры, так как реакция эндотермическая ($\Delta H^\circ > 0$), т.е. протекает с поглощением тепла.

Пример 4.2. В какую сторону сместится равновесие обратимой реакции $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^\circ = -116 \text{ кДж}$ при следующих условиях: а) повышении температуры; б) повышении давления; в) увеличении концентрации $[\text{HCl}]$? Каковы будут кинетические уравнения прямой и обратной реакций?

Решение. а) реакция экзотермическая – при повышении температуры равновесие сместится влево;

б) реакция сопровождается уменьшением количества вещества газов (от 5 моль до 4 моль), поэтому при повышении давления равновесие смещается вправо;

в) при увеличении концентрации $[\text{HCl}]$ равновесие смещается в сторону реакции, приводящей к уменьшению количества вещества HCl в системе, т.е. вправо.

Согласно закону действующих масс, кинетические уравнения прямой $V_{\text{пр}}$ и обратной $V_{\text{обр}}$ реакций определяют выражениями:

$$V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2],$$

$$V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{Cl}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2.$$

Пример 4.3. Температурный коэффициент реакции равен 2. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 8 раз?

Решение. Согласно правилу Вант-Гоффа отношение скоростей реакции при температурах t_2 и t_1 определяется формулой

$$\frac{V_{(t_2)}}{V_{(t_1)}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}.$$

Обозначив $\Delta t = t_2 - t_1$, получим:

$$\frac{v_{(t_2)}}{v_{(t_1)}} = 8; \quad 8 = 2^{\frac{\Delta t}{10}};$$

$$\log_2 8 = \frac{\Delta t}{10};$$

$$\frac{\Delta t}{10} = 3; \quad \Delta t = 3 \cdot 10 = 30.$$

Таким образом, температуру нужно повысить на 30 градусов.

Пример 4.4. Концентрации веществ А, В и С в реакции, протекающей по уравнению $2A + B \rightarrow C$, составляли соответственно 8,0, 3,5 и 0,3 моль/дм³. Через 0,3 ч при определенной температуре концентрация вещества А составила 7,2 моль/дм³. Какова средняя скорость реакции и какими стали концентрации веществ В и С?

Решение. Скорость реакции $a_1A_1 + a_2A_2 + \dots \rightarrow b_1B_1 + b_2B_2 + \dots$, определяется изменением концентрации ΔC одного из веществ за время Δt :

$$v = \frac{\Delta C(A_1)}{-a_1 \Delta t} = \frac{\Delta C(A_2)}{-a_2 \Delta t} = \dots = \frac{\Delta C(B_1)}{b_1 \Delta t} = \frac{\Delta C(B_2)}{b_2 \Delta t} = \dots$$

Учитывая, что 0,3 ч составляет 1080 с и $\Delta C(A) = C_{\text{д}}(A) - C_{\text{н}}(A) = 7,2 - 8,0 = -0,8$ моль/л, получим:

$$v = \frac{-0,8}{-0,2 \cdot 1080} = 3,7 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}.$$

Принимаем, что объем системы во время реакции не изменяется и равен 1 л. Из уравнения следует, что при взаимодействии 2 моль вещества А в реакцию вступит 1 моль вещества В и образуется 1 моль вещества С. Поскольку в реакцию вступило 0,8 моль веществ А, то количество вещества В, вступившего в реакцию, равно $n(B) = \frac{0,8}{2} = 0,4$ моль; при этом образовалось $n(C) = \frac{0,8}{2} = 0,4$ моль вещества С. Следовательно, концентрации веществ В и С будут такие:

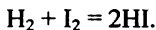
$$C(B) = 3,5 - 0,4 = 3,1 \text{ моль/дм}^3,$$

$$C(C) = 0,3 + 0,4 = 0,7 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: $V_{\text{ср}} = 3,7 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(B) = 3,1$ моль/дм³, $C(C) = 0,7$ моль/дм³.

Пример 4.5. В сосуде объемом $8,5 \text{ дм}^3$ находится H_2 массой 4 г и I_2 массой 254 г . Каковы будут концентрации этих веществ через 120 с , если средняя скорость реакции равна $7,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}$?

Решение. Реакция протекает по уравнению



Средняя скорость реакции определяется выражением

$$v = -\frac{\Delta C(\text{H}_2)}{\Delta t} = -\frac{\Delta C(\text{I}_2)}{\Delta t},$$

где ΔC -- изменение концентрации ($\Delta C = C_t - C_0$) за время $\Delta t = t_2 - t_1$

Отсюда:

$$\Delta C = -v \cdot \Delta t.$$

Находим начальные концентрации. Количества вещества H_2 и I_2 в начальный момент времени

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{4}{2} = 2 \text{ моль};$$

$$n(\text{I}_2) = \frac{m(\text{I}_2)}{M(\text{I}_2)} = \frac{254}{254} = 1 \text{ моль}.$$

Концентрации H_2 и I_2 соответственно такие:

$$C(\text{H}_2) = \frac{n(\text{H}_2)}{V} = \frac{2}{8,5} = 2,353 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3;$$

$$C(\text{I}_2) = \frac{n(\text{I}_2)}{V} = \frac{1}{8,5} = 1,176 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3.$$

Находим ΔC :

$$\Delta C(\text{H}_2) = -7,5 \cdot 10^{-4} \cdot 120 = 9 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Вычисляем концентрации:

$$C_2 = C_1 + \Delta C;$$

$$\Delta C(\text{H}_2) = 2,353 \cdot 10^{-1} - 9 \cdot 10^{-2} = 1,453 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3,$$

$$\Delta C(\text{I}_2) = 1,176 \cdot 10^{-1} - 9 \cdot 10^{-2} = 2,76 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

$$\text{Ответ: } C(\text{H}_2) = 1,453 \cdot 10^{-1} \text{ моль/дм}^3, C(\text{I}_2) = 2,76 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3.$$

Пример 4.6. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$, при повышении давления в системе в $2,5$ раза?

Решение. Скорость прямой реакции определяется соотношением:

$$V_1 = k \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2].$$

При повышении давления в системе, т.е. реакционном сосуде, который часто называют реактором, концентрации H_2 и N_2 увеличиваются в 2,5 раза. Скорость прямой реакции

$$V_2 = k \cdot (2,5 \cdot [H_2])^3 \cdot (2,5 \cdot [N_2]).$$

Следовательно,

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k \cdot (2,5[H_2])^3 \cdot (2,5[N_2])}{k \cdot [H_2]^3 \cdot [N_2]} = 2,5^4 = 39,1.$$

Ответ: Скорость реакции увеличится в 39,1 раза.

Пример 4.7. Как изменится скорость реакции, проходящей по уравнению $4Al(к) + 3O_2(г) = 2Al_2O_3(к)$, при увеличении концентрации O_2 в системе в 3 раза?

Решение. В выражении для скорости реакции

$$V_1 = k \cdot [O_2]^3$$

заменяем концентрацию O_2 :

$$V_2 = k \cdot (3 \cdot [O_2])^3$$

и находим отношение

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k(3[O_2])^3}{k[O_2]^3} = 27.$$

Ответ. Скорость реакции возрастет в 27 раз.

Пример 4.8. В результате первой реакции в единице объема за единицу времени образовалось 6,0 г фосфина, а в результате второй реакции при тех же условиях образовалось 12,0 г арсина. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

Решение. Под скоростью химических реакций понимают изменение количества одного из реагирующих веществ или продукта реакции за единицу времени в единице реакционного пространства. Согласно этому определению скорость первой реакции равна количеству молей образовавшегося фосфина за единицу времени в единице объема, а скорость второй реакции соответственно равна количеству молей образовавшегося арсина за единицу времени в единице объема. Скорость той реакции будет больше, в

которой за единицу времени в единице объема образуется большее количество вещества. Количество вещества находим как частное от деления массы вещества на молярную массу вещества. Молярная масса фосфина $M(\text{PH}_3) = 31 + 3 = 34$ г/моль; молярная масса арсина $M(\text{AsH}_3) = 75 + 3 = 78$ г/моль. В первой реакции образуется $6/34 = 0,176$ моль фосфина, а во второй – $1,2/78 = 0,154$ моль арсина; следовательно, первая реакция протекает с большей скоростью.

Ответ: Первая.

Пример 4.9. Скорость реакции при 60°C составляет $0,00027$ моль/дм³·с. Какова будет скорость реакции при 100°C , если при повышении температуры на 10°C скорость реакции возросла в 2,3 раза?

Решение. Температурный коэффициент γ реакции равен 2,3. Найдим скорость реакции при 100°C :

$$v(t_2) = v(t_1) \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

$$v(100) = v(60) \cdot 2,3^{\frac{100 - 60}{10}},$$

$$v(100) = 0,00027 \cdot 2,3^4 = 0,00756 \text{ моль/дм}^3 \cdot \text{с}.$$

Ответ: $0,00756$ моль/дм³·с.

Пример 4.10. Реакция идет по уравнению $3A_{(r)} + B_{(r)} = C_{(r)}$. Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих в ней веществ стали: $C(A) = 3,0$ моль/дм³; $C(B) = 2,2$ моль/дм³; $C(C) = 0,2$ моль/дм³. Каковы были концентрации исходных веществ в начальный момент времени?

Решение. Из уравнения реакции следует, что для образования 1 моль вещества С необходимо 3 моль вещества А и 1 моль вещества В. Если в результате реакции образовалось 0,2 моль С, то было израсходовано $3 \cdot 0,2 = 0,6$ моль вещества А и 0,2 моль вещества В (для каждого литра системы). Находим исходные концентрации:

$$C(A) = 3,0 + 0,6 = 3,6 \text{ моль/дм}^3;$$

$$C(B) = 2,2 + 0,2 = 2,4 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: $C(A) = 3,6$ моль/дм³, $C(B) = 2,4$ моль/дм³.

4.4. Ответы к контрольным заданиям

Вариант 1

1. а).
2. а).
3. а) увеличение концентрации HI, уменьшение концентрации H_2 и I_2 ;
б) понижение температуры.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [H_2]^3$; $V_{обр} = k_{обр} [H_2O]^3$.
5. На 40° .
6. $V_{ср} = 2,1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(B) = 7,47$ моль/дм³, $C(C) = 4,53$ моль/дм³.
7. $C(H_2) = 0,5$ моль/дм³, $C(I_2) = 0,2$ моль/дм³.
8. Увеличится в 32 раза.
9. Уменьшится в 81 раз.
10. Вторая.
11. $0,054$ моль/дм³·с.
12. $C(A) = 0,2$ моль/дм³, $C(B) = 0,6$ моль/дм³.

Вариант 2

1. в).
2. б).
3. а) увеличение концентрации CO и H_2O , уменьшение концентрации CO_2 и H_2 ;
б) понижение температуры.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [H_2]$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [H_2S]$.
5. На 30° .
6. $V_{ср} = 0,19 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с; $C(A) = 2,7$ моль/дм³, $C(B) = 3,5$ моль/дм³.
7. $C(NO) = 1,56$ моль/дм³, $C(O_2) = 1,78$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 64 раза.
9. Увеличится в 27 раз.
10. Вторая.
11. $1,9 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с.
12. $C(A) = 0,77$ моль/дм³, $C(B) = 1,33$ моль/дм³.

Вариант 3

1. а).
2. в).
3. а) уменьшение концентрации HI и HIO_3 ; б) повышение температуры; в) давление не влияет.
4. а) вправо; б) вправо; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}]^2$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}_2]$.
5. На 60° .
6. $V_{\text{ср}} = 1,78 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 1,7$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 4,7$ моль/дм³.
7. $C(\text{SO}_2) = 1,28$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 1,64$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 128 раз.
9. Уменьшится в 16 раз.
10. Вторая.
11. $0,1984$ моль/дм³·с.
10. $C(\text{A}) = 6,3$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 12$ моль/дм³.

Вариант 4

1. а).
2. в).
3. а) увеличение концентрации HCl и HClO , уменьшение концентрации Cl_2 ; б) повышение температуры; в) понижение давления.
4. а) вправо; б) не влияет; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{NO}]^2$.
5. На 70° .
6. $V_{\text{ср}} = 1,03 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{B}) = 1,3$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 3,3$ моль/дм³.
7. $C(\text{H}_2) = 0,97$ моль/дм³, $C(\text{Cl}_2) = 0,97$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 8192 раз.
9. Увеличится в 64 раз.
10. Первая.
11. $1,23 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 1,0$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 1,2$ моль/дм³.

Вариант 5

1. б).
2. б).
3. а) уменьшение концентрации H_2 , увеличение концентрации H_2O ;
б) понижение температуры.
4. а) влево; б) вправо; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{NCl}]^2$.
5. На 40° .
6. $V_{\text{ср}} = 2,65 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 4,8$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 4,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{H}_2) = 0,46$ моль/дм³, $C(\text{Br}_2) = 0,46$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 2048 раз.
9. Уменьшится в 65536 раз.
10. Вторая.
11. 0,6075 моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 2,5$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 1,25$ моль/дм³.

Вариант 6

1. а).
2. в).
3. а) уменьшение концентрации SO_2 и O_2 , увеличение концентрации SO_3 ;
б) повышение температуры; в) понижение давления.
4. а) вправо; б) вправо; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}]^2$.
5. На 50° .
6. $V_{\text{ср}} = 0,96 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 1,7$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 1,1$ моль/дм³.
7. $C(\text{H}_2) = 1,074$ моль/дм³, $C(\text{N}_2) = 0,358$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 729 раз.
9. Увеличится в 64 раза.
10. Первая.
11. $4,375 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 2,0$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 2,0$ моль/дм³.

Вариант 7

1. б).
2. в).
3. а) увеличение концентрации HCl и O_2 , уменьшение концентрации H_2O и Cl_2 ;
б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}_2]$.
5. На 30° .
6. $V_{\text{ср}} = 0,19 \cdot 10^{-3}$ моль/ $\text{дм}^3 \cdot \text{с}$; $C(\text{B}) = 2,95$ моль/ дм^3 , $C(\text{C}) = 4,3$ моль/ дм^3 .
7. $C(\text{NO}) = 0,03$ моль/ дм^3 , $C(\text{Cl}_2) = 0,03$ моль/ дм^3 .
8. Уменьшится в 512 раз.
9. Уменьшится в 256 раз.
10. Вторая.
11. $0,192$ моль/ $\text{дм}^3 \cdot \text{с}$.
12. $C(\text{A}) = 2,2$ моль/ дм^3 , $C(\text{B}) = 3,0$ моль/ дм^3 .

Вариант 8

1. б).
2. а).
3. а) увеличение концентрации NH_3 , уменьшение концентрации H_2 и N_2 ;
б) повышение температуры; в) понижение давления.
4. а) вправо; б) не влияет; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}_2]$.
5. На 60° .
6. $V_{\text{ср}} = 2,53 \cdot 10^{-4}$ моль/ $\text{дм}^3 \cdot \text{с}$; $C(\text{A}) = 1,8$ моль/ дм^3 , $C(\text{B}) = 0,6$ моль/ дм^3 .
7. $C(\text{SO}_2) = 0,17$ моль/ дм^3 , $C(\text{Cl}_2) = 0,17$ моль/ дм^3 .
8. Уменьшится в 81 раз.
9. Увеличится в 1024 раза.
10. Первая.
11. $0,22 \cdot 10^{-3}$ моль/ $\text{дм}^3 \cdot \text{с}$.
12. $C(\text{A}) = 2,1$ моль/ дм^3 , $C(\text{B}) = 0,4$ моль/ дм^3 .

Вариант 9

1. в).
2. а).
3. а) увеличение концентрации H_2 , уменьшение концентрации H_2O ;
б) повышение температуры.
4. а) вправо; б) не влияет; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{HCl}]^2$.
5. На 70° .
6. $V_{\text{ср}} = 0,79 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 0,6$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 1,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{NH}_3) = 0,238$ моль/дм³, $C(\text{Cl}_2) = 0,738$ моль/дм³.
8. Увеличится в 128 раз.
9. Уменьшится в 64 раза.
10. Вторая.
11. 74,36 моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 0,6$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 2,1$ моль/дм³.

Вариант 10

1. а).
2. в).
3. а) увеличение концентрации H_2 , уменьшение концентрации H_2O ;
б) повышение температуры.
4. а) влево; б) вправо; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}]^2$.
5. На 20° .
6. $V_{\text{ср}} = 0,21 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{B}) = 2,9$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 1,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{N}_2) = 0,434$ моль/дм³, $C(\text{F}_2) = 1,312$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 64 раза.
9. Увеличится в 25 раз.
10. Первая.
11. $0,28 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 0,4$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,85$ моль/дм³.

Вариант 11

1. в).
2. а).
3. а) увеличение концентрации CO и Cl₂, уменьшение концентрации COCl₂;
б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) вправо; в) вправо; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [H_2O]$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [CO] \cdot [H_2]$.
5. На 30°.
6. $V_{ср} = 0,28 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(A) = 0,35$ моль/дм³, $C(B) = 1,2$ моль/дм³.
7. $C(C_2H_2) = 0,394$ моль/дм³, $C(H_2) = 0,388$ моль/дм³.
8. Увеличится в 27 раз.
9. Уменьшится в 25 раз.
10. Первая.
11. 1,152 моль/дм³·с.
12. $C(A) = 0,45$ моль/дм³, $C(B) = 0,45$ моль/дм³.

Вариант 12

1. в).
2. а).
3. а) увеличение концентрации H₂, уменьшение концентрации H₂O;
б) повышение температуры.
4. а) влево; б) влево; в) влево; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [CO] \cdot [Cl_2]$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [COCl_2]$.
5. На 40°.
6. $V_{ср} = 0,93 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(A) = 2,2$ моль/дм³, C
7. $(C) = 5,3$ моль/дм³.
8. $C(CH_4) = 0,316$ моль/дм³, $C(Cl_2) = 0,316$ моль/дм³.
9. Уменьшится в 216 раз.
10. Увеличится в 125 раз.
11. Вторая.
12. $6,56 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с.
13. $C(A) = 5$ моль/дм³, $C(B) = 9$ моль/дм³.

Вариант 13

1. б).
2. в).
3. а) увеличение концентрации NO и O₂, уменьшение концентрации NO₂;
б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{H}_2]^2$
5. На 20°.
6. $V_{\text{ср}} = 0,23 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с; $C(\text{B}) = 1,5$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 11,25$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,275$ моль/дм³, $C(\text{H}_2) = 0,615$ моль/дм³.
8. Увеличится в 512 раз.
9. Уменьшится в 125 раз.
10. Вторая.
11. $8,1 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 2,125$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 1,875$ моль/дм³.

Вариант 14

1. б).
2. а).
3. а) увеличение концентрации O₂; б) понижение температуры;
в) повышение давления.
4. а) влево; б) вправо; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{NH}_3] \cdot [\text{HCl}]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{NH}_4\text{Cl}]$.
5. На 50°.
6. $V_{\text{ср}} = 1,0 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 0,9$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 1,5$ моль/дм³.
7. $C(\text{CH}_4) = 0,09$ моль/дм³, $C(\text{F}_2) = 0,09$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 2401 раз.
9. Увеличится в 25 раз.
10. Первая.
11. $0,17 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 0,15$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,25$ моль/дм³.

Вариант 15

1. в).
2. в).
3. а) увеличение концентрации I_2 и CO_2 , уменьшение концентрации CO ;
б) повышение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [HBr]$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [H_2] [Br_2]$.
5. На 80° .
6. $V_{ср} = 1,1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(A) = 1,2$ моль/дм³, $C(C) = 1,3$ моль/дм³.
7. $C(O_2) = 0,288$ моль/дм³, $C(H_2) = 0,566$ моль/дм³.
8. Увеличится в 32 раза.
9. Уменьшится в 64 раза.
10. Вторая.
11. 0,1024 моль/дм³·с.
12. $C(A) = 3,5$ моль/дм³, $C(B) = 10$ моль/дм³.

Вариант 16

1. а).
2. б).
3. а) увеличение концентрации CO_2 и N_2 , уменьшение концентрации N_2O ;
б) повышение температуры; в) повышение давления.
4. а) вправо; б) влево; в) влево. $V_{пр} = k_{пр} \cdot [PCl_3] \cdot [Cl_2]$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [PCl_5]$.
5. На 20° .
6. $V_{ср} = 5,5 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(B) = 1,7$ моль/дм³, $C(C) = 0,5$ моль/дм³.
7. $C(CO) = 0,337$ моль/дм³, $C(Cl_2) = 0,337$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 125 раз.
9. Увеличится в 64 раза.
10. Первая.
11. $1,17 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³·с.
12. $C(A) = 11$ моль/дм³, $C(B) = 4$ моль/дм³.

Вариант 17

1. в).
2. в).
3. а) увеличение концентрации NO_2 и SO_2 , уменьшение концентрации SO_3 и NO ;
б) повышение температуры.
4. а) влево; б) не влияет; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{H}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{H}_2\text{S}]$.
5. На 90° .
6. $V_{\text{ср}} = 1,85 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 1,3$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 2,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{PCl}_3) = 0,0186$ моль/дм³, $C(\text{Cl}_2) = 0,0186$ моль/дм³.
8. Увеличится в 256 раз.
9. Уменьшится в 9 раз.
10. Первая.
11. $2,56 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 3,2$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,9$ моль/дм³.

Вариант 18

1. в).
2. в).
3. а) уменьшение концентрации CO_2 и SO_3 , увеличение концентрации CS_2 и O_2 ;
б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) не влияет; в) влево. $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}_2]$.
5. На 100° .
6. $V_{\text{ср}} = 2,8 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 0,8$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 0,9$ моль/дм³.
7. $C(\text{CO}) = 0,226$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,113$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 81 раз.
9. Увеличится в 8 раз.
10. Первая.
11. $7,4 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 0,25$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,3$ моль/дм³.

Вариант 19

1. а).
2. в).
3. а) увеличение концентрации HF и N₂, уменьшение концентрации NF₃ и H₂;
б) повышение температуры; в) повышение давления.
4. а) вправо; б) не влияет; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CO}_2]$.
5. На 50°.
6. $V_{\text{ср}} = 2,2 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{B}) = 0,2$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 0,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{CH}_4) = 0,2194$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,4388$ моль/дм³.
8. Увеличится в 4 раза.
9. Уменьшится в 6561 раз.
10. Вторая.
11. 0,4096 моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 8,5$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 4,5$ моль/дм³.

Вариант 20

1. а).
2. в).
3. а) уменьшение концентрации O₂, увеличение концентрации CO;
б) повышение температуры; в) повышение давления.
4. а) влево; б) вправо; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{CH}_4]$.
5. На 40°.
6. $V_{\text{ср}} = 0,93 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 1,4$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,8$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_2\text{H}_2) = 0,208$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,525$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 9 раз.
9. Увеличится в 81 раз.
10. Первая.
11. $2,0 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 3,6$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 1,2$ моль/дм³.

Вариант 21

1. в).
2. б).
3. а) уменьшение концентрации CO_2 , увеличение концентрации CO и O_2 ; б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) вправо; б) влево; в) вправо; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{Cl}_2]^2$.
5. На 60° .
6. $V_{\text{ср}} = 2,8 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{B}) = 1,6$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 1,4$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,1976$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,6916$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 25 раз.
9. Увеличится в 81 раз.
10. Первая.
11. $4,54 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 2,05$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,25$ моль/дм³.

Вариант 22

1. б).
2. в).
3. а) увеличение концентрации SO_3 , уменьшение концентрации SO_2 и CO ; б) понижение температуры; в) понижение давления.
4. а) вправо; б) вправо; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{H}_2\text{S}]^2 \cdot [\text{O}_2]^3$;
 $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$.
5. На 50° .
6. $V_{\text{ср}} = 1,6 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 1,8$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 1,0$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_2\text{H}_4) = 0,0088$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,0264$ моль/дм³.
8. Увеличится в 256 раз.
9. Уменьшится в 27 раз.
10. Первая.
11. $0,1875 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 1,3$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 0,3$ моль/дм³.

Вариант 23

1. а).
2. а).
3. а) уменьшение концентрации CO_2 ; б) повышение температуры;
в) понижение давления.
4. а) вправо; б) влево; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{HBr}]^4 \cdot [\text{O}_2]$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{Br}_2]^2$.
5. На 70° .
6. $V_{\text{ср}} = 6,2 \cdot 10^{-5}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 3,9$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 2,9$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_3\text{H}_6) = 0,015$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,066$ моль/дм³.
8. Увеличится в 216 раз.
9. Уменьшится в 27 раз.
10. Первая.
11. $1,28 \cdot 10^{-2}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 3,3$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 4$ моль/дм³.

Вариант 24

1. в).
2. б).
3. а) увеличение концентрации CO_2 ; б) понижение температуры;
в) повышение давления.
4. а) вправо; б) вправо; в) влево; $V_{\text{пр}} = k_{\text{пр}} \cdot [\text{SiCl}_4] \cdot [\text{H}_2]^2$; $V_{\text{обр}} = k_{\text{обр}} \cdot [\text{HCl}]^4$.
5. На 30° .
6. $V_{\text{ср}} = 5,6 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(\text{A}) = 2$ моль/дм³, $C(\text{C}) = 3$ моль/дм³.
7. $C(\text{C}_3\text{H}_8) = 0,0061$ моль/дм³, $C(\text{O}_2) = 0,0303$ моль/дм³.
8. Уменьшится в 343 раза.
9. Увеличится в 16 раз.
10. Первая.
11. $2,3 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³·с.
12. $C(\text{A}) = 2,1$ моль/дм³, $C(\text{B}) = 5$ моль/дм³.

Вариант 25

1. в).
2. в).
3. а) увеличение концентрации CO и H_2 , уменьшение концентрации CH_2O ;
б) понижение температуры; в) повышение давления.
4. а) вправо; б) влево; в) вправо; $V_{пр} = k_{пр} \cdot [N_2O_5]^2$; $V_{обр} = k_{обр} \cdot [NO_2]^4 \cdot [O_2]$.
5. На 40° .
6. $V_{ср} = 7,6 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³·с; $C(B) = 3,5$ моль/дм³, $C(C) = 3,5$ моль/дм³.
7. $C(C_4H_8) = 0,0022$ моль/дм³, $C(O_2) = 0,0132$ моль/дм³.
8. Увеличится в 64 раза.
9. Уменьшится в 64 раза.
10. Первая.
11. $0,12636$ моль/дм³·с.
12. $C(A) = 3$ моль/дм³, $C(B) = 4$ моль/дм³.

5. РАСТВОРЫ

5.1. Основные теоретические положения

5.1.1. Важнейшие понятия теории растворов. Растворимость веществ

Согласно современным представлениям о растворах, их разделяют на несколько типов (в зависимости от размеров частиц растворенного вещества):

- истинные растворы, в которых размер частиц растворенного вещества менее 10^{-9} м;
- коллоидные растворы, для которых значение размеров частиц колеблется от 10^{-9} до 10^{-7} м;
- грубодисперсные растворы, в которых размеры частиц превышают 10^{-7} м.

Истинными растворами называются однородные (гомогенные) системы, состоящие из растворителя, одного или более растворенных веществ и продуктов взаимодействия растворителя и растворенных веществ (ионов, нейтральных молекул, их гидратов или сольватов). *Растворителем* при этом считается либо вещество, содержание которого наибольшее, либо вещество, определяющее агрегатное состояние раствора.

Агрегатное состояние растворов может быть различным: жидким (раствор хлорида натрия, сахара или спирта в воде), твердым (чугун, сталь, бронза, латунь) или газообразным (воздух, природный газ). Далее мы будем рассматривать главным образом жидкие растворы.

Процесс растворения практически всегда сопровождается энергетическими эффектами, т. е. выделением или поглощением энергии. Например, растворение серной кислоты или гидроксида натрия в воде сопровождается выделением тепловой энергии, в то время как при растворении нитрата аммония или хлорида калия теплота поглощается.

Это связано с тем, что процесс растворения следует рассматривать как состоящий из трех стадий:

- разрушение первоначальной структуры растворенного вещества

(молекул, кристаллических решеток) с образованием отдельных гидратированных (сольватированных) молекул или ионов – физическое явление;

- распределение образовавшихся частиц в объеме растворителя – физическое явление, называемое *диффузией*;

- взаимодействие растворителя с частицами растворенного вещества – химическое явление, которое имеет название *гидратация (сольватация)*.

Из перечисленных стадий только третья сопровождается выделением энергии, первые две – поглощением. Общий тепловой эффект представляет собой алгебраическую сумму тепловых эффектов всех трех стадий.

Следовательно, процесс образования растворов – это физико-химическое явление. Растворы же занимают промежуточное положение между механическими смесями и химическими соединениями, так как они:

- подобно механическим смесям имеют переменный состав (в отличие от химических соединений молекулярного строения);

- как и механические смеси, разделяются на исходные компоненты физическими методами (что невозможно для химических соединений);

- их образование, как и химических соединений, сопровождается тепловым эффектом (в отличие от механических смесей).

Исключение составляют газообразные растворы, которые состоят из компонентов, практически не взаимодействующих между собой при условиях смешения (например, N_2 и O_2 , CO и CO_2 при нормальных условиях), и в меньшей степени растворы жидких углеводородов друг в друге, состоящие из неполярных молекул (бензол и толуол, октан и гексан). Такие растворы относят к механическим смесям.

Одним из доказательств существования достаточно сильного взаимодействия между растворённым веществом и растворителем служит образование *кристаллогидратов (кристаллосольватов)* кристаллических веществ, включающих в себя, наряду с основным веществом, также некоторое количество молекул воды (либо другого растворителя).

Примерами кристаллогидратов являются голубой пентагидрат сульфата меди (II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гексагидрат хлорида кальция $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Однако не следует считать, что любые вещества способны образовывать истинный раствор при смешивании друг с другом. Например, жидкие углеводороды практически нерастворимы в воде, а хлорид натрия почти нерастворим в гексане.

Растворы также можно условно разделить на *разбавленные* (содержание растворителя намного превышает содержание растворенного вещества) и *концентрированные* (содержание обоих компонентов соизмеримо).

В то же время образование истинного раствора между веществами не всегда возможно при их смешивании в любых соотношениях. В связи с этим вводится понятие *растворимости* как свойства вещества растворяться в том или ином растворителе. Если вещество еще способно растворяться в уже имеющемся своем растворе, то такой раствор называется *ненасыщенным* при данной температуре. Когда же вещество уже не может далее растворяться в своем растворе, то такой раствор относится к *насыщенным* при данной температуре. Не следует отождествлять понятия насыщенного и концентрированного растворов. Так, растворимость $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде составляет $1,56 \text{ г/дм}^3$. Такой раствор будет насыщенным, но не концентрированным.

Растворимость каждого конкретного вещества зависит от целого ряда факторов, важнейшими из которых являются *природа растворенного вещества и природа растворителя*. Их взаимосвязь можно охарактеризовать правилом, найденным опытным (эмпирическим) путем: *подобное растворяется в подобном*. Это значит, что в полярных растворителях, например воде, должны хорошо растворяться вещества с преимущественно ионным типом связи, а также сильнополярной ковалентной связью в молекуле. К первым, например, относят соли и щелочи, а ко вторым -- неорганические кислоты, а также спирты, карбоновые кислоты, альдегиды, кетоны с небольшой длиной углеводородных радикалов. С другой стороны, вещества молекулярного строения с преимущественно неполярной ковалентной связью обычно хорошо растворимы в менее по-

лярных, чем вода (ацетон, этанол), и неполярных (гексан, бензол) растворителей. Например, сера хорошо растворима в бензоле, а йод способен растворяться в этаноле.

Вторым фактором, сильно влияющим на растворимость веществ, является *температура*. Большинство веществ, находящихся в твердом состоянии при условиях образования раствора, как правило, увеличивают свою растворимость с повышением температуры. Взаимная растворимость жидкостей также возрастает с увеличением температуры. Растворимость же газообразных веществ с температурой падает.

Изменение *давления* практически не оказывает влияния на растворимость твердых и жидких веществ, так как принято считать их несжимаемыми. Однако растворимость газов с увеличением давления значительно возрастает (газирование напитков проводят под повышенным давлением).

5.1.2. Способы выражения состава растворов

Различают *массовый* и *объемный* способы выражения состава растворов. К массовым способам выражения относят массовую долю растворенного вещества в растворе. Массовая доля – отношение массы растворенного вещества ко всей массе раствора. Математически это можно записать как

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$$

Массовая доля является безразмерной величиной и, согласно требованиям IUPAC, выражается в долях единицы. Реже массовую долю выражают в процентах.

К объемным способам выражения состава раствора относят *молярную концентрацию растворенного вещества*.

Молярная концентрация $c(X)$ есть отношение количества растворенного вещества к объему раствора. Её размерность – моль/дм³. В соответствии с требованиями IUPAC следует использовать вместо молярной концентрации молярную концентрацию эквивалента растворенного вещества. Однако этот способ выражения концентрации выходит за рамки

школьной программы и в данном пособии не обсуждается.

Между массовой долей и молярной концентрацией растворённого вещества в растворе существует взаимосвязь, отражаемая следующими формулами:

$$\omega(X) = \frac{c(X)M(X)V_{\text{р-ра}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{c(X)M(X)}{\rho_{\text{р-ра}}};$$
$$c(X) = \frac{\omega(X)m_{\text{р-ра}}}{M(X)V_{\text{р-ра}}} = \frac{\omega(X)\rho_{\text{р-ра}}}{M(X)};$$

5.1.3. Основные положения теории электролитической диссоциации

Следует различать электронную проводимость, характерную для металлов, и ионную, характерную для растворов и расплавов электролитов. В связи с этим металлы относят к *проводникам первого рода*, а электролиты – к *проводникам второго рода*.

Вещества с ионным типом связи в твердом состоянии практически не проводят электрический ток (например, абсолютно сухие соли и щелочи являются диэлектриками). Это связано с отсутствием в них свободных носителей заряда (например, свободных электронов, как в металлах). Однако в расплавленном состоянии, а также будучи растворенными в полярном растворителе (воде) они становятся проводниками электрического – тока *электролитами*. Здесь носителями заряда служат не свободные электроны, а ионы, образовавшиеся в результате разрушения ионного кристалла.

Ионы в растворе могут образоваться и в результате растворения веществ с сильнополярной ковалентной связью, например кислот. Образование ионов идет за счет гетеролитического разрыва ковалентной полярной связи в молекуле.

Вещества, не способные к распаду на ионы ни в растворенном, ни в расплавленном состоянии, относят к *неэлектролитам*.

Процесс распада электролитов на ионы при их плавлении или растворении в полярном растворителе (чаще всего – в воде) называют *электролитической диссоциацией*.

Основные положения современной теории электролитической дис-

социации следующие:

- При растворении электролита в полярном растворителе происходит его электролитическая диссоциация, т. е. распад на ионы. Для электролитов с ионным типом связи (ионной кристаллической решеткой) электролитическая диссоциация возможна и при их плавлении.

- При пропускании через раствор (расплав) электролита постоянного электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока – катоду, и поэтому их называют *катионами*. Отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу – аноду. Их называют *анионами*.

- Процесс электролитической диссоциации – процесс обратимый. Это означает, что существует динамическое равновесие:



При этом частицу АВ в литературе называют либо молекулой, либо ионным ассоциатом.

По механизму электролитической диссоциации все электролиты делят на две большие группы: *истинные* и *потенциальные*.

Истинными электролитами называют вещества, которые образуют ионы как в растворённом, так и в расплавленном состояниях. Это вещества с ионной кристаллической решеткой: большинство солей и некоторые растворимые гидроксиды.

Потенциальными электролитами называют вещества, образующие ионы только при взаимодействии с полярными молекулами растворителя. К этой группе относят большинство кислот, а также аммиак, гидразин, гидроксилламин и некоторые органические основания (амины).

Потенциальными электролитами называют вещества, образующие ионы только при взаимодействии с полярными молекулами растворителя. К этой группе относят большинство кислот, а также аммиак, гидразин, гидроксилламин и некоторые органические основания (амины).

Поскольку кристаллическая решетка истинных электролитов уже состоит из ионов, то процесс образования ими отдельных катионов и анионов принято называть электролитической диссоциацией. Считается, что этот процесс протекает практически полностью. Поэтому все ис-

тинные электролиты относят к *сильным электролитам*, т. е. они полностью распадающимся на ионы в расплавах и водных растворах.

Процесс же образования ионов потенциальными электролитами называют *электролитической ионизацией*.

Потенциальные электролиты могут быть *сильными, слабыми и средней силы*. Для количественной оценки способности потенциальных электролитов образовывать ионы в водных растворах вводят понятие *степени ионизации*, которое обозначают буквой α .

Математическое выражение для степени ионизации α следующее:

$$\alpha = \frac{n}{N},$$

где n число молекул потенциального электролита, образовавшее ионы; N общее число молекул потенциального электролита, растворенное в воде.

Потенциальный электролит относят:

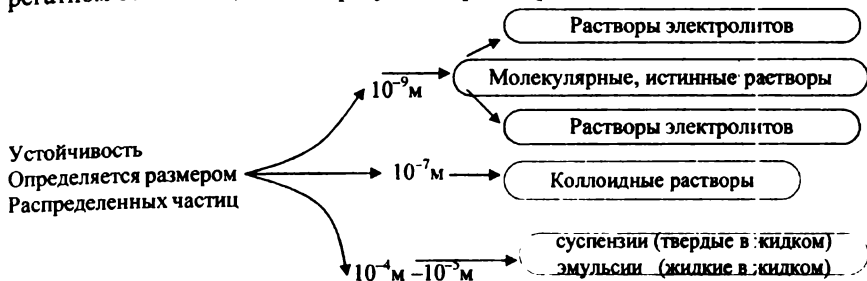
- к *сильным*, если степень его ионизации $\alpha > 0,3$;
- к *электролитам средней силы*, если $0,03 < \alpha < 0,3$;
- к *слабым электролитам*, если $\alpha < 0,03$.

Для истинных электролитов аналогично вводят понятие *степени диссоциации*, которое обозначается той же буквой α . Но поскольку истинные электролиты в водном растворе полностью диссоциированы, значение α должно быть равно 1 (или 100 %). Однако экспериментально определяемое значение α истинного электролита оказывается меньше 1. Этот факт объясняется тормозящим действием противоположно заряженных ионов друг на друга. Поэтому для таких электролитов говорят о *кажущейся степени диссоциации*. Например, гидроксид калия в водном растворе с его молярной концентрацией $c(\text{KOH}) = 1$ моль/дм³ имеет *кажущуюся* степень диссоциации $\alpha = 0,77$ при 18 °С, хотя в действительности она равна 1.

Основная информация по теме «Растворы» в таблицах и схемах

Гомогенные системы переменного состава,
состоящие из двух и более компонентов

Растворитель – количественно преобладает и находится в том же агрегатном состоянии, что и образующий раствор.



Количественные характеристики	Качественная характеристика
<p>Массовая доля: $\frac{m_1 (\text{масса растворенного вещества})}{m_2 (\text{общая масса раствора})}$ (100 % содержание) Если количество растворенного вещества относят к общему объему раствора, то говорят о концентрации Молекулярная концентрация: $\frac{\text{число молей вещества}}{\text{л раствора}}$ </p>	<p>Разбавленные: относительно малое содержание растворенного вещества. Концентрированные: относительно высокое содержание растворенного вещества. Условные понятия: 98 % H_2SO_4 38 % HCl концентрированные</p>

Растворение, растворимость

подобное растворяется в подобном

избыток

твердое вещество

растворение
↔
кристаллизация

твердое в растворе

над твердым
веществом

Равновесие: насыщенный раствор

Концентрация насыщенного раствора – мера растворимости вещества – способности его растворяться в данном растворе.

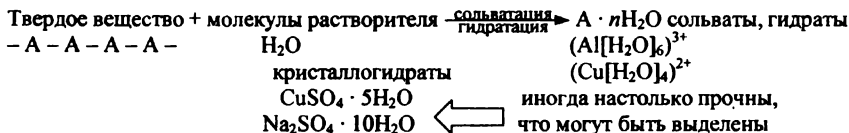
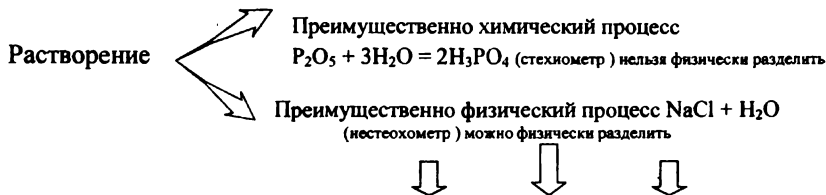
Коэффициент растворимости: $\begin{cases} \text{при } 18^\circ \text{C в } 100\text{г } \text{H}_2\text{O} - 35,9\text{г} \\ \text{коэффициент растворимости} = 35,9 \end{cases}$

Смещение равновесия: Принцип Ле-Шателье

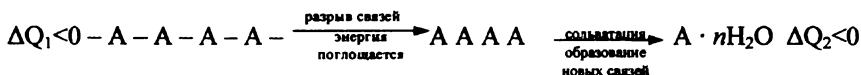
Если тело в результате растворения:

выделяется (H_2SO_4), то с увеличением T растворимость уменьшается
поглощается (соли), то с увеличением T растворимость увеличивается

Для газов – закон Генри – с увеличением парциального давления растворимость газа увеличивается, так как объем системы при растворении газа уменьшается

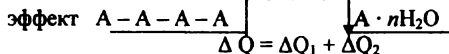


Тепловые эффекты



общий

тепловой



После достаточно глубокого усвоения приведенных выше основных положений теории растворов следует перейти к практическому их закреплению путем решения задач различного типа, объединенных в несколько вариантов. При возникновении затруднений с решением задач рекомендуется еще раз повторить теорию по теме. Если и после этого останутся непреодолимые трудности, тогда необходимо обратиться к примерам решения подобных задач, помещенных в подразд. 5.3. После ознакомления с примерами желательно закрепить полученные знания путем решения такого же типа задач, приведенных в других вариантах.

Материал можно считать усвоенным только в случае быстрого и безошибочного решения всех задач любого из представленных вариантов.

5.2. Контрольные задания

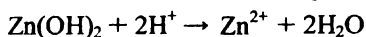
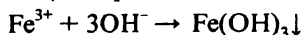
Вариант 1

1. Ионы кислотных остатков бескислородных кислот заряжены:
а) отрицательно; б) положительно; в) нельзя ответить однозначно?

2. Какова степень ионизации электролита HBr , если в его водном растворе объемом 2 дм^3 содержатся ионы Br^- массой $144,00 \text{ г}$ и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества $0,50 \text{ моль}$?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, BaCl_2 , ZnSO_4 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно изобразить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $274,0 \text{ см}^3$ растворили тетрагидрат нитрата кальция массой $26,0 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей AgNO_3 $40,01\%$ плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,470 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 200 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей HI 40% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HI 9% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,053 \text{ г/см}^3$ и объемом 300 см^3 ?

8. При охлаждении раствора массой 540 г с массовой долей ZnSO_4 28% образовалось 120 г льда. Какова массовая доля ZnSO_4 в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ потребуются для приготовления раствора массой 450 г с массовой долей растворенного вещества 15% ?

10. Какова массовая доля NH_4OH в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей NH_4OH 30% объемом 50 см^3 ,

плотностью $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 0,892 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 8 % объемом 510 см^3 , плотность которого $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 0,965 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HCl 30 %, имеющего плотность $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 1,149 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HCl 12 % потребуются для приготовления раствора объемом 1400 см^3 , плотностью $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 1,098 \text{ г/см}^3$ с массовой долей хлороводорода 20 %?

12. Какова массовая доля хлорида натрия в водном растворе плотностью $\rho_{20^{\circ}\text{C}(\text{р-ра})} = 1,071 \text{ г/см}^3$, если молярная концентрация этого вещества составляет $1,83 \text{ моль/дм}^3$?

13. Какую массу раствора с массовой долей карбоната натрия 0,15 и какую массу декагидрата карбоната натрия необходимо взять для приготовления раствора массой 75 г с массовой долей безводной соли 0,21?

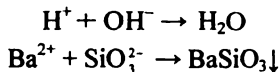
Вариант 2

1. Процесс разложения вещества под действием электрического тока называют: а) диссоциацией; б) гидролизом; в) электролизом?

2. Какова степень диссоциации электролита $\text{Ba}(\text{OH})_2$, если в его водном растворе объемом 6 дм^3 содержатся ионы OH^- массой 69,75 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,85 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: Zn , AgNO_3 , CuCl_2 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно изобразить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $341,2 \text{ см}^3$ растворили гептагидрат сульфата цинка массой 48,8 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей AlCl_3 10,34 % плотностью $\rho_{18^{\circ}\text{C}} = 1,090 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 900 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей NaOH 46 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей NaOH 11 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,120 \text{ г/см}^3$ и объемом 280 см^3 ?

8. Из раствора массой 80 г с массовой долей ZnCl_2 50 % выпарили 12 г воды. Какова массовая доля ZnCl_2 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса NaNO_2 потребуются для приготовления раствора массой 430 г с массовой долей растворенного вещества 16 %?

10. Какова массовая доля NaOH в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей NaOH 16 % объемом 80 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,175 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 2 % объемом 540 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,021 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HNO_3 82 % (плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,459 \text{ г/см}^3$) и какая масса раствора с массовой долей HNO_3 25 % потребуются для приготовления раствора объемом 540 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,345 \text{ г/см}^3$ с массовой долей HNO_3 56 %?

12. Какова молярная концентрация бромида бария, если его массовая доля в водном растворе равна 0,20 ($\rho_{20^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,058 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей ацетата бария 0,10 и какую массу тригидрата ацетата бария необходимо взять для приготовления раствора массой 115 г с массовой долей безводной соли 0,17?

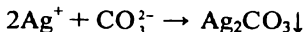
Вариант 3

1. Растворитель способен ионизировать электролиты, если его молекулу относят к типу: а) неполярных; б) полярных; в) нельзя ответить однозначно?

2. Какова степень диссоциации электролита CaCl_2 , если в его водном растворе объемом 25 дм^3 содержатся ионы Cl^- массой 127,80 г и не распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,60 моль?

3. Какие из приведенных веществ: H_3PO_4 , KOH , ZnCl_2 – способны: взаимодействовать в водном растворе друг с другом и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 247,8 см³ растворили гексагидрат иодида кальция массой 42,2 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 20,00 %, имеющего плотность $\rho_{19^\circ\text{C}} = 1,226 \text{ г/см}^3$, может быть приготовлен из воды объемом 250 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей HCOOH 90 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HCOOH 25 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,061 \text{ г/см}^3$ и объемом 320 см³?

8. Из раствора массой 500 г с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 32 % охлаждением удалили 140 г воды. Какова массовая доля $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CuBr_2 потребуются для приготовления раствора массой 270 г с массовой долей растворенного вещества 27 %?

10. Какова массовая доля KOH в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей KOH 48 % объемом 90 см³, имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,510 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 1 % объемом 470 см³, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,007 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей H_3PO_4 60 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,426 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей H_3PO_4 17 % потребуются для приготовления раствора объемом 80 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,216 \text{ г/см}^3$ с массовой долей H_3PO_4 35 %?

12. Каким будет объем водного раствора с массовой долей муравьиной кислоты 10,0 %, если масса кислоты в данном растворе составляет 150 г ($\rho_{20^\circ\text{C}(\text{р-ра})} = 1,025 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфита натрия 0,25 и какую массу гептагидрата сульфита натрия необходимо взять для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей безводной соли 0,34?

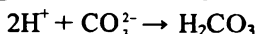
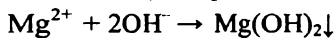
Вариант 4

1. При растворении в воде свойства электролитов могут проявлять: а) метанол; б) метаналь; в) метановая кислота?

2. Какова степень ионизации электролита HCl , если в его водном растворе объемом 30 дм^3 содержатся ионы Cl^- массой $442,60 \text{ г}$ и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества $1,70 \text{ моль}$?

3. Какие вещества из перечисленных: K_3PO_4 , FeSO_4 , BaCl_2 – могут взаимодействовать друг с другом в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $260,7 \text{ см}^3$ растворили гексагидрат хлорида никеля (II) массой $39,3 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей BaCl_2 $15,36 \%$ плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,161 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 950 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей H_2SO_4 64% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей H_2SO_4 14% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,095 \text{ г/см}^3$ и объемом 260 см^3 ?

8. Из раствора массой 260 г с массовой долей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 23% выпариванием удалили 25 г воды. Какова массовая доля $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса NH_4NO_3 потребуются для приготовления раствора массой 410 г с массовой долей растворенного вещества 26% ?

10. Какова массовая доля CH_3COOH в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей CH_3COOH 30% объемом 110 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,038 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 1% объемом 480 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,012$

г/см³?

11. Какой объем раствора с массовой долей ZnCl_2 40 % (плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,417 \text{ г/см}^3$) и какая масса раствора с массовой долей ZnCl_2 8 % потребуются для приготовления раствора с массовой долей хлорида цинка 20 %, объемом 520 см³ и плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,187 \text{ г/см}^3$?

12. Какова масса водного раствора с молярной концентрацией фтороводородной кислоты 9,58 моль/дм³, если масса кислоты в данном растворе составляет 20 г ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,064 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата бериллия 0,30 и какую массу тетрагидрата сульфата бериллия необходимо взять для приготовления раствора массой 340 г с массовой долей безводной соли 0,39?

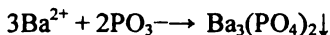
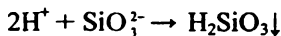
Вариант 5

1. Проводником второго рода не является: а) дистиллированная вода; б) морская вода; в) жавелевая вода?

2. Какова степень диссоциации электролита $\text{Ca}(\text{OH})_2$, если в его водном растворе объемом 2 дм³ содержатся ионы OH^- массой 22,40 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,65 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: K_2CO_3 , H_2SO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 249,2 см³ растворили гексагидрат бромиды кальция массой 30,8 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей CaCl_2 30,24 % плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,282 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 1000 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей Na_3PO_4 10 % и какой

объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей Na_3PO_4 6 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,062 \text{ г/см}^3$ и объемом 340 см^3 ?

8. При охлаждении раствора массой 470 г с массовой долей NiSO_4 9,3 % образовалось 130 г льда. Какова массовая доля NiSO_4 в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса Cs_2SO_4 потребуются для приготовления раствора массой 250 г с массовой долей растворенного вещества 27 %?

10. Какова массовая доля HCOOH в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей HCOOH 75 % объемом 30 см^3 (плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,177 \text{ г/см}^3$) и раствор с массовой долей этого вещества 15 % объемом 140 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,037 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей NH_4OH 28 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,898 \text{ г/см}^3$ и какая масса раствора с массовой долей NH_4OH 7 % потребуются для приготовления раствора объемом 100 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,930 \text{ г/см}^3$ с массовой долей NH_4OH 18 %?

12. Какова массовая доля хлорида цинка, если его молярная концентрация в водном растворе плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,187 \text{ г/см}^3$ составляет $1,74 \text{ моль/дм}^3$?

13. Какую массу раствора с массовой долей нитрата висмута (III) 0,20 и какую массу пентагидрата нитрата висмута (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 420 г с массовой долей безводной соли 0,28?

Вариант 6

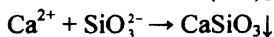
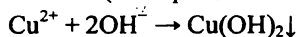
1. На растворимость твердого вещества в воде практически не оказывает влияния: а) температура; б) давление; в) природа вещества?

2. Какова степень ионизации электролита HF , если в его водном растворе объемом 1 дм^3 содержатся ионы F^- массой 1,00 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,70 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: K_2CO_3 , AgNO_3 , CuCl_2 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и со-

кращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $253,2 \text{ см}^3$ растворили тетрагидрат сульфата бериллия массой $16,8 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей CdSO_4 $35,80 \%$ (плотность $\rho_{8^\circ\text{C}} = 1,464 \text{ г/см}^3$) можно приготовить из воды объемом 100 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей HCN 43% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HCN 10% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,982 \text{ г/см}^3$ и объемом 360 см^3 ?

8. При охлаждении раствора массой 450 г с массовой долей Na_3PO_4 $8,0 \%$ образовалось 90 г льда. Какова массовая доля Na_3PO_4 в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CsNO_3 потребуются для приготовления раствора массой 230 г с массовой долей растворенного вещества 7% ?

10. Какова массовая доля $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 91% объемом 70 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,820 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 13% объемом 180 см^3 , плотность которого составляет $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,979 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей CH_3COOH 75% , имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,070 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей CH_3COOH 19% потребуются для приготовления раствора объемом 120 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,044 \text{ г/см}^3$ с массовой долей CH_3COOH 35% ?

12. Каким будет объем водного раствора с массовой долей сульфата таллия (I) 4% , если количество вещества безводной соли в данном рас-

творе составляет 1,5 моль ($\rho_{20^{\circ}\text{C}}(\text{p-ра}) = 1,031 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей хлорида кальция 0,35 и какую массу гексагидрата хлорида кальция необходимо взять для приготовления раствора массой 580 г с массовой долей безводной соли 0,41?

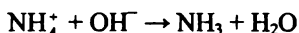
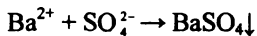
Вариант 7

1. Массовая доля растворённого вещества в растворе равна: а) отношению массы раствора к массе этого вещества; б) отношению массы растворителя к массе вещества; в) отношению массы вещества к массе раствора?

2. Какова степень диссоциации электролита КОН, если в его водном растворе объемом 5 дм³ содержатся ионы OH^- массой 65,50 г и не-распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,15 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: K_3PO_4 , CuSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 321,9 см³ растворили гептагидрат сульфата магния массой 38,1 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей CoCl_2 10 % плотностью $\rho_{18^{\circ}\text{C}} = 1,095 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 1100 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей ZnSO_4 30 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей ZnSO_4 21 %, плотностью $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 1,247 \text{ г/см}^3$ и объемом 220 см³?

8. Из раствора массой 430 г с массовой долей NaCl 19 % выпарили 170 г воды. Какова массовая доля NaCl в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса NH_4HCO_3 потребуются для приготовления раствора массой 370 г с массовой долей растворенного вещества 9,5 %?

10. Какова массовая доля H_3PO_4 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей H_3PO_4 85 % объемом 90 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,689 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 16 % объемом 410 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,089 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HF 37 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,120 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HF 11 % потребуются для приготовления раствора объемом 480 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,070 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HF 18 %?

12. Какова молярная концентрация сахарозы, если её массовая доля в водном растворе равна 40 % ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{p-pa}) = 1,176 \text{ г/см}^3$)?

13. Какие массы тетрагидрата нитрата кадмия и раствора с массовой долей нитрата кадмия 0,16 необходимы для приготовления раствора массой 60 г с массовой долей безводной соли 0,23?

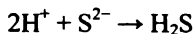
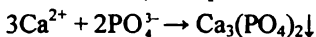
Вариант 8

1. В каком из приведенных растворов воду можно отнести к растворённым веществам: а) насыщенный раствор аммиака; б) концентрированная серная кислота; в) концентрированная соляная кислота?

2. Какова степень диссоциации электролита $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, если в его водном растворе объемом 60 дм^3 содержатся ионы NO_3^- массой 294,50 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,75 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и

молекулярной формах?

5. В воде объемом $243,2 \text{ см}^3$ растворили тригидрат нитрата бериллия массой $16,8 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей CuSO_4 $9,553 \%$ плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,096 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 150 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 75% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 41% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,938 \text{ г/см}^3$ и объемом 380 см^3 ?

8. Из раствора массой 130 г с массовой долей Na_2CO_3 10% охлаждением удалили 65 г воды. Какова массовая доля Na_2CO_3 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CsCl потребуются для приготовления раствора массой 210 г с массовой долей CsCl 32% ?

10. Какова массовая доля HClO_4 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей HClO_4 55% , объемом 10 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,472 \text{ г/см}^3$ и раствор с массовой долей этого вещества 18% , объемом 220 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,113 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей NH_4Cl 18% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,051 \text{ г/см}^3$ и какая масса раствора с массовой долей NH_4Cl 6% потребуются для приготовления раствора объемом 140 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,029 \text{ г/см}^3$ с массовой долей NH_4Cl 10% ?

12. Какова молярная концентрация хлорида аммония, если его массовая доля в водном растворе равна $7,77 \%$ ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,057 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата церия (IV) $0,12$ и какую массу октагидрата сульфата церия (IV) необходимо взять для приготовления раствора массой 130 г с массовой долей безводной соли $0,19$?

Вариант 9

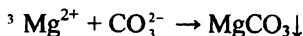
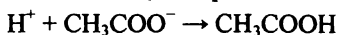
1. Какую из систем не относят к истинным растворам: а) мед, взмученный в воде; б) подсоленная вода; в) нашатырный спирт?

2. Какова степень ионизации электролита HI , если в его водном растворе объемом 5 дм^3 содержатся ионы I^- массой $137,20 \text{ г}$ и нерас-

павшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,20 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, K_2S , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 325,0 см³ растворили пентагидрат сульфида калия массой 30,0 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей FeCl_3 50,45 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,551 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 1200 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей Na_2SO_4 10 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей Na_2SO_4 8 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,072 \text{ г/см}^3$ и объемом 400 см³?

8. Из раствора массой 145 г с массовой долей MnSO_4 23 % выпариванием удалили 55 г воды. Какова массовая доля MnSO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса LiI потребуются для приготовления раствора массой 350 г с массовой долей LiI 31 %?

10. Какова массовая доля HNO_3 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей HNO_3 6 % объемом 30 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,031 \text{ г/см}^3$ и раствор с массовой долей этого вещества 46 % объемом 390 см³, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,285 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, 30 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,290 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 5 % потребуются для приготовления раствора с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, 16 % объемом 460 см³, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,141 \text{ г/см}^3$?

12. Какова масса водного раствора с массовой долей уксусной ки-

слоты 70 %, если количество вещества кислоты в данном растворе составляет 0,1 моль ($\rho_{20^{\circ}\text{C}}(\text{p-ра}) = 1,069 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей бромида кобальта (II) 0,24 и какую массу гексагидрата бромида кобальта (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 280 г с массовой долей безводной соли 0,33?

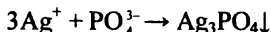
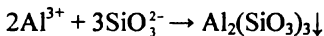
Вариант 10

1. Сколько моль ионов образуется при диссоциации двух молей сульфата алюминия: а) 5 моль; б) 2 моль; в) 10 моль?

2. Какова степень диссоциации электролита LiOH, если в его водном растворе объемом 2 дм³ содержатся ионы Li⁺ массой 9,54 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,80 моль?

3. Какие вещества из перечисленных: Fe, HCl, AgNO₃ – способны взаимодействовать в друг с другом водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 223,2 см³ растворили октагидрат гидроксида бария массой 26,8 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей Fe₂(SO₄)₃ 45,42 %, имеющего плотность $\rho_{18^{\circ}\text{C}} = 1,531 \text{ г/см}^3$, можно приготовить из воды объемом 350 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей HIO₃ 35 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HIO₃ 15 %, плотностью $\rho_{20^{\circ}\text{C}} = 1,135 \text{ г/см}^3$ и объемом 200 см³?

8. При охлаждении раствора массой 100 г с массовой долей MnCl₂ 22 % образовалось 17 г льда. Какова массовая доля MnCl₂ в незатверде-

шем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ потребуются для приготовления раствора массой 190 г с массовой долей растворенного вещества 13 %?

10. Какова массовая доля H_2SO_4 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей H_2SO_4 26 % объемом 50 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,186 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 84 % объемом 370 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,769 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HBr 38 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,352 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HBr 6 % потребуются для приготовления раствора объемом 160 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,196 \text{ г/см}^3$ с массовой долей HBr 24 %?

12. Каким будет объем водного раствора с массовой долей хлорида алюминия 8 %, если масса безводной соли в данном растворе составляет 15 г ($\rho_{18^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,071 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей нитрата хрома (III) 0,33 и какую массу нонагидрата нитрата хрома (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 360 г с массовой долей безводной соли 0,42?

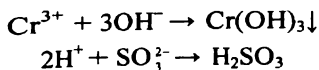
Вариант 11

1. При растворении различных веществ в воде: а) тепло всегда выделяется; б) тепло всегда поглощается; в) тепло может как выделяться, так и поглощаться?

2. Какова степень диссоциации электролита NaCl , если в его водном растворе объемом 100 дм^3 содержатся ионы Na^+ массой 272,60 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,25 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: AgNO_3 , NH_4Cl , NaOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 310,5 см³ растворили октагидрат фторида железа (II) массой 34,5 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей KBr 33,05 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,294 \text{ г/см}^3$, может быть приготовлен из воды объемом 1300 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей HClO₄ 65 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей этого вещества 12 %, объемом 420 см³, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,073 \text{ г/см}^3$?

8. Из раствора массой 145 г с массовой долей MgSO₄ 14 % выпариванием удалили 35 г воды. Какова массовая доля MgSO₄ в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса KHCO₃ потребуются для приготовления раствора массой 340 г с массовой долей растворенного вещества 12 %?

10. Какова массовая доля HCl в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей HCl 36 % объемом 280 см³, имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,179 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 15 %, объемом 400 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,291 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей Pb(NO₃)₂ 27 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,291 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей Pb(NO₃)₂ 4 % потребуются для приготовления раствора объемом 140 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,158 \text{ г/см}^3$, с массовой долей Pb(NO₃)₂ 16 %?

12. Какова массовая доля соляной кислоты в водном растворе, если молярная концентрация этого вещества составляет 4,1 моль/дм³ ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,068 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей нитрата меди (II) 0,28 и какую массу тригидрата нитрата меди (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 440 г с массовой долей безводной соли 0,37?

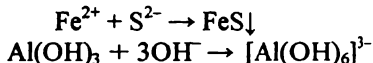
Вариант 12

1. При образовании какого раствора имеет место процесс сольватации ионов: а) поваренной соли в воде; б) сероводорода в воздухе; в) серы в бензоле?

2. Какова степень ионизации электролита HClO_3 , если в его водном растворе объемом 40 дм^3 содержатся ионы ClO^- массой $574,00 \text{ г}$ и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества $0,85 \text{ моль}$?

3. Какие из перечисленных веществ способны взаимодействовать друг с другом в водном растворе: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KOH ? Какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $221,7 \text{ см}^3$ растворили гексагидрат иодида бария массой $18,3 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей K_2CO_3 $17,16 \%$ плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,160 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 400 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей NaHCO_3 8% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей NaHCO_3 3% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,021 \text{ г/см}^3$ и объемом 180 см^3 ?

8. Из раствора массой 450 г с массовой долей Li_2SO_4 $3,2 \%$ охлаждением удалили 220 г воды. Какова массовая доля Li_2SO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CoI_2 потребуются для приготовления раствора массой 170 г с массовой долей CoI_2 22% ?

10. Какова массовая доля AgNO_3 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей AgNO_3 50% объемом 300 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,668 \text{ г/см}^3$ и раствор с массовой долей этого вещества 6% объемом 90 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,050 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей FeCl_3 40 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,471 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей FeCl_3 9 % потребуются для приготовления раствора объемом 210 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,204 \text{ г/см}^3$ с массовой долей FeCl_3 22 %?

12. Какова молярная концентрация сульфата меди (II), если его массовая доля в водном растворе равна 0,1 ($\rho_{20^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,107 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата кобальта (II) 0,18 и какую массу гептагидрата сульфата кобальта (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 520 г с массовой долей безводной соли 0,29?

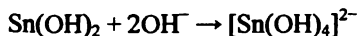
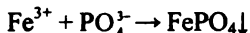
Вариант 13

1. Растворимость какого вещества в воде с повышением температуры снижается: а) H_2S ; б) KNO_3 ; в) CH_3COOH ?

2. Какова степень диссоциации электролита NaOH , если в его водном растворе объемом 5 дм^3 содержатся ионы OH^- массой 59,75 г и не распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,30 моль?

3. Какие из перечисленных веществ: AgNO_3 , HCl , CaS – способны взаимодействовать в водном растворе друг с другом? Какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $196,1 \text{ см}^3$ растворили тригидрат нитрата меди (II) массой 33,9 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей K_2CrO_4 32,30 % плотностью $\rho_{18^\circ\text{C}} = 1,302 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 450 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 30 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 22 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,228 \text{ г/см}^3$ и объемом 40 см^3 ?

8. Из раствора массой 390 г с массовой долей LiOH 5 % выпарили 140 г воды. Какова массовая доля LiOH в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса KF потребуются для приготовления раствора массой 330 г с массовой долей KF 23 %?

10. Какова массовая доля FeCl_3 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей FeCl_3 40 % объемом 320 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,471 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 10 %, объемом 10 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,085 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей NiSO_4 10 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,109 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей NiSO_4 5 % потребуются для приготовления раствора с массовой долей NiSO_4 2 % объемом 1200 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,020 \text{ г/см}^3$?

12. Какова массовая доля хлорида кобальта (II) в водном растворе, если молярная концентрация этого вещества составляет $0,662 \text{ моль/дм}^3$ ($\rho_{18^\circ\text{C}} (\text{p-pa}) = 1,075 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей хлорида железа (III) 0,40 и какую массу гексагидрата хлорида железа (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 80 г с массовой долей безводной соли 0,46?

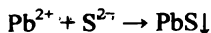
Вариант 14

1. Растворимость какого вещества в воде возрастает при увеличении давления: а) SO_2 ; б) CH_3COH ; в) Na_2CO_3 ?

2. Какова степень диссоциации электролита KBr , если в его водном растворе объемом 1300 дм^3 содержатся ионы Br^- массой 956,60 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,90 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, ZnCl_2 , NaOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 206,7 см³ растворили дигидрат хлорида бария массой 18,3 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей KI 42 %, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,425 \text{ г/см}^3$, может быть приготовлен из воды объемом 1500 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей HBr 45 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HBr 18 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,140 \text{ г/см}^3$ и объемом 160 см³?

8. При охлаждении раствора массой 375 г с массовой долей LiCl 6 % образовалось 215 г льда. Какова массовая доля LiCl в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ потребуются для приготовления раствора массой 150 г с массовой долей растворенного вещества 29 %?

10. Какова массовая доля $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ 8 %, объемом 330 см³, имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,067 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 30 %, объемом 40 см³, плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,307 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HIO_3 40 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,464 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HIO_3 14 % потребуются для приготовления раствора объемом 200 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,245 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HIO_3 24 %?

12. Какова масса водного раствора с молярной концентрацией перманганата калия 0,26 моль/дм³, если масса безводной соли в данном растворе составляет 1,24 г ($\rho_{18^\circ\text{C}}(\text{P-ра}) = 1,027 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата хрома (II) 0,14 и какую массу гептагидрата сульфата хрома (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 170 г с массовой долей безводной соли 0,24?

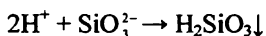
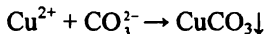
Вариант 15

1. Какой учёный из ниже перечисленных ввёл понятия «ион», «катион», «катод», «анод»: а) С. Аррениус; б) М. Фарадей; в) Д. И. Менделеев?

2. Какова степень ионизации электролита HNO_3 , если в его водном растворе объемом 8 дм^3 содержатся ионы NO_3^- массой $381,30 \text{ г}$ и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества $1,35 \text{ моль}$?

3. Между какими попарно взятыми веществами: H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $146,0 \text{ см}^3$ растворили нонагидрат нитрата хрома (III) массой $54,0 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей KMnO_4 $6,802 \%$ плотностью $\rho_{15^\circ\text{C}} = 1,041 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 500 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 40% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 37% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,380 \text{ г/см}^3$ и объемом 460 см^3 ?

8. Из раствора массой 155 г с массовой долей K_2SO_4 $7,4 \%$ выпариванием удалили 45 г воды. Какова массовая доля K_2SO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса KCN потребуются для приготовления раствора массой 310 г с массовой долей KCN 20% ?

10. Какова массовая доля K_2CO_3 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей K_2CO_3 4% объемом 140 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,034 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 40% , объемом 60 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,414 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей Na_2SO_4 9 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,082 \text{ г/см}^3$ и какая масса раствора с массовой долей Na_2SO_4 2 % потребуются для приготовления раствора объемом 400 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,053 \text{ г/см}^3$ с массовой долей Na_2SO_4 6 %?

12. Каким будет объем водного раствора с массовой долей сульфата кадмия 30 %, если масса безводной соли в данном растворе составляет 45,8 г ($\rho_{18^\circ\text{C}}(\text{p-ра}) = 1,381 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата меди (II) 0,22 и какую массу пентагидрата сульфата меди (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 230 г с массовой долей безводной соли 0,31?

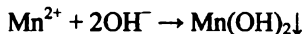
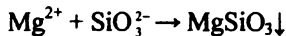
Вариант 16

1. Истинные электролиты становятся проводниками электрического тока: а) только в растворённом состоянии; б) только в расплавленном состоянии; в) как в растворённом, так и в расплавленном состояниях?

2. Какова степень диссоциации электролита $\text{Sr}(\text{OH})_2$, если в его растворе объемом 1250 дм^3 содержатся ионы OH^- массой 185,70 г и не-распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 0,95 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: AgNO_3 , MgCl_2 , NaOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $191,3 \text{ см}^3$ растворили дигидрат хлорида золота (III) массой 23,7 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей NaCl 11 % (плотность

раствора $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,079 \text{ г/см}^3$) может быть приготовлен из воды объемом $50,4 \text{ см}^3$?

7. Какая масса раствора с массовой долей NH_4Cl 20 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей NH_4Cl 16 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,046 \text{ г/см}^3$ и объемом 140 см^3 ?

8. Из раствора массой 365 г с массовой долей KMnO_4 1,6 % охлаждением удалили 165 г воды. Какова массовая доля KMnO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CdCl_2 потребуются для приготовления раствора массой 130 г с массовой долей растворенного вещества 26 %?

10. Какова массовая доля KI в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей KI 20 % объемом 80 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,166 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 50 %, объемом 50 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,545 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 69 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,874 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 21 % потребуются для приготовления раствора объемом 380 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,945 \text{ г/см}^3$, с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 37 %?

12. Какова молярная концентрация бромоводородной кислоты, если её массовая доля в водном растворе плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,196 \text{ г/см}^3$ составляет 24 %?

13. Какую массу раствора с массовой долей нитрата железа (III) 0,17 и какую массу наонагидрата нитрата железа (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 340 г с массовой долей безводной соли 0,25?

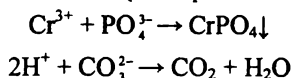
Вариант 17

1. Имеется ли среди перечисленных электролит, который относят к истинным: а) $\text{H}_3\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

2. Какова степень диссоциации электролита CaCl_2 , если в его водном растворе объемом 140 дм^3 содержатся ионы Cl^- массой 397,60 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,40 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , KOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $166,0 \text{ см}^3$ растворили декагидрат хлорида хрома (III) массой $44,0 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей K_2SO_4 $8,467 \%$ плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,064 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 550 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей HF 37% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HF 6% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,021 \text{ г/см}^3$ и объемом 480 см^3 ?

8. Из раствора массой 110 г с массовой долей KI 9% выпарили 40 г воды. Какова массовая доля KI в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса FeBr_2 потребуются для приготовления раствора массой 290 г с массовой долей растворенного вещества 23% ?

10. Какова массовая доля LiCl в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей LiCl 3% , объемом 370 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,016 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 33% , объемом 30 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,200 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HI 45% , имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,476 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HI 6% потребуются для приготовления раствора объемом 300 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,206 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HI 24% ?

12. Какова массовая доля хлорида калия, если его молярная концентрация в водном растворе плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,011 \text{ г/см}^3$ составляет $0,271 \text{ моль/дм}^3$?

13. Какую массу раствора с массовой долей нитрата галлия (III) 0,31 и какую массу октагидрата нитрата галлия (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 460 г с массовой долей безводной соли 0,41?

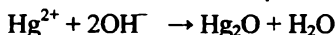
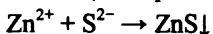
Вариант 18

1. Электропроводность растворов или расплавов электролитов обусловлена: а) наличием свободных ионов; б) наличием свободных электронов; в) наличием и ионов, и электронов?

2. Какова степень ионизации электролита H_3PO_4 , если в его водном растворе объемом 7 дм³ содержатся ионы H^+ массой 0,20 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,00 моль (учитывать только первую стадию ионизации)?

3. Какие вещества из перечисленных: AgNO_3 , HCl , CaS – способны взаимодействовать в водном растворе друг с другом? Какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 172,3 см³ растворили наонагидрат сульфата аммония массой 32,7 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей MnSO_4 22,32 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,247 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 850 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей CH_3COOH 85 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей CH_3COOH 5 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,006 \text{ г/см}^3$, объемом 120 см³?

8. Из раствора массой 365 г с массовой долей K_2CrO_4 11 % охлаждением удалили 115 г воды. Какова массовая доля K_2CrO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CdBr_2 потребуются для приго-

товления раствора массой 110 г с массовой долей растворенного вещества 25 %?

10. Какова массовая доля $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ 13 %, объемом 90 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,112 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 23 %, объемом 210 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,212 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HCN 40 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,892 \text{ г/см}^3$ и какая масса раствора с массовой долей HCN 13 % потребуются для приготовления раствора объемом 360 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,943 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HCN 24 %?

12. Какова масса водного раствора с молярной концентрацией гидроксида натрия 7,58 моль/ дм^3 , если количество вещества щёлочи в данном растворе составляет 0,56 моль (плотность раствора $\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,263 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата индия (III) 0,38 и какую массу наонагидрата сульфата индия (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 550 г с массовой долей безводной соли 0,44?

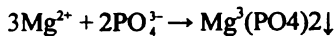
Вариант 19

1. Имеется ли среди перечисленных электролит, который относят к потенциальным: а) CH_3COOH ; б) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; в) KOH ?

2. Какова степень диссоциации электролита $\text{Ba}(\text{OH})_2$, если в его растворе объемом 9400 дм^3 содержатся ионы OH^- массой 221,90 г и не распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,45 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. Какова массовая доля безводной соли в водном растворе, который содержит гептагидрат сульфата кобальта (II) массой 35,1 г и воду объемом 174,9 см³?

6. Какой объем раствора с массовой долей LiCl 17 % можно приготовить из воды объемом 600 см³ ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,097 \text{ г/см}^3$)?

7. Какая масса раствора с массовой долей KOH 46 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей KOH 13 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,110 \text{ г/см}^3$ и объемом 500 см³?

8. Из раствора массой 166 г с массовой долей Fe₂(SO₄)₃ 14 % выпариванием удалили 56 г воды. Какова массовая доля Fe₂(SO₄)₃ в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса Rb₂SO₄ потребуются для приготовления раствора массой 470 г с массовой долей растворенного вещества 28 %?

10. Какова массовая доля ZnCl₂ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей ZnCl₂ 17 % объемом 40 см³, имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,158 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 37 %, объемом 260 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,380 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей CH₃OH 64 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,889 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей CH₃OH 14 % потребуются для приготовления раствора объемом 24 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,951 \text{ г/см}^3$, с массовой долей CH₃OH 32 %?

12. Какова молярная концентрация иодида калия, если его массовая доля в водном растворе равна 50 % ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,545 \text{ г/см}^3$)?

13. Какие массы дигидрата фторида калия и раствора с массовой долей фторида калия 0,27 необходимо взять для приготовления раствора массой 90 г с массовой долей безводной соли 0,36?

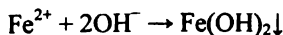
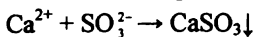
Вариант 20

1. Какой из перечисленных электролитов в процессе растворения подвергается ионизации: а) HCOOH; б) CaCl₂; в) LiOH?

2. Какова степень диссоциации электролита KI, если в его водном растворе объемом 200 дм³ содержатся ионы I⁻ массой 1079,00 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,05 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: Ca(OH)₂, AlCl₃, K₃PO₄ – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 172,5 см³ растворили нонагидрат нитрата аммония массой 22,5 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей MnCl₂ 27,15 % плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,265 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 800 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей NH₄OH 26 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей NH₄OH 7 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 0,969 \text{ г/см}^3$ и объемом 100 см³?

8. При охлаждении раствора массой 325 г с массовой долей KCl 6 % образовалось 85 г льда. Какова массовая доля хлорида калия в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса CaI₂ потребуются для приготовления раствора массой 90 г с массовой долей CaI₂ 33 %?

10. Какова массовая доля CdSO₄ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей CdSO₄ 7 % объемом 480 см³, имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,070 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 27 %, объемом 120 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,334 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей Na₃PO₄ 9 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,097 \text{ г/см}^3$ и какая масса раствора с массовой долей Na₃PO₄ 1 % потребуются для приготовления раствора объемом 340 см³, плотно-

стью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,062 \text{ г/см}^3$, с массовой долей Na_3PO_4 6 %?

12. Каким будет объём водного раствора с массовой долей моногидрофосфата натрия 2 %, если количество вещества безводной соли в данном растворе составляет 1,44 моль ($\rho_{18^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,020 \text{ г/см}^3$)?

13. Какие массы тетрагидрата ацетата магния и раствора с массовой долей ацетата магния 0,13 необходимо взять для приготовления раствора массой 150 г с массовой долей безводной соли 0,27?

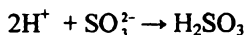
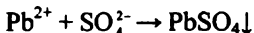
Вариант 21

1. К проводникам второго рода относятся: а) металлическое железо; б) белый фосфор; в) водный раствор формиата калия?

2. Какова степень ионизации электролита H_2SO_4 , если в его водном растворе объемом 6 дм³ содержатся ионы H^+ массой 1,56 г и нераспавшиеся на ионы частицы количества вещества 1,50 моль (учитывать только первую стадию ионизации)?

3. Между какими попарно взятыми веществами: ZnSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Na_2CO_3 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 261,4 см³ растворили гексагидрат хлорида кобальта (II) массой 28,6 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объём раствора с массовой долей Li_2SO_4 14,38 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,123 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 650 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей ZnCl_2 50 % и какой объём воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей ZnCl_2 42 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,167 \text{ г/см}^3$ и объемом 520 см³?

8. Из раствора массой 170 г с массовой долей K_2CO_3 13 % выпариванием удалили 80 г воды. Какова массовая доля K_2CO_3 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса SrI_2 потребуются для приготовления раствора массой 490 г с массовой долей SrI_2 19 %?

10. Какова массовая доля $CaCl_2$ в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей $CaCl_2$ 15 % объемом 220 cm^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ C} = 1,130$ г/ cm^3 , и раствор с массовой долей этого вещества 25 % объемом 80 cm^3 , плотностью $\rho_{20^\circ C} = 1,230$ г/ cm^3 ?

11. Какой объем раствора с массовой долей H_2SO_4 50 %, плотностью $\rho_{20^\circ C} = 1,395$ г/ cm^3 и какая масса раствора с массовой долей H_2SO_4 18 % потребуются для приготовления раствора объемом 220 cm^3 , плотностью $\rho_{20^\circ C} = 1,252$ г/ cm^3 с массовой долей H_2SO_4 34 %?

12. Какова массовая доля хлорида алюминия, если его молярная концентрация в водном растворе плотностью $\rho_{20^\circ C} = 1,034$ г/ cm^3 составляет 0,31 моль/ dm^3 ?

13. Какие массы дигидрата дихромата лития и раствора с массовой долей дихромата лития 0,32 необходимо взять для приготовления раствора массой 220 г с массовой долей безводной соли 0,43?

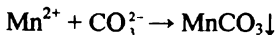
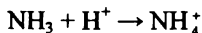
Вариант 22

1. Какой из перечисленных электролитов в процессе растворения подвергается диссоциации: а) HF ; б) H_2S ; в) $(CH_3COO)_2Mg$?

2. Какова степень диссоциации электролита $Ca(OH)_2$, если в его растворе объемом 6900 dm^3 содержатся ионы OH^- массой 168,30 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,10 моль?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $Ba(NO_3)_2$, K_2SiO_3 , H_2SO_4 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $171,7 \text{ см}^3$ растворили гексагидрат хлорида аммония массой $13,3 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей MgSO_4 $16,57 \%$, плотность которого составляет $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,173 \text{ г/см}^3$, можно приготовить из воды объемом 750 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей H_3PO_4 22% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей H_3PO_4 8% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,042 \text{ г/см}^3$ и объемом 80 см^3 ?

8. При охлаждении раствора массой 448 г с массовой долей KBr 15% образовалось 168 г воды. Какова массовая доля бромидов калия в не затвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса BeSO_4 потребуются для приготовления раствора массой 70 г с массовой долей растворенного вещества, равной 22% ?

10. Какова массовая доля MgCl_2 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей MgCl_2 11% объемом 510 см^3 , плотность которого составляет $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,093 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей хлорида магния 23% объемом 90 см^3 , плотность которого $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,203 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HCOOH 82% , имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,190 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HCOOH 20% потребуются для приготовления раствора объемом 320 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,132 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HCOOH 55% ?

12. Какова масса водного раствора молярной концентрации нитрата свинца $0,74 \text{ моль}$, если масса безводной соли в данном растворе составляет 250 г ($\rho_{18^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,203 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата марганца (II) $0,11$ и какую массу пентагидрата сульфата марганца (II) необходимо взять для приготовления раствора массой 350 г с массовой долей безводной соли $0,18$?

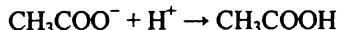
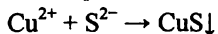
Вариант 23

1. В каком из растворителей бромоводород будет взаимодействовать с цинком: а) в бензоле; б) в диэтиловом эфире; в) в воде?

2. Какова степень диссоциации электролита Na_2SO_4 , если в его водном растворе объемом 60 дм^3 содержатся ионы SO_4^{2-} массой $432,00 \text{ г}$ и не распавшиеся на ионы частицы количеством вещества $1,50 \text{ моль}$?

3. Между какими попарно взятыми веществами: H_2SO_4 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, KOH – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $140,4 \text{ см}^3$ растворили тетрагидрат бромида кадмия массой $28,6 \text{ г}$. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей MgCl_2 $24,10 \%$, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,212 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 700 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей HNO_3 72% и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HNO_3 4% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,020 \text{ г/см}^3$ и объемом 540 см^3 ?

8. Из раствора массой 215 г с массовой долей FeSO_4 9% выпарили 85 г воды. Какова массовая доля FeSO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса RbCl потребуются для приготовления раствора массой 510 г с массовой долей RbCl 21% ?

10. Какова массовая доля K_2CrO_4 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей K_2CrO_4 9% объемом 165 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,073 \text{ г/см}^3$ и раствор с массовой долей этого вещества 21% , объемом 235 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,184 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей NaOH 40% , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,430 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей NaOH 16% по-

требуются для приготовления раствора объемом 280 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,306 \text{ г/см}^3$ с массовой долей NaOH 28 %?

12. Каким будет объем водного раствора с массовой долей гидроксида калия 20 %, если масса щелочи в данном растворе составляет 137,5 г ($\rho_{20^\circ\text{C}} (\text{р-ра}) = 1,176 \text{ г/см}^3$)?

13. Какие массы пентагидрата сульфида калия и раствора с массовой долей сульфида калия 0,26 необходимо взять для приготовления раствора массой 480 г с массовой долей безводной соли 0,38?

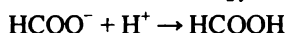
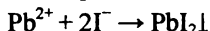
Вариант 24

1. К проводникам первого рода относят: а) ромбическую серу; б) металлический алюминий; в) расплав хлорида кальция?

2. Какова степень диссоциации электролита MgSO_4 , если в его водном растворе объемом 40 дм^3 содержатся ионы Mg^{2+} массой 20,82 г и не распавшиеся на ионы частицы количеством вещества 1,15 моль?

3. Какие из перечисленных веществ: BaS , HCl , Na_2CO_3 – способны взаимодействовать друг с другом в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом $56,3 \text{ см}^3$ растворили гексагидрат бромид аммония массой 18,7 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей KCl 10,23 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,063 \text{ г/см}^3$ можно приготовить из воды объемом 1400 см^3 ?

7. Какая масса раствора с массовой долей HCl 34 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HCl 24 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,119 \text{ г/см}^3$ и объемом 60 см^3 ?

8. При охлаждении раствора массой 195 г с массовой долей CuSO_4 5 % образовалось 45 г льда. Какова массовая доля CuSO_4 в незатвердевшем растворе?

9. Какой объем воды и какая масса AgF потребуются для приготовления раствора массой 50 г с массовой долей AgF 25 %?

10. Какова массовая доля KBr в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей KBr 19 % объемом 470 см^3 , имеющий плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,151 \text{ г/см}^3$, и раствор с массовой долей этого вещества 35 %, объемом 130 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,317 \text{ г/см}^3$?

11. Какой объем раствора с массовой долей HI 35 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,336 \text{ г/см}^3$, и какая масса раствора с массовой долей HI 8 % потребуются для приготовления раствора объемом 300 см^3 , плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,146 \text{ г/см}^3$, с массовой долей HI 18 %?

12. Какова массовая доля хлорида марганца (II), если его молярная концентрация в водном растворе составляет $0,161 \text{ моль/дм}^3$ (плотность раствора $\rho_{18^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,015 \text{ г/см}^3$)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата магния 0,34 и какую массу гептагидрата сульфата магния необходимо взять для приготовления раствора массой 570 г с массовой долей безводной соли 0,40?

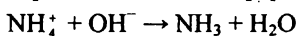
Вариант 25

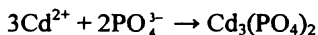
1. Из каждых 80 молекул потенциального электролита ионы образовали только 32. Такой электролит можно отнести: а) к слабым; б) к электролитам средней силы; в) к сильным?

2. Какова степень диссоциации электролита KCl , если в его водном растворе объемом 4 дм^3 содержатся ионы K^+ массой 13,26 г и нераспавшиеся на ионы частицы количеством вещества $0,06 \text{ моль}$?

3. Между какими попарно взятыми веществами: $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}$, H_3PO_4 , BaI_2 – возможны взаимодействия в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

4. Взаимодействие некоторых электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращённой ионной форме):





Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной формах?

5. В воде объемом 505,4 см³ растворили нонагидрат сульфата лантана массой 5,1 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

6. Какой объем раствора с массовой долей CH_3COOH 40 %, плотность которого составляет $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,049$ г/см³, можно приготовить из воды объемом 1540 см³?

7. Какая масса раствора с массовой долей HClO_4 22 % и какой объем воды потребуются для приготовления раствора с массовой долей HClO_4 10 %, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,060$ г/см³ и объемом 205 см³?

8. Из раствора массой 230 г с массовой долей K_3PO_4 4 % выпарили 70 г воды. Какова массовая доля K_3PO_4 в образовавшемся растворе?

9. Какой объем воды и какая масса MgI_2 потребуются для приготовления раствора массой 150 г с массовой долей MgI_2 23 %?

10. Какова массовая доля H_3PO_4 в растворе, если для его получения смешали раствор с массовой долей H_3PO_4 12 %, объемом 360 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,065$ г/см³ и раствор с массовой долей этого вещества 40 %, объемом 230 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,254$ г/см³?

11. Какой объем раствора с массовой долей HIO_3 6 %, имеющего плотность $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,052$ г/см³, и какая масса раствора с массовой долей HIO_3 20 % потребуются для приготовления раствора объемом 370 см³, плотностью $\rho_{20^\circ\text{C}} = 1,131$ г/см³, с массовой долей растворенного вещества 14 %?

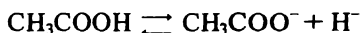
12. Какова молярная концентрация формальдегида, если его массовая доля в водном растворе равна 40,0 % ($\rho_{20^\circ\text{C}}(\text{р-ра}) = 1,111$ г/см³)?

13. Какую массу раствора с массовой долей сульфата лантана (III) 0,19 и какую массу нонагидрата сульфата лантана (III) необходимо взять для приготовления раствора массой 180 г с массовой долей безводной соли 0,30?

5.3. Примеры решения типовых задач по теме «Растворы»

Пример 5.1. Какова степень ионизации электролита CH_3COOH , если в его растворе объемом 20 дм^3 содержатся ионы CH_3COO^- массой $1,558 \text{ г}$ и $1,974$ моль нераспавшихся на ионы молекул?

Решение. Уксусная кислота, будучи слабым электролитом, частично ионизируется в водном растворе в соответствии с уравнением



Степень ионизации α – это отношение числа распавшихся (диссоциировавших) на ионы молекул n к общему числу молекул растворенного вещества N :

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Поскольку при распаде на ионы одной молекулы CH_3COOH образуется один ион CH_3COO^- , выражение для α можно записать как

$$\alpha = \frac{\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{\nu_{\text{общ}}(\text{CH}_3\text{COOH})},$$

где $\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ и $\nu_{\text{общ}}(\text{CH}_3\text{COOH})$ – количество вещества ацетат-ионов и общее количество вещества растворенной уксусной кислоты соответственно, причем

$$\nu_{\text{общ}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = \nu(\text{CH}_3\text{COO}^-) + \nu(\text{CH}_3\text{COOH})$$

Находим $\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-)$:

$$\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{M(\text{CH}_3\text{COO}^-)} =$$

$$\frac{1,558 \text{ г}}{(12,011 \cdot 2 + 15,999 \cdot 2 + 1,008 \cdot 3) \text{ г / моль}} = 2,6387 \cdot 10^{-2} \text{ моль}$$

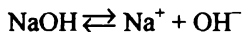
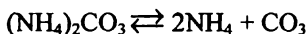
Вычисляем степень ионизации α :

$$\alpha = \frac{\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{\nu(\text{CH}_3\text{COO}^-) + \nu(\text{CH}_3\text{COOH})} =$$

$$\frac{2,6387 \cdot 10^{-2} \text{ моль}}{1,974 \text{ моль} + 2,6387 \cdot 10^{-2} \text{ моль}} = 0,01319 \text{ или } \approx 1,32 \%$$

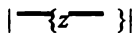
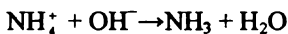
Пример 5.2. Между какими из попарно взятых веществ-электролитов: $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, NaOH , CdCl_2 – возможно взаимодействие в водном растворе и какими будут уравнения этих взаимодействий в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной формах?

Решение. Являясь истинными, а следовательно, сильными электролитами, указанные вещества в водном растворе полностью диссоциируют на ионы в соответствии с уравнениями:



Взаимодействие между водными растворами этих веществ происходит в том случае, если в результате реакции ионного обмена образуются малодиссоциированные вещества (слабые электролиты), малорастворимые либо газообразные вещества. Запишем уравнения возможных реакций между попарно взятыми веществами.

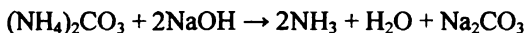
Уравнение взаимодействия между катионом NH_4^+ и анионом OH^- в сокращённой ионной форме имеет вид



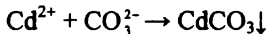
слабые

электролиты

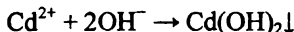
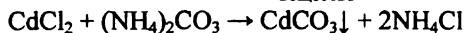
Уравнение взаимодействия между содержащими указанные ионы карбонатом аммония и гидроксидом натрия в молекулярной форме может быть записано так:



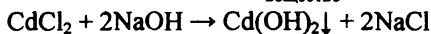
Аналогично для двух других случаев:



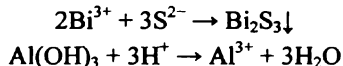
малорастворимое
вещество



малорастворимое
вещество



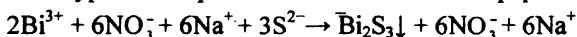
Пример 5.3. Взаимодействие электролитов в растворе можно представить такими уравнениями (в сокращенной ионной форме):



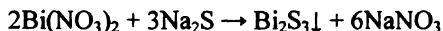
Какими могут быть уравнения этих взаимодействий в полной ионной и молекулярной форме?

Решение. В первом случае для того, чтобы заданная ионная реакция могла протекать, необходимо смешать растворы двух электролитов, содержащих соответствующие ионы в достаточных концентрациях. Следовательно, электролиты должны иметь достаточную растворимость и хорошо распадаться на ионы в водном растворе. Такими электролитами могут быть, например, нитрат висмута (III), содержащий ион Bi^{3+} , и сульфид натрия, содержащий сульфид-ион, поскольку нитраты практически всех металлов и соли натрия подавляющего большинства кислот растворимы в воде.

Записываем уравнение реакции в полной ионной форме:

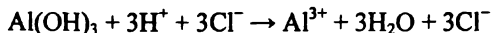


и в молекулярной:

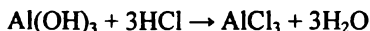


Во втором случае одно из исходных веществ является малорастворимым слабым электролитом. Для протекания реакции необходимо лишь присутствие в растворе ионов водорода H^+ в достаточной концентрации, что может быть достигнуто добавлением любой, лучше всего сильной, кислоты. При этом ее алюминиевая соль должна быть сильным электролитом, поскольку в правой части уравнения присутствует ион алюминия. В качестве примера можно взять соляную кислоту, так как хлорид алюминия хорошо растворим.

В этом случае уравнение в полной ионной форме выглядит следующим образом:



Уравнение в молекулярной форме записываем так:



Пример 5.4. В воде объемом 165 см^3 растворили гексагидрат нитрата меди (II) массой 25 г. Какова массовая доля безводной соли в растворе?

Решение. Находим массу безводного нитрата меди (II) в кристаллогидрате $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

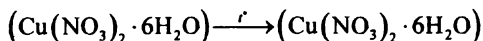
Молярная масса кристаллогидрата определяется как

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) + 6M(\text{H}_2\text{O}) = \\ = 187,6 \text{ г/моль} + 6 \cdot 18,02 \text{ г/моль} = 295,6 \text{ г/моль}.$$

Количество вещества кристаллогидрата составит

$$\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})} = \\ = \frac{25 \text{ г}}{295,6 \text{ г/моль}} = 8,46 \cdot 10^{-2} \text{ моль}$$

Уравнение реакции получения безводной соли из кристаллогидрата таково:



Согласно данному уравнению $\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2)$.

С учётом этого масса безводной соли составит

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \\ = 8,46 \cdot 10^{-2} \text{ моль} \cdot 187,6 \text{ г/моль} = 15,86 \text{ г}.$$

Поскольку плотность воды при комнатной температуре составляет примерно $1,00 \text{ г/см}^3$, масса раствора может быть вычислена как

$$m_{\text{р-ра}} = 165 \text{ см}^3 \cdot 1,00 \text{ г/см}^3 + 25 \text{ г} = 190 \text{ г}.$$

Рассчитываем массовую долю безводного нитрата меди (II) в растворе:

$$\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2)}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{15,9 \text{ г}}{190 \text{ г/моль}} = 0,0837, \text{ или } 8,37\%$$

Пример 5.5. Какой объем раствора гидроксида натрия с массовой долей 21 % ($\rho = 1,23 \text{ г/мл}$) можно приготовить из 250 см^3 воды?

Решение. Вначале выражаем массу раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{NaOH}) + m(\text{H}_2\text{O})$$

Плотность воды можно приближённо принять равной $1,00 \text{ г/см}^3$, и тогда получаем:

$$m_{\text{р-ра}} = m(\text{NaOH}) + 250 \text{ см}^3 \cdot 1,00 \text{ г/см}^3 = m(\text{NaOH}) + 250 \text{ г.}$$

Поскольку $\omega(\text{NaOH}) = m(\text{NaOH})/m_{\text{р-ра}} = 0,21$, то имеем:

$$m(\text{NaOH}) = \omega(\text{NaOH}) \cdot m_{\text{р-ра}} = \omega(\text{NaOH}) \cdot [m(\text{NaOH}) + 250 \text{ г}]$$

Принимая $m(\text{NaOH}) = x$ и подставляя в предыдущее уравнение известные величины, получаем уравнение

$$x = 0,21 \cdot (x + 250),$$

решая которое относительно x , найдём $m(\text{NaOH}) = 66,46 \text{ г}$. Следовательно,

$$m_{\text{р-ра}} = 66,46 \text{ г} + 250 \text{ г} = 316,46 \text{ г.}$$

Находим объем раствора:

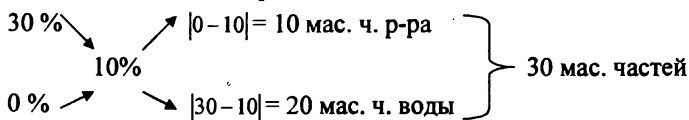
$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{316,46 \text{ г}}{1,23 \text{ г/см}^3} = 257,3 \text{ см}^3.$$

Пример 5.6. Какой объем раствора H_2SO_4 с массовой долей 30 % ($\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$) и воды потребуется для приготовления раствора с массовой долей H_2SO_4 10 % ($\rho = 1,067 \text{ г/см}^3$) объемом 300 см^3 ?

Решение. Находим массу раствора серной кислоты, который необходимо приготовить:

$$m_{\text{р-ра}} = \rho \cdot V = 1,067 \text{ г/см}^3 \cdot 300 \text{ см}^3 = 320,1 \text{ г.}$$

Задача проще всего может быть решена при помощи правила смешения, называемого также «правилом креста» или правилом диагоналей. Находим массовое соотношение, в котором необходимо смешать раствор (с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30\%$) и воду. В данном случае воду можно представить как раствор с массовой долей серной кислоты 0 %:



Находим массу, соответствующую одной массовой части. Для этого следует заданную в условии (через плотность и объем) массу конечного разбавленного раствора разделить на общее число массовых частей:

$$m(1 \text{ мас. части}) = \frac{320,1 \text{ г}}{30} = 10,67 \text{ г}$$

Отсюда массы начального раствора и воды составят

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 20 \cdot 10,670 \text{ г} = 213,4 \text{ г;}$$

$$m_{\text{исх. р-ра}} = 10 \cdot 10,67 \text{ г} = 106,7 \text{ г.}$$

Из этих данных находим объем воды и 30%-го раствора серной кислоты:

$$V_{\text{исх. р-ра}} = \frac{m_{\text{исх. р-ра}}}{\rho_{\text{исх. р-ра}}} = \frac{106,7 \text{ г}}{1,22 \text{ г/см}^3} = 87,5 \text{ см}^3;$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})} = \frac{213,4 \text{ г}}{1,000 \text{ г/см}^3} = 213,4 \text{ см}^3.$$

Таким образом, для приготовления 300 см^3 раствора серной кислоты с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10 \%$ нужно взять $87,5 \text{ см}^3$ раствора кислоты с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \%$ и $213,4 \text{ см}^3$ воды. В данной задаче необходимо обратить внимание на то, что сумма объёмов двух смешиваемых растворов не равна в точности заданному 300 см^3 :

$$87,5 \text{ см}^3 + 213,4 \text{ см}^3 = 300,9 \text{ см}^3 \approx 300 \text{ см}^3.$$

Это связано с тем, что плотность водного раствора какого-либо вещества почти всегда нелинейно зависит от состава раствора. Поэтому при смешении раствора и воды либо при смешении двух растворов с разными концентрациями следует помнить, что в общем случае $V_{\text{смеси р-ров}} = V_{\text{р-ра 1}} + V_{\text{р-ра 2}}$.

Пример 5.7. Из раствора массой 250 г с массовой долей MgSO_4 12% выпариванием удалили 25 см^3 воды. Какова массовая доля MgSO_4 в образовавшемся растворе?

Решение. После удаления 25 см^3 воды (считаем её плотность равной $1,00 \text{ г/см}^3$) масса упаренного раствора составила:

$$m_{\text{уп. р-ра}} = m_{\text{исх. р-ра}} - V(\text{H}_2\text{O})\rho(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г} - 25 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 225 \text{ г.}$$

Масса сульфата магния осталась прежней, т. е.

$$m(\text{MgSO}_4) = \omega(\text{MgSO}_4) \cdot m_{\text{исх. р-ра}} = 0,12 \cdot 250 \text{ г} = 30 \text{ г.}$$

Находим массовую долю MgSO_4 после удаления воды:

$$\omega(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m_{\text{уп. р-ра}}} = \frac{30 \text{ г}}{225 \text{ г}} \approx 0,13.$$

Пример 5.8. Какой объем воды и какую массу хлорида натрия потребуется взять для приготовления раствора с $\omega(\text{NaCl}) = 17 \%$ массой 550 г ?

Решение. Составим пропорцию:

В 100 г раствора с массовой долей NaCl 17 % содержится 17 г NaCl. В 55 г такого раствора содержится x г NaCl $x = m(\text{NaCl}) = 550 \cdot 0,17 = 93,5$ г. Следовательно, необходимо взять 93,5 г NaCl. Масса воды в таком случае $m(\text{H}_2\text{O}) = 550 \text{ г} - 93,5 \text{ г} = 456,5 \text{ г}$.

Учитывая плотность воды, приближающуюся при комнатной температуре к 1 г/см^3 , получим объём воды:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{456,5 \text{ г}}{1,00 \text{ г/см}^3} \approx 457 \text{ см}^3.$$

Пример 5.9. Какова массовая доля раствора HNO_3 , если для его приготовления смешали 150 см^3 раствора с $\omega_1(\text{HNO}_3) = 10\%$, имеющего плотность $\rho_1 = 1,054 \text{ г/см}^3$, и $50,0 \text{ см}^3$ раствора с $\omega_2(\text{HNO}_3) = 30\%$ плотностью $\rho_2 = 1,180 \text{ г/см}^3$?

Решение. Данную задачу предпочтительнее решать путём нахождения суммарной массы HNO_3 и массы конечного раствора. Частное этих двух величин даст массовую долю кислоты в получившемся растворе.

Находим массы исходных растворов:

$$m_1 = \rho_1 V_1 = 1,054 \text{ г/см}^3 \cdot 150 \text{ см}^3 = 158,1 \text{ г};$$

$$m_2 = \rho_2 V_2 = 1,108 \text{ г/см}^3 \cdot 50 \text{ см}^3 = 55,40 \text{ г}.$$

Вычисляем массы HNO_3 в каждом из данных в условии задачи растворов:

$$m_1(\text{HNO}_3) = \omega_1 m_1 = 0,10 \cdot 158,1 \text{ г} = 15,81 \text{ г};$$

$$m_2(\text{HNO}_3) = \omega_2 m_2 = 0,30 \cdot 55,40 \text{ г} = 16,62 \text{ г}.$$

Определяем массовую долю получившегося раствора как отношение сумм полученных масс:

$$\omega_3(\text{HNO}_3) = \frac{m_1(\text{HNO}_3) + m_2(\text{HNO}_3)}{m_1 + m_2} = \frac{15,81 \text{ г} + 16,62 \text{ г}}{158,1 \text{ г} + 55,40 \text{ г}} \approx 0,152.$$

Пример 5.10. Какова массовая доля NaOH в растворе, если молярная концентрация его равна $1,474 \text{ моль/дм}^3$ ($\rho = 1,060 \text{ г/см}^3$)?

Решение 1 (с предполагаемым объёмом). Пусть имеется 1 дм^3 раствора. Масса 1 дм^3 (1000 см^3) раствора будет составлять:

$$m = \rho V = 1,060 \text{ г/см}^3 \cdot 1000 \text{ см}^3 = 1060 \text{ г}.$$

Поскольку $\nu(\text{NaOH}) = 1,474 \text{ моль}$, то в этом объеме содержится масса гидроксида натрия

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ = 1,474 \text{ моль} \cdot (22,990 + 15,999 + 1,008) \text{ г/моль} = 58,955 \text{ г.}$$

Отсюда находим массовую долю NaOH:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{58,955 \text{ г}}{1060 \text{ г}} = 0,05562, \text{ или } \approx 5,56 \, \%.$$

Решение 2 (с выводом формулы пересчёта). В этом случае необходимо вывести формулу, связывающую молярную концентрацию и массовую долю. Молярная концентрация в общем случае вычисляется как $c = \nu/V_{\text{р-ра}}$. В то же время $\nu = m/M$, а, масса вещества, в свою очередь, связана с его массовой долей в растворе как $m = \omega \cdot m_{\text{р-ра}}$. Путём последовательных подстановок получаем формулу

$$c = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}}.$$

Зная, что $\rho_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ра}}/V_{\text{р-ра}}$, имеем:

$$c = \frac{\omega}{M} \cdot \rho_{\text{р-ра}}; \quad \omega = \frac{cM}{\rho_{\text{р-ра}}}.$$

Используя выведенную формулу и известные значения, находим:

$$\omega = \frac{cM}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{1,474 \text{ моль/дм}^3 \cdot (22,990 + 15,999 + 1,008) \text{ г/моль}}{1060 \text{ г/дм}^3} = \\ = 0,05562, \text{ или } \approx 5,56 \, \%.$$

Решение по этому способу предпочтительнее, поскольку здесь отпадает необходимость в первоначальном предположении об объёме раствора.

Пример 5.11. Какие объёмы растворов H_2SO_4 с $\omega_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = 10,56 \, \%$ ($\rho_1 = 1,070 \text{ г/см}^3$) и с $\omega_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 44,17 \, \%$ ($\rho_2 = 1,340 \text{ г/см}^3$) необходимо взять для приготовления 1500 см^3 раствора с $\omega_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 30 \, \%$ ($\rho_3 = 1,224 \text{ г/см}^3$)?

Решение. Находим массу раствора, который необходимо приготовить:

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_3 \cdot V_3 = 1,224 \text{ г/см}^3 \cdot 1500 \text{ см}^3 = 1836 \text{ г.}$$

По правилу смешения (или креста) находим:

$$\begin{array}{ccc} 10,56 \, \% & \nearrow & |44,17 - 30| = 14,17 \text{ мас. ч. р-ра 1} \\ & \searrow & \\ & 10\% & \\ & \nearrow & \\ 44,17 \, \% & \searrow & |10,56 - 30| = 19,44 \text{ мас. ч. р-ра 2} \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{ccc} 10,56 \, \% & \nearrow & |44,17 - 30| = 14,17 \text{ мас. ч. р-ра 1} \\ & \searrow & \\ & 10\% & \\ & \nearrow & \\ 44,17 \, \% & \searrow & |10,56 - 30| = 19,44 \text{ мас. ч. р-ра 2} \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{всего } 33,61 \\ \text{мас. частей} \end{array}$$

Учитывая, что масса одной массовой части составляет

$$\frac{1836 \text{ г}}{33,61} = 54 \text{ г},$$

можем записать:

$$m_1 = 14,17 \cdot 54,627 \text{ г} = 744,06 \text{ г};$$

$$m_2 = 19,44 \cdot 54,627 \text{ г} = 1061,9 \text{ г}.$$

Находим объемы этих растворов:

$$V_1 = \frac{m_1}{\rho_1} = \frac{744,06 \text{ г}}{1,070 \text{ г/см}^3} \approx 695,4 \text{ см}^3;$$

$$V_2 = \frac{m_2}{\rho_2} = \frac{1061,9 \text{ г}}{1,340 \text{ г/см}^3} \approx 792,5 \text{ см}^3.$$

Пример 5.12. Какую массу раствора с массовой долей сульфата цинка 0,27 и какую массу гептагидрата сульфата цинка необходимо взять для приготовления раствора массой 540 г с массовой долей соли 0,36?

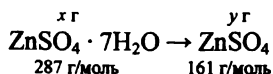
Решение 1 (алгебраический метод). Определяем массу ZnSO_4 , содержащуюся в растворе массой 540 г с массовой долей соли 0,36:

$$\omega(\text{ZnSO}_4) = \frac{m(\text{ZnSO}_4)}{m(p - p_a)}.$$

Отсюда масса ZnSO_4 составит:

$$m(\text{ZnSO}_4) = 540 \cdot 0,36 = 194,4 \text{ г}.$$

Запишем соотношение:



Выражаем массу ZnSO_4 через массу $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Получаем:

$$y = \frac{161x}{287} = 0,561x.$$

Найдём значение x через массовую долю исходного раствора ZnSO_4 :

$$0,27 = \frac{194,4 - 0,561x}{540 - x},$$

где x – масса добавляемого кристаллогидрата; $0,56x$ масса безводного ZnSO_4 , содержащегося в добавляемом кристаллогидрате; $540 - x$ масса исходного раствора ZnSO_4 с массовой долей 0,27.

Решив уравнение относительно x , получим 167,0 г. Это масса соли $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления раствора ZnSO_4 с массовой долей 0,36. Следовательно, масса исходного раствора ZnSO_4 с массовой долей 0,27 составит

$$540 \text{ г} - 167,0 \text{ г} = 373 \text{ г}.$$

Ответ: масса раствора равна 373 г; масса кристаллогидрата 167,0 г.

Решение 2 (метод креста, он же метод диагонали или смешения).

Для решения по этому способу кристаллогидрат $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ условно рассматриваем как раствор с такой массовой долей ZnSO_4 :

$$\omega(\text{ZnSO}_4) = \frac{M(\text{ZnSO}_4)}{M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})},$$

где $M(\text{ZnSO}_4)$ – молярная масса вещества, которую можно рассматривать как массу растворённого вещества ZnSO_4 ; $M(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})$ – молярная масса кристаллогидрата, аналогичная в данном случае массе раствора. Подстановка численных значений в это соотношение приводит к следующему результату:

$$\omega(\text{ZnSO}_4) = \frac{161 \text{ г/моль}}{287 \text{ г/моль}} = 0,561.$$

Воспользуемся методом креста или диагоналей:

$$\begin{array}{ccc} 0,270 & \searrow & 0,201 \text{ г р-ра} \\ & 0,36 & \\ 0,561 & \nearrow & 0,09 \text{ г кристаллогидрата} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{ccc} 0,270 & \searrow & 0,201 \text{ г р-ра} \\ & 0,36 & \\ 0,561 & \nearrow & 0,09 \text{ г кристаллогидрата} \end{array}} \right\} \text{ всего } 0,291 \text{ г}.$$

Исходя из приведенной схемы, составим пропорцию:

Для приготовления 0,291 г раствора с $\omega(\text{ZnSO}_4) = 0,36$ необходимо 0,201 г раствора с $\omega(\text{ZnSO}_4) = 0,27$.

Для приготовления 540 г раствора с $\omega(\text{ZnSO}_4) = 0,36$ необходимо взять x г раствора с $\omega(\text{ZnSO}_4) = 0,27$.

Отсюда искомая переменная составит:

$$x = \frac{540 \text{ г} \cdot 0,201}{0,291} = 373 \text{ г}.$$

Масса кристаллогидрата составляет $540 \text{ г} - 373 \text{ г} = 167 \text{ г}$, что полностью совпадает с ранее полученным значением.

5.4. Ответы к контрольным заданиям

Вариант 1

1. а); 2. $\alpha(\text{HBr}) = 78,3 \%$;
5. $\omega \%(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 6,04 \%$;
6. $V_{\text{р-ра}} = 226,4 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{р-ра}} = 71,1 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 246 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{ZnSO}_4) = 36 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 383 \text{ см}^3$;
 $m(\text{Sn}(\text{NO}_3)_2) = 68 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{NH}_4\text{OH}) = 9,8 \%$;
11. $V(30\%- \text{го р-ра}) = 594,6 \text{ см}^3$;
 $m(12\%- \text{го р-ра}) = 854,0 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{NaCl}) = 10 \%$;
13. $m(\text{р-ра } \text{Na}_2\text{CO}_3) = 54,6 \text{ г}$;
 $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 20,4 \text{ г}$.

Вариант 2

1. в); 2. $\alpha(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 68,9 \%$;
5. $\omega \%(\text{ZnSO}_4) = 7,03 \%$;
6. $V_{\text{р-ра}} = 919,6 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{р-ра}} = 75,0 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 239 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{ZnCl}_2) = 59 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 362 \text{ см}^3$;
 $m(\text{NaNO}_2) = 69 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{NaOH}) = 4,0 \%$;
11. $V(82\%- \text{го р-ра}) = 270,7 \text{ см}^3$;
 $m(25\%- \text{го р-ра}) = 331,3 \text{ г}$;
12. $c(\text{BaBr}_2) = 0,7112 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{р-ра } \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2) = 103,9 \text{ г}$;
 $m(\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) = 11,1 \text{ г}$.

Вариант 3

1. б); 2. $\alpha(\text{CaCl}_2) = 75 \%$;
5. $\omega \%(\text{CaI}_2) = 10,6 \%$;
6. $V_{\text{р-ра}} = 254,5 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{р-ра}} = 94,3 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 246 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Sr}(\text{NO}_3)_2) = 44 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 197 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CuBr}_2) = 73 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{KOH}) = 11,5 \%$;
11. $V(60\%- \text{го р-ра}) = 28,55 \text{ см}^3$;
 $m(17\%- \text{го р-ра}) = 56,6 \text{ г}$;
12. $V(\text{р-ра } \text{HCOOH}) = 1,46 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{р-ра } \text{Na}_2\text{SO}_3) = 128,0 \text{ г}$;
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 72,0 \text{ г}$.

Вариант 4

1. в); 2. $\alpha(\text{HCl}) = 88 \%$;
5. $\omega \%(\text{NiCl}_2) = 7,15 \%$;
6. $V_{\text{р-ра}} = 965 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{р-ра}} = 62,3 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 223 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 25 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 304 \text{ см}^3$;
 $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 107 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{CH}_3\text{COOH}) = 6,5 \%$;
11. $V(40\%- \text{го р-ра}) = 163,3 \text{ см}^3$;
 $m(8\%- \text{го р-ра}) = 385,8 \text{ г}$;
12. $m(\text{р-ра } \text{HF}) = 111 \text{ г}$;
13. $m(\text{р-ра } \text{BeSO}_4) = 235,6 \text{ г}$;
 $m(\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 104,4 \text{ г}$.

Вариант 5

1. а); 2. $\alpha(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 67 \%$;
5. $\omega \%(\text{CaBr}_2) = 7,16 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 1116 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 216,6 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 145 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{NiSO}_4) = 13 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 183 \text{ см}^3$;
 $m(\text{Cs}_2\text{SO}_4) = 68 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{HCOOH}) = 26,7 \%$;
11. $V(28\%-го \text{ p-ра}) = 54,2 \text{ см}^3$;
 $m(7\%-го \text{ p-ра}) = 44,3 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{ZnCl}_2) = 20,0 \%$;
13. $m(\text{p-ра } \text{Bi}(\text{NO}_3)_3) = 365,3 \text{ г}$;
 $m(\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 54,7 \text{ г}$.

Вариант 6

1. б); 2. $\alpha(\text{HF}) = 6,99 \%$;
5. $\omega \%(\text{BeSO}_4) = 3,7 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 106,2 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 82,2 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 272 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 10 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 214 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CsNO}_3) = 16 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 32,2 \%$;
11. $V(75\%-го \text{ p-ра}) = 33,5 \text{ см}^3$;
 $m(19\%-го \text{ p-ра}) = 89,5 \text{ г}$;
12. $V(\text{p-ра } \text{Ti}_2\text{SO}_4) = 18,4 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра } \text{CaCl}_2) = 357,8 \text{ г}$;
 $m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 222,2 \text{ г}$.

Вариант 7

1. в); 2. $\alpha(\text{KOH}) = 77 \%$;
5. $\omega \%(\text{MgSO}_4) = 5,18 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 1115 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 192,0 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 83 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{NaCl}) = 31 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 335 \text{ см}^3$;
 $m(\text{NH}_4\text{HCO}_3) = 35 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{H}_3\text{PO}_4) = 33,5 \%$;
11. $V(37\%-го \text{ p-ра}) = 123,5 \text{ см}^3$;
 $m(11\%-го \text{ p-ра}) = 375,3 \text{ г}$;
12. $c(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 1,37 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра } \text{Cd}(\text{NO}_3)_2) = 53,1 \text{ г}$;
 $m(\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}) = 6,9 \text{ г}$.

Вариант 8

1. б); 2. $\alpha(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 86,4 \%$;
5. $\omega \%(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = 4,6 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 151 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 194,9 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 162 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 20 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 143 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CsCl}) = 67 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{HClO}_4) = 20,1 \%$;
11. $V(18\%-го \text{ p-ра}) = 45,7 \text{ см}^3$;
 $m(6\%-го \text{ p-ра}) = 96,0 \text{ г}$;
12. $(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1,54 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра } \text{Ce}(\text{SO}_4)_2) = 114,2 \text{ г}$;
 $m(\text{Ce}(\text{SO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}) = 15,8 \text{ г}$.

Вариант 9

1. а); 2. $\alpha(\text{HI}) = 47,4 \%$;
5. $\omega \%(\text{K}_2\text{S}) = 4,66 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 1559 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 343,0 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 86 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{MnSO}_4) = 37 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 242 \text{ см}^3$;
 $m(\text{LiI}) = 108 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{HNO}_3) = 43,7 \%$;
11. $V(30\%- \text{го p-ра}) = 179,0 \text{ см}^3$;
 $m(5\%- \text{го p-ра}) = 293,9 \text{ г}$;
12. $m(\text{p-ра } \text{CH}_3\text{COOH}) = 8,579 \text{ г}$;
13. $m(\text{p-ра } \text{CoBr}_2) = 221,3 \text{ г}$;
 $m(\text{CoBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 58,7 \text{ г}$.

Вариант 10

1. в); 2. $\alpha(\text{LiOH}) = 63,2 \%$;
5. $\omega \%(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 5,83 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 418,3 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 97,3 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 130 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{MnCl}_2) = 27 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 166 \text{ см}^3$;
 $m(\text{Co}(\text{NO}_3)_2) = 25 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{H}_2\text{SO}_4) = 79,2 \%$;
11. $V(38\%- \text{го p-ра}) = 79,6 \text{ см}^3$;
 $m(6\%- \text{го p-ра}) = 83,7 \text{ г}$;
12. $V(\text{p-ра } \text{AlCl}_3) = 0,175 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 237,6 \text{ г}$;
 $m(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 122,4 \text{ г}$.

Вариант 11

1. в); 2. $\alpha(\text{NaCl}) = 90,5 \%$;
5. $\omega \%(\text{FeF}_2) = 3,95 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 1498 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 83,2 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 369 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{MgSO}_4) = 18 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ см}^3$;
 $m(\text{KHCO}_3) = 41 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{HCl}) = 23,2 \%$;
11. $V(27\%- \text{го p-ра}) = 65,5 \text{ см}^3$;
 $m(4\%- \text{го p-ра}) = 77,5 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{HCl}) = 14 \%$;
13. $m(\text{p-ра } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 360,2 \text{ г}$;
 $m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}) = 79,8 \text{ г}$.

Вариант 12

1. в); 2. $\alpha(\text{HClO}_3) = 89 \%$;
5. $\omega \%(\text{BaI}_2) = 5,59 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 415,5 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 68,9 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 115 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Li}_2\text{SO}_4) = 6,3 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 133 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CoI}_2) = 37 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{AgNO}_3) = 43,0 \%$;
11. $V(40\%- \text{го p-ра}) = 72,1 \text{ см}^3$;
 $m(9\%- \text{го p-ра}) = 146,8 \text{ г}$;
12. $c(\text{CuSO}_4) = 0,6936 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра } \text{CoSO}_4) = 366,0 \text{ г}$;
 $m(\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 154,0 \text{ г}$.

Вариант 13

1. а); 2. $\alpha(\text{NaOH}) = 73 \%$;
5. $\omega \%(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 11,4 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 509,8 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 36,0 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 13 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{LiOH}) = 7,8 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 254 \text{ см}^3$;
 $m(\text{KF}) = 76 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{FeCl}_3) = 39,3 \%$;
11. $V(10 \%- \text{го p-ра}) = 301,0 \text{ см}^3$;
 $m(5 \%- \text{го p-ра}) = 890,2 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{CoCl}_2) = 8,00 \%$;
13. $m(\text{p-ра FeCl}_3) = 56,0 \text{ г}$;
 $m(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 24,0 \text{ г}$.

Вариант 14

1. а); 2. $\alpha(\text{KBr}) = 93 \%$;
5. $\omega \%(\text{BaCl}_2) = 6,94 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 1812 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 73,0 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 110 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{LiCl}) = 14 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 107 \text{ см}^3$;
 $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 44 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 10,8 \%$;
11. $V(40 \%- \text{го p-ра}) = 65,4 \text{ см}^3$;
 $m(14 \%- \text{го p-ра}) = 153,2 \text{ г}$;
12. $m(\text{p-ра KMnO}_4) = 30,99 \text{ г}$;
13. $m(\text{p-ра Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 142,4 \text{ г}$;
 $m(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 27,6 \text{ г}$.

Вариант 15

1. б); 2. $\alpha(\text{HNO}_3) = 82 \%$;
5. $\omega \%(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 16,1 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 514,9 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 587,2 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 48 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{K}_2\text{SO}_4) = 10 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 248 \text{ см}^3$;
 $m(\text{KCN}) = 62 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{K}_2\text{CO}_3) = 17,3 \%$;
11. $V(9 \%- \text{го p-ра}) = 222,4 \text{ см}^3$;
 $m(2 \%- \text{го p-ра}) = 180,5 \text{ г}$;
12. $V(\text{p-ра CdSO}_4) = 0,111 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра CuSO}_4) = 179,8 \text{ г}$;
 $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 50,2 \text{ г}$.

Вариант 16

1. в); 2. $\alpha(\text{Sr}(\text{OH})_2) = 85,2 \%$;
5. $\omega \%(\text{AuCl}_3) = 9,86 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 52,39 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 117,2 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 29 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{KMnO}_4) = 2,9 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 96 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CdCl}_2) = 34 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{KI}) = 33,6 \%$;
11. $V(69 \%- \text{го p-ра}) = 137,0 \text{ см}^3$;
 $m(21 \%- \text{го p-ра}) = 239,4 \text{ г}$;
12. $\alpha(\text{HBr}) = 3,55 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра Fe}(\text{NO}_3)_3) = 276,5 \text{ г}$;
 $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 63,5 \text{ г}$.

Вариант 17

1. ω ; 2. $\alpha(\text{CaCl}_2) = 88,9 \%$;
5. $\omega \%(\text{CrCl}_3) = 9,8 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 563,7 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 79,5 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 412 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{KI}) = 14 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 224 \text{ см}^3$;
 $m(\text{FeBr}_2) = 67 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{LiCl}) = 5,6 \%$;
11. $V(45\%- \text{го p-ра}) = 113,1 \text{ см}^3$;
 $m(6\%- \text{го p-ра}) = 194,8 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{KCl}) = 2,0 \%$;
13. $m(\text{p-ра Ga}(\text{NO}_3)_3) = 320,4 \text{ г}$;
 $m(\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 8\text{H}_2\text{O}) = 139,6 \text{ г}$.

Вариант 18

1. а); 2. $\alpha(\text{H}_3\text{PO}_4) = 16,6 \%$;
5. $\omega \%(\text{(NH}_4)_2\text{SO}_4) = 7,16 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 875,9 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 7,1 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 114 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 16 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 83 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CdBr}_2) = 28 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{Sr}(\text{NO}_3)_2) = 20,2 \%$;
11. $V(40\%- \text{го p-ра}) = 155,1 \text{ см}^3$;
 $m(13\%- \text{го p-ра}) = 201,2 \text{ г}$;
12. $m(\text{p-ра NaOH}) = 93,31 \text{ г}$;
13. $m(\text{p-ра In}(\text{NO}_3)_3) = 427,7 \text{ г}$;
 $m(\text{In}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 122,3 \text{ г}$.

Вариант 19

1. а); 2. $\alpha(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 90 \%$;
5. $\omega \%(\text{CoSO}_4) = 9,25 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 657,8 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 156,8 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 399 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3) = 21 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 339 \text{ см}^3$;
 $m(\text{Rb}_2\text{SO}_4) = 132 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{ZnCl}_2) = 34,7 \%$;
11. $V(64\%- \text{го p-ра}) = 9,2 \text{ см}^3$;
 $m(14\%- \text{го p-ра}) = 14,6 \text{ г}$;
12. $c(\text{KI}) = 4,65 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра KF}) = 66,7 \text{ г}$;
 $m(\text{KF} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 23,3 \text{ г}$.

Вариант 20

1. а); 2. $\alpha(\text{KI}) = 89 \%$;
5. $\omega \%(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 3,81 \%$;
6. $V_{\text{p-ра}} = 866,5 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-ра}} = 26,1 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 71 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{KCl}) = 8,1 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 60 \text{ см}^3$;
 $m(\text{CaI}_2) = 30 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{CdSO}_4) = 11,8 \%$;
11. $V(9\%- \text{го p-ра}) = 205,7 \text{ см}^3$;
 $m(1\%- \text{го p-ра}) = 135,4 \text{ г}$;
12. $V(\text{p-ра Na}_2\text{HPO}_4) = 10 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{p-ра}) = 110,7 \text{ г}$;
 $m(\text{кристаллогидр.}) = 39,3 \text{ г}$.

Вариант 21

1. в); 2. $\alpha(\text{H}_2\text{SO}_4) = 50,8 \%$;
5. $\omega \%(\text{CoCl}_2) = 674,8 \text{ см}^3$;
6. $V_{\text{p-па}} = 674,8 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-па}} = 509,7 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 97 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{K}_2\text{CO}_3) = 25 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 397 \text{ см}^3$;
 $m(\text{SrI}_2) = 93 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{CaCl}_2) = 17,8 \%$;
11. $V(50\%- \text{го p-па}) = 98,7 \text{ см}^3$;
 $m(18\%- \text{го p-па}) = 137,7 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{AlCl}_3) = 4,0 \%$;
13. $m(\text{p-па Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 175,6 \text{ г}$;
 $m(\text{Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 44,4 \text{ г}$.

Вариант 22

1. в); 2. $\alpha(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 90 \%$;
5. $\omega \%(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2,38 \%$;
6. $V_{\text{p-па}} = 765 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-па}} = 30,3 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 53 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{KBr}) = 24 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 55 \text{ см}^3$;
 $m(\text{BeSO}_4) = 15 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{MgCl}_2) = 13,0 \%$;
11. $V(82\%- \text{го p-па}) = 171,8 \text{ см}^3$;
 $m(20\%- \text{го p-па}) = 157,7 \text{ г}$;
12. $m(\text{p-па Pb}(\text{NO}_3)_2) = 1227 \text{ г}$;
13. $m(\text{p-па MnSO}_4) = 302,6 \text{ г}$;
 $m(\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 47,4 \text{ г}$.

Вариант 23

1. в); 2. $\alpha(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 75 \%$;
5. $\omega \%(\text{CdBr}_2) = 13,8 \%$;
6. $V_{\text{p-па}} = 759,6 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-па}} = 30,6 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 522 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{FeSO}_4) = 15 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 403 \text{ см}^3$;
 $m(\text{RbCl}) = 107 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 16,3 \%$;
11. $V(40\%- \text{го p-па}) = 127,9 \text{ см}^3$;
 $m(16\%- \text{го p-па}) = 182,8 \text{ г}$;
12. $V(\text{p-па KOH}) = 0,585 \text{ дм}^3$;
13. $m(\text{p-па K}_2\text{S}) = 281,6 \text{ г}$;
 $m(\text{K}_2\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 198,4 \text{ г}$.

Вариант 24

1. б); 2. $\alpha(\text{MgSO}_4) = 42,7 \%$;
5. $\omega \%(\text{NH}_4\text{Br}) = 11,9 \%$;
6. $V_{\text{p-па}} = 1464 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{p-па}} = 47,4 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 20 \text{ см}^3$;
8. $\omega_2 \%(\text{CuSO}_4) = 6,5 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 38 \text{ см}^3$;
 $m(\text{AgF}) = 12 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{KBr}) = 22,8 \%$;
11. $V(35\%- \text{го p-па}) = 95,3 \text{ см}^3$;
 $m(8\%- \text{го p-па}) = 216,5 \text{ г}$;
12. $\omega \%(\text{MnCl}_2) = 2,0 \%$;
13. $m(\text{p-па MgSO}_4) = 339,5 \text{ г}$;
 $m(\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 230,5 \text{ г}$.

Вариант 25

1. в); 2. $\alpha(\text{KCl}) = 85 \%$;
5. $\omega \%(\text{La}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,777 \%$;
6. $V_{\text{р-ра}} = 2442 \text{ см}^3$;
7. $m_{\text{р-ра}} = 98,8 \text{ г}$;
 $V(\text{H}_2\text{O}) = 119 \text{ см}^3$;
8. $\omega 2 \%(\text{K}_3\text{PO}_4) = 5,8 \%$;
9. $V(\text{H}_2\text{O}) = 116 \text{ см}^3$;

- $m(\text{MgI}_2) = 34 \text{ г}$;
10. $\omega_3 \%(\text{H}_3\text{PO}_4) = 24,0 \%$;
11. $V(6\%- \text{го р-ра}) = 165,2 \text{ см}^3$;
 $m(20\%- \text{го р-ра}) = 231,6 \text{ г}$;
12. $c(\text{CH}_2\text{O}) = 14,8 \text{ моль/дм}^3$;
13. $m(\text{р-ра } \text{La}_2(\text{SO}_4)_3) = 146,3 \text{ г}$;
 $m(\text{La}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}) = 33,7 \text{ г}$;

Модуль 1. Тесты

1. О химическом элементе можно сказать, что:
А во время химических реакций элементы сохраняются;
Б формой существования элемента есть только простое вещество;
В формой существования элемента есть только сложное вещество;
Г формой существования элемента есть как простое, так и сложное вещество.
2. В каком случае речь идет о простом веществе:
А металлы характеризуются высокой электро- и теплопроводимостью;
Б в состав натрия хлорида входят Натрий и Хлор;
В при подогреве жидкого воздуха выделяется Азот;
Г в сложных веществах кислород двухвалентный.
3. Существование аллотропных модификаций вызвано:
А разным агрегатным состоянием простых веществ;
Б разным количеством атомов в молекуле;
В разной структурой кристаллов;
Г разной химической связью между атомами.
4. Молекулярные формулы не нужно использовать:
А для изображения состава веществ молекулярного строения;
Б для определения степенем окисления;
В для определения массовой части каждого элемента в молекуле;
Г для определения химического строения вещества.
5. В перечне химических элементов: Силиций, Хлор, Магний, Сульфур, Хром, Купрум, Флуор – их число с постоянной степенью окисления в соединениях равняется:
А 5; Б 7; В 3; Г 6.
6. С помощью химических уравнения есть возможность:
А определить направление протекания химических реакций;
Б рассчитать количество, массу и объем веществ, участвующих в реакции;
В количество теплоты, которое выделяется или поглощается во время реакции;
Г определить количественные (молярные) соотношения веществ, которые вступают в реакцию и образуются вследствие ее.

7. Как единицу измерения атомных масс, то есть атомную единицу массы, применяют:
- А абсолютную массу атома изотопа Водорода ${}^1_1\text{H}$;
 - Б одну шестнадцатую абсолютной массы атома изотопа Кислорода ${}^{16}_8\text{O}$;
 - В одну двенадцатую абсолютной массы атома Углерода изотопа ${}^{12}_6\text{C}$;
 - Г одну сто двадцать седьмую абсолютной массы атома изотопа Йода ${}^{127}_{53}\text{I}$.
8. На основании относительной молекулярной массы невозможно определить:
- А относительную молекулярную массу иона;
 - Б относительную молекулярную массу радикала;
 - В относительную молекулярную массу ионного ассоциата;
 - Г высшую валентность каждого элемента, входящего в состав молекулы.
9. В перечне соединений: Fe_2O_3 , CO_2 , NiO , P_2O_5 , CaC_2 , SO_3 , K_2S , Ba_3N_2 , NO , As_2O_3 – число бертолидов (соединений немолекулярного строения) равно:
- А 4; Б 5; В 2; Г 7.
10. Одинаковую плотность по диоксигену (O_2) имеют:
- А пропан, Сульфур (IV) оксид, бутан;
 - Б силан (SiH_4), пропен, Нитроген (II) оксид;
 - В динитроген (N_2), Карбон (II) оксид, етен;
 - Г Карбон (IV) оксид, Нитроген (I) оксид, амониак.
11. Число атомов Гидрогена в $16,8 \text{ дм}^3$ (н. у.) бутадиена составляет:
- А $3,8 \cdot 10^{25}$; Б $1,6 \cdot 10^{23}$; В $2,7 \cdot 10^{24}$; Г $8,0 \cdot 10^{23}$.
12. В какой из водородсодержащих соединений массовая часть Водорода самая большая:
- А кальций дигидроортофосфат;
 - Б кальций гидроортофосфат;
 - В амоний гидроортофосфат;
 - Г амоний дигидроортофосфат.
13. В ядрах атомов изотопов ${}^{48}\text{Ca}$, ${}^{132}\text{Ba}$, ${}^{132}\text{Sn}$ число нейтронов соответственно составляет:
- А 32, 44, 68; Б 20, 56, 50; В 17, 56, 71; Г 28, 76, 74.

14. Если сложить число электронов, протонов и нейтронов, входящих в состав атома ^{120}Te , то в итоге получим сумму, равную:
 А 164; Б 181; В 172; Г 98.
15. В ядре атома некоторого элемента содержится 23 протона, тогда его электронную конфигурацию можно представить следующей формулой:
 А $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$; Б $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$;
 В $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$; Г $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.
16. Символы элементов, относящихся соответственно с s -, p - и d -электронным семействам, расположены в ряду:
 А Ca, Si, Ni; Б Na, F, Ar; В K, Cr, Zn; Г Mg, S, Ne.
17. Элементы, которые являются электронными аналогами, можно представить рядами:
 А Ru, Rh, Pd; Б Ne, Ar, Kr; В O, S, Se; Г Na, Mg, Al.
18. Атом какого из элементов, что находится в возбужденном состоянии, имеет электронную формулу $[\text{Ne}]3d^{10}4s^14p^34d^3$:
 А Сульфура; Б Фосфора; В Брома; Г Купрума.
19. Какие элементы принадлежат к элементам четвертого периода, если электронами заполняются такие энергетические подуровни:
 А $5s$ -, $4d$ -, $5p$ -; Б $3s$ -, $3p$ -; В $4s$ -, $3d$ -, $4p$ -; Г $6s$ -, $4f$ -, $5d$ -, $6p$ -.
20. Если орбитали характеризуются одинаковыми значениями главного квантового числа, которое равняется трем, то означает ли это, что:
 А они находятся на одинаковом расстоянии от ядра;
 Б имеют одинаковую энергию;
 В находятся на одном энергетическом уровне;
 Г находятся на одном энергетическом подуровне.
21. Если электрон имеет двойственную природу – свойства частицы и волны, то не означает ли это, что:
 А его масса покоя равна нулю;
 Б его масса покоя больше нуля;
 В для потока электронов характерное явление дифракции;
 Г для потока электронов характерное явление интерференции.
22. Когда атом некоторого элемента содержит в ядре 26 протонов, то распределение электронов на его энергетических уровнях можно представить в виде:
 А 2. 8. 8. 1; Б 2. 8. 14. 2; В 2. 8. 11. 2; Г 2. 7. 12. 3.

23. Если атом Хлора находится в возбужденном состоянии, то число его электронов на *d*-подуровне равно:

А 7; Б 3; В 2; Г 5.

24. Когда атом Кальция теряет в процессе химической реакции два электрона, то его электронную конфигурацию можно представить как:

А $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; В $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;

Б $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1$; Г $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^5$.

25. Установите соответствие между электронными формулами атомов и формулами их высшего оксида:

А $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

1 EO_3 ;

Б $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$;

2 E_2O_5 ;

В $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^1$;

3 E_2O_7 ;

Г $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

4 EO_2 ;

5 EO .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

26. Установите соответствие между электронными конфигурациями внешних энергетических уровней атомов и формулами их водородсодержащих летучих соединений:

А $\dots 4s^2 4p^5$;

1 EH_3 ;

Б $\dots 3s^2 3p^3$;

2 EH_5 ;

В $\dots 4s^2 3p^4$;

3 EH_4 ;

Г $\dots 2s^2 2p^2$.

4 EH ;

5 EH_2 .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

27. Установите соответствие, между типами энергетических подуровней, которые имеют элементы и номерами периодов Периодической системы, где они расположены:

А *s*- и *p*-подуровни;

1 4 и 5;

Б *s*-, *p*-, *d*- и *f*-подуровни;

2 2 и 3;

В *s*-, *p*- и *d*- подуровни;

3 6 и 7;

Г *s*-подуровень.

4 3 и 4;

5 1.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

28. Установите соответствие между массовыми частями (%) Оксигена в оксиде и названиями элементов, которые их образуют:

А 47,06;

Б 69,56;

В 17,02;

Г 56,33.

1 Калий;

2 Манган;

3 Нитроген;

4 Алюминий;

5 Фосфор.

А Б В Г

1				
2				
3				
4				
5				

29. Установите соответствие между названиями газов и их массами (г), если все они занимают объем $2,8 \text{ дм}^3$ при нормальных условиях:

А амониак;

Б динитроген (N_2);

В метан;

Г Сульфур (IV) оксид.

1 2,0;

2 8,0;

3 2,125

4 5,5;

5 3,50.

А Б В Г

1				
2				
3				
4				
5				

30. Установите соответствие между названиями газов и их объемными частями (%) в смеси, если каждого газа в смеси было по 1 г:

А динитроген (N_2);

Б диоксиген (O_2);

В Карбон (IV) оксид;

Г Сульфур (IV) оксид.

1 40,5;

2 14,8;

3 21,6;

4 29,7;

5 33,9.

А Б В Г

1				
2				
3				
4				
5				

31. Укажите пару атомов, между которыми химическая связь будет иметь наибольшую степень ионности (полярности):

А Al и Cl; Б Si и N; В Ca и O; Г Rb и F.

32. Укажите тип химической связи между атомами в молекуле воды:

А ковалентный донорно-акцепторный;

Б водородный;

В ковалентный;

Г ионный.

33. Выберите ряд, в котором ковалентная неполярная связь реализуется при образовании всех веществ:
- А H_2S , SO_2 , SiO_2 , H_2O ; В Cr, Ne, Mg, Fe;
Б P_4 , S_8 , O_3 , Cl_2 ; Г As_4 , CO_2 , Li_2O , P_2O_5 .
34. Определите молекулу, в которой при образовании химических связей участвует наибольшее число электронов:
- А C_2H_2 ; Б C_2H_4 ; В C_2H_6 ; Г N_2H_4 .
35. Укажите тип химической связи, что не реализуется при образовании аммоний хлорида:
- А ионный;
Б ковалентный донорно-акцепторный;
В ковалентный неполярный;
Г ковалентный полярный.
36. Определите молекулу, при образовании которой реализуется ковалентная полярная связь:
- А F_2 ; Б H_2S ; В MgF_2 ; Г Cu_2O .
37. Определите молекулы, между которыми образуется водородная связь:
- А LiH; Б H_2Se ; В B_2H_6 ; Г HF.
38. Укажите правильное утверждение в отношении состава тройной связи между двумя соседними атомами:
- А состоит из трех π -связей;
Б состоит из двух σ -связей и одной π -связи;
В состоит из одной σ -связи и двух π -связей;
Г состоит из трех σ -связей.
39. Определите молекулы, между атомами которых образуется наиболее прочная ковалентная связь:
- А H_2Se ; Б H_2O ; В H_2S ; Г H_2Te .
40. Укажите тип химической связи, что характеризуется наименьшей прочностью:
- А водородный; Б ковалентный; В металлический; Г ионный.
41. Укажите молекулу, которая будет иметь угловую форму:
- А дигидроген (H_2); Б дигидрогенсульфид (H_2S); В амониак; Г метан.
42. Укажите геометрическую форму молекулы карбонтетрахлорида (CCl_4):
- А пирамидальная; Б линейная; В тетраэдрическая; Г треугольная.

43. Установите соответствие между веществами в твердом состоянии и типом их кристаллических решеток:

- | | |
|--------------------------|-------------------------|
| А Натрий; | 1 молекулярный; |
| Б Йод; | 2 атомный; |
| В Кальций фторид; | 3 ионный; |
| Г алмаз. | 4 металлический; |
| | 5 ионно-атомный. |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

44. Установите соответствие между веществами и геометрической формой их молекул:

- | | |
|---------------------------------|---------------------------|
| А PH_3 ; | 1 линейная; |
| Б H_2S ; | 2 угловая; |
| В HCl ; | 3 пирамидальная; |
| Г CH_4 . | 4 тетраэдрическая; |
| | 5 октаэдрическая. |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

45. Установите соответствие между веществами и количеством неполярных связей в их молекулах:

- | | |
|---------------------------------------|-------------|
| А сера; | 1 1; |
| Б динитроген (N_2); | 2 2; |
| В фосфор белый; | 3 3; |
| Г этилен. | 4 4; |
| | 5 8. |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

46. Укажите факторы, которые не влияют на скорость реакции между растворами Натрия гидроксида и сульфатной кислоты:

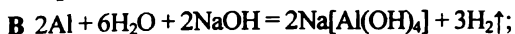
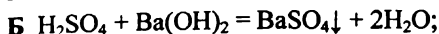
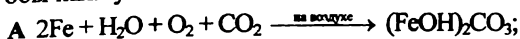
- | |
|---|
| А температура; |
| Б концентрация Натрия гидроксида; |
| В давление; |
| Г концентрация сульфатной кислоты. |

47. Укажите пару веществ, которые при обычных условиях с наибольшей скоростью будут взаимодействовать между собой:
- А диоксиген (O_2) и динитроген (N_2);
 - Б Алюминий с водным раствором гидроксида Натрия;
 - В Кальций с водой;
 - Г раствор Натрий сульфида с раствором Плюмбум нитрата.
48. Укажите правильное утверждение в отношении действий, которые нужно сделать, чтобы повысить скорость растворения Железа в закрытой емкости в сульфатной кислоте:
- А снизить давление в емкости, где происходит реакция;
 - Б ввести дополнительно в емкость Ферум;
 - В измельчить Ферум до порошкообразного состояния;
 - Г добавить в емкость воды с целью снижения концентрации серной кислоты.
49. Укажите уравнение реакции, в которой повышение давления в замкнутой емкости способствует ускорению реакции:
- А $3H_{2(r)} + N_{2(r)} \leftrightarrow 2NH_{3(r)}$;
 - Б $N_{2(r)} + O_{2(r)} \leftrightarrow 2NO_{(r)}$;
 - В $2KClO_{3(к)} \leftrightarrow 2KCl_{(к)} + 3O_{2(r)}$;
 - Г $C_2H_{6(r)} \leftrightarrow H_{2(r)} + C_2H_{4(r)}$.
50. Укажите правильное утверждение в отношении действий, которые нужно сделать, чтобы повысить скорость прямой реакции $CO_{2(r)} + C_{(к)} \leftrightarrow 2CO_{(r)}$:
- А повысить концентрацию С;
 - Б повысить концентрацию CO_2 ;
 - В повысить концентрацию CO ;
 - Г повысить концентрацию как С, так и CO .
51. Укажите правильное утверждение, почему катализаторы повышают скорость химической реакции:
- А потому что образуют с одним из реагирующих веществ промежуточное активное устойчивое соединение;
 - Б потому что образуют с одним из реагирующих веществ промежуточное активное неустойчивое соединение;
 - В потому что повышают число столкновений реагентов в единицу времени;
 - Г потому что повышают скорость движения молекул реагентов.

52. Укажите правильное утверждение в отношении действий, которые надо сделать, чтобы сместить равновесие в системе $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{SO}_{3(r)} + \Delta H_{298}^{\circ}$ в сторону образования продукта реакции:
- А повысить температуру;
 - Б повысить давление;
 - В снизить давление;
 - Г снизить концентрацию SO_2 .
53. Укажите правильное утверждение в отношении действий, которые надо сделать, чтобы сместить равновесие в системе $3\text{H}_{2(r)} + \text{N}_{2(r)} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(r)} + Q$ в сторону образования продукта реакции:
- А увеличить концентрацию аммиака;
 - Б снизить температуру;
 - В снизить давление;
 - Г снизить концентрацию динитрогена (N_2).
54. Укажите правильное утверждение в отношении производств, где не используют катализаторы:
- А в производстве аммиака;
 - Б в производстве серной кислоты;
 - В в производстве Натрия гидроксида;
 - Г в производстве азотной кислоты.
55. Укажите правильное утверждение в отношении факторов, от которых не зависит константа скорости химической реакции:
- А от температуры;
 - Б от природы реагирующих веществ;
 - В от присутствия катализатора;
 - Г от концентрации реагирующих веществ.
56. Укажите, на сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 2–4 раза:
- А на каждые 20° ; В на каждые 50° ;
 - Б на каждые 100° ; Г на каждые 10° .
57. Укажите правильное утверждение:
- А все окислительно-восстановительные реакции являются обратимыми;
 - Б экзотермическая реакция протекает до конца только в том случае, если ее инициировать постоянным повышением энергии (тепла) извне;

- В** если ход реакции в прямом направлении сопровождается поглощением энергии, то ход обратной реакции – с выделением энергии (тепла);
- Г** эндотермическую реакцию можно ускорить только с помощью применения катализаторов.

58. Установите последовательность увеличения скорости реакций при обычных условиях:



	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

59. Установите соответствие между интервалами повышения температуры ΔT , числом раз, в которые возросла скорость реакции, и температурными коэффициентами скорости реакции γ :

А $\Delta T = 20^\circ\text{C}$, 6,25 раза;

1 $\gamma = 4$;

Б $\Delta T = 80^\circ\text{C}$, 256 раза;

2 $\gamma = 2,5$;

В $\Delta T = 40^\circ\text{C}$, 81 раз;

3 $\gamma = 2$;

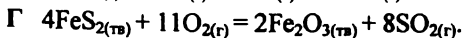
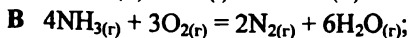
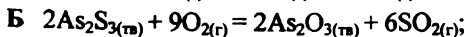
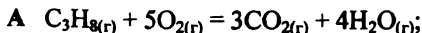
Г $\Delta T = 50^\circ\text{C}$, 1024 раза.

4 $\gamma = 3,5$;

5 $\gamma = 3$.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

60. Установите соответствие между уравнениями реакций и числом раз увеличения их скорости, если давление проведения реакций увеличить вдвое:



1 512;

2 128;

3 1024;

4 2048;

5 64.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

6. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

6.1. Основные теоретические положения

6.1.1. Классификация неорганических веществ по составу

По химическому составу все неорганические вещества обычно разделяют на простые и сложные.

Простыми называют вещества, состоящие из атомов какого-либо одного элемента, например: натрий, цинк, азот, сера. Их классифицируют на металлы (типичные металлы являются щелочеобразователями): Na, K, Ca, Ba; неметаллы (кислотообразователи): N₂, P₄, Cl₂, F₂, C; амфотерные (образующие основания и кислоты): Zn, Pb, Sn, Al.

Сложными веществами (или соединениями) называют вещества, состоящие из атомов различных элементов. Их можно классифицировать по составу и по свойствам (функциональным признакам). По составу сложные вещества делят на двухэлементные (бинарные) и многоэлементные. По функциональным признакам неорганические соединения подразделяют на классы в зависимости от характера функций, выполняемых ими в химических реакциях: оксиды, гидроксиды (кислоты и основания), соли.

6.1.1.1. Бинарные неорганические соединения

Составление эмпирических формул и названий бинарных неорганических соединений основано на правильном использовании степеней окисления элементов.

Если допустить, что бинарное химическое соединение состоит из ионов, то степень окисления показывает заряд иона, входящего в соединение. На самом деле чисто ионное соединение практически не существует, поэтому степень окисления представляет собой величину условную, формальную, и следовательно, все неорганические соединения (в большинстве своем) условно считают состоящими из электроположительных и электроотрицательных частей. При определении степени окисления исходят из того, что водород в соединении имеет, как правило, степень окисления +1, а кислород –2. Исключениями являются гидриды активных металлов (NaH, CaH₂), в которых водород имеет степень окисления –1; пероксид водорода

и его производные (H_2O_2 , BaO_2), в которых кислород имеет степень окисления -1 , а также фторид кислорода OF_2 , где степень окисления кислорода $+2$. Степень окисления атомов простых веществ равна нулю.

Степень окисления других элементов определяют исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов в сложном веществе равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Следует также помнить, что устойчивые степени окисления элементов главных подгрупп можно определять с помощью Периодической системы элементов. У элементов I–III групп существует единственная степень окисления – положительная, равная по значению номеру группы. У элементов IV–VIII групп устойчивых степеней окисления две: положительная, соответствующая номеру группы, и отрицательная, равная разности между номером группы и числом восемь.

Названия соединений из двух элементов могут иметь общие и частные (конкретные) названия. Общие названия бинарных соединений приведены в табл. 6.1.

Таблица 6.1

Соединения	Названия	Примеры
Металл + водород	Гидриды	KH
Металл + галоген	Галогениды (фториды, хлориды, бромиды, иодиды, астатиды)	LiF , NaCl , AgBr , KI
Металл + халькоген	Халькогениды (сульфиды, селениды, теллуриды)	MgS , K_2Se , Na_2Te
Металл + азот	Нитриды	AlN , Li_3N , Ca_3N_2
Металл + фосфор	Фосфиды	Ca_3P_2
Металл + мышьяк	Арсениды	AlAs
Металл + углерод	Карбиды	Al_4C_3
Металл + кремний	Силициды	Mg_2Si
Металл + бор	Бориды	Mg_3B_2
Металл + кислород	Оксиды	FeO

Название какого-либо конкретного бинарного соединения составляют, как правило, из двух слов. Первое состоит из корня латинского названия электроотрицательного элемента и суффикса *-ид*, второе – из русского названия или, по международной номенклатуре, электроположительного элемента в родительном падеже. Для указания количества атомов применяют греческие числительные. Так, в соединении TiI_4 на один атом титана приходится четыре атома иода, поэтому его название – тетраиодид титана.

В соединении двух неметаллов электроположительную часть составляет элемент, имеющий меньшую электроотрицательность (способность данного атома в молекуле смещать общее электронное облако в свою сторону). Например, в соединении PCl_3 электроположительной частью является фосфор, так как электроотрицательность фосфора и хлора равна соответственно 2,1 и 3,0. Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов приведены в табл. 6.2.

Таблица 6.2

H 2,1	–	–	–	–	–	–
Li 0,98	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,1	O 3,5	F 4,0
Na 0,93	Mg 1,2	Al 1,6	Si 1,8	P 2,2	S 2,6	Cl 3,0
K 0,91	Ca 1,0	Ga 1,8	Ge 1,8	As 2,1	Se 2,5	Br 2,8
Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,5	Sn 1,8	Sb 1,8	Te 2,1	I 2,6

Бинарные соединения элементов с кислородом. Соединения двух элементов, один из которых кислород, называют *оксидами*. Кислород является в них электроотрицательной частью, кроме соединений с фтором. Это название применяют исключительно в качестве группового названия (оксиды марганца, оксиды хрома и т.п.). В зависимости от положения связи между атомами оксиды подразделяют на группы:

- *Нормальные* – соединения, в молекулах которых все атомы кислорода, имеющие степень окисления -2 , непосредственно соединены с атомами электроположительного элемента и не связаны друг с другом.

При составлении индивидуального названия приставка перед словом «оксид» указывает число атомов кислорода, приходящихся на один атом электроположительного элемента (Э). Ниже приведены примеры образования названий по международной номенклатуре нормальных индивидуальных оксидов:

N_2O – оксид диазота;

NO – монооксид азота;

N_2O_3 – триоксид диазота;

NO_2 – диоксид азота;

CrO_3 – триоксид хрома;

Mn_2O_7 – гептаоксид димарганца;

OsO_4 – тетраоксид осмия.

В тех случаях, когда электроположительный элемент может проявлять различную степень окисления в соединениях с кислородом, то в названии оксида ее указывают римской цифрой в скобках после названия электроположительного элемента. Например, SO_2 – оксид серы (IV); P_2O_5 – оксид фосфора (V).

- *Пероксиды* – соединения, в молекулах которых атомы кислорода связаны между собой в анион O_2^{2-} , т.е. в пероксидную группировку $-O-O-$. Например, H_2O_2 – пероксид водорода $H-O-O-H$; BaO_2 – пероксид бария



- *Надпероксиды* – соединения, в которых атомы кислорода связаны друг с другом в анион O_2^- , например, KO_2 – надпероксид калия.
- *Озониды* – соединения, которые содержат анион O_3^- , например, KO_3 – озонид калия.

Бинарные соединения элементов с водородом. Химические соединения элементов с водородом условно делят на две группы:

- соединения металлов с водородом (в соединении с металлами главных подгрупп I, II, IV, V групп Периодической системы и алюминия водород является электроотрицательной частью, степень окисления -1). Их общее название – гидриды: LiH – гидрид лития, SrH_2 – дигидрид стронция, BiH_3 – тригидрид висмута, SnH_4 – тетрагидрид олова.

Металлы побочных подгрупп образуют металлоподобные гидриды – гидриды внедрения. Их состав не соответствует стехиометрической валентности металла. Приблизительно соотношение компонентов в этих соединениях можно выразить такими формулами: NbH , TaH , TiH_2 , ZrH_2 , ScH_2 , LaH_2 ;

- соединения неметаллов с водородом. В соединениях с неметаллами водород – электроположительная часть (степень окисления $+1$). Таковы соединения водорода с бором и элементами главных подгрупп IV–VII групп Периодической системы.

Большинство соединений водорода с неметаллами – газообразные вещества. Если водные растворы этих соединений являются кислотами, следует называть их одним словом, состоящим из корня русского названия элемента с окончание на «о» и слова «водород». Например, HF – фтороводород; H_2Te – теллуrowодород. Для остальных соединений неметаллов с водородом сохраняются традиционные названия: H_2O – вода, NH_3 – аммиак, AsH_3 – арсин, CH_4 – метан, SiH_4 – силан и т.п.

Бинарные соединения элементов с галогенами. В соединениях металлов с галогенами электроотрицательная часть соединения – это галогены. В международной номенклатуре соединения металлов с галогенами объединены названием *галогениды*, отвечающие формуле $\text{Me}\Gamma_n$, где Γ – любой галоген; n – степень окисления атома металла: MeF_n – фториды, MeCl_n – хлориды, MeBr_n – бромиды, MeI_n – иодиды, MeAt_n – астатиды. Ниже приведены примеры названий соединений металлов с галогенами:

MeCl – монохлорид;

MeF_2 – дифторид;

MeBr_3 – трибромид;

MeBr_5 – пентабромид;

MeF_6 – гексафторид;

MeF_7 – гептафторид;

MeI_4 – тетраиодид;

MeF_8 – октафторид.

Аналогично составляют названия галогенидов неметаллов, имеющих меньшую электроотрицательность по сравнению с галогеном.

Бинарные соединения элементов с халькогенами. Элементы главной подгруппы VI группы Периодической системы – сера, селен, теллур, полоний – объединены под общим названием *халькогены*. В бинарных соединениях с металлами они проявляют степень окисления –2. Названия соединений металлов с халькогенами – халькогениды (сульфиды, селениды, теллуриды, полониды): ZnSe – селенид цинка, Na_2Te – теллурид натрия.

Наибольшее распространение имеют нормальные халькогениды, в которых атомы металлов непосредственно соединены лишь с атомами халькогена: Na-S-Na . Если металл дает с данным халькогеном несколько соединений, то в конце названия ставят в круглых скобках римскую цифру, указывающую степень окисления металла. Например, Cu_2S – сульфид димеди (I), CuS – сульфид меди (II). Соединения, в которых атомы халькогенов связаны между собой, называют перхалькогенидами (персульфиды, перселениды, пертеллуриды). Например, FeS_2 – персульфид железа (II):



Если число атомов халькогена, связанных между собой, больше двух, то такие соединения называют полисульфидами, полиселенидами, полителлуридами (K_2S_n – полисульфид калия). Халькогениды, в которых атомы металла связаны между собой, называют субхалькогенидами. Например, Hg_2S – субсульфид ртути:



Бинарные соединения металлов с другими элементами. Соединения металлов с неметаллами главных подгрупп III, IV и V групп Периодической системы, в которых бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, сурьма являются электроотрицательной частью, рекомендуется называть бориды, карбиды, силициды, нитриды, фосфиды, арсениды, стибиды. В соединениях металлов с азотом, фосфором, мышьяком и сурьмой последние проявляют степень окисления –3. Примеры названий: Ca_3P_2 – фосфид

кальция (дифосфид трикальция), Na_3As – арсенид натрия, Na_3Sb – стибид натрия. Наряду с указанными, существуют нитриды, фосфиды, арсениды, стибиды, карбиды, силициды, бориды, в которых проявляются необычные стехиометрические соотношения между металлом и неметаллом. Например, Mn_3C , VSi_2 , TiN , CoAs_2 .

6.1.1.2. Многоэлементные неорганические соединения

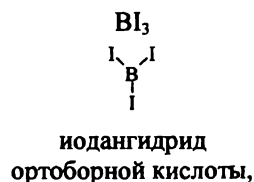
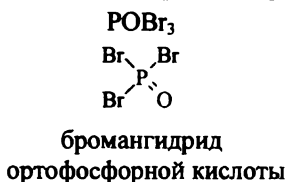
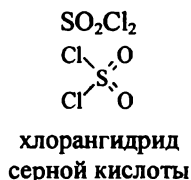
Среди многоэлементных соединений важную группу образуют *гидроксиды*, т.е. вещества, в состав которых входят гидроксильные группы (OH^-) и которые можно рассматривать как соединения оксидов с водой. К ним относятся как основания (основные гидроксиды): NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др., так и кислоты (кислотные гидроксиды): HNO_3 , H_2SO_4 и др., а также вещества, способные проявлять как кислотные, так и основные свойства (амфотерные гидроксиды): $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и др.

К многоэлементным соединениям относят также галогенангидриды и халькогенангидриды, которые можно рассматривать как продукты замещения гидроксильных групп кислородных кислот атомами галогенов или халькогенов. Чтобы вывести формулу, например, хлорангидрида серной кислоты, в молекуле кислоты следует условно заменить гидроксильные группы на атомы хлора:



Существуют неполные галоген- или халькогенангидриды, т.е. продукты неполного замещения гидроксильных групп кислородных кислот атомами галогенов или халькогенов, а также смешанные галогенангидриды, содержащие атомы различных галогенов.

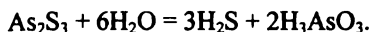
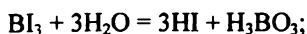
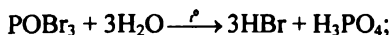
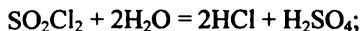
Название галоген- или халькогенангидридов кислот определяется названием галогенов или халькогенов и кислот, производными которых являются называемые соединения. Например, галогенангидриды SO_2Cl_2 , POBr_3 , BI_3 имеют следующие графические изображения формул и названия:



а халькогенангидрид As_2S_3 :

$\text{S}=\text{As}-\text{S}-\text{As}=\text{S}$ – тиоангидрид мышьяковистой кислоты.

Важным и общим для всех галоген- и халькогенангидридов химическим свойством является их необратимое взаимодействие с водой с образованием двух кислот: галоген- или халькогенводородной и кислоты, производной которой является рассматриваемый галоген или халькогенангидрид:



Галоген- и халькогенангидриды принято относить к неосновным классам неорганических соединений.

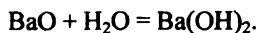
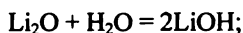
6.1.2. Классификация неорганических соединений по функциональным признакам

6.1.2.1. Оксиды

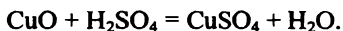
Оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие. Солеобразующие оксиды, в свою очередь, классифицируют на основные, кислотные и амфотерные.

Основными называют оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами. Основным оксидом в качестве гидроксидов соответствуют основания. Например, оксиду кальция CaO отвечает основание гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Их образуют щелочные металлы (Li , Na , K , Rb , Cs), щелочноземельные металлы (Ca , Sr , Ba , Ra), магний, лантан, а также все металлы в низших степенях окисления. Тип химической связи в этих соединениях преимущественно ионный, поэтому при обычных условиях они – твердые вещества. Для них характерны следующие химические свойства:

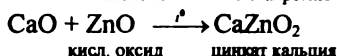
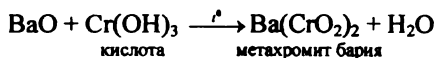
- оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также Ti_2O и La_2O_3 взаимодействуют с водой с образованием соответствующих растворимых в воде оснований:



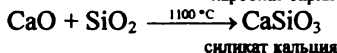
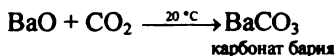
- Основные оксиды взаимодействуют с кислотами с образованием соли (она должна быть растворима) и воды:



- Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов сплавляются с амфотерными оксидами и гидроксидами. При этом амфотерные гидроксиды и оксиды проявляют кислотные свойства и поэтому входят в состав образующихся солей в качестве кислотного остатка:

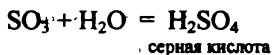


- Основные оксиды в зависимости от условий (возможности) протекания реакции взаимодействуют с кислотными оксидами:



Кислотными называют оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами. Присоединяя косвенно или прямо воду, кислотные оксиды образуют соответствующие кислоты, например: диоксид кремния SiO_2 – кремниевую кислоту H_2SiO_3 , пентаоксид диазота N_2O_5 – азотную кислоту HNO_3 . Кислотные оксиды могут быть получены путем отнятия воды от соответствующих кислот, поэтому их иногда называют также ангидридами кислот. Тип химической связи в кислотных оксидах – ковалентный полярный. При обычных условиях различные кислотные оксиды могут иметь неодинаковое агрегатное состояние: твердое (P_2O_5 , CrO_3), жидкое (N_2O_5 , Mn_2O_7), газообразное (CO_2 , Cl_2O). Кислотные оксиды образуют главным образом неметаллы и металлы в высших или высших степенях окисления (ReO_3 , Mn_2O_7). Для кислотных оксидов характерны такие химические свойства:

- Большинство кислотных оксидов взаимодействует с водой с образованием кислот (они должны быть растворимыми):



При этом некоторые кислотные оксиды при взаимодействии с водой образуют одновременно две кислоты. Такие реакции принадлежат одновременно и к типу окислительно-восстановительных и к типу реакций соединения, в отличие от реакций указанных выше, которые принадлежат лишь к последнему типу реакций:

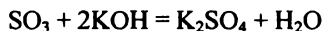


азотистая к-та азотная к-та



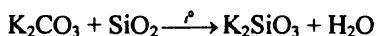
хлористая к-та хлорноватая к-та

- Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:



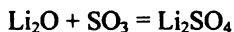
нитрит натрия нитрат натрия

- Некоторые кислотные оксиды сплавляются с солями в тех случаях, когда образуется более летучий продукт:



метафосфат натрия

- Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами с образованием солей:



- Кислотные оксиды, которым соответствуют многоосновные кислоты, при наличии воды могут взаимодействовать со средними солями этих же кислот с образованием кислых солей:



гидрокарбонат натрия

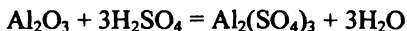
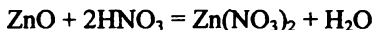


дигидрофосфат натрия

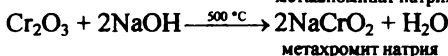
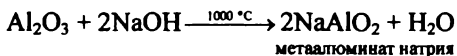
Амфотерными называют оксиды, которые образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями. К ним относят, например, ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO , PbO . Амфотерные оксиды образуют только металлы. Это могут быть некоторые металлы главных подгрупп (Be, Al) и многие металлы побочных подгрупп, главным образом, в промежуточных степенях окисления. Тип химической связи – ионно-ковалентный. Все ам-

фотерные оксиды – твердые вещества, нерастворимые в воде. Они проявляют такие химические свойства:

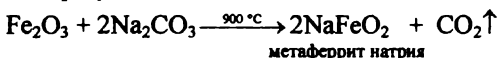
- Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, соответствующие им гидроксиды получают косвенным путем.
- Амфотерные оксиды, подобно основным, взаимодействуют с кислотами с образованием солей:



- Амфотерные оксиды, подобно кислотным, взаимодействуют со щелочами с образованием солей. Большинство этих реакций протекает при сплавлении:



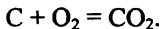
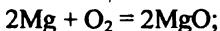
- Амфотерные оксиды при сплавлении с некоторыми солями щелочных металлов образуют соли:



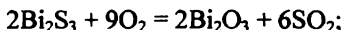
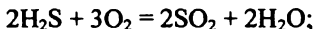
Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями и практически не взаимодействуют с водой. Их немного, к ним относят оксид диазота N_2O , монооксид азота NO , монооксид углерода CO , монооксид кремния SiO и другие. Тип связи – ковалентный полярный.

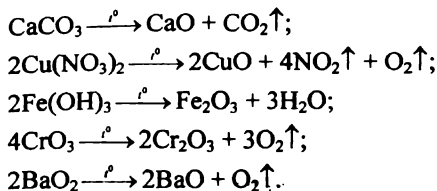
Способы получения оксидов различны. Важнейшими являются прямой и косвенный способы.

Суть первого заключается в непосредственном соединении простого вещества с кислородом (при различных условиях), например:

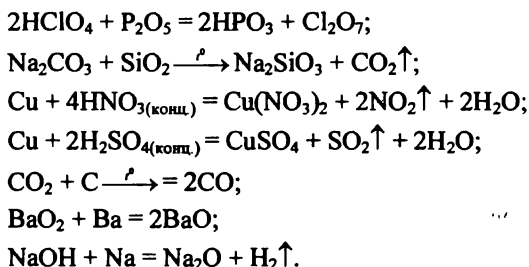


При втором способе оксиды получают при горении, обжиге или разложении сложных веществ. Разложению чаще всего подвергают кислородсодержащие соединения – карбонаты, нитраты, гидроксиды, высшие оксиды, пероксиды, например:



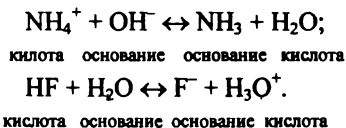


В некоторых случаях для получения оксидов используют и другие реакции:



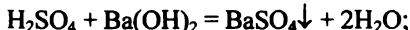
6.1.2.2. Кислотные гидроксиды или кислоты

Важный класс неорганических соединений, выделяемый по функциональным признакам, составляют кислоты. С позиции теории электролитической диссоциации к *кислотам* относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием только катионов водорода, других катионов при этом не образуется. С точки зрения протолитической теории кислот и оснований *кислотами* называют вещества или ионы, которые могут быть донорами протонов, т.е. способны отщеплять ион водорода:

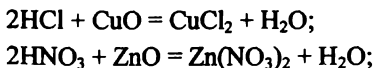


Характерными свойствами кислот является их способность:

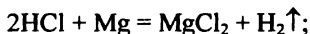
- взаимодействовать с основаниями с образованием соли и воды:



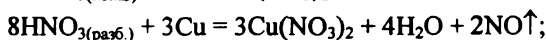
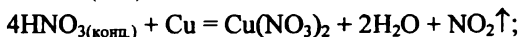
- взаимодействовать с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:



- взаимодействовать с металлами, которые в ряду стандартных электродных потенциалов находятся левее водорода, с образованием соли и водорода:

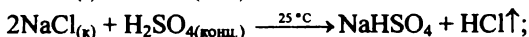
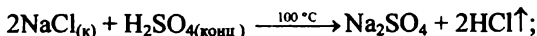


- кислоты-окислители, например, серная кислота концентрированная и азотная кислота любой концентрации, способны взаимодействовать с металлами, которые в ряду стандартных электродных потенциалов стоят правее водорода (Cu, Ag, Hg, Au, Pt и др.), при этом водород не выделяется:



- взаимодействовать с солями, при этом могут образовываться разные вещества:

а) новая кислота (летучая) и соль (средняя или кислая):



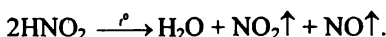
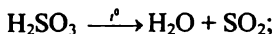
б) только кислая соль:



в) несколько солей и вода:



- При нагревании многие кислородсодержащие кислоты разлагаются на воду и оксид:

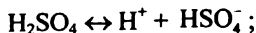


Кислоты классифицируют по различным критериям:

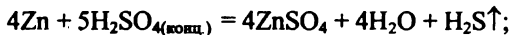
- По наличию кислорода в их составе кислоты делятся на кислородсодержащие (например, HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4) и бескислородные

(например, HCl , H_2S).

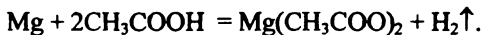
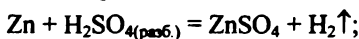
- По числу содержащихся в молекуле атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, различают кислоты одно-, двух- и многоосновные: HCl , H_2SO_4 , H_3PO_4 . Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



- По силе электролита, образующегося при растворении соответствующей кислоты в воде, различают кислоты сильные (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4) и слабые (H_2S , H_2CO_3 , CH_3COOH).
- В зависимости от окислительной способности бывают кислоты-окислители и кислоты-неокислители. К *кислотам-окислителям* относят HNO_3 (концентрированная и разбавленная) и H_2SO_4 концентрированная. Эти кислоты окисляют металлы не катионом водорода, а кислотным остатком (водород при этом не выделяется):



К *кислотам-неокислителям* относят все галоген- и халькогенводородные и органические кислоты, а также разбавленную серную кислоту и некоторые другие кислоты, например, H_3PO_4 , H_2CO_3 . Эти кислоты окисляют металлы катионом водорода:



Названия кислот производят в зависимости от элемента, образующего кислоту. В случае бескислородных кислот к названию элемента (или группы элементов, например CN-циан), образующего кислоту, добавляют суффикс «о» и слово «водородная»: HF – фтороводородная; H_2S – сероводородная; HCN – циановодородная; по международной номенклатуре соответственно: фторидная, сульфидная, цианидная.

Названия кислородсодержащих кислот зависят от степени окисления кислотообразующего элемента. Максимальной степени окисления элемента соответствует суффикс «...н(ая)» или «...ов(ая)», например, HNO_3 – азотная, HClO_4 – хлорная, H_2CrO_4 – хромовая; по международной номенк-

латуре соответственно: нитратная (V), хлорная (VII), хромовая (VI). По мере понижения степени окисления суффиксы изменяются в такой последовательности: «...ова(тая)», «...ист(ая)», «...оватис(тая)», например, HClO_3 – хлорноватая, HClO_2 – хлористая, HClO – хлорноватистая; по международной номенклатуре соответственно: хлорная (V), хлорная (III), хлорная (I).

Если элемент образует кислоты только в двух степенях окисления, то для названия кислоты, соответствующей низшей степени окисления элемента, используют суффикс «-ист(ая)», например, HNO_2 – азотистая. Если элемент находится в одной и той же степени окисления и образует несколько кислот, содержащих по одному атому элемента в молекуле (например, HPO_3 и H_3PO_4), то название кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, снабжается приставкой «мета-», а название кислоты с наибольшим числом атомов кислорода – приставкой «орто-» (HPO_3 – метафосфорная кислота, H_3PO_4 – ортофосфорная кислота).

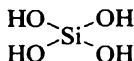
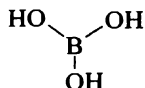
Если молекула содержит два или более атомов кислотообразующего элемента, то перед названием помещается соответствующая греческая числительная приставка, например $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ – дисерная, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – тетраборная кислоты; по международной номенклатуре соответственно: дифосфатная (V), дисульфатная (VI), тетраборатная.

Кислоты, содержащие в своем составе группировку атомов $-\text{O}-\text{O}-$, можно рассматривать как производные пероксида водорода, их называют пероксокислотами. В случае необходимости после приставки «пероксо-» в названию кислоты добавляют числительную приставку, указывающую на число атомов кислотообразующего элемента, входящих в состав молекулы кислоты, например:

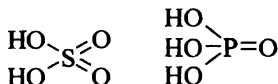
H_2CO_4
пероксомоноугольная
(пероксомонокарбонатная)

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
пероксодисерная
(пероксодисульфатная (VI))

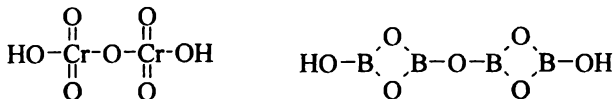
Представляя графическую формулу той или иной кислоты, следует исходить из того, что она состоит из центрального атома – неметалла или металла, который в большинстве случаев соединяется с атомами водорода через кислород. Например, графические формулы H_3BO_3 и H_4SiO_4 имеют следующий вид:



Если в молекуле содержится большее число атомов кислорода, чем водорода, то «избыточные» атомы кислорода соединяются непосредственно с центральным атомом, который расходует при этом две единицы валентности на каждый атом кислорода. Так, графическое изображение формул H_2SO_4 и H_3PO_4 имеет вид:



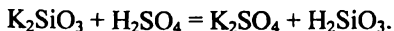
Когда в состав молекулы входят два и более центральных атомов, то они соединяются друг с другом посредством атомов кислорода; атомы водорода через кислород присоединяются к кислотообразующему элементу от центра к периферийным, причем атомы кислорода распределяются поровну между всеми атомами кислотообразующего элемента. В качестве примера приведены графические изображения формул дихромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и тетраборной $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ кислот:



Большинство кислородных кислот получают при взаимодействии кислотных оксидов с водой (прямой способ). Например:



Если кислотные оксиды нерастворимы в воде, то соответствующие им кислоты получают косвенным путем: действием другой кислоты (чаще всего серной) на соответствующую соль. Например:



Бескислородные кислоты получают путем синтеза водорода с неметаллом с последующим растворением водородного соединения в воде.

6.1.2.3. Основные гидроксиды или основания

К неорганическим соединениям, характеризующимся общими свойствами, относят и основания. Согласно теории электролитической диссо-

циации, к *основаниям* принадлежат вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием в качестве анионов только гидроксид-ионов, другие анионы при этом не образуются:

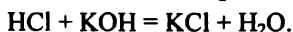


Многokислотные основания диссоциируют ступенчато:

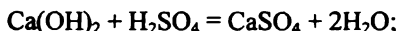


Характерными свойствами оснований являются:

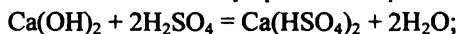
- Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации):



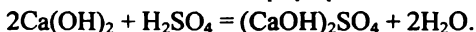
В зависимости от кислотности основания и основности кислоты и их молярного соотношения могут образовываться средние, кислые и основные соли:



сульфат кальция – средняя соль

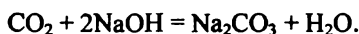


гидросульфат кальция – кислая соль

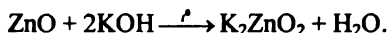


гидроксисульфат кальция – основная соль

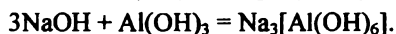
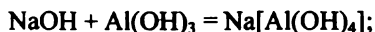
- Взаимодействие с кислотными оксидами с образованием средних или кислых солей:



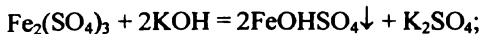
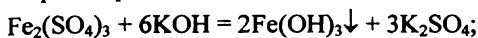
- Взаимодействие с амфотерными оксидами. Причем при сплавлении образуются соль и вода:



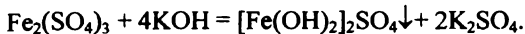
При взаимодействии щелочей с амфотерными оксидами в водных растворах образуются комплексные гидроксисоли состава $\text{Me}_n[\text{Э}(\text{OH})_{n+3}]$, где Me – ион щелочного металла (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+); Э – металл амфотерного гидроксида; n – индекс, принимающий значение 1, 2 или 3:



- Взаимодействие с солями, если образующийся гидроксид или основная соль нерастворимы в воде:

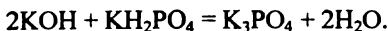
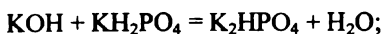
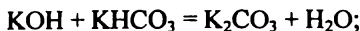


сульфат гидроксиферрума (III) – основная соль

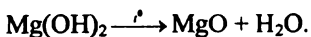
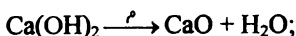
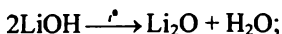


сульфат дигидроксиферрума (III) – основная соль

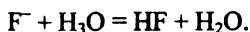
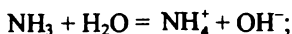
- Взаимодействие с кислыми солями с образованием соли и воды:



- При нагревании гидроксиды лития, кальция, стронция и бария, а также все нерастворимые в воде основания разлагаются:



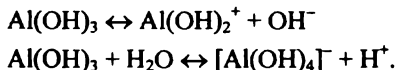
С точки зрения протолитической теории *основаниями* считают вещества или ионы, которые могут быть акцепторами протонов, т.е. способны присоединять ион водорода. С этих позиций к основаниям следует относить не только основные гидроксиды, но и некоторые другие вещества и ионы, как, например, аммиак, молекула которого может присоединять протон, образуя ион аммония:



Основания классифицируют по следующим критериям:

- В зависимости от числа протонов, которые могут присоединяться к основаниям, различают основания: однокислотные, например, KOH; двухкислотные – $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и многокислотные – $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Th}(\text{OH})_4$.
- По растворимости в воде основания делятся на растворимые и нерастворимые. Растворимые в воде основания называют щелочами – KOH, LiOH, $\text{Ba}(\text{OH})_2$; они изменяют цвет индикаторов; тип химической связи у них ионный. У нерастворимых в воде оснований тип химической связи – ионно-ковалентный.

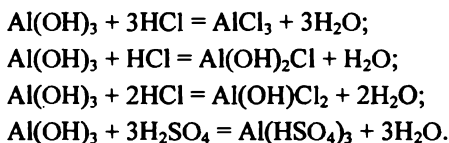
Амфотерные гидроксиды способны диссоциировать в водных растворах как по типу кислот (с образованием катиона водорода), так и по типу оснований (с образованием гидроксид-ионов), т.е. они могут быть и донорами и акцепторами протонов. Поэтому амфотерные гидроксиды образуют соли при взаимодействии как с кислотами, так и с основаниями:



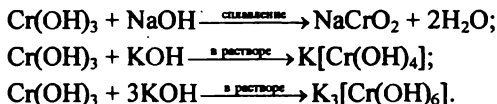
Все амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде и являются твердыми веществами, их относят к слабым электролитам. Связь между атомами металла и гидроксигруппами – ковалентная полярная.

Для амфотерных гидроксидов характерны такие свойства:

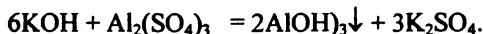
- Взаимодействуют с кислотами, при этом в зависимости от кислотности гидроксида и основности: кислоты могут образовываться средние, основные или кислые соли:



- Взаимодействуют с сильными основаниями – щелочами:



Амфотерные гидроксиды получают так же, как и все водонерастворимые основные гидроксиды: при взаимодействии соответствующих водорастворимых солей со щелочами; во избежание образования комплексных гидроксисолей обычно к раствору щелочи прибавляют раствор соли:

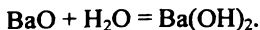
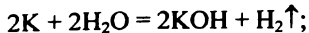


Названия основных и амфотерных гидроксидов образуют из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого в случае необходимости римскими цифрами в скобках указывают степень окисления элемента. Например, LiOH – гидроксид лития, Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II).

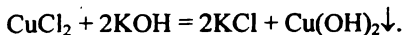
При написании графических формул оснований атомы водорода соединяют с центральным атомом через кислород:



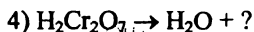
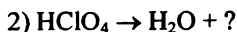
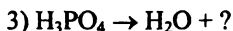
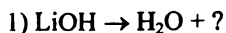
Растворимые в воде основания, т.е. щелочи, получают при взаимодействии металлов или их оксидов с водой (прямой способ):



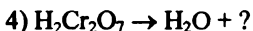
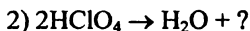
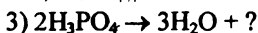
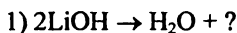
Нерастворимые в воде основания получают косвенным путем – действием щелочей на водные растворы соответствующих солей:



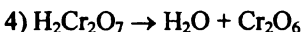
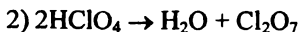
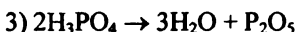
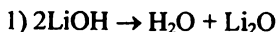
Важно научиться выводить формулу оксида из формулы соответствующего гидроксида. В качестве примера выведем формулы оксидов, которые соответствуют гидроксиду лития LiOH , хлорной HClO_4 , ортофосфорной H_3PO_4 и дихромовой $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислотам. В каждом случае будем записывать уравнение разложения соответствующего гидроксида на оксид и воду:



Уравняем число атомов водорода в левой и правой частях уравнений, где это необходимо:



Уравняем число атомов каждого элемента в правой части уравнений с левой, используя индексы:



Преобразуем Cr_2O_6 в 2CrO_3 , получим формулу искомого оксида хрома.

6.1.2.4. Соли

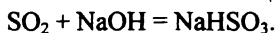
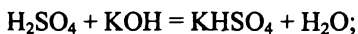
Наиболее многочисленными среди классов неорганических соединений являются *соли*. Их можно рассматривать как продукты полного или частичного замещения атомов водорода кислоты атомами металла или гидроксильных групп оснований – кислотными остатками. С точки зрения теории электролитической диссоциации *соли* – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы оснований и катионы кислотных ос-

татков. При полном замещении атомов водорода в молекуле кислоты образуются *средние (нормальные) соли*, при неполном – *кислые соли* (гидросоли). Кислые соли образуются многоосновными кислотами.

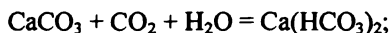
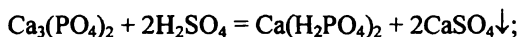
При частичном замещении гидроксильных групп в молекуле основания кислотными остатками образуются основные соли (гидроксисоли). Основные соли могут быть образованы только многокислотными основаниями.

Кислые соли могут быть получены следующим образом:

1. Неполной нейтрализацией кислоты или кислотного оксида основанием:

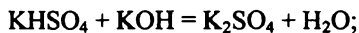


2. Действием кислоты или кислотного оксида на среднюю соль той же кислоты:

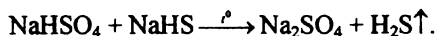


Кислые соли можно перевести в нормальные:

1. При взаимодействии кислой соли со щелочью:



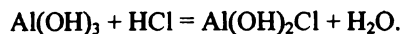
2. При взаимодействии кислой соли с другой солью, если образуется летучий продукт:



3. При нагревании кислой соли:



Основные соли образуются в тех случаях, когда взятого количества кислоты недостаточно для образования средней соли, например:



Названия солей составляют из названия аниона кислоты в именительном падеже и названия катиона в родительном (NaCl – хлорид натрия, CuSO_4 – сульфат меди (II) и т.п.). При этом название аниона производят от корня латинского наименования кислотообразующего элемента. Степень

окисления металла, образующего катион, указывают, если необходимо, римскими цифрами в скобках.

В бескислородных кислотах анион получает окончание «-ид». Например, KBr называют бромид калия, FeS – сульфид железа (II), KCN – цианид калия.

Название анионов кислородсодержащих кислот получают, применяя окончания и приставки в соответствии со степенью окисления кислотообразующего элемента. Высшей степени окисления («...ная» или «...овая» кислота) отвечает окончание «-ат». Так, соли серной кислоты называют сульфатами, хромовой – хроматами и т.д. Более низкой степени окисления («...истая» кислота) соответствует окончание «-ит», например, соли сернистой кислоты называют сульфитами, азотистой – нитритами и т.д. Если существует кислота с еще более низкой степенью окисления кислотообразующего элемента («...оватистая» кислота), ее анион получает приставку «гипо-» и окончание «-ит». Так соли хлорноватистой и фосфорноватистой кислот называют соответственно гипохлоритами и гипофосфитами.

Если молекула кислоты содержит два или более атомов кислотообразующего элемента, то к названию аниона прибавляют соответствующую числительную приставку. Например, соли дисерной кислоты называют дисульфатами, соли дифосфорной кислоты – дифосфатами, соли тетраборной кислоты – тетраборатами.

Названия анионов пероксикислот образуют, добавляя приставку «пероксо-». Так, соли пероксомоносерной кислоты H_2SO_5 называют пероксомоносульфатами.

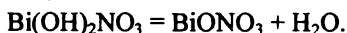
Соли некоторых кислот в соответствии со сложившейся традицией сохранили названия, отличающиеся от систематических. Например, соли марганцевой (HMnO_4), хлорной (HClO_4), йодной (HIO_4) кислот называют соответственно перманганатами, перхлоратами, перйодатами. В связи с этим соли марганцеватой кислоты (H_2MnO_4), хлорноватой (HClO_3), йодно-ватой (HIO_3) кислот носят название соответственно манганаты, хлораты, йодаты.

Названия кислых солей образуются так же, как и средних, но при этом добавляют приставку «гидро-», указывающую на наличие незамещенных атомов водорода, число которых обозначают греческими числи-

тельными («ди», «три», «тетра» и т.д.). Например, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия, KHSO_3 – гидросульфит калия.

Названия основных солей тоже образуют подобно названиям средних солей, но при этом добавляют приставку «гидрокси-», указывающую на наличие незамещенных гидроксигрупп. Так, FeOHCl – хлорид гидроксиджелеза (II), $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксиникеля (II), $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксидалюминия.

В некоторых случаях образование солей сопровождается отщеплением воды, например:



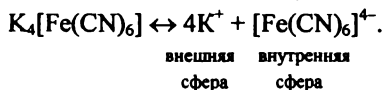
Образующиеся при этом соли называют *оксоосолями*, они сохраняют свойства основных солей, хотя и не содержат гидроксигрупп. Название кислородсодержащих катионов, входящих в состав оксоосолей (BiO^+ , SbO^+ , UO_2^{2+}) и т.д., образуют от латинского названия металлов с добавлением окончания «-ил»: BiO^+ – висмутил, SbO^+ – стибил (антимонил), UO_2^{2+} – уранил. В соответствии с этим BiOCl называют хлорид висмута, $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ – нитрат уранила и т.п.

Двойные соли образуются замещением ионов водорода какой-либо кислоты катионами различных металлов, например, $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ (сокращенно $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$). Давая название этим солям, указывают вначале анион в именительном падеже, далее в родительном падеже дают русское название металлов с постоянной степенью окисления, затем следует название металла с более высокой степенью окисления. Приведенная выше двойная соль имеет название сульфат калия-железа (III).

Смешанные соли образуются, если гидроксигруппы одного и того же металла замещаются (обмениваются) на кислотные остатки разных кислот, например, $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ или $\text{Cl}-\text{O}-\text{Ca}-\text{Cl}$. Называя эти соли, указывают вначале анион кислородсодержащей кислоты, затем – анион бескислородной кислоты в именительном падеже и последним – металл в родительном падеже: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ – гипохлорит-хлорид кальция.

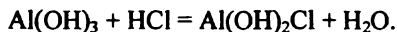
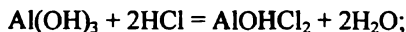
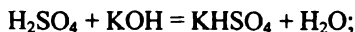
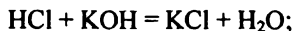
Комплексные соли – это соли, в состав которых входят сложные комплексные ионы. Комплексный ион, или, как его называют, внутреннюю

сферу, в формулах заключают в квадратные скобки, чтобы отделить его от внешней сферы, например, $K_4[Fe(CN)_6]$ – гексацианоферрат (II) калия; $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – сульфат тетраамминкупра (II). Комплексные соли относят к сильным электролитам, в воде они диссоциируют на внешнюю и внутреннюю сферы:

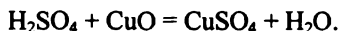


Способы получения солей:

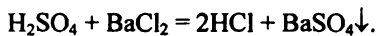
- Взаимодействие кислот с основаниями – реакция нейтрализации:



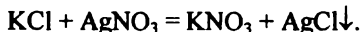
- Взаимодействие кислот с основными оксидами:



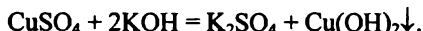
- Взаимодействие кислот с солями:



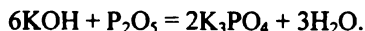
- Взаимодействие двух различных солей:



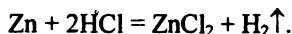
- Взаимодействие щелочей с солями:



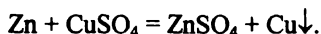
- Взаимодействие оснований с кислотными оксидами:



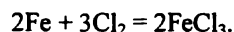
- Взаимодействие металлов с кислотами:



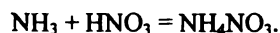
- Взаимодействие металлов с солями:



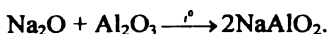
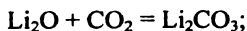
- Взаимодействие металлов и неметаллов:



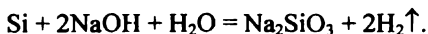
- Взаимодействие аммиака с кислотами:



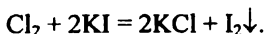
- Взаимодействие основных оксидов с кислотными или амфотерными оксидами:



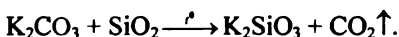
- Взаимодействие неметаллов со щелочами:



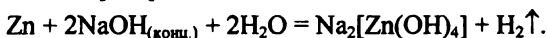
- Взаимодействие неметаллов с солями:



- Взаимодействие солей с кислотными оксидами (при сплавлении):



- Взаимодействие амфотерных металлов со щелочами:

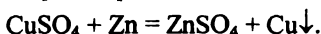


- Взаимодействие галоген- или халькогенангидридов со щелочами:



Химические свойства солей таковы:

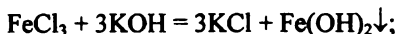
- Взаимодействуют с металлами, поскольку в ряду стандартных электродных потенциалов каждый предыдущий металл вытесняет последующий из растворов их солей:

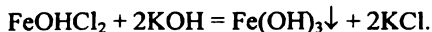
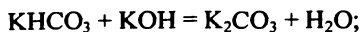
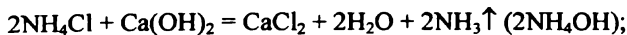


При этом металлы, стоящие левее магния (K, Ba, Ca, Na и др.), не используют для вытеснения металлов из растворов их солей, так как они взаимодействуют с водой с образованием водорода и щелочи, последняя затем, в свою очередь, взаимодействует с солью с образованием нерастворимого гидроксида:

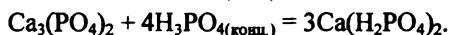
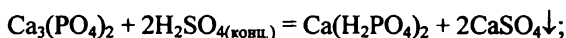
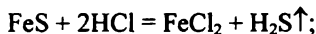
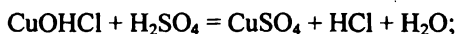
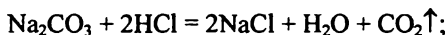
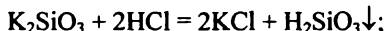


- Соли взаимодействуют со щелочами. В результате образуется средняя соль и гидроксид или основная соль, в зависимости от молярных соотношений компонентов, при этом только в том случае, если один из продуктов реакции или малорастворимое, или летучее, или малодиссоциирующее вещество:

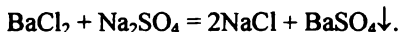




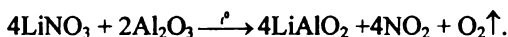
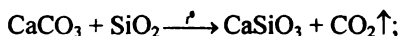
- Соли взаимодействуют с кислотами (в зависимости от молярных соотношений реагентов образуются разные продукты реакции):



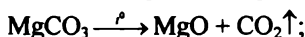
- Многие соли взаимодействуют между собой:



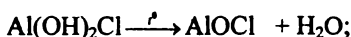
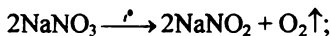
- Соли взаимодействуют с оксидами (кислотными или амфотерными) при нагревании с образованием соли или кислотного оксида, более летучего, нежели исходный:



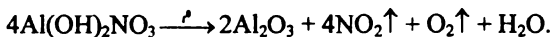
- Некоторые соли разлагаются при нагревании, при этом, в зависимости от природы соли, образуются различные продукты:



(Na_2CO_3 не разлагается, а плавится);



оксосоль



Во всех указанных случаях хотя бы один из продуктов реакции должен быть либо малорастворимым, либо более летучим, либо менее диссоциирован, чем исходные вещества.

6.1.2.5. Графическое изображение формул солей

В случае, соль содержит только один катион металла и несколько кислотных остатков, последние располагают симметрично относительно катиона. Например, при написании графических формул $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ поступают следующим образом:

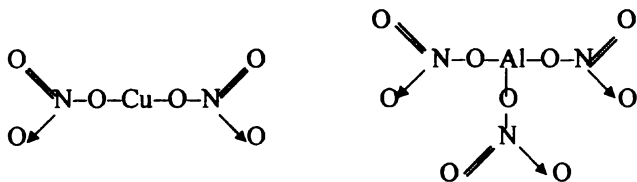
1. Атомы кислотообразующего элемента располагают симметрично относительно катиона металла:



2. Принимают во внимание, что в данных соединениях медь двухвалентна, а алюминий трехвалентен и что оба эти элемента имеют одноименный электроположительный заряд, поэтому могут соединяться друг с другом только через противоположно заряженный (отрицательно) элемент, в данном случае – кислород:



3. Учитывая, что каждый атом азота в кислотном остатке должен соединяться с тремя атомами кислорода, получают графическое изображение формул данных солей:

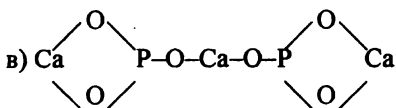
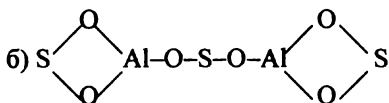
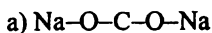


Если в состав соли входят два или более атомов металла, то графическое изображение формул таких солей рекомендуется писать в одну строчку, последовательно чередуя атомы металла и кислотообразующего элемента, причем начиная с того элемента, которого количественно больше. Например, необходимо написать графическое изображение формул: а) Na_2CO_3 ; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

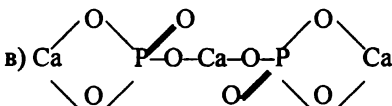
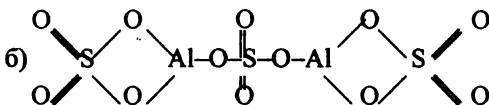
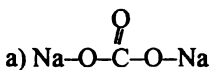
1. Записываем в одну строку атомы металла и кислотообразующего элемента, имеющие одноименные заряды, последовательно чередуя их, причем начиная с того элемента, которого по количеству больше:



2. При выполнении второй стадии написания графического изображения формул необходимо помнить, что атомы элементов в кислородсодержащих соединениях соединяют друг с другом через кислород – противоположно заряженный элемент с учетом его двухвалентности:



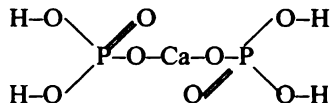
3. Учитывая, что в Na_2CO_3 атом углерода соединен с тремя атомами кислорода, а в соединениях $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_2$ и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ атомы серы и фосфора соединены с четырьмя атомами кислорода, получаем графические изображения формул данных солей:



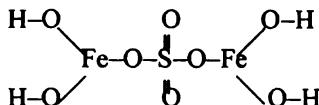
Для графического изображения формул кислых и основных солей требует выполнение тех же рекомендаций, что и при изображении средних. При графическом изображении формул кислых солей атомы водорода через кислород соединяют с кислотообразующим элементом, а для основ-

ных солей – атомы водорода через кислород соединяют с атомами металла, например:

а) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат (V) кальция, кислая соль:



б) $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ – сульфат (VI) дигидроксиферрума (III), основная соль:



Основная информация к теме «ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ» в таблицах и схемах

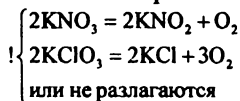
Оксиды – сложные вещества состоящие из 2-х элементов, один из которых – кислород в степени –2.

Формула	название	(азотный ангидрид)
NO	оксид азота	
N_2O_5	оксид азота (V), или пентаоксид диазота	
N_2O	оксид азота (I), или монооксид диазота	

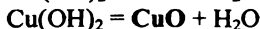
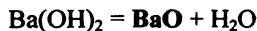
Получение

- | | | |
|---------------|----------------------------------|--|
| 1) Окисление | 1 ^а) простых веществ | $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$ |
| | | $4\text{P} + 5\text{O}_2 = 2\text{P}_2\text{O}_5$ |
| | 1 ^б) сложных веществ | $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$ |
| 2) Разложение | 2 ^а) солей | $\text{CuSO}_4 = \text{CuO} + \text{SO}_3$ |
| | | $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| | | $!2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ |
| | | (нестойкий оксид разлагается) |

Кроме солей щелочных материалов:



2^б) оснований



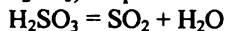
! { щелочи не разлагаются

2^в) кислородосодержащих кислот:

стойкий – в присутствии водоотнимающих средств (P_2O_5)



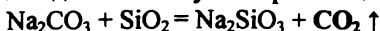
нестойкий – (H_2CO_3 , H_2SO_3) – простое нагревание



3) Разложение высших оксидов и окисление низших



4) Вытеснение летучего оксида менее летучим при высокой температуре



5) Взаимодействие кислот-окислителей ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, HNO_3)

с металлами и некоторыми неметаллами



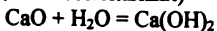
ОКСИДЫ → несолеобразующие N_2O , NO , CO

солеобразующие

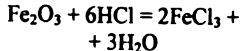
Основание – этим

оксидам соответствуют основания.

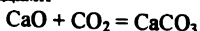
1) Некоторые – с водой (оксиды щелочных, щелочноземельных)



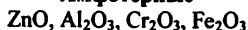
2) Все – с кислотами



3) С кислотными оксидами

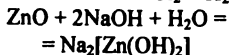
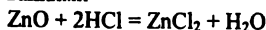


Амфотерные



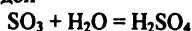
основной
характер

Взаимодействуют как с кислотами, так и с основаниями

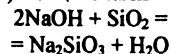


Кислотные – соответствуют кислотам

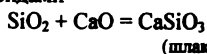
1) Большинство – с водой



2) Со щелочами

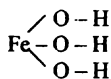


3) С основными оксидами



Основания

С позиций теории электролитической диссоциации это соединения образующие при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только ионы гидроксида OH^- .



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа
1-е место



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (II)

гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов – щелочи

> трехкислотное
основание
> двухкислотное
основание

Количество OH^- –
групп

↓
число молекул
одноосновной
кислоты

**Физические
свойства**

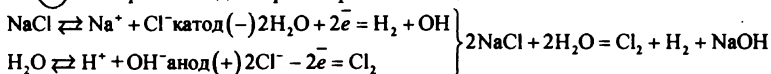
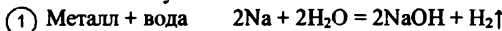
Твердые кристаллические вещества. Легко в воде
растворяются щелочи: LiOH , NaOH , KOH , CsOH ,

RbOH , FrOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, другие – малорастворимы.

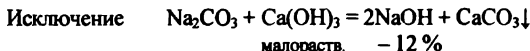
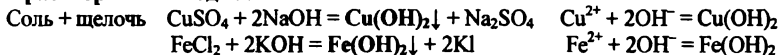
Водные растворы щелочей – мылки на ощупь, разъедают кожу, ткань –
едкие щелочи.

Получение

Щелочи можно получить



Нерастворимые в воде основания:



Химические свойства:

- ① Все основания реагируют с кислотами – реакция нейтрализации

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- ② С кислотными оксидами

$$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

$$2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

сплавление
- ③ Растворы щелочей имеют $\text{pH} > 7$, изменяют окраску индикаторов:
 лакмус – синяя,
 фенолфталеин – фиолетовая
- ④ Щелочи активно взаимодействуют с атмосферными оксидами

$$2\text{KOH} + \text{ZnO} = \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- ⑤ Щелочи активно взаимодействуют с солями, если образуется малорастворимая соль

$$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$$
- ⑥ При нагревании: гидроксиды
 щелочных металлов – не разлагаются
 щелочноземельных – при прокаливании

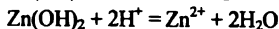
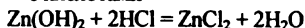
$$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$$

Большинство нерастворимых в воде гидроксидов – легко дегидратируются при несильном нагреве $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Амфотерные гидроксиды

образуют при диссоциации в воде катионы водорода H^+ и анионы гидроксила OH^-
 $\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Cr}(\text{OH})_3$

– с кислотами



малораствор.

– со щелочами



Кислоты

Кислоты – с позиций теории электролитической диссоциации это соединения, образующие при диссоциации из положительных ионов только ионы водорода H^+ (гидроксония H_3O^+)

Число ионов водорода H^+
опред. основность

Бескислородные (HCl , HBr , H_2S)
анион – «-ид» S^{2-} – сульфид

HCl – хлороводород –

хлороводородная

H_2S – сероводород –

сероводородная

Кислородные (H_2SO_4 , HNO_3) – гидроксиды неметаллов диссоциир. По кислотному типу

«ат» – высокая степень окисления SO_4^{2-} – сульфат

↙ анион

«ит» – низкая степень окисления SO_3^{2-} – сульфит

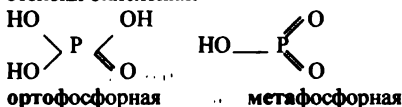
H_2SO_4 , $HClO_4$ – хлорная, серная;

$HClO_3$ – хлорноватая;

H_2SO_3 , $HClO_2$ – хлористая, сернистая;

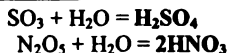
$HClO$ – гипохлористая

Если число оксогрупп разное без изменения степени окисления:

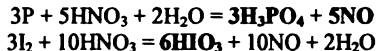


Получение

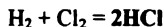
① **кислородные** – взаимодействие соответствующих ангидридов с водой



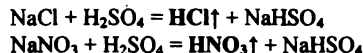
② некоторые **кислородные** – действием на неметаллы сильных окислителей



③ **бескислородные** – прямое взаимодействие элементов



④ **общий способ** – реакция обмена между солью и менее летучей кислотой



Физические свойства газы – H_2S , HCl (бескислородные в основном)

жидкости – H_2SO_4 , $HClO_4$

твердые – H_3PO_4 , H_2SiO_3

некоторые существуют только в растворах – H_2SO_3 , H_2CO_3

как правило, хорошо растворимы в воде
исключение – H_2SiO_3

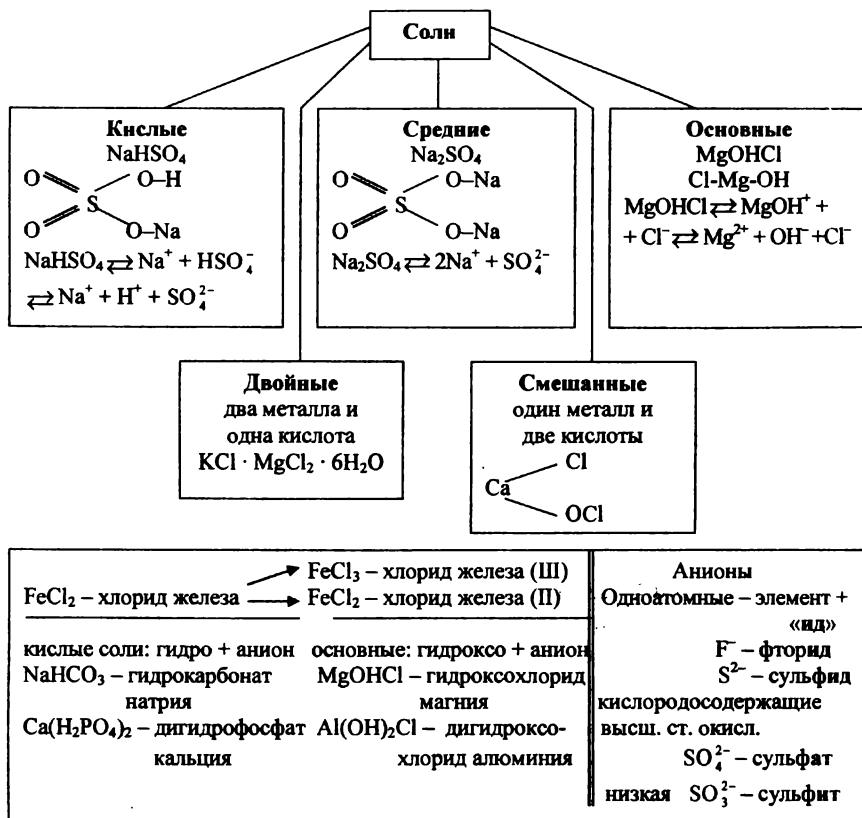
Химические свойства

- ① Растворы кислот имеют $\text{pH} < 7$, окрашивают лакмус в красный цвет
- ② Все кислоты реагируют с основаниями – реакция нейтрализации $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- ③ С основными оксидами (и амфотерными) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} = 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
- ④ С металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода (кислоты неокислители) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- ⑤ С солями, если образуется малорастворимая соль или летучее вещество $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$
 $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- ⑥ При нагревании кислородные кислоты разлагаются (лучше в присутствии водоотнимающего P_2O_5) $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$
 $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$

Соли

Соли: с позиций теории электролитической диссоциации это сильные электролиты, диссоциирующие в водных растворах на положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда кроме них и на ионы водорода (H^+) и (OH^-).

Соли можно рассматривать как продукт полного или частичного замещения атомов водорода (H) в молекуле кислоты на металл (H_2SO_4 , NaHSO_4 , Na_2SO_4) или замещения гидроксогрупп (OH) в основании на кислотный остаток ($\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$)

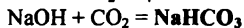
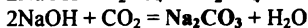
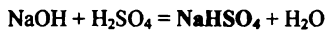
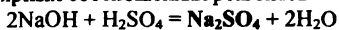


Получение

1. Из металлов	металлы с неметаллами металлы с кислотами металлы с солями	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ $\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$
2. Из оксидов	основные оксиды с кислотами кислотные оксиды с основаниями кислотные оксиды с основными	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
3. Реакцией нейтрализации	кислота с основанием	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4. Из солей	соли с солями соли с основаниями соли с кислотами	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

ионные реакции, один из продуктов должен удаляться

кислотные соли получают такими же способами, что и средние, но при других молярных соотношениях реагентов



2 : 1 – средняя

1 : 1 – кислая

Избыток кислоты, взаимодействуя со средней солью, переводит ее в кислотную



Физические свойства – твердые кристаллические вещества с высокими температурами плавления и кипения. По растворимости делятся на легкорастворимые (NaCl , KCl , CaCl_2), труднорастворимые (PbCl_2 , CaSO_4 , Ag_2SO_4) и практически не растворимые (BaSO_4 , PbSO_4 , PbS , CaCO_3).

Сильные электролиты.

Химические свойства:

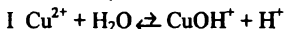
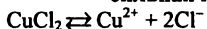
1. Разложение при прокаливании (см. получение оксидов).
2. Взаимодействие с металлами, солями щелочами, кислотами (св. выше).

Гидролиз

Гидролиз – процесс взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита.

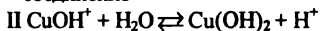
Соли – сильные электролиты, нацело распадающиеся в растворе на ионы.

**Слабое основание,
сильная кислота**



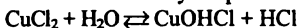
идет т.к. образуется слабодиссоциирующее

соединение



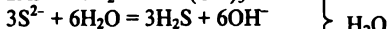
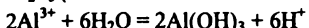
Практически не идет, т.к. образовавшиеся на I стадии ионы H^+ препятствуют протеканию реакции по второй стадии, кроме того Cu(OH)_2 – более сильный электролит, чем CuOH^+

Суммарно

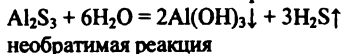


Реакция обратима, т.к. образующиеся H^+ препятствуют дальнейшему протеканию реакции

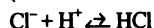
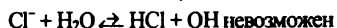
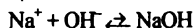
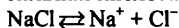
**слабое основание,
сильная кислота**



что делает гидролиз
необратимым

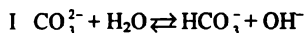
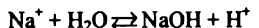
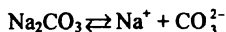


**Сильное основание,
сильная кислота**

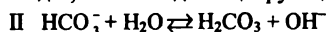


гидролиз не идет, т.к. в этом случае образовались бы сильнодиссоциирующие NaOH или HCl

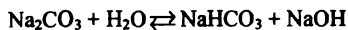
сильное основание слабая кислота



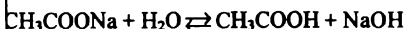
идет, т.к. слабодиссоциирующий ион



Практически не идет, т.к. образовавшийся на I стадии OH^- ионы препятствуют этой реакции, кроме того, H_2CO_3 – более сильный электролит, чем HCO_3^- суммарно:



Реакция обратима, т.к. OH^- – ионы, образующиеся на I стадии, препятствуют протеканию реакции по II стадии

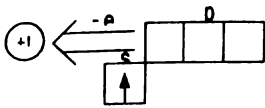


! реакция, обратная реакции
нейтрализации

Сильное «пересиливает» слабое

Гидролиз усиливается { при разведении водой
при нагревании системы – (т.к. этот процесс про-
тивоположен реакции нейтрализации – эндотермичен)

Щелочные металлы I группа, главная подгруппа

 <p style="text-align: center;">радиус атома</p> <p style="text-align: center;">восстановительные свойства</p>	<p style="text-align: center;">Li Na K Rb Cs</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p style="text-align: center;">Электрохимический ряд напряжений металлов</p> <p style="text-align: center;">! Li, Cs, K, Na</p> <p style="text-align: center;">большая энергия гидратации (взаимодействия Li^+ с водой)</p> </div>
<p style="text-align: center;">малая электроотрицательность, легко теряют электрон</p>	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-bottom: 10px;"> <p style="text-align: center;">Физические свойства:</p> <p>очень мягкие металлы, легко режутся ножом. На срезе – белого цвета с серебристым металлическим блеском, исчезающим на воздухе из-за окисления</p> </div> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p style="text-align: center;">В природе: наиболее распространен Na, K – в 2 раза, Li – в 100 раз меньше</p> <p>NaCl – поваренная соль (каменная соль);</p> <p>$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль;</p> <p>NaNO_3 – чилийская селитра;</p> <p>Na_3AlF_6 – криолит;</p> <p>$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ – бора.</p> <p>Калийные удобрения:</p> <p>KCl – сильвин;</p> <p>KCl·NaCl – сильвинит</p> </div>

Химические свойства

очень активны, наиболее сильные восстановительные

1) с кислородом – на холоде покрываются пленкой оксида:

Rb, Cs – самовоспламеняются;

$\text{O}_2 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{O}_2$ – пероксиды;

$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ – только оксид лития;

2) с галогенами – с выделением большого количества тепла:

$\text{Cl}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaCl}$ – галогенид;

3) с серой при нагревании:

$\text{S} + 2\text{Li} = \text{Li}_2\text{S}$ – сульфид;

4) литий легко взаимодействует с азотом:

$\text{N}_2 + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$ – нитрид;

5) с водородом при слабом нагревании:

$\text{H}_2 + 2\text{Na} = 2\text{NaH}$ – гидрид

6) легко окисляются даже H^+ воды

$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

ПОЛУЧЕНИЕ

т.к. это самые сильные восстановители, для их восстановления из соединений – электролиз расплавов солей

катод: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}^0$

анод: $\text{Cl}^- - e = 1/2\text{Cl}_2 \uparrow$

1+ Соединение щелочных металлов

Щелочные металлы – самые сильные восстановители, не существуют соединений, способных передать электрон ионам щелочных металлов следовательно, их соединения не проявляют окислительных свойств.

<p>Едкие щелочи – твердые кристаллические вещества, типично ионные соединения, сильные основания NaOH – едкий натр, каустическая сода</p> <p>Получение</p> <p>1. Электролиз водного раствора NaCl</p> <p>катод: \uparrow $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$</p> <p>анод: \uparrow $2\text{Cl}^- - 2\text{e} = \text{Cl}_2$</p> <p>Суммарная реакция: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl} = \text{Cl}_2 + \text{H}_2 + 2\text{NaOH}$</p> <p>2. Каустификация соды: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3 \downarrow$</p>	<p>Соли – типично ионные соединения, как правило – хорошо растворимы в воде. Образованные слабыми кислотами – гидролизуются.</p> <p>Na_2CO_3 – кальцинированная сода, NaHCO_3 – питьевая сода.</p> <p>Получение</p> <p>аммиачный способ (метод Сольве) – насыщения раствора NaCl, CO_2, NH_3:</p> $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ $(\text{NH}_3)_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4\text{HCO}_3$ $2\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{NaCl} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaHCO}_3$ <p>NaHCO_3 выпадает в осадок (плохо растворим)</p> <p>кальцинирование прокаливании</p> $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Качественные реакции:</p> <p>окрашивание пламени</p> <p>Li – красное Na – желтое K – фиолетовое</p>
---	---	---

6.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Металлы и неметаллы имеют разные химические свойства вследствие того, что у них различны:

- а) агрегатное состояние при обычных условиях;
- б) некоторые физические свойства;
- в) электронное строение их атомов?

2. Какая из приведенных солей подвергается ступенчатому гидролизу:

- а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; в) ZnSO_4 ?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Ba}(\text{OH})_2$; HNO_3 ; LiOH ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: H_2SiO_3 ; LiOH ; $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$; N_2O_5 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений лития с азотом, водородом, хлором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют ZnO ; H_3PO_4 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать раствор гидроксида калия: а) нитрат магния; б) гидроксид алюминия; в) сульфат железа (III)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить CuOHCl ; б) превратить его в $\text{Cu}(\text{OH})_2$?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Cl}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow ? \rightarrow \text{NaCl}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) CuSO_4 ; б) K_2SO_4 ; в) Na_2CO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. При пропускании оксида серы (IV) объемом 5,6 л (н.у.) через раствор гидроксида натрия объемом 115 мл и $\rho = 1,087$ г/мл образовалась средняя соль массой 26 г. Какова массовая доля щелочи в растворе?

12. На раствор, содержащий сульфат железа массой 24 г, действовали раствором нитрата бария, в результате получили осадок массой 41,94 г. Какова формула сульфата железа?

Вариант 2

1. Разделение сложных веществ на классы основано на схожести:

- а) химических свойств;
- б) типов химической связи;
- в) типов кристаллической решетки?

2. Какая из приведенных солей подвергается полному гидролизу:

а) $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$; б) BaCl_2 ; в) Na_2SO_4 ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: SiO_2 ; MgO ; Cl_2O_5 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; NaOH ; HNO_3 ; CrO_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений серы с калием, фосфором, алюминием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют $\text{Cd}(\text{OH})_2$; $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать оксид меди (II): а) хлороводородная кислота; б) оксид серы (VI); в) гидроксид бария? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; б) превратить его в MgCO_3 ?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Si} \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{SiO}_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) K_2SO_3 ; б) AlCl_3 ; в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. На растворение оксида металла (II) массой 4,33 г израсходовали раствор серной кислоты объемом 101 мл с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5\%$ и $\rho = 1,032$ г/мл? Оксид какого металла растворили в кислоте?

12. Через раствор дигидрофосфата натрия объемом 335,5 мл с $\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 10\%$ и $\rho = 1,073$ г/мл пропустили аммиак объемом 10,20 л при температуре 17 °С и давлении 141855 Па? Соль какого состава образовалась?

Вариант 3

1. Какое из кислородных соединений калия можно отнести к классу оксидов: а) K_2O_2 ; б) K_2O ; в) KO_2 ?

2. Гидролиз какой из приведенных солей протекает необратимо: а) Al_2S_3 ; б) FeCl_3 ; в) NaCH_3COO ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: Cl_2O ; Na_2O ; Al_2O_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: Sb_2O_3 ; CaCO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений калия с фтором, селеном, фосфором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют Al_2O_3 ; HCl ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать раствор H_2SO_4 : а) нитрат бария; б) оксид углерода (IV); в) гидроксид лития? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить NaHSO_4 ; б) превратить его в Na_2SO_4 ?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{H}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{NaN} \rightarrow ? \rightarrow \text{NH}_3$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) KNO_3 ; б) ZnCl_2 ; в) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. После окисления смеси порошков железа и алюминия их масса возросла на 52,8 %. Какова массовая доля (%) алюминия в исходной смеси?

12. Какова массовая доля (%) разложившегося $\text{Mg}(\text{OH})_2$, если при его нагревании массой 23,2 г первоначальная масса гидроксида уменьшилась на 2,7 г?

Вариант 4

1. Какое из приведенных соединений относят к классу солей:
а) Na_2O ; б) H_2O_2 ; в) BaO_2 ?

2. При разведении раствора солей, подвергающихся гидролизу, интенсивность взаимодействия их ионов с водой: а) возрастает; б) снижается; в) остается неизменной?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: KOH ; H_2SO_4 ; HNO_2 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: Na_2O ; $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$; HVO_3 ; CrO_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений хлора с кремнием, магнием, бором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют H_2S ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор хлорида меди (II): а) гидроксид натрия; б) серебро; в) сульфид бария? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить BeOHNO_3 ; б) превратить его в $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Cr} \rightarrow ? \rightarrow \text{KCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Cr}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) K_3PO_4 ; б) FeCl_2 ; в) NaNO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. При обработке смеси гидроксида и гидрокарбоната калия избытком раствора соляной кислоты образовался хлорид калия массой 14,9 г и

выделился газ объемом 0,53 л при температуре 37 °С и давлении 121590 Па. Какова массовая доля (%) гидрокарбоната калия в исходной смеси?

12. В результате нагревания в течение некоторого времени на воздухе порошкообразного цинка его масса возросла на 12,308 %. Какова массовая доля металла в образовавшейся смеси?

Вариант 5

1. Какой из приведенных оксидов относится к солеобразующим: а) NO_2 ; б) NO ; в) N_2O ?

2. При гидролизе какой из приведенных солей характер среды становится кислым: а) NH_4Cl ; б) NaCl ; в) NaCH_3COO ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: MnO_3 ; MnO_2 ; Sb_2O_5 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: KH_2PO_4 ; H_2MoO_3 ; $\text{Be}(\text{OH})_2$; N_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений натрия с фосфором, бромом, серой? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют CrO_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать раствор гидроксида бария: а) серной кислотой; б) оксидом фосфора (III); в) оксидом магния? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить KH_2PO_4 ; б) превратить его в H_3PO_4 ?

9. Записать уравнений реакции, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{C} \rightarrow ? \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CO}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) K_2S ; б) CuCl_2 ; в) BaCl_2 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Оксид щелочного металла массой 18,6 г растворили в воде объемом 81,2 мл. Какова массовая доля вещества, образовавшегося при этом в данном растворе, если массовая доля металла в оксиде 83 %?

12. Какую массу гидрофосфата натрия необходимо внести в раствор ортофосфорной кислоты объемом 22,8 мл с $\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 24\%$ и $\rho = 1,140$ г/мл, чтобы образовался дигидрофосфат натрия?

Вариант 6

1. Какой из приведенных оксидов относят к основным: а) Cr_2O_3 ; б) CrO_3 ; в) CrO ?

2. В результате какой из реакций, схемы которых приведены ниже, образуются две соли: а) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; б) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; в) $\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{Al}(\text{OH})_3$; H_2CO_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: KClO_3 ; $\text{Ni}(\text{OH})_3$; SnO_2 ; H_2WO_4 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений фтора с азотом, кремнием, кальцием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют CsOH ; HNO_3 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать оксид цинка: а) гидроксид рубидия; б) этановая (уксусная) кислота; в) оксид меди (II)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$; б) превратить его в $\text{AlO}(\text{HCl})_2$?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; б) Na_2SO_4 ; в) Rb_3PO_4 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Массовая доля карбоната кальция в известняке равна 95 %. Какой объем раствора гидроксида кальция с $\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3,87\%$ ($\rho = 1,025$ г/мл) можно получить из такого известняка, взятого массой 400 г?

12. При действии на цинк раствора азотной кислоты объемом 220,6 мл ($\rho = 1,103$ г/мл) и $\omega(\text{HNO}_3) = 18\%$ выделился монооксид азота. Какая масса цинка растворилась, если объемная доля выхода газа составляет 98 %?

Вариант 7

1. Какой из приведенных элементов образует только основной оксид: а) Cr; б) Fe; в) Ba?

2. При термическом разложении какой из приведенных солей образуется диоксид азота: а) NaNO_3 ; б) NH_4NO_3 ; в) AgNO_3 ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: SnO ; SO_2 ; P_2O_5 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Mn}(\text{ClO}_2)_2$; $\text{Au}(\text{OH})_3$; H_2SnO_2 ; Fe_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений бериллия с углеродом, фтором, хлором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют B_2O_3 ; H_2CO_3 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор сероводорода: а) хлоридом меди (II); б) гидроксидом калия; в) барием? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; б) превратить его в CaCl_2 ?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{O}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{NaO} \rightarrow ? \rightarrow \text{HNO}_3$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; б) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$; в) Na_2SiO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какова кислотность основания, если на его нейтрализацию количеством вещества 0,59 моль израсходовали раствор азотной кислоты объемом 574,35 мл $\omega(\text{HNO}_3) = 16\%$, ($\rho = 1,090$ г/мл)?

12. Какая масса осадка образуется при действии на раствор сульфата меди (II) объемом 542 мл, $\rho = 1,084$ г/мл и $\omega(\text{CuSO}_4) = 26\%$ раствора гидроксида натрия того же объема ($\rho = 1,126$ г/мл) и $\omega(\text{NaOH}) = 26\%$?

Вариант 8

1. При взаимодействии какого из приведенных оксидов с водой образуются одновременно две кислоты: а) SO_2 ; б) NO_2 ; в) BaO_2 ?

2. В какой схеме химические превращения можно осуществить с помощью гидроксида кальция: а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$; б) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}[\text{Zn}(\text{OH})_4]$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: H_3PO_4 ; H_2SiO_3 ; $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

4. К каким классам относят неорганические соединения: K_2CrO_4 ; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; H_2GeO_3 ; MnO_2 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений брома с фосфором, селеном, алюминием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют $\text{Zn}(\text{OH})_2$; CaS ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор гидрокарбоната кальция: а) карбонат калия; б) гидроксид кальция; в) оксид углерода (IV)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$; б) превратить его в $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow ? \rightarrow \text{S}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) Cs_3PO_4 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какова массовая доля (%) образовавшейся соли, если через раствор NaOH объемом 107,4 мл ($\rho = 1,370$ г/мл) с $\omega(\text{NaOH}) = 34\%$ пропустили диоксид углерода объемом 14 л (н.у.)?

12. Какова основность кислоты, если на её нейтрализацию количеством вещества 0,15 моль израсходовали раствор гидроксида калия объемом 104,2 мл с $\omega(\text{KOH}) = 26\%$ ($\rho = 1,240$ г/мл)?

Вариант 9

1. Какой из приведенных оксидов способен сплавляться (спекаться) со щелочами:

а) CaO; б) SiO₂; в) CO₂?

2. Какой из металлов не следует использовать для вытеснения других металлов из растворов их солей: а) Cu; б) Ba; в) Zn?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: MnO; Cl₂O₇; K₂O?

4. К каким классам относят неорганические соединения: Na₂Cr₂O₇; H₄SiO₄; RbOH; SeO₂? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений рубидия с йодом, селеном, фосфором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют Mn₂O₇; Mn(OH)₂? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор сульфата алюминия: а) гидроксид лития; б) хлорид бария; в) цинк? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить сульфат магния; б) превратить его в гидросульфат магния?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{K} \rightarrow ? \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{K}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) Mg(NO₃)₂; б) LiCl; в) Na₃PO₄? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. К раствору гептагидрата сульфата магния объёмом 541 мл ($\rho = 1,089$ г/мл) прилили раствор карбоната калия. Масса выпавшего осадка после его прокаливании при высокой температуре составила 20 г. Какова молярная концентрация гептагидрата сульфата магния и какова $\omega(\text{KOH}) = 12\%$?

12. Общая масса H_2SO_4 и KOH , содержащихся в их растворах перед смешиванием, равнялась 66,15 г. После сливания образовалась смесь нормальной и средней соли массой 57,22 г. Какова масса гидроксида калия в его исходном растворе?

Вариант 10

1. Какое из приведенных оснований не изменяет цвет индикатора в растворе: а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) NaOH ?

2. При сплавлении какой из приведенных солей с указанными оксидами выделяется кислород: а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$; б) $\text{LiNO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow$; в) $\text{NaHCO}_3 + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Ca}(\text{OH})_2$; H_3PO_4 ; $\text{Sn}(\text{OH})_4$?

4. К каким классам относят неорганические соединения: KMnO_4 ; $\text{Sc}(\text{OH})_3$; H_2SeO_4 ; TeO_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений йода с алюминием, углеродом, теллуром? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют H_2SO_4 (конц.); $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор гидроксида железа (III): а) хлороводородной кислотой; б) оксидом азота (V); в) сульфатом бериллия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить карбонат кальция; б) как превратить его в гидрокарбонат кальция?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Na} \rightarrow ? \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{Na}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций

гидролиза солей: а) $Mn(NO_3)_2$; б) $NaBr$; в) K_3SiO_3 ? В какой цвет окрашиваются: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какая масса соли цинка образуется при обработке раствора сульфата цинка объемом 48,7 мл ($\rho = 1,232$ г/мл), $\omega(ZnSO_4) = 20\%$ раствором гидроксида калия?

12. Какова формула неизвестного вещества, если при его прокаливании массой 200,76 г, содержащей инертные примеси с массовой долей 5 %, с углеродом (коксом) получили монооксид углерода объемом 35,84 л (н.у.) и металлический свинец массой 165,6 г?

Вариант 11

1. При горении какого из приведенных сложных веществ в избытке кислорода образуется только один оксид: а) $CH_4 + O_2 \rightarrow$; б) $H_2S + O_2 \rightarrow$; в) $NH_3 + O_2 \rightarrow$?

2. Какая из приведенных кислот является двухосновной: а) H_3PO_3 ; б) HPO_3 ; в) H_3PO_4 ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: Ga_2O_3 ; N_2O_3 ; SiO_2 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $Ca(HSO_4)_2$; $Pb(OH)_2$; H_3AsO_4 ; Bi_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений кислорода с бором, ванадием, сурьмой? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют CaO ; $Al_2(SO_4)_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать алюминий: а) серной кислотой (разб.); б) хлоридом меди (II); в) нитратом магния? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить сульфат магния; б) превратить его в гидроксисульфат магния?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $Ca \rightarrow ? \rightarrow CaOHCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow ? \rightarrow CaCO_3$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций

гидролиза солей: а) MnCl_2 ; б) NaI ; в) H_2SO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Как изменилась масса пластины из кадмия, если в растворе, приготовленном из дигидрата хлорида меди (II) массой 5 г, была полностью восстановлена медь?

12. Какой объём раствора с $\omega(\text{KOH}) = 12\%$ ($\rho = 1,100$ г/мл) необходимо израсходовать на взаимодействие со смесью гидроксидов алюминия и магния массой 5,5 г, взятых в массовом соотношении 3:2?

Вариант 12

1. Какой из приведенных металлов будет взаимодействовать с соляной кислотой: а) Cu ; б) Pb ; в) Sn ?

2. В молекулах бескислородных кислот водород связан с кислотным остатком: а) ионной связью; б) ковалентной полярной связью; в) водородной связью?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Be}(\text{OH})_2$; HVO_3 ; H_2MoO_4 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Zn}(\text{OH})\text{NO}_3$; $\text{Hf}(\text{OH})_4$; HAsO_2 ; Nb_2O_5 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений магния с бором, хлором, кремнием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют H_2SiO_3 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать оксид алюминия: а) гидроксид цезия; б) азотная кислота; в) оксид серы (VI)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить нитрат меди (II); б) превратить его в гидроксинитрат меди (II)?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Zn} \rightarrow ? \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow ? \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций

гидролиза солей: а) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; б) KI ; в) Cs_2SO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какова основность кислоты, если на её нейтрализацию количеством вещества 0,45 моль израсходовали раствор гидроксида кальция объемом 544 мл с $\omega(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 6,36\%$ ($\rho = 1,039$ г/мл)?

12. Какова масса смеси оксидов, взятой объемом 1 л (н.у.), если для образования использовали смесь объемов (н.у.) диоксида серы (IV) и четыре объема (н.у.) диоксида углерода (IV)?

Вариант 13

1. При разложении какой из приведенных солей можно получить три оксида: а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; б) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; в) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

2. В какой из приведенных схем реакций возможно взаимодействие солей между собой: а) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow$; б) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$; в) $\text{FeCl}_3 + \text{FeOHCl}_2 \rightarrow$?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: SnO_2 ; N_2O_3 ; CrO_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: H_4TiO_4 ; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$; Ga_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений кальция с фосфором, серой, йодом? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют N_2O_5 ; H_3PO_3 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор разбавленной азотной кислоты: а) гидроксид никеля (II); б) свинец; в) карбонат кальция? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить ортофосфорную кислоту; б) превратить её в гидрофосфат аммония?

9. Записать уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Fe} \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) ZnSO_4 ; б) KBr ; в) RbSO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какую массу гептагидрата сульфата кадмия можно получить осторожным выпариванием раствора, образующегося при погружении пластинки кадмия в раствор пентагидрата сульфата меди (II), если её масса уменьшилась на 12 г?

12. Какой объём раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,153$ г/мл) с $\omega(\text{NaOH}) = 14\%$ необходим для растворения оксида хрома (III) количеством вещества 0,04 моль, если массовая доля выхода образующегося продукта реакции 95 %?

Вариант 14

1. Какая из приведенных солей является смешанной: а) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$; б) $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$; в) $\text{CaCl}(\text{OCl})$?

2. Какой из приведенных гидроксидов не способен образовывать основные соли: а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) KOH ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Zn}(\text{OH})_2$; H_2SeO_4 ; $\text{Co}(\text{OH})_3$?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$; H_3PO_3 ; SeO_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений селена с литием, фтором, галлием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют $\text{Ba}(\text{OH})_2$; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать нитрат серебра: а) хлорид железа (III); б) ртуть; в) гидроксид калия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидроксид меди (II); б) превратить его в гидроксинитрат меди (II)?

9. Записывать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{O}_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; б) KCl ; в) Na_2SO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какой объём хлора, взятый в избытке, прореагировал при температуре 527°C и давлении 11750 Па с железом, если при этом было получено $31,2\text{ г}$ продуктов реакции, причём массовая доля вещества (%) потерь составила 4% ?

12. Какая масса нитрата серебра вступила в реакцию с медной пластиной массой 16 г , если её масса после окончания реакции стала равной 35 г ?

Вариант 15

1. Какое из приведенных веществ относят к гидратам: а) $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; в) $\text{HCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$?

2. Какую из приведенных солей относят к гидросолям: а) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$; б) $\text{Fe}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$; в) CaOCl_2 ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: CrO ; PbO_2 ; Sb_2O_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$; $\text{Bi}(\text{OH})_3$; HNO_3 ; Cl_2O_5 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений стронция с азотом, водородом, селеном? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют SO_2 ; $\text{Se}(\text{OH})_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор гидроксида кальция: а) оксид серы (VI); б) азотная кислота; в) гидроксид рубидия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить хлорид бария; б) превратить его в гидроксихлорид бария?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{FeSO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow ? \rightarrow (\text{FeOH})_2\text{SO}_4$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) ZnBr_2 ; б) CaI_2 ; в) Cs_2S ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какова массовая доля (%) вещества в растворе, если к раствору хлорида магния объемом 75,89 мл ($\rho = 1,065$ г/мл), $\omega(\text{MgCl}_2) = 8\%$ прилили раствор фосфата калия объемом 59,21 мл ($\rho = 1,108$ г/мл) и $\omega(\text{K}_3\text{PO}_4) = 10\%$?

12. Какова массовая доля (%) карбоната кальция в известняке массой 250 г, если при его сплавлении с оксидом кремния (IV) выделился оксид углерода объемом 33,24 л, измеренный при температуре 27°C и давлении 150000 Па?

Вариант 16

1. В каком из приведенных уравнений реакций амфотерные гидроксиды проявляют кислотные свойства: а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$?

2. В результате какой из приведенных реакций возможно получить бескислородную кислоту: а) $\text{NaCl}_{(\text{p-p})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$; б) $\text{NaCl}_{(\text{крист.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$; в) $\text{NaCl}_{(\text{крист.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} \rightarrow$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Au}(\text{OH})_3$; $\text{Sr}(\text{OH})_2$; H_2GeO_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: FeOHSO_4 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; H_2CrO_4 ; Al_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений теллура с магнием, кислородом, фтором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют HNO_3 (разб.); BeSO_4 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать оксид фосфора (V): а) гидроксид натрия; б) оксид K; в) хлороводородная кислота? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидросульфат бериллия; б) превратить его в гидроксид бериллия?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Al} \rightarrow ? \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Al}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$; б) CaCl_2 ; в) Na_2S ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какой объём оксида углерода (IV) образовался при действии на карбонат магния массой 22 г (с массовой долей примесей 6 %) раствора серной кислоты, взятой объёмом 30 мл ($\rho = 1,080$ г/мл) и с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 12\%$, если реакцию проводили при температуре 17°C и давлении 99250 Па?

12. Какова масса продукта реакции в растворе, образующегося при взаимодействии раствора соляной кислоты объёмом 40 мл ($\rho = 1,170$ г/мл, $\omega(\text{HCl}) = 24\%$) с избытком аммиака?

Вариант 17

1. При взаимодействии какого из приведенных оксидов с кислотой образуются две соли: а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; б) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{HCl} \rightarrow$; в) $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$?

2. Какую из приведенных кислот относят к кислотам-окислителям: а) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$; б) $\text{HNO}_{3(\text{разб.})}$; в) $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{разб.})}$?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: NiO ; BaO ; MoO_3 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$; LiOH ; Cl_2O ; H_2SO_4 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений бария с азотом, водородом, серой? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют H_2SO_4 (разб.); $\text{Ba}(\text{OH})_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор хлороводородной кислоты: а) нитрат свинца (II); б) серебро; в) оксид кремния (IV)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидрокарбонат цинка; б) превратить его в гидроксид цинка?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $N_2 \rightarrow ? \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow NH_4NO_3 \rightarrow ? \rightarrow NO$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $CdCl_2$; б) $CsNO_3$; в) RbS ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какой объём сероводорода при температуре $27^\circ C$ и давлении 125202 Па образуется при действии соляной кислоты, взятой в избытке, на сульфид железа (II) массой 8,8 г, с массовой долей примесей 4,4 %?

12. Какова массовая доля раствора серной кислоты, если при взаимодействии ее объёмом 40 мл ($\rho = 1,095$ г/мл) с растворимой солью бария образовался осадок массой 10 г, причём массовая доля выхода составила 98 %?

Вариант 18

1. Какое основание можно получить только в результате реакции обмена: а) $NaOH$; б) $Zn(OH)_2$; в) $Ca(OH)_2$?

2. В каком случае образуется метафосфат бария ($Ba(PO_3)_2$): а) $Ba(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$; б) $BaCl_2 + Na_3PO_4 \rightarrow$; в) $BaO + P_2O_5 \rightarrow$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: H_2SnO_3 ; $Sc(OH)_3$; H_2WO_4 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $AlOH(NO_3)_2$; KOH ; HNO_2 ; MnO_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений бора с цирконием, селеном, фтором? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют P_2O_3 ; $Mg(NO_3)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор хлорида железа (III): а) гидроксид стронция; б) нитрат серебра; в) магний? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить нитрат кадмия; б) превратить его в гидроксинитрат кадмия?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $KCl \rightarrow ? \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ? \rightarrow Na_2ZnO_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $CdSO_4$; б) $RbCl$; в) $Ca(NO_3)_2$? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какой объем раствора гидроксида калия с $\omega(KOH) = 10\%$ ($\rho = 1,082$ г/мл) необходим для нейтрализации бромоводородной кислоты, взятой объемом 40,5 мл с $\omega(HBr) = 8\%$ и $\rho = 1,042$ г/мл?

12. Какой объем соляной кислоты с $\omega(HCl) = 36\%$ ($\rho = 1,179$ г/мл) можно получить при действии концентрированной серной кислоты на кристаллический хлорид натрия массой 75 г, с массовой долей примесей 2,5%, если реакция протекает при нагревании?

Вариант 19

1. Какое из приведенных оснований не может взаимодействовать со щелочами: а) $Mg(OH)_2$; б) $Zn(OH)_2$; в) $Be(OH)_2$?

2. Какую из приведенных реакций нельзя осуществить путем сплавления веществ: а) $K_2CO_3 + SiO_2 \xrightarrow{t}$; б) $NaHCO_3 + P_2O_5 \xrightarrow{t}$; в) $Na_2SiO_3 + SO_3 \xrightarrow{t}$?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: CoO ; SeO_2 ; Nb_2O_5 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $Ba(NO_3)_2$; $Mn(OH)_2$; H_2CO_3 ; Sb_2O_5 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений азота с натрием, водородом, кислородом? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют P_2O_5 ; HBr ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать гидроксид цинка: а) гидроксид цезия; б) азотная кислота; в) хлорид меди (II)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить дигидроксихлорид железа (III); б) превратить его в гидроксихлорид железа (III)?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $N_2 \rightarrow ? \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow ? \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $MgCl_2$; б) $LiBr$; в) SrS ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. При термическом разложении смеси карбоната и гидроксида цинка массой 32,2 г образовался оксид цинка массой 24,3 г. Какова массовая доля (%) карбоната цинка в исходной смеси?

12. Раствор массой 80 г, содержащий карбонат и сульфид натрия с общей суммой массовых долей 10,2 %, прореагировал с раствором соляной кислоты массой 100 г и $\omega(HCl) = 7,3 \%$. Какова массовая доля (%) сульфида натрия в исходном растворе?

Вариант 20

1. Какое из приведенных оснований не разлагается при нагревании до достижения температуры плавления: а) $LiOH$; б) $NaOH$; в) $Ca(OH)_2$?

2. Какой из приведенных оксидов не взаимодействует с водой: а) SiO_2 ; б) NO_2 ; в) P_2O_3 ?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: H_2MoO_4 ; $CsOH$; $Hf(OH)_4$?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $CuSO_4$; $Al(OH)_3$; H_3PO_4 ; MnO_2 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений алюминия с фосфором, серой, бромом? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют $NaOH$; $(NH_4)_3PO_4$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать оксид серы (VI): а) гидроксид калия; б) оксид лития; в) нитрат алюминия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидросульфат магния; б) превратить его в гидроксид магния?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $P \rightarrow ? \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow ? \rightarrow H_3PO_4$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $MnSO_4$; б) $BaCl_2$; в) CaS ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какая масса оксида меди (II) растворится в серной кислоте, взятой объемом 195,4 мл ($\rho = 1,057$ г/мл) и $\omega(H_2SO_4) = 12\%$?

12. Какова массовая доля соляной кислоты в растворе, если для растворения оксида магния массой 8 г этого раствора потребовалось взять объемом 131,1 мл ($\rho = 1,068$ г/мл)?

Вариант 21

1. Какое наиболее характерное свойство основных оксидов: а) взаимодействие с водой; б) взаимодействие с кислотами; в) взаимодействие с основаниями?

2. Кислотность оснований определяется числом входящих в их состав: а) атомов водорода; б) катионов металла или NH_4^+ -ионов; в) гидроксигрупп?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: TiO_2 ; Ta_2O_5 ; TeO_2 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $Mg_3(PO_4)_2$; $Cu(OH)_2$; H_2FeO_4 ; SO_2 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений мышьяка с цинком, азотом, водородом? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют Li_2O ; $Ga(OH)_3$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать

раствор ортофосфорной кислоты: а) аммиак; б) ацетат кальция; в) оксид цинка? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить сульфат алюминия; б) превратить его в гидросульфат алюминия?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{HNO}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) FeCl_3 ; б) SrI_2 ; в) $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Какое количество вещества гидроксида натрия потребуется для взаимодействия с оксидом алюминия массой 3,06 г при спекании?

12. К раствору соляной кислоты с $\omega(\text{HCl}) = 10\%$ объемом 50 мл ($\rho = 1,049$ г/мл) прибавили раствор гидроксида калия с $\omega(\text{KOH}) = 10\%$ объемом 60 мл ($\rho = 1,082$ г/мл). Какова массовая доля полученной соли в образовавшемся растворе?

Вариант 22

1. Диоксид кремния относят к кислотным оксидам потому, что он взаимодействует при сплавлении с: а) солями; б) щелочами; в) основными оксидами?

2. Какой из способов получения оснований относят к прямым: а) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$; б) $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$; в) $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электроды}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: H_2SeO_3 ; $\text{Cd}(\text{OH})_2$; HReO_4 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_4$; H_3BO_3 ; P_2O_3 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений олова с хлором, серой, кислородом? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют HI ; $\text{Ni}(\text{OH})_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодейство-

вать раствор нитрата бария: а) гидроксид натрия; б) серная кислота; в) карбонат калия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидроксидкарбонат меди (II); б) превратить его в нитрат меди (II)?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Cu} \rightarrow ? \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; б) CaBr_2 ; в) Li_2CO_3 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Каково соотношение числа молей неокислившегося цинка и его образовавшегося оксида, если при нагревании порошкообразного цинка его масса возросла на 8,7 %?

12. С 11,073 л воды прореагировал оксид кальция массой 84 г. Какова массовая доля (%) образовавшегося продукта реакции в растворе?

Вариант 23

1. Какой из гидроксидов может быть представлен в виде двух форм – основания и кислоты: а) основной; б) кислотный; в) амфотерный?

2. Оксид какого состава соответствует азотистой кислоте: а) NO_2 ; б) N_2O ; в) N_2O_3 ?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам: TeO_3 ; Ga_2O_3 ; CdO ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; Zn(OH)_2 ; HNbO_3 ; Cl_2O_7 ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений фосфора с бериллием, мышьяком, селеном? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют MgO ; $\text{Cu(NO}_3)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать раствор гидроксида натрия: а) нитрат свинца (II); б) оксид фосфора

(V); в) оксид бария? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидросульфид кальция; б) превратить его в сульфид кальция?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow ? \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) FeSO_4 ; б) CsCl ; в) BaS ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. Каковы масса и состав соли, образующейся при взаимодействии гидроксида натрия массой 6 г и ортофосфорной кислоты массой 4,9 г?

12. Какова массовая доля (%) гидроксида калия в его растворе, если последний массой 120 г способен растворить цинк массой 19,5 г?

Вариант 24

1. Основность кислоты определяется числом входящих в ее состав атомов: а) водорода; б) водорода, способных замещаться на металл; в) кислотообразующего элемента.

2. Как называют соли, если в их образовании участвует один металл и две кислоты: а) смешанными; б) двойными; в) кислыми?

3. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Mg}(\text{OH})_2$; H_3AsO_4 ; H_3PO_3 ?

4. К каким классам относят следующие неорганические соединения; $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$; $\text{Be}(\text{OH})_2$; H_2SiO_3 ; B_2O_3 ?

Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений железа с мышьяком, хлором, серой? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют $\text{Fe}(\text{OH})_2$; H_2CO_3 ? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор йодоводородной кислоты: а) нитрат серебра; б) цинк; в) гидроксид кальция? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить нитрат стронция; б) превратить его в гидроксинитрат стронция?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{MgO}$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$; б) Rb_2SO_4 ; в) $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

11. На порошкообразную смесь магния и его оксида массой 20 г подействовали уксусной кислотой. Какова массовая доля (%) оксида в порошке, если при этом выделился водород объемом 16,8 л (н.у.)?

12. Каков состав и какова масса соли, образовавшейся при обработке гидроксида бария массой 51,3 г, оксидом серы (IV) объемом 16,8 л (н.у.)?

Вариант 25

1. Как называют соли, если в их образовании принимают участие два разных металла и одна кислота: а) основными; б) смешанными; в) двойными?

2. В какой кислоте можно растворить серебро: а) в серной разбавленной; б) азотной разбавленной; в) соляной концентрированной?

3. Какие гидроксиды соответствуют следующим оксидам La_2O_3 ; WO_3 ; Mn_2O_7 ?

4. К каким классам относят неорганические соединения: $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$; $\text{In}(\text{OH})_3$; H_2TeO_3 ; Li_2O ? Каковы их названия и графические формулы?

5. Каковы формулы соединений кремния с литием, титаном, селеном? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

6. По каким признакам классифицируют Fe_2O_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

7. С какими из приведенных ниже соединений будет взаимодействовать оксид азота (V): а) гидроксид рубидия; б) оксид кальция; в) оксид серы (VI)? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

8. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить гидроксисульфат олова (II); б) превратить его в гидросульфат олова (II)?

9. Записать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow ? \rightarrow [\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.

10. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) MgSO_4 ; б) LiI ; в) CsNO_2 ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

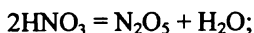
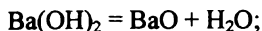
11. Какова массовая доля гидроксида калия в растворе, если известно, что данный раствор объемом 125 мл ($\rho = 1,12 \text{ г/мл}$) способен растворить алюминий массой 16,2 г?

12. В раствор нитрата серебра погружена пластинка из никеля, спустя некоторое время её масса возросла на 2,19 г. Какая масса серебра восстановилась на поверхности пластинки?

6.3. Примеры решения типовых задач по теме «Основные классы неорганических веществ»

Пример 6.1. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам и каков их характер: $\text{Ba}(\text{OH})_2$; HNO_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Решение. Чтобы вывести формулу оксида из формулы соответствующего гидроксида необходимо записать уравнение разложения соответствующего гидроксида на оксид и воду. Формула оксида получится в результате уравнивания числа атомов каждого элемента в правой и левой частях уравнения с использованием индексов:



По характеру оксиды делят на кислотные, основные и амфотерные, в соответствии с этим: BaO – основной оксид; N_2O_5 – кислотный оксид; Al_2O_3 – амфотерный оксид.

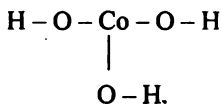
Пример 6.2. К каким классам относят неорганические соединения: Bi_2O_3 ; HBO_2 ; $\text{Co}(\text{OH})_3$; $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$? Каковы их названия и графические формулы?

Решение. Bi_2O_3 – соединение состоит из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 , следовательно, это соединение относится к классу оксидов. Поскольку висмут образует с кислородом соединения с различной степенью окисления, то в конце названия оксида необходимо указать эту степень окисления висмута римской цифрой в скобках: Bi_2O_3 – оксид висмута (III). При написании графической формулы необходимо помнить, что атомы висмута соединяются между собой через кислород: $\text{O} = \text{Bi} - \text{O} - \text{Bi} = \text{O}$.

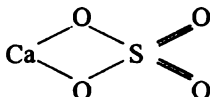
HBO_2 – это соединение относится к классу кислот, так как оно способно диссоциировать в растворе с образованием иона водорода. Название кислоты определяется кислотообразующим элементом – бором, но поскольку бор помимо данной кислоты может образовывать кислоту и с большим числом атомов кислорода, приходящихся на один атом бора, например H_3BO_3 , то в названии кислоты должна присутствовать приставка

«мета-»: HBO_2 – метаборная кислота. При написании графической формулы следует исходить из того, что центральный атом соединяется с атомом водорода через кислород: $\text{H} - \text{O} - \text{B} = \text{O}$.

$\text{Co}(\text{OH})_3$ относится к классу оснований, поскольку способно, хотя и в очень малой степени, диссоциировать в растворе с образованием гидроксид-ионов. Название оснований состоит из слова «гидроксид» и наименования элемента в родительном падеже, после которого римскими цифрами в скобках указывают степень окисления элемента: $\text{Co}(\text{OH})_3$ – гидроксид кобальта (III). При написании графических формул оснований атомы водорода соединяют с центральным атомом через кислород:



CaSO_4 относится к классу солей, потому что это соединение можно рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода серной кислоты атомами кальция. Соли серной кислоты называют сульфатами, поэтому название CaSO_4 – сульфат кальция. При написании графической формулы учитывают, что кальций двухвалентен, а сера шестивалентна и что элементы должны соединяться друг с другом через кислород:



Пример 6.3. Каковы формулы соединений фтора с кремнием, водородом, алюминием? Какие из них принадлежат к основным классам неорганических соединений (каким)?

Решение. Фтор является самым электроотрицательным элементом и во всех соединениях проявляет степень окисления -1 . Все другие элементы в соединениях с фтором проявляют положительную степень окисления, как правило, равную номеру группы Периодической системы элементов, в которой они находятся. В соответствии с этим и принимая во внимание, что в целом молекула должна быть электронейтральна, формулы соединений фтора с кремнием, водородом и алюминием будут следующие: SiF_4 , HF , AlF_3 .

SiF_4 можно рассматривать как продукт замещения гидроксильных групп ортокремниевой кислоты – $\text{Si}(\text{OH})_4$ или H_4SiO_4 – атомами фтора, т.е. как фторангидрид ортокремниевой кислоты. Галогенангидриды относят к неосновным классам неорганических веществ.

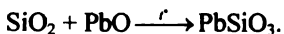
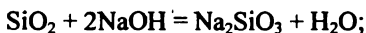
HF принадлежит к основному классу неорганических веществ – классу кислот, так как способна диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

AlF_3 есть продукт замещения атомов водорода фтороводородной кислоты HF атомами фтора, или продукт замещения гидроксильных групп гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ кислотными остатками фтороводородной кислоты, т.е. AlF_3 принадлежит к основному классу неорганических веществ – классу солей.

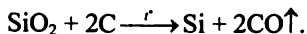
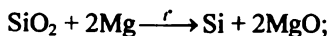
Пример 4. По каким признакам классифицируют SiO_2 ; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$? С помощью каких уравнений реакций характеризуют их: а) химические свойства; б) способы получения?

Решение. SiO_2 принадлежит к классу оксидов как соединение двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 . Оксиды классифицируют на солеобразующие и несолеобразующие, основные, кислотные и амфотерные. В соответствии с этой классификацией SiO_2 – солеобразующий, кислотный оксид.

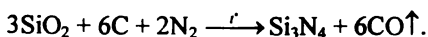
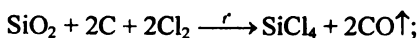
а) Для SiO_2 , как кислотного оксида, характерны реакции взаимодействия со щелочами и основными оксидами:



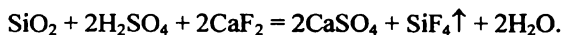
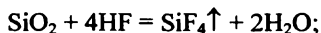
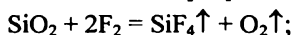
Кроме того, для SiO_2 характерны реакции восстановления кремния металлотермическим или карботермическим методами:



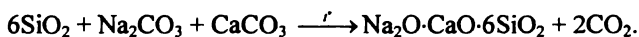
С помощью карботермии можно получить соединения кремния с хлором и азотом:



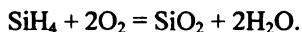
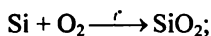
SiO₂ способен превращаться в SiF₄:



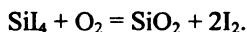
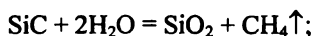
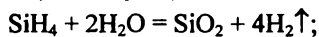
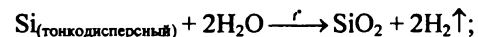
Для SiO₂ характерны реакции сплавления с карбонатами с образованием силикатов, например, реакция образования стекла:



б) Получить SiO₂ можно прямым и косвенным методами:

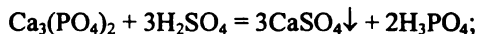
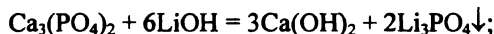


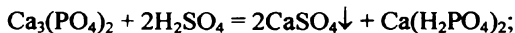
SiO₂ можно также получить в результате реакций:



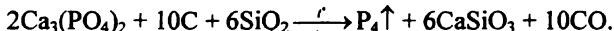
Ca₃(PO₄)₂ относится к классу солей. Соли подразделяют на средние, кислые, основные, двойные, комплексные и смешанные. Поскольку молекулу Ca₃(PO₄)₂ можно рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода фосфорной кислоты атомами кальция, то данная соль относится к средним солям.

а) Для средних солей характерны реакции взаимодействия с металлами, щелочами, кислотами, солями. Ca₃(PO₄)₂ не будет взаимодействовать с металлами, поскольку правило, что в ряду стандартных электродных потенциалов каждый предыдущий металл вытесняет последующий из растворов их солей, распространяется на металлы, стандартный электродный потенциал которых больше потенциала восстановления водорода из молекулы воды в нейтральной среде, то есть больше чем –0,4 В. Потенциал кальция значительно ниже, чем –0,4 В, поэтому его невозможно вытеснить из водных растворов его солей. Для Ca₃(PO₄)₂ не характерно обменное взаимодействие с солями, так как фосфат кальция нерастворим в воде. Для остальных реагентов мы можем записать следующие уравнения реакций:

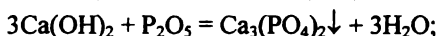
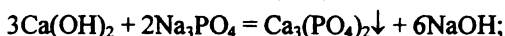
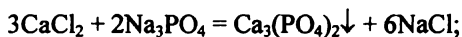
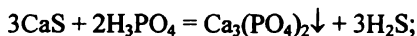
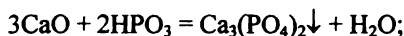
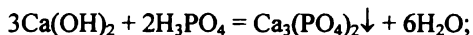




Кроме этих реакций, следует также отметить возможность восстановления фосфора из фосфата кальция методом карботермии:



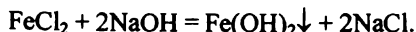
б) Из десяти способов получения средних солей, описанных выше, можно записать следующие уравнения реакций, характеризующие схемы образования $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:



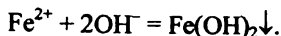
Пример 6.5. С какими из приведенных ниже веществ будет взаимодействовать раствор хлорида железа (II): а) гидроксид натрия; б) серная кислота; в) фосфат натрия? Каковы молекулярные и ионные уравнения этих взаимодействий?

Решение. Все представленные в задании реагенты являются электролитами, то и реакции, возможные между ними, будут реакциями в растворах электролитов. А реакции в растворах электролитов протекают только тогда, когда в результате образуется или малорастворимое (осадок), или малодиссоциируемое, или газообразное вещество.

а) При взаимодействии хлорида железа (II) с гидроксидом натрия образуется осадок гидроксида железа (II); молекулярное уравнение имеет вид

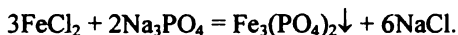


Ионное уравнение есть уравнение образования осадка гидроксида железа (II):

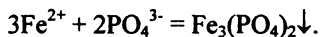


б) Раствор хлорида железа (II) не будет взаимодействовать с серной кислотой, потому что в этом случае не образуется ни осадка, ни малодиссоциируемого вещества, ни газа.

в) При смешивании раствора хлорида железа (II) с раствором фосфата натрия выпадает осадок фосфата железа (II); молекулярное уравнение имеет вид

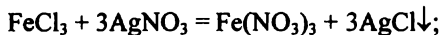
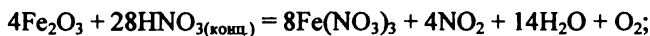
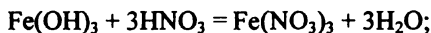


Ионное уравнение описывает реакцию образования осадка фосфата железа (II):



Пример 6.6. С помощью каких уравнений реакций можно: а) получить нитрат железа (III); б) превратить его в дигидроксинитрат железа (III)?

Решение. а) Нитрат железа (III) представляет собой среднюю соль. В теоретической части мы рассмотрели десять способов получения средних солей. В соответствии с представленными способами можно записать следующие уравнения реакций получения $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$:



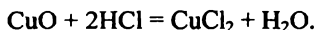
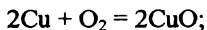
б) Дигидроксинитрат железа (III) является основной солью. Получить основную соль из средней можно действием на нее щелочи:



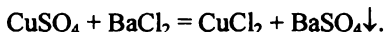
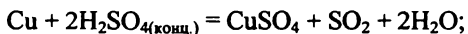
Пример 6.7. Каковы уравнения реакции, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Cu} \rightarrow ? \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow ? \rightarrow \text{CuSO}_4$.

Решение. Медь является простым веществом и имеет степень окисления, равную нулю. Любые дальнейшие превращения меди требуют перевода ее в окисленное состояние. Окислить медь можно, например, кислородом или

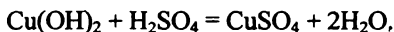
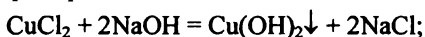
кислотами-окислителями. В первом случае образуется оксид меди (II), который затем можно растворить в соляной кислоте и получить CuCl_2 :



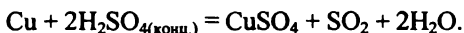
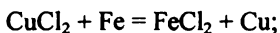
Во втором случае при действии на медь, например, концентрированной серной кислотой получают сульфат меди (II), из которого затем обменной реакцией, например, с BaCl_2 можно получить CuCl_2 :



Превратить CuCl_2 в CuSO_4 можно обменными реакциями, поскольку в обоих соединениях медь имеет одинаковую степень окисления +2. В этом случае важно помнить, что в результате каждой обменной реакции должен получиться или осадок, или малодиссоциируемое вещество, или газ, например:



Осуществить это превращение можно и с помощью окислительно-восстановительных реакций: сначала восстановить медь до свободного (металлического) состояния, а затем окислить концентрированной серной кислотой:



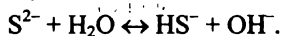
Можно предложить и другие пути осуществления данной цепочки превращений.

Пример 6.8. Каковы молекулярные и ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей: а) Na_2S ; б) CuSO_4 ; в) KCl ? В какой цвет окрашивается: 1) лакмус; 2) фенолфталеин в растворах этих солей? Почему?

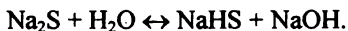
Решение. Реакции гидролиза солей есть реакции взаимодействия ионов соли с молекулами воды, приводящие к образованию менее диссоциирующих или менее растворимых веществ, чем сама соль, при этом, как правило, pH воды после растворения в ней соли изменяется. Гидролизу подвергаются те соли, в состав которых входят катионы слабых оснований и (или) анионы (кислотные остатки) слабых кислот. В случае многозарядных катионов и анионов слабых оснований и кислот существенными яв-

ляются эквимолекулярные реакции взаимодействия этих ионов с молекулами воды, т.е. когда в реакцию вступает равное количество молей ионов и воды. Это так называемый случай гидролиза по первой ступени. Большинство реакций гидролиза являются обратимыми, но бывают случаи и необратимого гидролиза – как правило, когда в состав соли одновременно входят и катион слабого основания, и анион слабой кислоты.

а) В состав Na_2S входит анион S^{2-} , который является кислотным остатком слабой сероводородной кислоты, именно он и будет взаимодействовать с водой (гидролизоваться). Запишем ионное уравнение гидролиза по первой ступени:



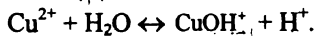
Чтобы записать молекулярное уравнение гидролиза, следует в ионное уравнение гидролиза добавить необходимое количество противоионов (в нашем случае катионов натрия), чтобы получились электронейтральные молекулы:



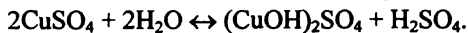
Как видим, в результате гидролиза образовалась кислая соль и сильное основание, благодаря которому водный раствор соли будет иметь щелочной характер, т.е. $\text{pH} > 7$.

Что касается индикаторов, то нужно знать, что лакмус окрашивает кислый раствор в красный цвет, нейтральный – в фиолетовый, щелочной – в синий; фенолфталеин в кислой и нейтральной среде бесцветен, а в щелочной – малиновый. Так как в результате гидролиза среда стала щелочной, то: 1) лакмус окрашивается в синий цвет; 2) фенолфталеин – в малиновый.

б) Гидролиз CuSO_4 будет проходить по катиону, так как Cu^{2+} есть катион слабого основания $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Ионное уравнение гидролиза имеет вид:



Молекулярное уравнение гидролиза будет следующее:



В результате гидролиза образовалась серная кислота, следовательно, среда будет кислой, то есть $\text{pH} < 7$.

Поскольку $\text{pH} < 7$, то: 1) лакмус окрашивается в красный цвет; 2) фенолфталеин – бесцветный.

в) KCl не будет подвергаться гидролизу, потому что при его диссоциации в воде образуются катионы K^+ и анионы Cl^- , которые являются катионами сильного основания KOH и кислотными остатками сильной кислоты HCl , и поэтому они не гидролизуются. При растворении KCl в воде pH среды не изменяется, т.е. остается нейтральной, а потому: 1) лакмус окрашивается в фиолетовый цвет; 2) фенолфталеин – бесцветный.

6.4. Ответы к контрольным заданиям

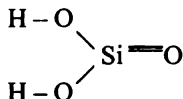
Вариант 1

1. в).

2. в).

3. BaO – основной; N₂O₅ – кислотный; Li₂O – основной.

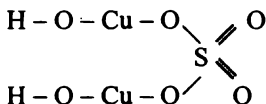
4. H₂SiO₃ – метакремниевая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



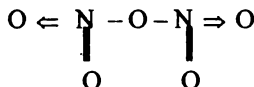
LiOH – гидроксид лития; относится к классу оснований; графическая формула:



(CuOH)₂SO₄ – сульфат гидроксимеди (II); относится к классу солей; графическая формула:



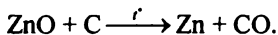
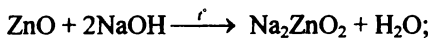
N₂O₅ – оксид азота (V); относится к классу оксидов; графическая формула:



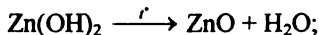
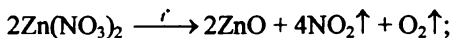
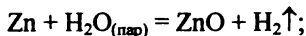
5. Li₃N, LiH, LiCl. Все соединения принадлежат к классу солей.

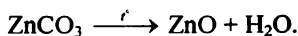
6. ZnO – солеобразующий, амфотерный оксид.

а) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

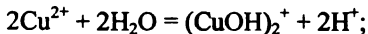
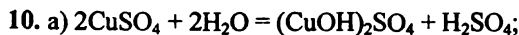
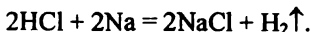
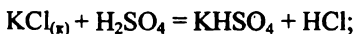
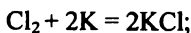
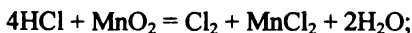
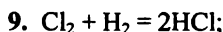
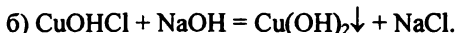
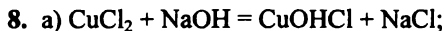
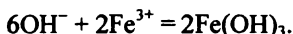
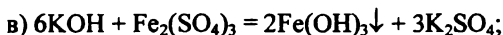
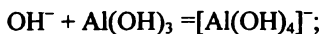
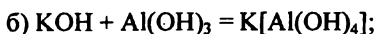
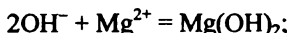
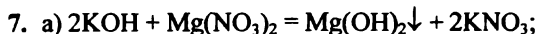
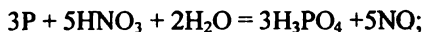
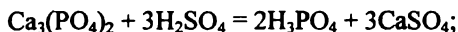
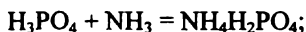
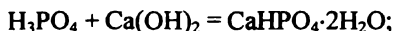
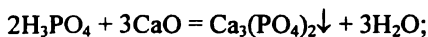
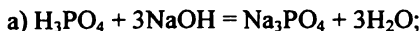


б) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$;





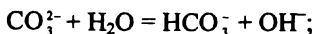
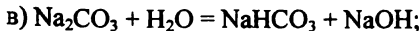
H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, трехосновная, кислородсодержащая, не окислитель, средней силы.



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

б) K_2SO_4 гидролизу не подвергается;

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 13,2 %.

12. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

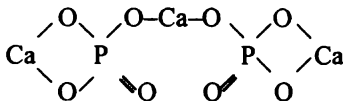
Вариант 2

1. а).

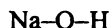
2. а).

3. H_2SiO_3 ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; HClO_3 .

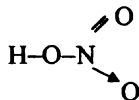
4. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция; относится к классу солей; графическая формула:



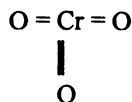
NaOH – гидроксид натрия; относится к классу оснований; графическая формула:



HNO_3 – азотная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



CrO_3 – оксид хрома (VI); относится к классу оксидов; графическая формула:



5. K_2S ; P_2S_3 ; Al_2S_3 . K_2S и Al_2S_3 принадлежат к классу солей.

6. $\text{Cd}(\text{OH})_2$ – гидроксид кадмия, двухкислотное основание, нерастворимое в воде.

а) $\text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CdSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Cd}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{r}} \text{CdO} + \text{H}_2\text{O}$.

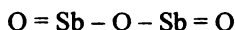
б) $\text{CdSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cd}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат стронция, средняя соль.

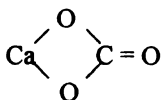
- a) $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$;
 $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{CuSO}_4 = \text{SrSO}_4\downarrow + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- 6) $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{SrO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{SrS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{SrCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$;
 $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$;
 $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $5\text{Sr} + 12\text{HNO}_3 = 5\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$.
7. a) $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$.
 б) $\text{CuO} + \text{SO}_3 = \text{CuSO}_4$,
 $\text{CuO} + \text{SO}_3 = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$.
 в) $\text{CuO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \neq$.
8. a) $2\text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.
 б) $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{MgCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$,
 $\text{SiO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2\downarrow$,
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$,
 $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
10. a) $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{KHSO}_3 + \text{KOH}$;
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$.
 1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.
 б) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$;
 $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+$.
 1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.
 в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется.
 1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.
11. ZnO .
12. $(\text{NH}_4)_2\text{NaPO}_4$.

Вариант 3

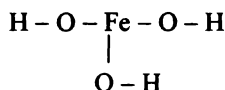
1. б).
2. а).
3. HClO ; NaOH ; $\text{Al}(\text{OH})_3$.
4. Sb_2O_3 – оксид сурьмы (III); относится к классу оксидов; графическая формула:



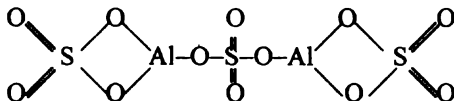
CaCO_3 – карбонат кальция; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III); относится к классу оснований; графическая формула:

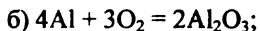
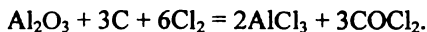
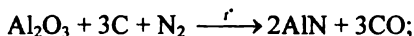
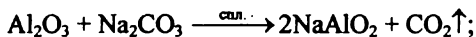
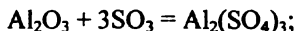
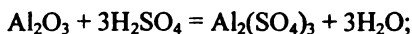
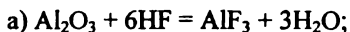


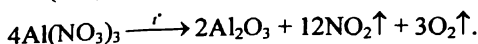
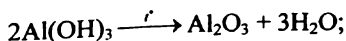
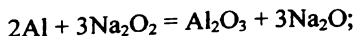
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат алюминия; относится к классу солей; графическая формула:



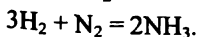
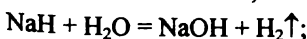
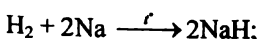
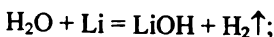
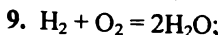
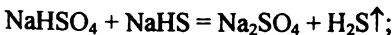
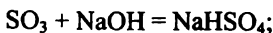
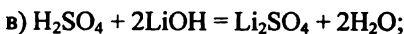
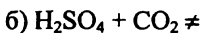
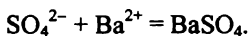
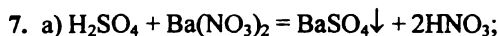
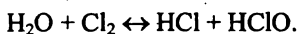
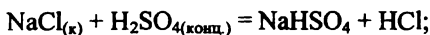
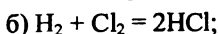
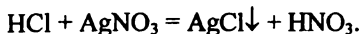
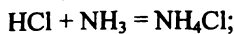
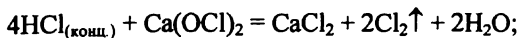
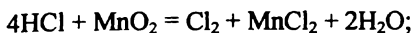
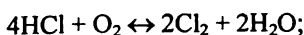
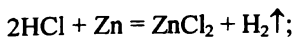
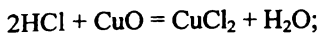
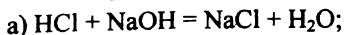
5. KF ; K_2Se ; K_3P . Все соединения принадлежат к классу солей.

6. Al_2O_3 – амфотерный оксид.





HCl – хлороводородная, хлоридная (соляная) кислота, одноосновная, бескислородная, не окислитель, сильная.



10. а) $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется.

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.

б) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOHCl} + \text{HCl}$;

$\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$;

1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

в) $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ba}(\text{OH})_2$;

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$;

1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 21,6 %.

12. 11,6 %.

Вариант 4

1. в).

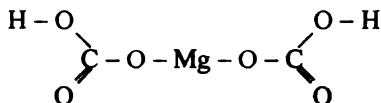
2. а).

3. K_2O – основной; SO_3 – кислотный; N_2O_3 – кислотный.

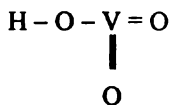
4. N_2O – оксид азота (I); относится к классу оксидов; графическая формула:



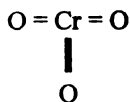
$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат магния; относится к классу солей; графическая формула:



HVO_3 – метаванадиевая (V) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

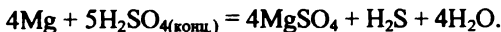
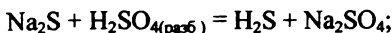
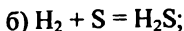
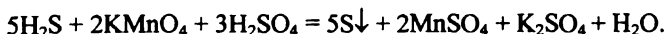
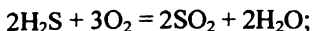
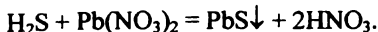
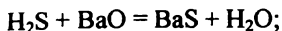
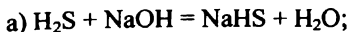


CrO_3 – оксид хрома (VI); относится к классу оксидов; графическая формула:

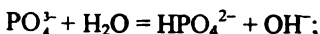
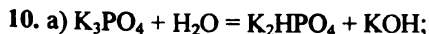
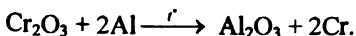
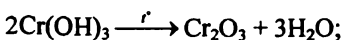
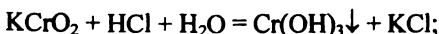
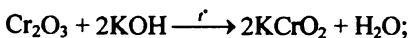
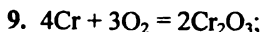
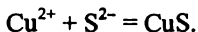
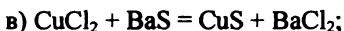
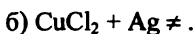
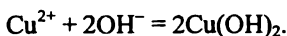
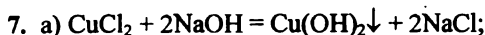
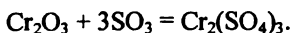
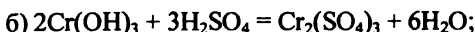
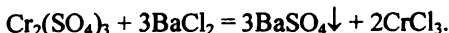
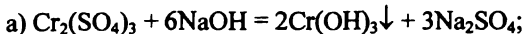


5. SiCl_4 ; MgCl_2 ; BCl_3 . MgCl_2 принадлежит к классу солей.

6. H_2S – сероводородная кислота, двухосновная, бескислородная, слабая, не окислитель.

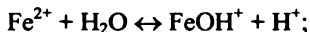


$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат (VI) хрома (III), средняя соль.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.





1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

в) $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуетя.

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.

11. 16,78 %.

12. $\omega(\text{Zn}) = 44,52 \%$.

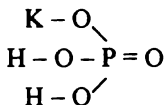
Вариант 5

1. а).

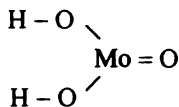
2. а).

3. H_2MnO_4 ; $\text{Mn}(\text{OH})_4$; HSbO_3 или H_3SbO_4 .

4. KH_2PO_4 – дигидрофосфат (V) калия; относится к классу солей; графическая формула:



H_2MoO_3 – метамолибденовая (IV) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



$\text{Be}(\text{OH})_2$ – гидроксид бериллия; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Be} - \text{O} - \text{H}$;

N_2O_3 – оксид азота (III); относится к классу оксидов; графическая формула:



5. Na_3P ; NaBr ; Na_2S . NaBr и Na_2S относятся к классу солей.

6. CrO_3 – солеобразующий, кислотный оксид.

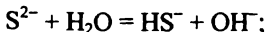
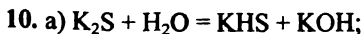
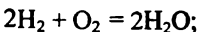
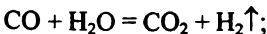
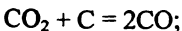
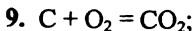
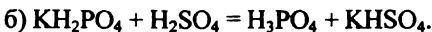
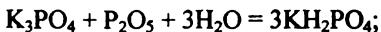
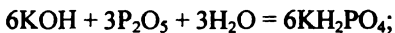
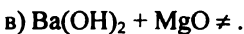
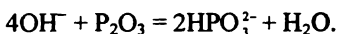
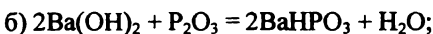
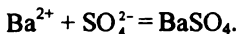
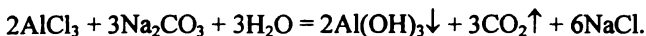
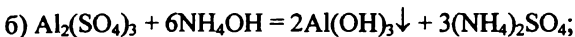
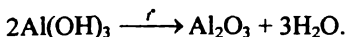
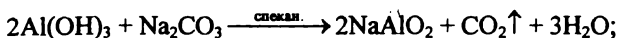
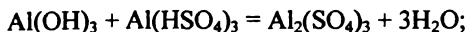
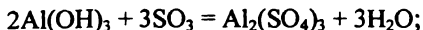
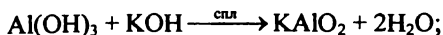
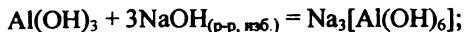
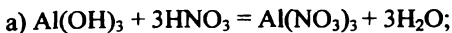
а) $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$, или $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;

$\text{CrO}_3 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;

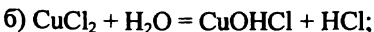
$\text{CrO}_3 + \text{CaO} = \text{CaCrO}_4$.

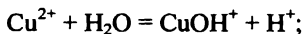
б) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \xrightarrow{t'} \text{CrO}_3 + 2\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

$\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия, трехкислотное основание, нерастворимое в воде.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.





1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

в) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.

11. 22,16 %.

12. 9 г.

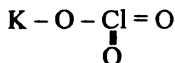
Вариант 6

1. в).

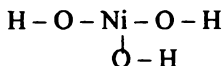
2. б).

3. CaO – основной; Al_2O_3 – амфотерный; CO_2 – кислотный.

4. KClO_3 – хлорат (V) калия; относится к классу солей; графическая формула:



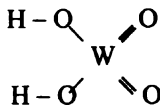
$\text{Ni}(\text{OH})_3$ – гидроксид никеля (III); относится к классу оснований; графическая формула:



SnO_2 – оксид олова (IV); относится к классу оксидов; графическая формула:



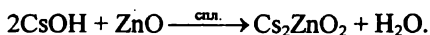
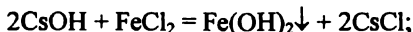
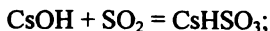
H_2WO_4 – вольфрамовая (VI) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

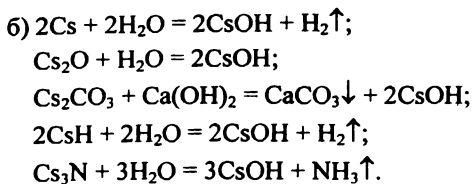


5. NF_3 ; SiF_4 ; CaF_2 . CaF_2 относится к классу солей.

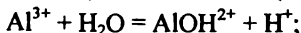
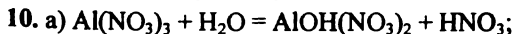
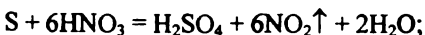
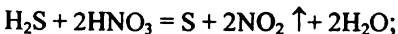
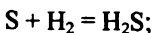
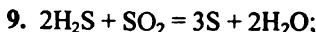
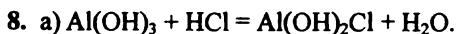
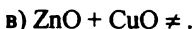
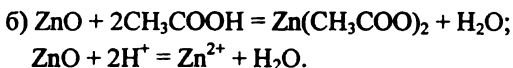
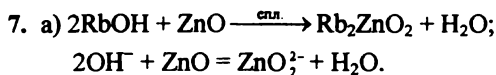
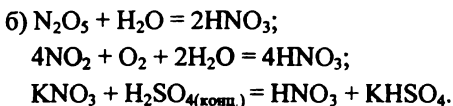
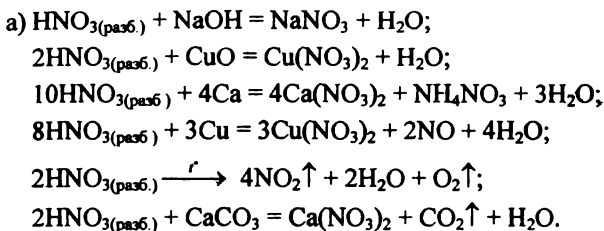
6. CsOH – гидроксид цезия, одноокислотное основание, растворимое в воде.

а) $\text{CsOH} + \text{HCl} = \text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}$;

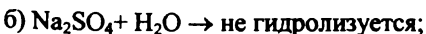




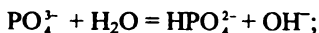
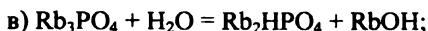
$\text{HNO}_3(\text{разб.})$ – азотная кислота, одноосновная, кислородсодержащая, окислитель, сильная.



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 7,09 л.

12. 16,5 г.

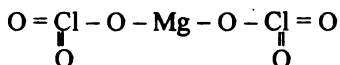
Вариант 7

1. в).

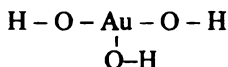
2. в).

3. $\text{Sn}(\text{OH})_2$; H_2SO_3 ; H_3PO_4 .

4. $\text{Mg}(\text{ClO}_2)_2$ – хлорит или хлорат (III) магния; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Au}(\text{OH})_3$ – гидроксид золота (III); относится к классу оснований; графическая формула:



H_2SnO_2 – оловянистая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

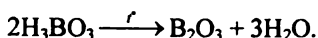
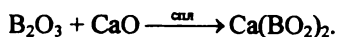
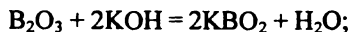
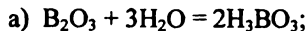


Fe_2O_3 – оксид железа (III); относится к классу оксидов; графическая формула:

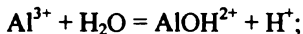
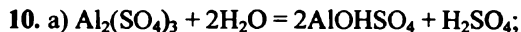
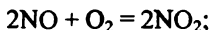
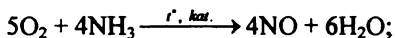
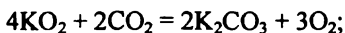
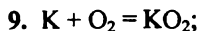
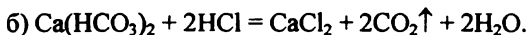
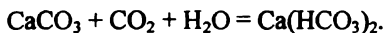
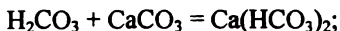
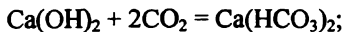
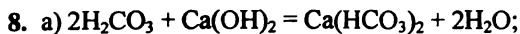
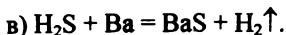
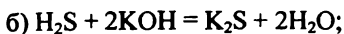
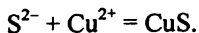
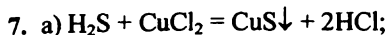
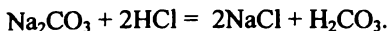
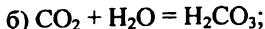
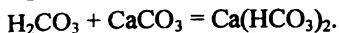
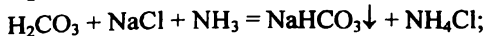
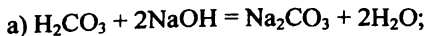


5. Be_2C ; BeF_2 ; BeO . BeF_2 и Be_2C принадлежат к классу солей; BeO принадлежит к классу оксидов.

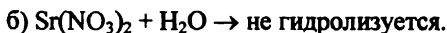
6. B_2O_3 – солеобразующий, кислотный оксид.



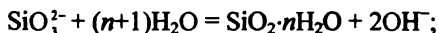
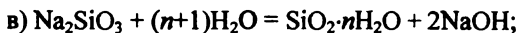
H_2CO_3 – угольная кислота, двухосновная, кислородсодержащая, не окислитель, слабая.



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



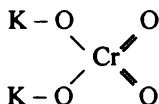
1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 3.

12. 45,3 г.

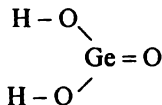
Вариант 8

1. б).
2. в).
3. P_2O_5 – кислотный; SiO_2 – кислотный; ZnO – амфотерный.
4. K_2CrO_4 – хромат (VI) калия; относится к классу солей; графическая формула:



$Sr(OH)_2$ – гидроксид стронция; относится к классу оснований; графическая формула: $H-O-Sr-O-H$;

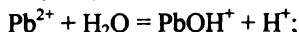
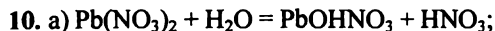
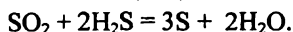
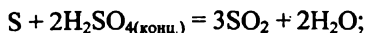
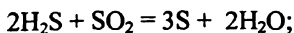
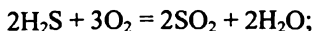
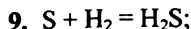
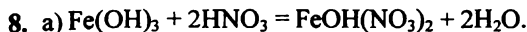
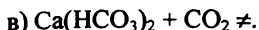
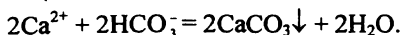
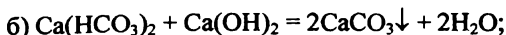
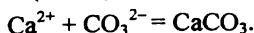
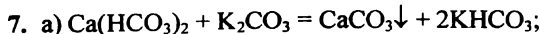
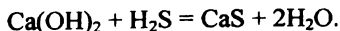
H_2GeO_3 – германиевая (IV) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



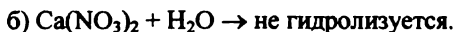
MnO_2 – оксид марганца (IV); относится к классу оксидов; графическая формула:



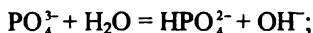
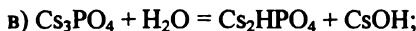
5. PBr_3 ; $SeBr_4$; $AlBr_3$. $AlBr_3$ принадлежит к классу солей.
6. $Zn(OH)_2$ – гидроксид цинка, двухкислотное основание, амфотерное, нерастворимое в воде.
 - а) $Zn(OH)_2 + H_2SO_4 = ZnSO_4 + 2H_2O$;
 $Zn(OH)_2 + 2NaOH = Na_2[Zn(OH)_4]$;
 $Zn(OH)_2 + 4NH_3 = [Zn(NH_3)_4](OH)_2$.
 - б) $ZnSO_4 + 2NaOH = Zn(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$;
 $ZnH_2 + 2H_2O = Zn(OH)_2 \downarrow + H_2 \uparrow$.
 CaS – сульфид кальция, средняя соль.
 - а) $CaS + ZnCl_2 = ZnS \downarrow + CaCl_2$;
 $CaS + 2HCl = CaCl_2 + H_2S \uparrow$;
 $CaS + O_2 = CaO + SO_2 \uparrow$;
 $2CaS + 2H_2O = Ca(OH)_2 + Ca(HS)_2$.
 - б) $Ca + S = CaS$;



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 2.

12. 2,32 г.

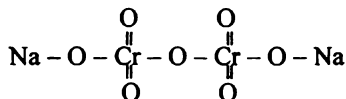
Вариант 9

1. б).

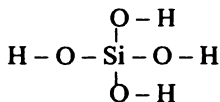
2. б).

3. Mn(OH)_2 ; HClO_4 ; KOH .

4. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат (VI) натрия; относится к классу солей; графическая формула:



H_4SiO_4 – ортокремниевая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



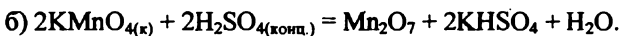
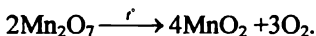
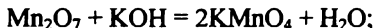
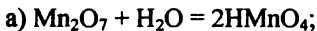
RbOH – гидроксид рубидия; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{Rb} - \text{O} - \text{H}$

SeO_2 – оксид селена (IV); относится к классу оксидов; графическая формула:

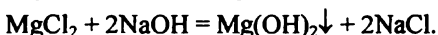
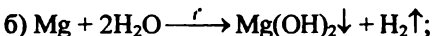
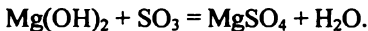


5. RbI ; Rb_2Se ; Rb_3P . Все соединения принадлежат к классу солей.

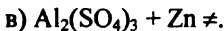
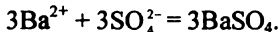
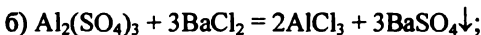
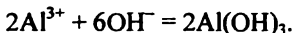
6. Mn_2O_7 – солеобразующий, кислотный оксид.



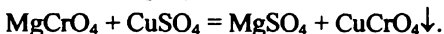
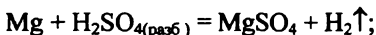
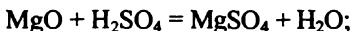
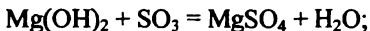
$\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния, двухкислотное основание, нерастворимое в воде.

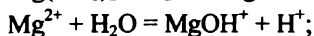
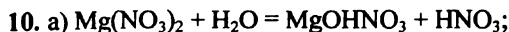
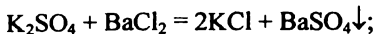
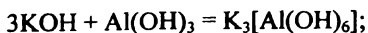
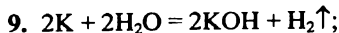


7. а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{LiOH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Li}_2\text{SO}_4;$



8. а) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$

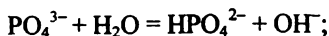
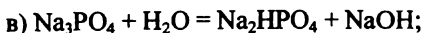




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 37,9 %.

12. 4.

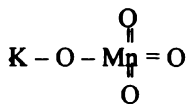
Вариант 10

1. а).

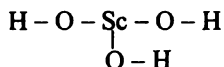
2. б).

3. CaO – основной; P_2O_5 – кислотный; SnO_2 – амфотерный.

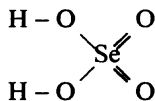
4. KMnO_4 – перманганат калия; относится к классу солей; графическая формула:



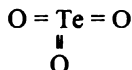
$\text{Sc}(\text{OH})_3$ – гидроксид скандия; относится к классу оснований; графическая формула:



H_2SeO_4 – селеновая (VI) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

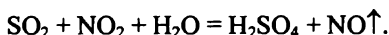
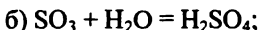
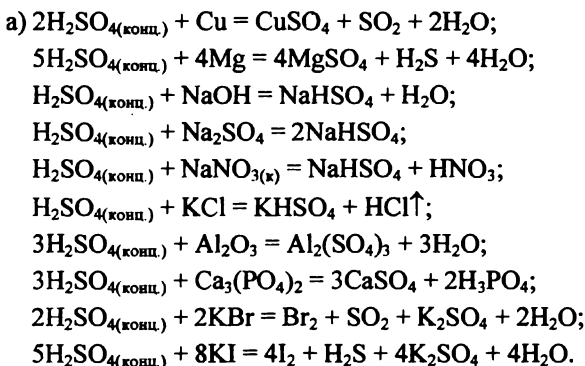


TeO₃ – оксид теллура (VI); относится к классу оксидов; графическая формула:

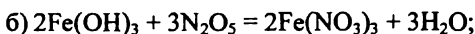
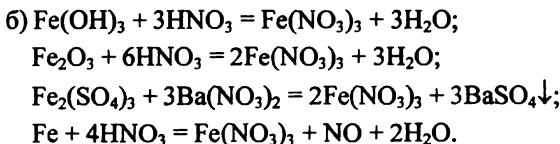
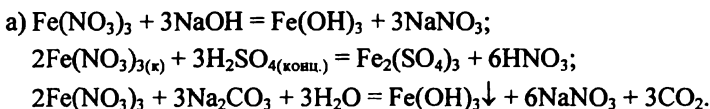


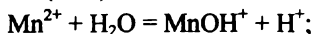
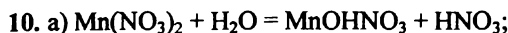
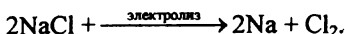
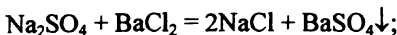
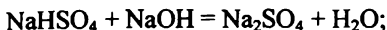
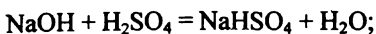
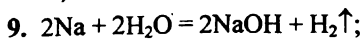
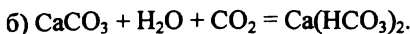
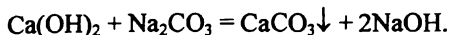
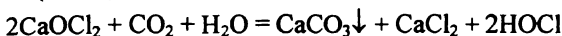
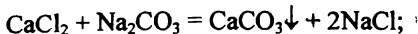
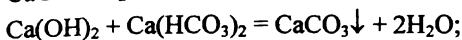
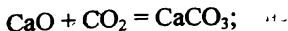
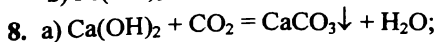
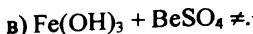
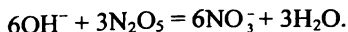
5. AlI₃; ClI₄; TeI₄. AlI₃ принадлежит к классу солей.

6. H₂SO_{4(конц.)} – серная (VI) кислота, двухосновная, кислородсодержащая, окислитель, сильная.

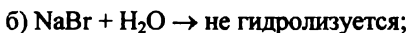


Fe(NO₃)₃ – нитрат железа (III), средняя соль.

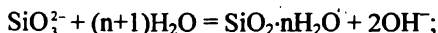
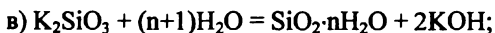




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 10,9 г.

12. PbO_2 .

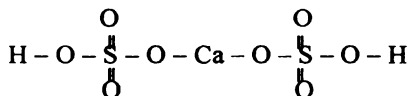
Вариант 11

1. в).

2. а).

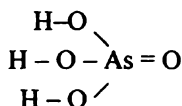
3. $\text{Ga}(\text{OH})_3$; HNO_2 ; H_2SiO_3 .

4. $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат кальция; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Pb}(\text{OH})_2$ – гидроксид свинца (II); относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Pb} - \text{O} - \text{H}$

H_3AsO_4 – ортомышьяковая (V) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



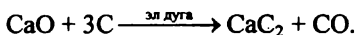
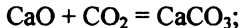
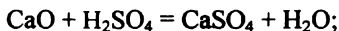
Bi_2O_3 – оксид висмута (III); относится к классу оксидов; графическая формула:



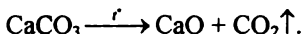
5. B_2O_3 ; V_2O_5 ; Sb_2O_5 . Все соединения принадлежат к классу оксидов.

6. CaO – солеобразующий, основной оксид.

а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$;

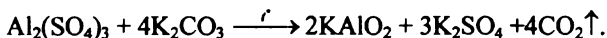
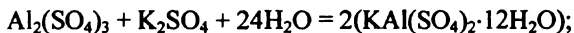
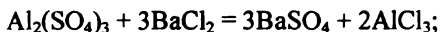


б) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$;

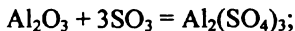
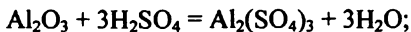
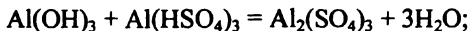
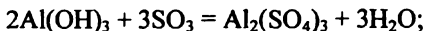


$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат (VI) алюминия, средняя соль.

а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_4\text{OH} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;



б) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$;

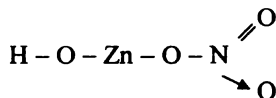


- $$\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{NaHSO}_4 \xrightarrow{t'} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$$
- $$2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow.$$
7. а) $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\uparrow;$
 $2\text{Al} + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2.$
 б) $2\text{Al} + 3\text{CuCl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Cu}\downarrow;$
 $2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cu}.$
 в) $\text{Al} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \neq.$
8. а) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4;$
 $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow;$
 $\text{MgCrO}_4 + \text{CuSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{CuCrO}_4\downarrow;$
 $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow.$
 б) $2\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH} = (\text{MgOH})_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4.$
9. а) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow;$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaOHCl} + \text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HCl};$
 $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4.$
10. а) $\text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnOHCl} + \text{HCl};$
 $\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} = \text{MnOH}^+ + \text{H}^+;$
 1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7.$
 б) $\text{NaI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;
 1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7.$
 в) $\text{Li}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{LiHSO}_3 + \text{LiOH};$
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-;$
 1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7.$
11. Увеличилась на 1,87 г.
12. 53,8 мл.

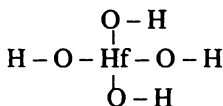
Вариант 12

1. в).
 2. б).

3. BeO – амфотерный; V₂O₅ – кислотный; MoO₃ – кислотный.
 4. ZnOHNO₃ – гидроксинитрат (V) цинка; относится к классу солей; графическая формула:

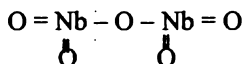


Hf(OH)₄ – гидроксид гафния; относится к классу оснований; графическая формула:

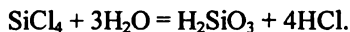
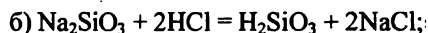
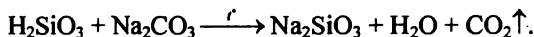
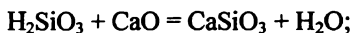
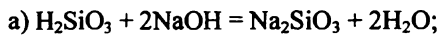


HAso₂ – метамышьяковистая (III) кислота; относится к классу кислот; графическая формула: H – O – As = O

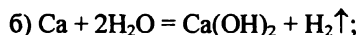
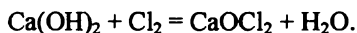
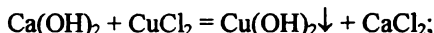
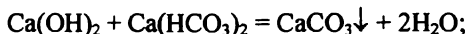
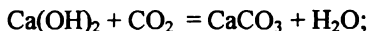
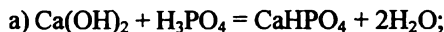
Nb₂O₅ – оксид ниобия (V); относится к классу оксидов; графическая формула:

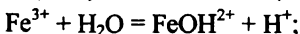
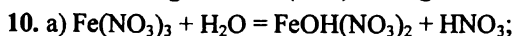
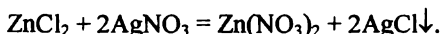
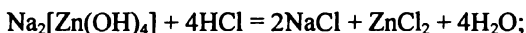
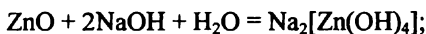
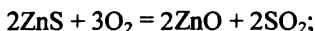
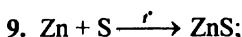
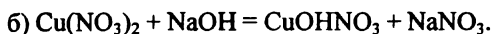
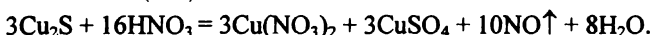
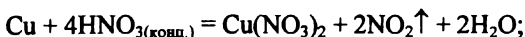
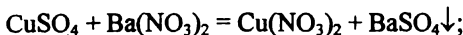
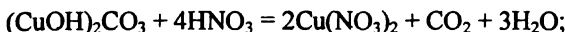
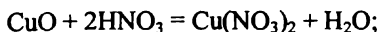
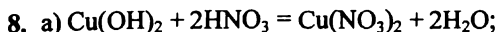
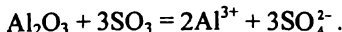
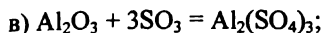
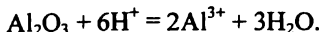
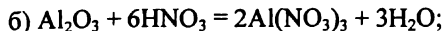
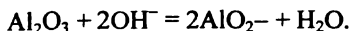
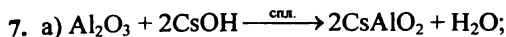
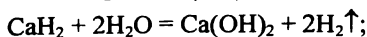
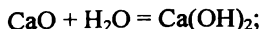


5. MgB₂; MgCl₂; Mg₂Si. Все соединения принадлежат к классу солей.
 6. H₂SiO₃ – метакремниевая кислота, двухосновная, кислородсодержащая, не окислитель, слабая.



Ca(OH)₂ – гидроксид кальция, двухкислотное основание, растворимое в воде.

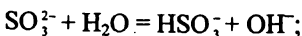
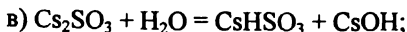




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. Уменьшилась на 0,86 г.

12. 2,1 л.

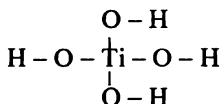
Вариант 13

1. б).

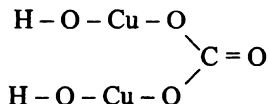
2. а).

3. $\text{Sn}(\text{OH})_4$; HNO_2 ; H_2CrO_4 .

4. H_4TiO_4 – ортотитановая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ – гидроксикарбонат меди (II); относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Cd}(\text{OH})_2$ – гидроксид кадмия; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Cd} - \text{O} - \text{H}$

Ga_2O_3 – оксид галлия (III); относится к классу оксидов; графическая формула:



5. Ca_3P_2 ; CaS ; CaI_2 . Все соединения принадлежат к классу солей.

6. N_2O_5 – солеобразующий, кислотный оксид.

а) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$;

$\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

$2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$.

б) $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$;

$\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{O}_2$.

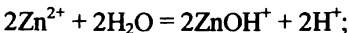
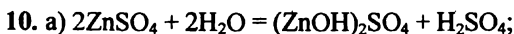
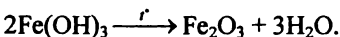
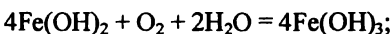
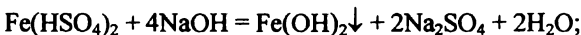
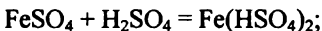
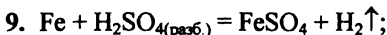
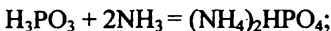
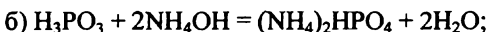
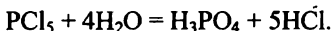
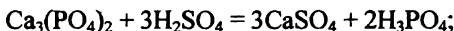
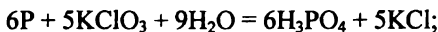
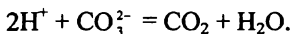
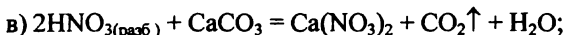
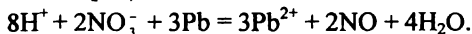
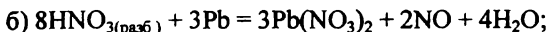
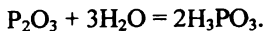
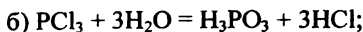
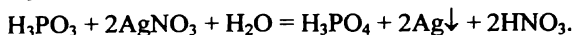
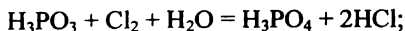
H_3PO_3 – ортофосфористая (фосфоновая) кислота, двухосновная, кислородсодержащая, не окислитель, средней силы.

а) $\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{CaO} = \text{CaHPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;

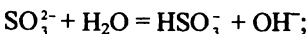
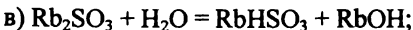
$4\text{H}_3\text{PO}_3 \xrightarrow{\quad} 3\text{HPO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{PH}_3\uparrow$;



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



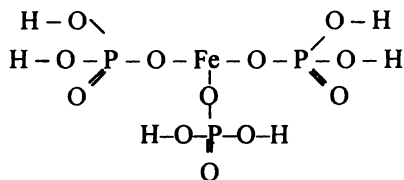
1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 35,8 г.

12. 18,8 мл.

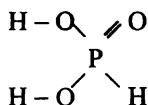
Вариант 14

1. б).
2. в).
3. ZnO – амфотерный; SeO_3 – кислотный; Co_2O_3 – основной.
4. $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – дигидроортофосфат железа (III); относится к классу солей; графическая формула:

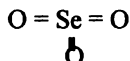


$\text{Cd}(\text{OH})_2$ – гидроксид кадмия; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H}-\text{O}-\text{Cd}-\text{O}-\text{H}$

H_3PO_3 – ортофосфористая (фосфоновая) кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



SeO_3 – оксид селена (VI); относится к классу оксидов; графическая формула:



5. Li_2Se ; SeF_6 ; Ga_2Se_3 . Li_2Se и Ga_2Se_3 принадлежат к классу солей.
6. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария, двухкислотное основание, растворимое в воде.
 - а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3 \downarrow + 2\text{KOH}$.
 - б) $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$;
 $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$.
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат кальция, средняя соль.
 - а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}} \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2 \uparrow$;
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{600^\circ\text{C}} 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$;
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{NaNO}_3$.

- 6) $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaS} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{CaCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow;$
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow;$
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}.$
7. а) $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 = 3\text{AgCl}\downarrow + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3;$
 $3\text{Ag}^+ + 3\text{Cl}^- = 3\text{AgCl}.$
 б) $\text{AgNO}_3 + \text{Hg} \neq$
 в) $2\text{AgNO}_3 + 2\text{KOH} = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3;$
 $2\text{Ag}^+ + 2\text{OH}^- = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O}.$
8. а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3;$
 б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \text{CuOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
9. $2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Cu} = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$
 $\text{SO}_2 + \text{KOH} = 2\text{KHSO}_3;$
 $\text{KHSO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{BaSO}_3\downarrow;$
 $2\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2\uparrow.$
10. а) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOHNO}_3 + \text{HNO}_3;$
 $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+;$
 1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7.$
 б) $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;
 1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7.$
 в) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH};$
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-;$
 1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7.$
11. 11,4 л.
 12. 42,5 г.

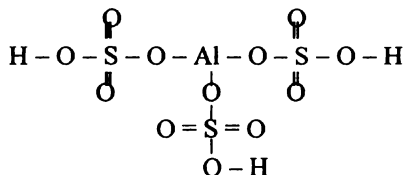
Вариант 15

1. в).

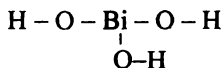
2. a).

3. $\text{Cr}(\text{OH})_2$; $\text{Sn}(\text{OH})_4$ или H_2SnO_3 ; HSbO_2 или $\text{Sb}(\text{OH})_3$.

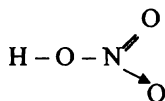
4. $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ – гидросульфат (VI) алюминия; относится к классу солей; графическая формула:



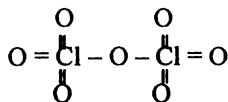
$\text{Bi}(\text{OH})_3$ — гидроксид висмута; относится к классу оснований; графическая формула:



HNO_3 – азотная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



Cl_2O_7 – оксид хлора (VII); относится к классу оксидов; графическая формула:

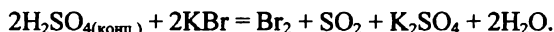
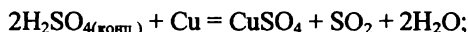
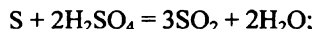
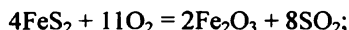
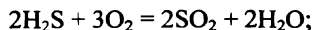
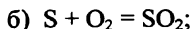
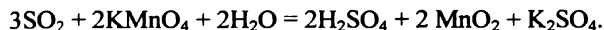


5. Sr_3N_2 ; SrH_2 ; Sr_2Se . Sr_2Se и Sr_3N_2 принадлежат к классу солей.

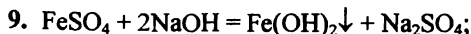
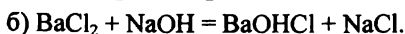
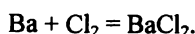
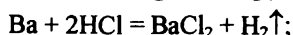
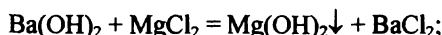
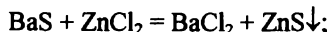
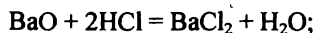
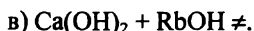
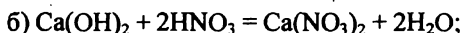
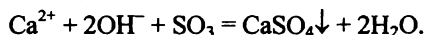
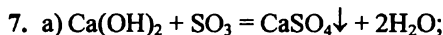
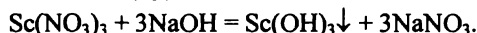
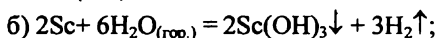
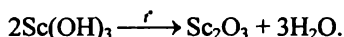
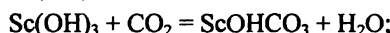
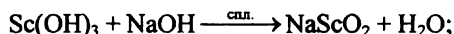
6. SO₂ – солеобразующий, кислотный оксид.

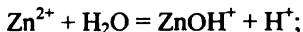
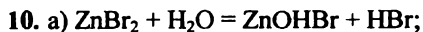
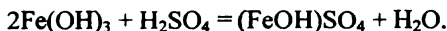
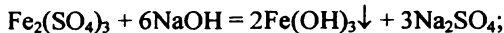
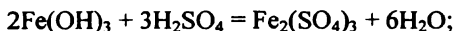
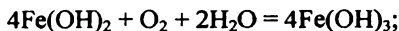
a) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$;

$$\text{SO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHSO}_3;$$
$$\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O};$$
$$\text{SO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSO}_3;$$
$$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SO}_2\text{Cl}_2;$$
$$\text{SO}_2 + \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4;$$
$$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3;$$
$$\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O};$$



$\text{Sc}(\text{OH})_3$ – гидроксид скандия, трехкислотное основание, амфотерное, трудно растворимое в воде.

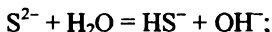
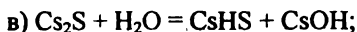




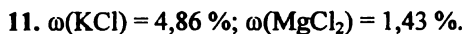
1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.



12. 80 %.

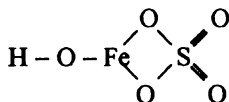
Вариант 16

1. в).

2. б).

3. Au_2O_3 – амфотерный; SrO – основной; GeO_2 – амфотерный.

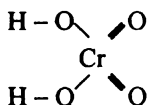
4. $\text{Fe}(\text{OH})\text{SO}_4$ – сульфат (VI) гидроксиджелеза (III); относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария; относится к классу оснований; графическая формула:



H_2CrO_4 – хромовая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

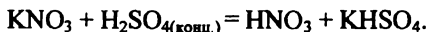
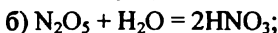
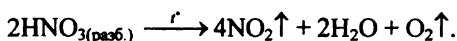
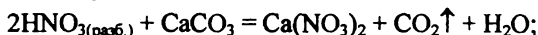
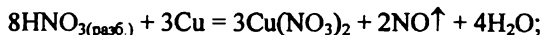
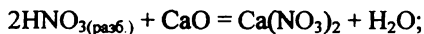


Al_2O_3 – оксид алюминия; относится к классу оксидов; графическая формула:

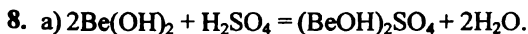
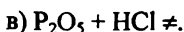
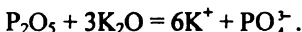
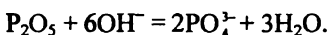
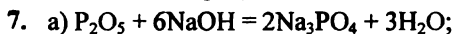
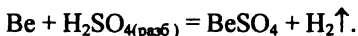
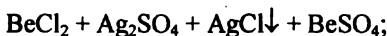
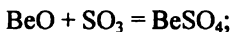
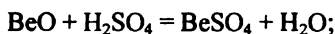
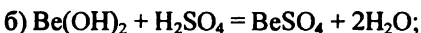
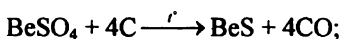
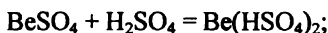
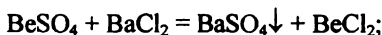
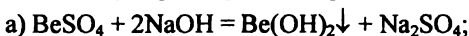


5. MgTe ; TeO_2 ; TeO_3 ; TeF_2 ; TeF_4 ; TeF_6 . TeO_2 и TeO_3 относятся к классу оксидов; MgTe относится к классу солей.

6. $\text{HNO}_3(\text{разб.})$ – азотная кислота, одноосновная, кислородсодержащая, окислитель, сильная.



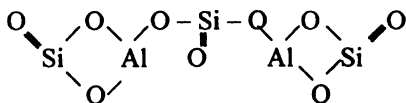
BeSO_4 – сульфат бериллия, средняя соль.



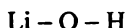
- 6) $(\text{BeOH})_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = 2\text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
9. $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$;
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t} 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + 3\text{O}_2\uparrow$;
 $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2\uparrow$.
10. а) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CdOHNO}_3 + \text{HNO}_3$;
 $\text{Cd}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CdOH}^+ + \text{H}^+$;
 1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.
- б) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется.
 1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.
- в) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NaHS} + \text{NaOH}$;
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$;
 1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.
11. 1 л.
12. 31,6 %.

Вариант 17

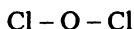
1. б).
2. б).
3. $\text{Ni}(\text{OH})_2$; $\text{Ba}(\text{OH})_2$; H_2MoO_4 .
4. $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$ – метасиликат алюминия; относится к классу солей; графическая формула:



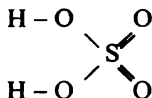
LiOH – гидроксид лития; относится к классу оснований; графическая формула:



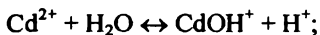
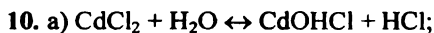
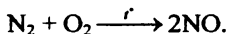
Cl_2O – оксид хлора (I); относится к классу оксидов; графическая формула:



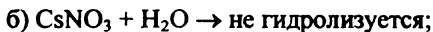
H_2SO_4 – серная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



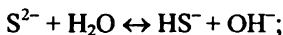
5. Ba_3N_2 ; BaH_2 ; BaS . Ba_3N_2 и BaS принадлежат к классу солей.
6. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$ – серная (VI) кислота, двухосновная, кислородсодержащая, неокислитель, сильная.
- а) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{MgO} = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$;
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{CaCO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$;
 $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{NaSO}_3 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- б) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$;
 $\text{SO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}\uparrow$.
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – гидроксид бария, двухкислотное основание, растворимое в воде.
- а) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$;
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{KOH}$.
- б) $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$;
 $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$.
7. а) $2\text{HCl} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{HNO}_3$;
 $2\text{Cl}^- + \text{Pb}^{2+} = \text{PbCl}_2$.
- б) $\text{HCl} + \text{Ag} \neq$.
- в) $2\text{HCl} + \text{SiO}_2 \neq$.
8. а) $\text{ZnCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$.
б) $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2 + 4\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{(\text{кат.}, t, p)} 3\text{NH}_3$;
 $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = (\text{NH}_4)_2\text{NO}_3 + \text{BaSO}_4\downarrow$;
 $2(\text{NH}_4)_2\text{NO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{N}_2 + \text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$;



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 2,406 л.

12. 9,8 %.

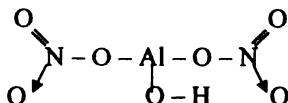
Вариант 18

1. б).

2. в).

3. SnO_2 – амфотерный; Sc_2O_3 – амфотерный; WO_3 – кислотный.

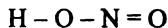
4. $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат гидроксиалюминия; относится к классу солей; графическая формула:



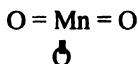
KOH – гидроксид калия; относится к классу оснований; графическая формула:



HNO_2 – азотистая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



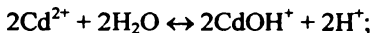
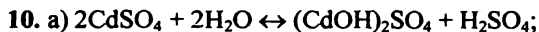
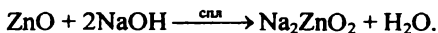
MnO_3 – оксид марганца (VI); относится к классу оксидов; графическая формула:



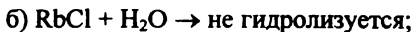
5. Zr_3B_4 ; B_2Se_3 ; BF_3 .

6. P_2O_3 – солеобразующий, кислотный оксид.

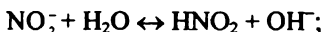
- а) $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{хол.})} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$;
 $2\text{P}_2\text{O}_3 + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{гор.})} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{PH}_3$;
 $\text{P}_2\text{O}_3 + 4\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{HPO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 $5\text{P}_2\text{O}_3 \xrightarrow{210^\circ\text{C}} 4\text{P} + 3\text{P}_2\text{O}_5$;
 $\text{P}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5$.
- б) $\text{P}_4 + 3\text{O}_{2(\text{недост.})} = 2\text{P}_2\text{O}_3$.
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат магния, средняя соль.
- а) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$;
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_{2(\text{к.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{MgSO}_4 + 2\text{HNO}_3$;
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{NaNO}_3$;
 $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t'} 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$.
- б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{MgO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{MgCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{MgCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$;
 $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. а) $2\text{FeCl}_3 + 3\text{Sr}(\text{OH})_2 = 2\text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{SrCl}_2$;
 $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{OH}^- = 2\text{Fe}(\text{OH})_3$.
- б) $\text{FeCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}\downarrow$;
 $3\text{Cl}^- + 3\text{Ag}^+ = 3\text{AgCl}$.
- в) $2\text{FeCl}_3 + \text{Mg} = 2\text{FeCl}_2 + \text{MgCl}_2$;
 $2\text{Fe}^{3+} + \text{Mg} = 2\text{Fe}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$.
8. а) $\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CdO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CdCO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CdSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$;
 $3\text{Cd} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$.
- б) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} = \text{CdOHNO}_3 + \text{NaNO}_3$.
9. $\text{KCl}_{(\text{к.})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = \text{KHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$;
 $2\text{HCl} + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
 $\text{ZnCl}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$;
 $2\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t'} 2\text{ZnO} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$;



1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный. потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

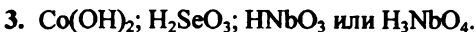
11. 21,57 мл.

12. 107,5 мл.

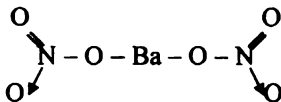
Вариант 19

1. а).

2. в).



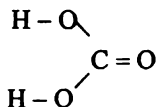
4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат бария; относится к классу солей; графическая формула:



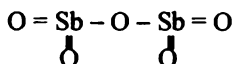
$\text{Mn}(\text{OH})_2$ – гидроксид марганца (II); относится к классу оснований; графическая формула:



H_2CO_3 – угольная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

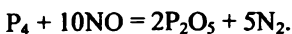
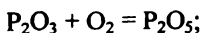
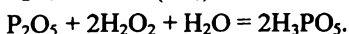
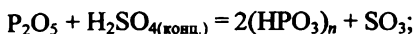
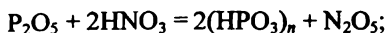
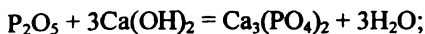
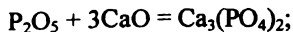
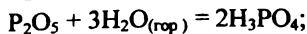
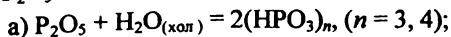


Sb_2O_5 – оксид сурьмы (V); относится к классу оксидов; графическая формула:

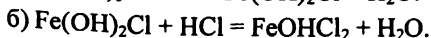
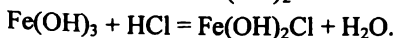
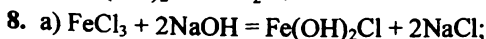
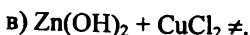
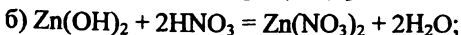
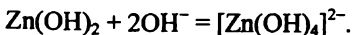
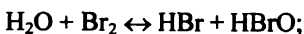
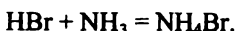
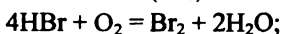
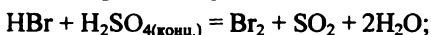
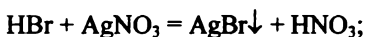
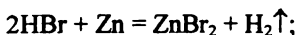
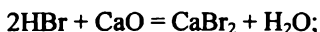
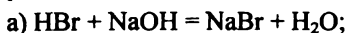


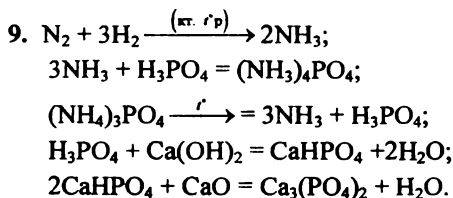
5. Na_3N ; H_3N ; N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 относятся к классу оксидов; Na_3N относится к классу солей.

6. P_2O_5 – солеобразующий кислотный оксид.



HBr – бромоводородная, бромидная кислота, одноосновная, бескислородная, не окислитель, сильная.





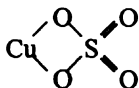
10. а) $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{MgOHCl} + \text{HCl};$
 $\text{Mg}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{MgOH}^+ + \text{H}^+;$
 1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.
 б) $\text{LiBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;
 1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.
 в) $2\text{SrS} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Sr}(\text{HS})_2 + \text{Sr}(\text{OH})_2;$
 $2\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{HS}^- + 2\text{OH}^-;$
 1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 37,3 %.

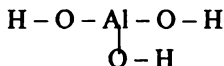
12. 81,9 %.

Вариант 20

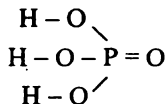
1. б).
 2. а).
 3. MoO_3 – кислотный; Cs_2O – основной; HfO_2 – амфотерный.
 4. CuSO_4 – сульфат (VI) меди; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Al}(\text{OH})_3$ – гидроксид алюминия; относится к классу оснований; графическая формула:



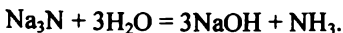
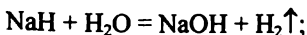
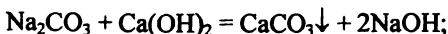
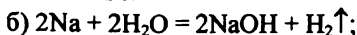
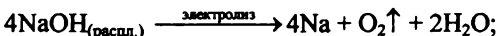
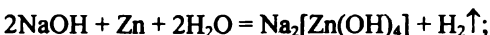
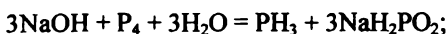
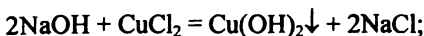
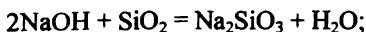
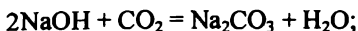
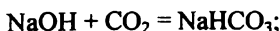
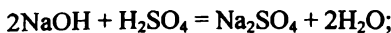
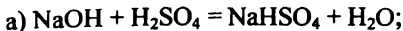
H_3PO_4 – ортофосфорная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



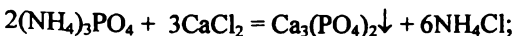
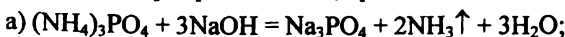
MnO₂ – оксид марганца (IV); относится к классу оксидов; графическая формула:



5. AlP; Al₂S₃; AlBr₃. Все соединения принадлежат к классу солей.
 6. NaOH – гидроксид натрия, однокислотное основание, растворимое в воде.



(NH₄)₃PO₄ – фосфат аммония, средняя соль.



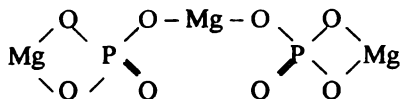
- $$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \xrightarrow{r'} 3\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_3\text{PO}_4.$$
- б) $3\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O};$
 $3\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4;$
 $3(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O};$
 $6\text{NH}_4\text{OH} + \text{P}_2\text{O}_5 = 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}.$
7. а) $\text{SO}_3 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4;$
 $\text{SO}_3 + \text{OH}^- = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-};$
б) $\text{SO}_3 + \text{Li}_2\text{O} = \text{Li}_2\text{SO}_4;$
 $\text{SO}_3 + \text{Li}_2\text{O} = 2\text{Li}^+ + \text{SO}_4^{2-};$
в) $\text{SO}_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \neq.$
8. а) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2;$
 $\text{MgSO}_4 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2;$
 $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{SO}_3 = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2;$
б) $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + 4\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$
9. $3\text{P} + 5\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO};$
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{KH}_2\text{PO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O};$
 $2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{KCl};$
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} = 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4.$
10. а) $2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow (\text{MnOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
 $2\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{MnOH}^+ + 2\text{H}^+;$
1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7.$
б) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;
1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7.$
в) $2\text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{HS})_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2;$
 $2\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{HS}^- + 2\text{OH}^-;$
1) синий; 2) малиновый. Потому что $\text{pH} > 7.$
11. 20,2 г.
12. 10,43 %.

Вариант 21

1. б).
2. в).

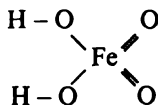
3. H_4TiO_4 или H_2TiO_3 ; H_3TaO_4 или HTaO_3 ; H_2TeO_3 .

4. $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат магния; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{Cu}(\text{OH})_2$ – гидроксид меди (II); относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Cu} - \text{O} - \text{H}$

H_2FeO_4 – железная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



SO_2 – оксид серы (IV); относится к классу оксидов; графическая формула:
 $\text{O} = \text{S} = \text{O}$

5. Zn_3As_2 ; AsN ; H_3As .

6. Li_2O – солеобразующий, основной оксид.

а) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$;

$\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Li}_2\text{CO}_3$;

$\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{спла.}} 2\text{LiAlO}_2$;

$\text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

б) $4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$;

$\text{Li}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{r} \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$;

$2\text{LiOH} \xrightarrow{r} \text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

$\text{Ga}(\text{OH})_3$ – гидроксид галлия, трехкислотное основание, нерастворимое в воде.

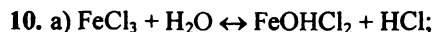
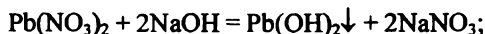
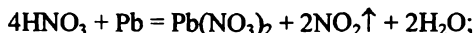
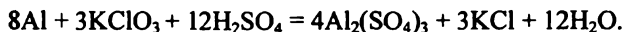
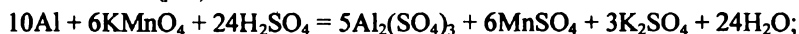
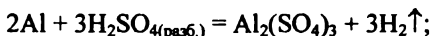
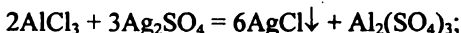
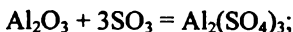
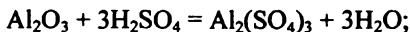
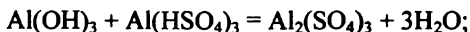
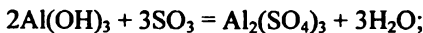
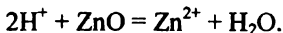
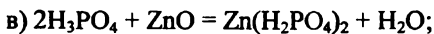
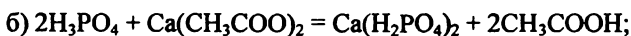
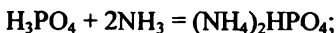
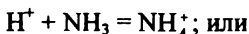
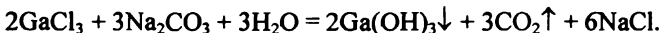
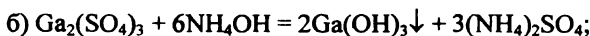
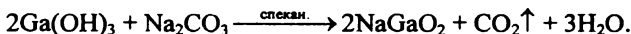
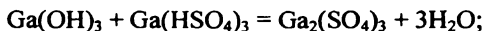
а) $2\text{Ga}(\text{OH})_3 \xrightarrow{r} \text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

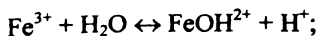
$\text{Ga}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;

$\text{Ga}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH}_{(\text{р-р, изб.})} = \text{Na}_3[\text{Ga}(\text{OH})_6]$;

$\text{Ga}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{спла.}} \text{KGaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;

$2\text{Ga}(\text{OH})_3 + 3\text{SO}_3 = \text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;



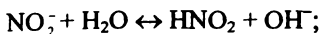


1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

б) $\text{SrI}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется;

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.

в) $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{BaOHNO}_2 + \text{HNO}_2$;



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 0,06 моль.

12. Кислая.

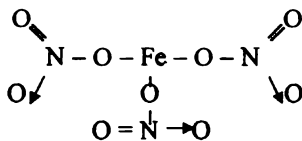
Вариант 22

1. б).

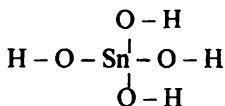
2. а).

3. SeO_2 – кислотный; CdO – амфотерный; Re_2O_7 – кислотный.

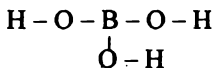
4. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат железа (III); относится к классу солей; графическая формула:



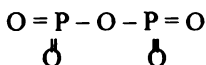
$\text{Sn}(\text{OH})_4$ – гидроксид олова (IV); относится к классу оснований; графическая формула:



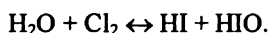
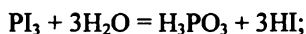
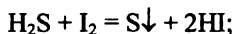
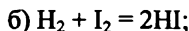
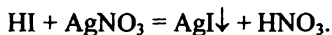
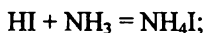
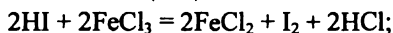
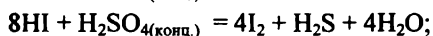
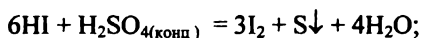
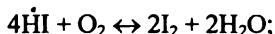
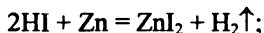
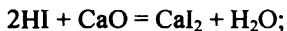
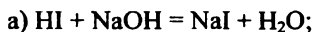
H_3BO_3 – борная кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



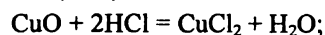
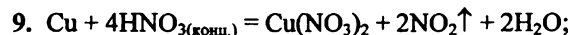
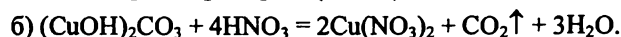
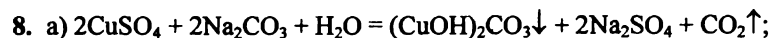
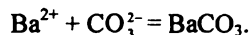
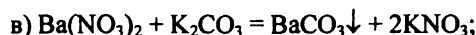
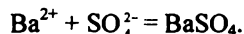
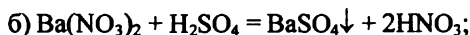
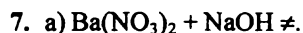
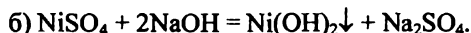
P_2O_5 – оксид фосфора (V); относится к классу оксидов; графическая формула:

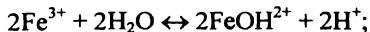
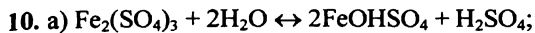
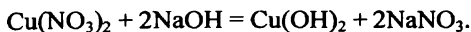
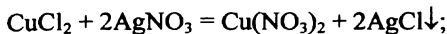


5. SnCl_2 или SnCl_2 ; SnS или SnS_2 ; SnO или SnO_2 . SnCl_2 , SnCl_2 , SnS , SnS_2 принадлежат к классу солей; SnO и SnO_2 принадлежат к классу оксидов.
6. HCl – йодоводородная кислота, одноосновная, бескислородная, не окислитель, сильная.

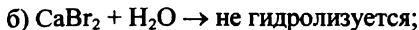


$\text{Ni}(\text{OH})_2$ – гидроксид никеля (II), двухкислотное основание, нерастворимое в воде.

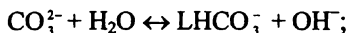




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 1,83:1.

12. 1 %.

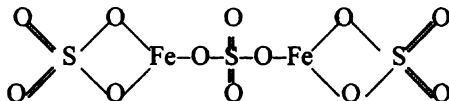
Вариант 23

1. в).

2. в).

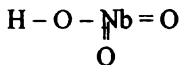
3. H_2TeO_4 или H_6TeO_6 ; $\text{Ga}(\text{OH})_3$; $\text{Cd}(\text{OH})_2$.

4. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III); относится к классу солей; графическая формула:

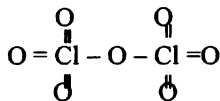


$\text{Zn}(\text{OH})_2$ – гидроксид цинка; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Zn} - \text{O} - \text{H}$

HNbO_3 – метаниобиевая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

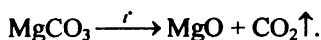
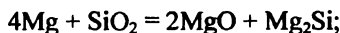
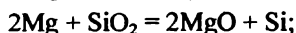
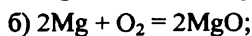
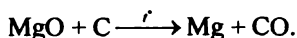
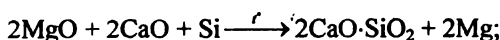
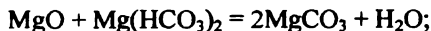
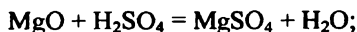
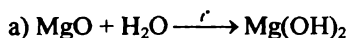


Cl_2O_7 – оксид хлора (VII); относится к классу оксидов; графическая формула:

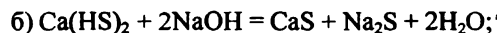
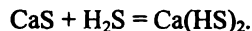
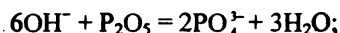
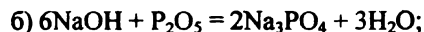
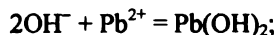
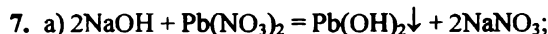
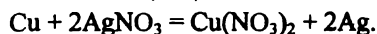
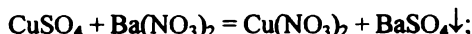
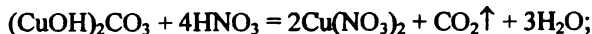
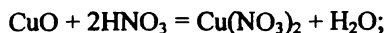
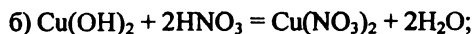
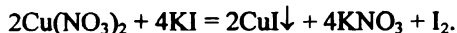
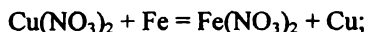
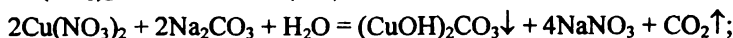
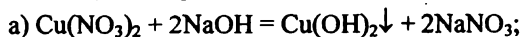


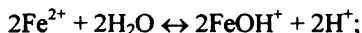
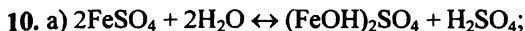
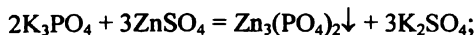
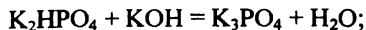
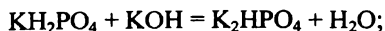
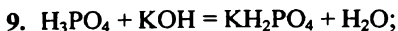
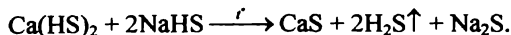
5. Be_3P_2 ; AsP ; P_2Se_3 .

6. MgO – солеобразующий, основной оксид.

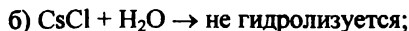


$\text{Cu(NO}_3)_2$ – нитрат меди (II), средняя соль.

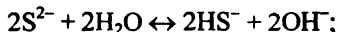
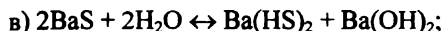




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 8,2 г; Na_3PO_4 .

12. 20 %.

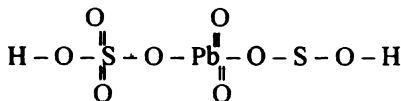
Вариант 24

1. б).

2. а).

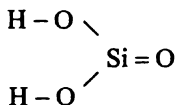
3. MgO – основный; As_2O_5 – кислотный; P_2O_3 – кислотный.

4. $\text{Pb(HSO}_4)_2$ – гидросульфат свинца (II); относится к классу солей; графическая формула:



Be(OH)_2 – гидроксид бериллия; относится к классу оснований; графическая формула: $\text{H} - \text{O} - \text{Be} - \text{O} - \text{H}$

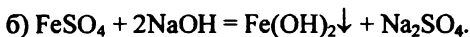
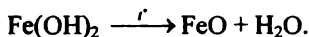
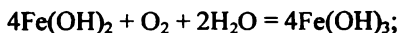
H_2SiO_3 – метакремниевая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:



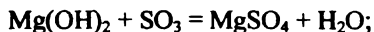
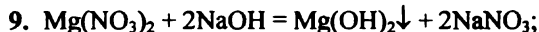
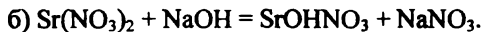
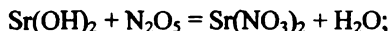
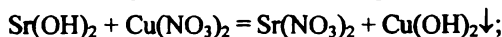
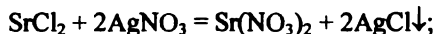
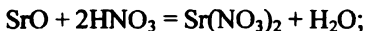
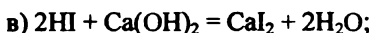
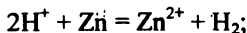
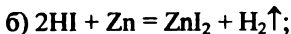
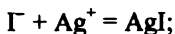
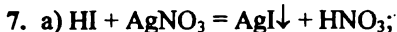
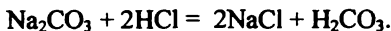
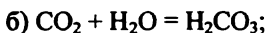
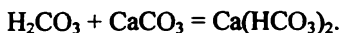
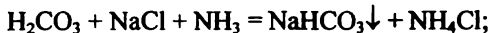
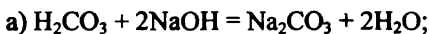
B_2O_3 – оксид бора; относится к классу оксидов; графическая формула:

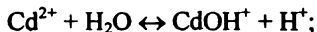
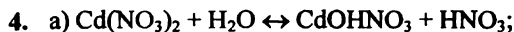
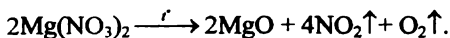
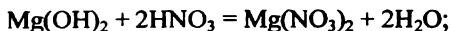
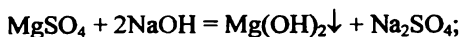


5. Fe_3As_2 ; $FeCl_2$ или $FeCl_3$; FeS или FeS_2 или Fe_2S_3 . Все соединения принадлежат к классу солей.
6. $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа (II), двухкислотное основание, нерастворимое в воде.

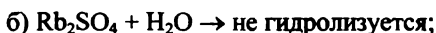


H_2CO_3 – угольная кислота, двухосновная, кислородсодержащая, не окислитель, слабая.

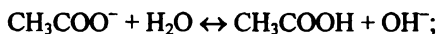




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.



1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

5. 10 %.

6. $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$; 89,7 г.

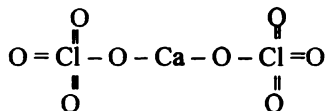
Вариант 25

1. в).

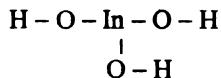
2. б).

3. $\text{La}(\text{OH})_3$; H_2WO_4 или $\text{H}_2\text{W}_2\text{O}_7$; HMnO_4 .

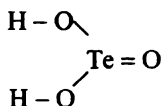
4. $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$ – перхлорат (хлорат (VII)) кальция; относится к классу солей; графическая формула:



$\text{In}(\text{OH})_3$ – гидроксид индия; относится к классу оснований; графическая формула:



H_2TeO_3 – теллуристая кислота; относится к классу кислот; графическая формула:

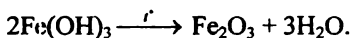
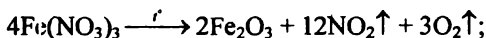
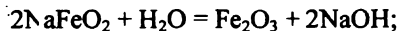
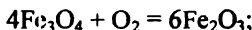
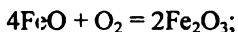
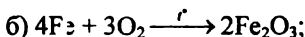
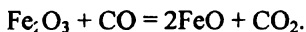
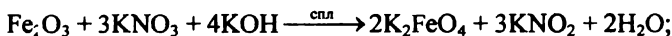
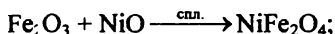
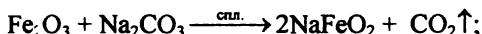
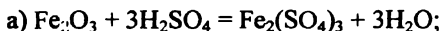


Li_2O – оксид лития; относится к классу оксидов; графическая формула:

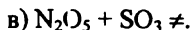
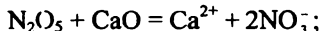
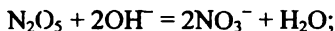
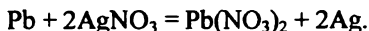
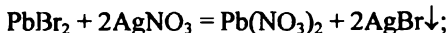
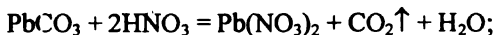
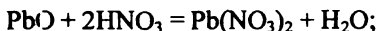
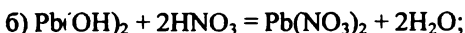
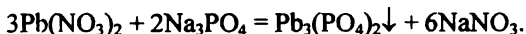
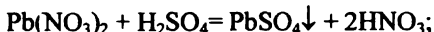
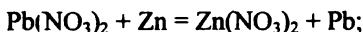
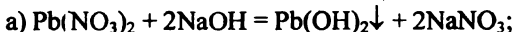


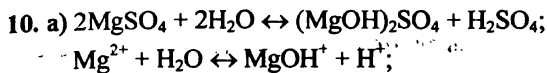
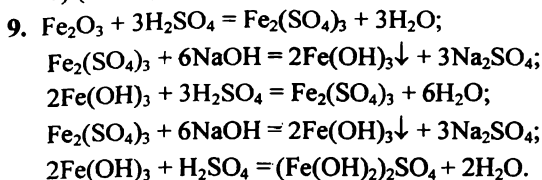
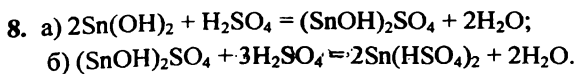
5. Li_4Si ; TiSi ; Si_2Se . Li_4Si – относят к классу солей.

6. Fe_2O_3 – солеобразующий, амфотерный оксид.



$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат свинца (II), средняя соль.

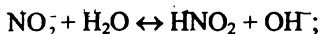
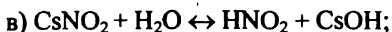




1) красный; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} < 7$.

б) $\text{LiI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ не гидролизуется.

1) фиолетовый; 2) бесцветный, потому что $\text{pH} = 7$.



1) синий; 2) малиновый, потому что $\text{pH} > 7$.

11. 12 %.

12. 3 г.

7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

7.1. Основные теоретические положения

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, которые протекают с изменением *степеней окисления* (электронных состояний) элементов, входящих в состав реагирующих веществ

Степень окисления – это заряд атома, входящего в состав вещества, вычисленный исходя из того, что вещество состоит из реальных или условных одноатомных ионов. Степень окисления обозначают арабской цифрой со знаком «+» или «-» перед цифрой над символом элемента в случае условных ионов или после (в виде степени) в случае реальных. Например, вещество дисульфид углерода CS_2 имеет молекулярное строение, так как при его образовании реализуются ковалентные связи. Поэтому это вещество можно лишь условно считать состоящим из ионов. В то же время, например, вещество сульфид бария BaS состоит из реально существующих ионов Ba^{2+} и S^{2-} . В первом случае степени окисления элемента обозначают как $C^{+4}S_2^{-2}$ (над символом элемента), а во втором как $Ba^{2+}S^{2-}$ (в виде мелкого верхнего индекса).

Все элементы Периодической системы Д. И. Менделеева по проявляемой ими в соединениях степени окисления условно делят на две группы:

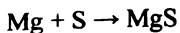
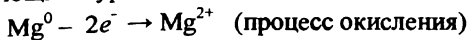
- 1) проявляющие постоянную степень окисления (их меньшинство);
- 2) проявляющие переменную степень окисления (их большинство).

Степень окисления атомов, входящих в состав простых веществ, всегда равна 0 (например, $A_1^0, N_2^0, O_3^0, P_4^0, S_8^0$). Для сложных веществ алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю.

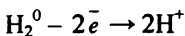
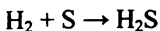
Изменение степени окисления элементов связано с изменением электронной конфигурации или электронной плотности их атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

В случае изменения электронной конфигурации атома говорят о полном переходе электронов от одного участника реакции к другому.

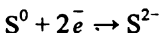
Например, взаимодействие между магнием и серой можно отразить следующими уравнениями:



Когда происходит изменение электронной плотности атома, то имеет место не полный переход электронов, а лишь смещение их от одного участника реакции к другому. В этом случае говорят об условном переходе электронов, но процесс окисления-восстановления записывают так же, как и в первом случае. Например, взаимодействие между водородом и серой можно отразить такими уравнениями:



(процесс окисления, сопровождается отдачей электронов)



(процесс восстановления, сопровождается присоединением электронов).

Различают высшую, низшую и промежуточную степень окисления элемента.

Высшая степень окисления элемента, как правило, равна номеру его группы в Периодической системе. В таком состоянии атом элемента может выступать в ОВР только как окислитель, поскольку это отвечает полному отсутствию его валентных электронов. Он способен лишь присоединять электроны.

Низшая степень окисления для всех металлов равна нулю, а для неметаллов (кроме бора и водорода) – разности между номером его группы в Периодической системе и числом 8, т.е. максимальным числом электронов на внешнем уровне. В этом состоянии атом элемента может выступать в ОВР только как восстановитель, поскольку он способен лишь отдавать электроны.

Промежуточная степень окисления элемента находится в интервале между ее высшим и низшим значениями для атома данного элемента. В этом случае атом элемента может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Одним из наиболее распространённых методов составления уравнений

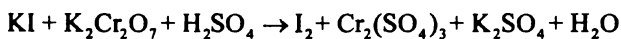
ОВР является *метод электронного баланса*. Этот метод базируется на таких положениях:

1. Число принятых (отданных) электронов всегда равно числу отданных (принятых) электронов.

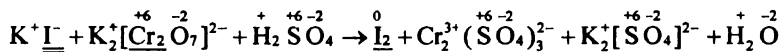
2. Каждую окислительно-восстановительную реакцию можно условно рассматривать как состоящую из двух полуреакций, одна из которых сопровождается присоединением электронов окислителем, а вторая – отдачей электронов восстановителем.

В большинстве случаев при составлении ОВР придерживаются такой последовательности действий:

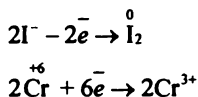
1) Записывают схему реакции, т.е. записывают формулы веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате реакции, например:



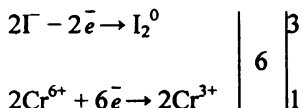
2) Определяют степени окисления атомов всех элементов, входящих в состав этих веществ, и выявляют те атомы, которые изменили свою степень окисления (в схеме их символы подчёркнуты):



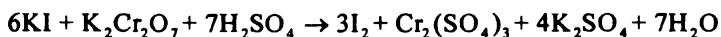
3) Составляют электронную схему процессов окисления и восстановления:



4. Сбалансируют (уравнивают) число отданных и принятых электронов при помощи наименьшего общего кратного (НОК), в данном случае чисел 2 и 6, и на основании этого определяют коэффициенты при символах окислителя и восстановителя:

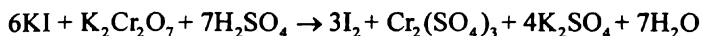


Подставляют найденные коэффициенты в схему реакции:



5) Уравнивают число атомов остальных элементов, не изменяющих

свою степень окисления (т.е. не принимающих участие в реакции), в такой последовательности: вначале уравнивают число атомов элементов с положительными степенями окисления, начиная с ионов металлов, далее уравнивают число атомов с отрицательными степенями окисления, предпоследним уравнивают число атомов водорода и, наконец, кислорода. По нему же проверяют правильность расстановки коэффициентов:



7.1.1. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов

Одной из разновидностей окислительно-восстановительных реакций является *электролиз*. Особенность электролиза заключается в том, что, в отличие от обычных ОВР он протекает не самопроизвольно а под действием внешнего источника постоянного электрического тока, в качестве которого в простейшем случае используют *химический источник тока* (ХИТ). Его необходимой частью являются два *полюса*. Благодаря происходящей внутри химического источника тока ОВР, один из полюсов приобретает положительный, а другой – отрицательный заряд. Для проведения электролиза расплава либо раствора электролита полюса соединяют с токопроводящими материалами (чаще всего металлом или графитом), которые погружают непосредственно в раствор (расплав). Их принято называть *электродами*, причём электрод, соединённый с положительным полюсом источника тока, называют *анодом*, а соединённый с отрицательным полюсом – *катодом*.

Таким образом, для проведения электролиза необходимы:

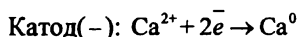
- 1) источник постоянного тока (может использоваться ХИТ);
- 2) соединительные проводники электрического тока;
- 3) токопроводящие материалы, погружённые в раствор (расплав) электролита – *электроды*;
- 4) *электролизёр*;
- 5) раствор (расплав) электролита.

7.1.2. Электролиз расплавов электролитов

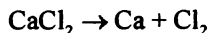
При проведении электролиза расплавов электролитов положительно заряженные ионы направляются к катоду (поэтому их называют *катио-*

нами), где они восстанавливаются. Отрицательно заряженные ионы направляются к аноду (поэтому их называют *анионами*), где они окисляются. При этом процессы окисления и восстановления разнесены в пространстве, в отличие от рассмотренных выше ОВР. В качестве примеров возьмем процессы, протекающие при электролизе расплавов солей (CaCl_2), гидроксидов (KOH) и оксидов (Al_2O_3)

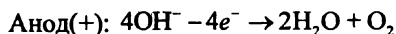
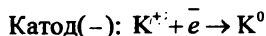
Электролиз расплава CaCl_2 . В этом случае имеет место электролитическая диссоциация с последующим направленным движением ионов:



Суммарно уравнение процесса электролиза будет таково:



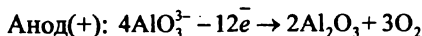
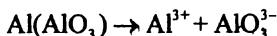
Электролиз расплава KOH . В этом случае также имеет место электролитическая диссоциация:



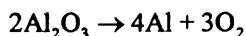
Суммарно уравнение процесса электролиза таково:



Электролиз расплава Al_2O_3 . Для облегчения написания уравнений процессов, протекающих на электродах, Al_2O_3 рекомендуется рассматривать как алюминия ортоалюминат $\text{Al}(\text{AlO}_3)$. Электролитическую диссоциацию этого электролита в расплаве можно представить как



Суммарно уравнение процесса электролиза таково:

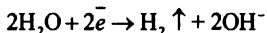


7.1.3. Электролиз водных растворов электролитов

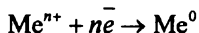
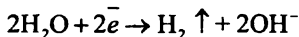
Электролиз водных растворов электролитов протекает несколько сложнее, чем электролиз расплавов, поскольку в нём могут принимать участие и молекулы воды. Для правильного понимания процессов, протекающих на электродах во время электролиза, необходимо знать последовательность восстановления катионов на катоде и окисления анионов на аноде.

Последовательность восстановления (разрядки) катионов на катоде. Возможность восстановления данного катиона определяется местонахождением его восстановленной формы в ряду стандартных электродных потенциалов (ряд СЭП). Этот ряд можно условно разбить на три участка:

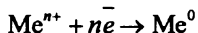
1. К первому участку относят металлы, стоящие в ряду СЭП от лития до алюминия включительно. При электролизе растворов электролитов, образованных катионами этих металлов, на катоде восстанавливаются исключительно молекулы воды, а сами катионы не восстанавливаются из-за их низкого значения стандартного электродного потенциала по сравнению со стандартным электродным потенциалом воды. При этом вода восстанавливается по схеме



2. Ко второму участку относят металлы, стоящие в ряду СЭП между алюминием и водородом. При электролизе растворов электролитов, образованных их катионами, на катоде восстанавливаются как молекулы воды, так и катионы вследствие относительно близких значений стандартных электродных потенциалов этих металлов и потенциала воды:



3. К третьему участку относят металлы, стоящие в ряду СЭП после водорода. При электролизе растворов электролитов, образованных их катионами, на катоде восстанавливаются исключительно ионы этих металлов из-за значительно большего значения их стандартных электродных потенциалов по сравнению с стандартным электродным потенциалом воды:

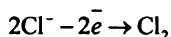


При одновременном нахождении в растворе катионов нескольких металлов первым будет восстанавливаться катион металла, имеющего наибольшее значение стандартного электродного потенциала. Например, при электролизе раствора, содержащего ионы Sn^{2+} , Cu^{2+} , Ag^{+} , первым будет восстанавливаться катион Ag^{+} , вторым – Cu^{2+} , и последним – Sn^{2+} .

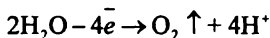
Последовательность окисления анионов на аноде. Процессы, протекающие на аноде при электролизе, зависят как от природы аниона, так и от материала, из которого изготовлен анод. В связи с этим различают аноды *инертные* (нерастворимые ни в воде, ни под действием электрического тока) и *активные* (растворимые под действием электрического тока, но также, как и инертные, нерастворимые в воде). Инертные аноды изготавливают в большинстве случаев из угля, графита и платины, активные аноды – из металлов, стоящих в ряду СЭП после марганца, поскольку металлы, стоящие в ряду СЭП до алюминия включительно, в большей или меньшей степени взаимодействуют с водой при обычных условиях (растворяются в ней с выделением водорода).

На инертных анодах можно проводить электролиз практически всех растворимых в воде электролитов: кислот, солей, оснований; на растворимых – только растворы солей, образованных катионами металлов, стоящих в ряду СЭП после марганца.

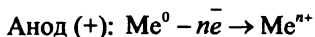
При использовании инертного анода в первую очередь окисляются анионы бескислородных кислот: S^{2-} , Cl^{-} , Br^{-} , I^{-} (кроме F^{-}) – по схеме:



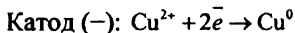
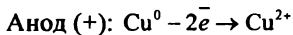
В случае отсутствия в растворе этих анионов будут окисляться только молекулы воды, поскольку анионы кислородсодержащих кислот в водном растворе не окисляются:



Электролиз водных растворов солей с растворимым анодом сопровождается окислением металла анода и переходом его в раствор в виде ионов с последующим восстановлением их на катоде по схеме



Например, при электролизе водного раствора сульфата меди (II) с растворимым (медным) анодом имеют место следующие процессы:

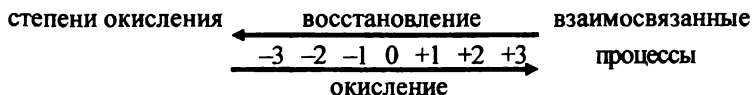


Таким образом, в этом случае на аноде происходит окисление металлической меди – материала анода – с образованием ионов Cu^{2+} , движение их через раствор к катоду и восстановление (выделение металлической меди) на нём, в результате чего материал катода покрывается медью. Такой перенос металла анода на катод используют для нанесения металлических покрытий, а также при электролитической очистке для получения особо чистых металлов (*электролитическое рафинирование*).

Основная информация к теме

«Окислительно-восстановительные реакции» в таблицах и схемах

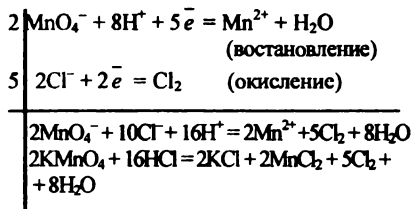
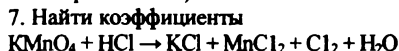
Распределение электронов в молекуле характеризуется степенями окисления атомов, входящих в ее состав. Степень окисления атома определяется числом связей, которыми он связан с соседними атомами и их электроотрицательностью. В ходе реакции меняется строение молекулы – может измениться число связей и соседние атомы – *изменится степень окисления* – *окислительно-восстановительная реакция*. Процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом – окисление $\text{Э} - n\bar{e} = \text{Э}^{n+} \leftarrow$ восстановитель; восстановление $\text{Э} + n\bar{e} = \text{Э}^{n-} \leftarrow$ окислитель.



Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

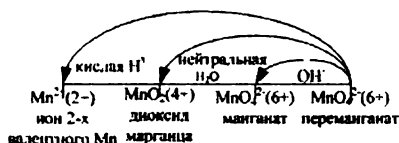
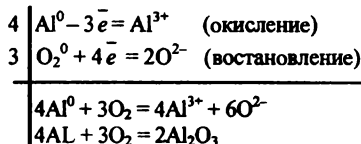
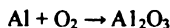
Метод электронно-ионного баланса (в растворах)

1. Найти окислитель и восстановитель
2. Определить, какие ионы действительно существуют
3. Записать полуреакции окисления и восстановления
4. Сбалансировать число атомов в каждой, добавляя
H⁺ или H₂O – в кислой среде
OH⁻ или H₂O – в щелочной
5. Уравнять количество электронов (зарядов)
6. Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются !)

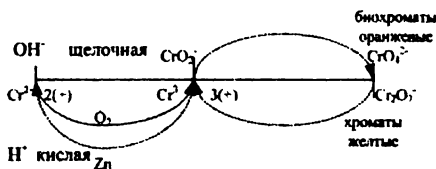


Метод электронного баланса (сплавление, тв. + тв., тв + газ)

1. Найти окислитель и восстановитель
2. Записать полуреакции окисления и восстановления
3. Сбалансировать заряды
4. Суммировать полуреакции в полное электронное уравнение (электроны должны сократиться)
5. Найти коэффициенты



т.о, наибольшая активность KMnO_4 – в кислой среде (обычно используют H_2SO_4 – разбавленный)



Cr_2O_3 – темно-зеленое; CrO_3 – темно красное
 $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ – «вулкан»
 $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaCrO}_4 \downarrow$ желтый – качественный.

7.2. Контрольные задания

Вариант 1

1. Ряд стандартных электродных потенциалов характеризует окислительно-восстановительные свойства металлов:

- а) только в водных растворах электролитов;
- б) только в расплавах электролитов;
- в) как в растворах, так и в расплавах электролитов.

2. При протекании окислительно-восстановительных реакций атомы элементов, входящих в состав взаимодействующих веществ:

- а) изменяют свою степень окисления;
- б) не изменяют степени окисления;
- в) нельзя дать однозначного ответа.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: NH_3 ; N_2H_4 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: Hg_2SO_4 ; SnO_3^{2-} ; KClO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; $\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1 и прил. 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: IO_4^- ; Cl_2O ; Br_2 ; H_2Te . Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Sn массой 6,545 г использовали азотную кислоту с массовой долей 16 % и плотностью 1,09 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид хрома массой 8,36 г восстановили с помощью Al и получили оксид алюминия массой 5,61 г. Какова формула оксида хрома?

10. При электролизе расплава Al_2O_3 с угольными электродами на катоде получили металл массой 18 г. Какой объем раствора гидроксида калия с $\omega(\text{KOH}) = 15,2\%$ и $\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$ необходим для полного растворения этого металла? Отв. $215,45 \text{ см}^3$.

11. Каковы схемы электролиза водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе водного раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ в прианодном пространстве получили раствор кислоты объемом $35,56 \text{ см}^3$, $\rho = 1,434 \text{ г/см}^3$. Какой объем газа выделился на аноде, и какая масса металла осела на катоде? На каких электродах (только на инертных; и на инертных и на активных) можно осуществить электролиз раствора данного электролита?

Вариант 2

1. Можно ли утверждать, что ряд СЭП определяет направление ОВР:

- а) между отдельными металлами и их катионами;
- б) между отдельными металлами;
- в) между отдельными катионами?

2. С увеличением электроотрицательности элементов их окислительные свойства:

- а) усиливаются;
- б) ослабевают;
- в) остаются неизменными.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: PH_3 ; P_2H_4 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: K_2MnO_4 ; HPO_4^{2-} ; $\text{Pt}(\text{OH})_3\text{Cl}$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}$; Na_2S

→ S; $\text{HgCl}_2 \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1 и прил. 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: SnO_2 ; HS^- ; Cl^- ; K_3PO_4 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mg массой 14,4 г использовали серную кислоту с массовой долей 61 % и плотностью 1,509 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид молибдена массой 16,32 г восстановили с помощью водорода и получили водяной пар объемом 6,72 л³ (н.у.). Какова формула оксида молибдена?

10. При электролизе водного раствора FeBr_3 массой 112 г и $\omega(\text{FeBr}_3) = 25\%$ с инертными электродами на катоде выделился металл и его гидроксид. Какой объем жидкости образовался на аноде, если ее плотность 3,12 г/см³? Отв. 3,64 см³

11. Каковы схемы электролиза водного раствора ZnSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе водного раствора BaI_2 в прикатодном пространстве получили раствор щелочи объемом 188,1 см³, $\rho = 1,039$ г/см³, с массовой долей 7 %. Какая масса осадка была получена на аноде и какая масса электролита разложилась? На каких электродах (только на инертных; как на инертных, так и на активных) можно осуществлять электролиз раствора данного электролита? Почему?

Вариант 3

1. Если в раствор электролита погрузить два электрода, соединенных с источником постоянного тока, то:

- а) движение ионов остается беспорядочным;
- б) все ионы движутся только в одном направлении;
- в) противоположно заряженные ионы движутся в противоположных направлениях.

2. Атом элемента в высшей степени окисления способен:

- а) только отдавать электроны;
- б) только принимать электроны;
- в) как отдавать, так и принимать электроны.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Li_3N ; MgB_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; BiO_3^- ; AlOHSO_4 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$; $\text{HIO}_3 \rightarrow \text{HI}$; $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1 и прил. 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность NO ; N_2 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; Be ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mg массой 1,68 г использовали азотную кислоту с массовой долей 12 % и плотностью $1,066 \text{ г/см}^3$?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 +$

+ H_2O ? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид ванадия массой 12,74 г восстановили с помощью кальция и получили оксид кальция массой 19,6 г. Какова формула оксида ванадия?

10. При электролизе водного раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой 205 г и $\omega(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 30\%$ с инертными электродами на катоде выделился газ объемом 6,3 л. Каковы массовая доля кислоты в образовавшемся растворе и объем газа (н.у.), выделившегося на аноде? Отв. 17,22 %, 3,15 л.

11. Каковы схемы электролиза водного раствора CuSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе водного раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ получили металл массой 8,96 г. Какова массовая доля (%) образовавшейся кислоты в растворе, если его объем равен $23,95 \text{ см}^3$, а $\rho = 1,339 \text{ г/см}^3$. Какой объем (н.у.) газа выделился на аноде и какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данного электролита? Почему?

Вариант 4

1. В процессе электролиза раствора или расплава электролита на катоде протекают:

- а) только процессы восстановления;
- б) только процессы окисления;
- в) и процессы восстановления, и процессы окисления.

2. Центральным атомом частицы (молекулы или иона), состоящей из атомов с разными степенями окисления, считают:

- а) атом с низшей степенью окисления;
- б) атом с высшей степенью окисления;
- в) атом с наибольшей по модулю степенью окисления.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Cu_2S ; Cu_2S_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{H}[\text{AgCl}_2]$; $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$; $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{SnO}_2^- \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2$;

$\text{AsO}_3^- \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1 и прил. 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Bi ; H_2O_2 ; $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$; Ti^{2+} ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Ca массой 3 г использовали азотную кислоту с массовой долей 17 % и плотностью 1,096 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4] + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Металлический титан при высокой температуре окислили с помощью водяного пара объемом 5,04 л (н.у.) и получили оксид титана массой 10,8 г. Какова формула этого оксида?

10. При электролизе водного раствора CaCl_2 с инертными электродами получили раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция. Выделившийся на аноде газ пропустили через раствор бромид натрия с $\omega(\text{NaBr}) = 13\%$ и плотностью 1,1 г/см³. Каков объем раствора бромида натрия, вступившего в реакцию? Отв. 187,3 мл.

11. Каковы схемы электролиза раствора FeCl_3 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора Cs_2SO_4 на катоде получили газ объемом 2,912 л (н.у.). Какова массовая доля (%) образовавшейся кислоты в растворе, если его $V = 50,14$ см³, а $\rho = 1,155$ г/см³? Какой объем (н.у.) газа выделился на аноде и какая масса электролита разложилась? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данного электролита?

Вариант 5

1. Простые вещества, образующиеся при электролизе водного раствора CuCl_2 с инертными электродами, можно отнести:

- а) только к металлам;
- б) только к неметаллам;
- в) и к металлам, и к неметаллам.

2. Реакции замещения – это реакции, которые:

- а) не сопровождаются изменением степени окисления;
- б) обязательно сопровождаются изменением степени окисления;
- в) нельзя ответить однозначно.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: CuS ; CuS_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{B}(\text{OH})_3$; MnO_4^{2-} ; $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Br}_2 \rightarrow \text{BaBr}_2$; $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$; $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KNO}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1 и прил. 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Mg^{2+} ; As ; Sr ; IO_3^- ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение алюминия массой 2,16 г использовали азотную кислоту с массовой долей 19 % и плотностью 1,109 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2\downarrow + \text{KOH}$? Какой из

этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид циркония массой 9,84 г восстановили с помощью Са и получили оксид кальция массой 8,96 г. Какова формула оксида циркония?

10. При электролизе водного раствора KCl с инертными электродами на аноде выделилось 7,84 л хлора (н.у.). Какова массовая доля хлорида кальция в образовавшемся растворе, если масса раствора равна 120 г? Отв. 29 %

11. Каковы схемы электролиза водного раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ получили раствор кислоты объемом 46,27 мл, $\rho = 1,167 \text{ г/см}^3$ и $\omega(\text{HNO}_3) = 28 \%$. Какова масса свинца, осевшего на катоде в объем (н.у.) газа, выделившегося на аноде? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз данного электролита? Почему?

Вариант 6

1. При электролизе водного раствора, содержащего ионы Sn^{2+} , на катоде будет выделяться:

- а) только металлическое олово;
- б) только молекулярный водород;
- в) как олово, так и водород.

2. С уменьшением электроотрицательности элементов их восстановительные свойства

- а) ослабевают;
- б) усиливаются;
- в) остаются неизменными.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: FeS ; FeS_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: Na_2SnO_2 ; BO_3^{3-} ; CaClOCl ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Br}_2 \rightarrow \text{CaBr}_2$; $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KNO}_3$? В какой среде (кислой, нейтральной или

щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2 подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Si; CrO_4^{2-} ; O_2 ; Zr? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Ca массой 3,8 г использовали азотную кислоту с массовой долей 20 % и плотностью 1,115 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Фторид урана массой 28,26 г восстановили с помощью кальция и получили фторид кальция массой 14,04 г. Какова формула фторида урана?

10. При электролизе раствора HgSO_4 с инертными электродами на катоде выделилось 3,015 г металла. Какая масса кислоты образовалась на аноде и какой объем раствора гидроксида натрия плотностью 1,08 г /см³ потребовался на ее полную нейтрализацию, если массовая доля в нем NaOH составила 7,4 %? Отв. 30 мл.

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора HgSO_4 получили осадок массой 22,11 г. Какова массовая доля H_2SO_4 в образовавшемся растворе объемом 24,44 см³ ($\rho = 1,26$ г /см³)? Какой объем (н.у.) газа при этом получили и какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществлять электролиз данного электролита? Отв.: 35 %; 1,232 дм³; 1,98 см³; на инертных и на активных.

Вариант 7

1. В процессе электролиза раствора или расплава электролита на аноде протекают:

- а) только процессы восстановления;
- б) только процессы окисления;
- в) процессы и восстановления, и окисления.

2. Атом элемента в высшей степени окисления способен проявлять:

- а) только окислительные свойства;
- б) только восстановительные свойства;
- в) как окислительные, так и восстановительные свойства.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: CaS ; CaS_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$; MgSiO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4$; $\text{Br}_2 \rightarrow \text{Br}^-$; $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: AsO_3^{3-} ; ClO_2 ; F_2 ; HBr ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mg массой 2,8 г использовали серную кислоту с массовой долей 69 % и плотностью $1,599 \text{ г/см}^3$?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$? Какой из

этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид самария массой 3,306 г восстановили с помощью лантана и получили оксид лантана массой 3,097 г. Какова формула исходного оксида?

10. При электролизе расплава KI с инертными электродами выделившийся на катоде металл растворили в воде объемом 32 мл. Образовавшимся раствором подействовали на алюминий и получили водород объемом 10,08 л. Какую массу йодида калия подвергли электролизу и какова была массовая доля KOH в растворе? Отв. 49,8 г; 17 %.

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора RbCH_3COO получен раствор кислоты массой 286 мл, $\rho = 1,049 \text{ г/см}^3$ и $\omega = 40 \%$. Какова массовая доля раствора щелочи, образовавшегося в прикатодном пространстве, если его объем равен объему кислоты, но имеет $\rho = 1,362 \text{ г/см}^3$? Какой объем (н.у.) газа, выделившегося на аноде? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществлять электролиз этой соли?

Вариант 8

1. Электролиз водного раствора какого из веществ можно осуществить на угольных электродах:

- а) этанола;
- б) медного купороса;
- в) сахарозы?

2. Укажите схему, которая соответствует превращению $\text{Al}^0 \rightarrow \text{Al}^{3+}$:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 + 3e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 - 3e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 - 1e^- \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: $\text{H}[\text{H}_2\text{PO}_2]$; H_3PO_4 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: H_2O_2 ; $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$; KVO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO}$; $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{HMnO}_4$; $\text{KBiO}_3 \rightarrow \text{Bi}^{3+}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Hg ; HClO_3 ; NO_2 ; $\text{Sn}(\text{OH})_4$? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Al массой 6,75 г использовали серную кислоту с массовой долей 56 % и плотностью 1,456 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Гидрид меди массой 6,9 г окислили с помощью кислорода и получили оксид меди (II) массой 8 г. Какова формула гидрида меди?

10. При электролизе раствора массой 315 г ($\omega(\text{HNO}_3) = 14\%$) с инертными электродами на аноде получили газ, способный окислить углерод массой 21,6 г с образованием несолеобразующего оксида. Чему равнялась массовая доля кислоты после окончания электролиза? Отв. 15,6 %.

11. Каковы схемы электролиза раствора CrCl_3 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ получен раствор массой 400 г с массовой долей CH_3COOH 18 %. Каков объем (н.у.) газа выделился на аноде и какой объем воды при этом окислился? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществлять электролиз данной соли? Почему?

Вариант 9

1. При электролизе водных растворов кислот на катоде будут восстанавливаться:

- а) только молекулы воды;
- б) только катионы водорода;
- в) как катионы водорода, так и молекулы воды.

2. Атом элемента в промежуточной степени окисления играет роль:

- а) только окислителя;
- б) только восстановителя;
- в) и окислителя, и восстановителя.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: $\text{H}_2[\text{HPO}_3]$; H_3PO_4 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: K_2SnO_3 ; AsO_4^{3-} ; NH_4OH ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{H}_2[\text{PtCl}_6] \rightarrow (\text{NH}_4)_2[\text{PtCl}_6]$; $\text{U} \rightarrow \text{UO}_2$; $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{PbO}_2^{2-}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2 подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: N_2O ; TiO_4^{4-} ; K_2Te ; In ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Zn массой 1,95 г использовали азотную кислоту с массовой долей 17 % и плотностью 1,096 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{K}_2\text{SnO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_3 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих

участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид свинца массой 20,55 г восстановили с помощью водорода и получили водяной пар объемом 2,688 л. Какова формула оксида свинца?

10. При электролизе раствора AlBr_3 с инертными электродами на аноде образовалась жидкость объемом $6,415 \text{ см}^3$ и $\rho = 3,12 \text{ г/см}^3$. Какой объем воды можно получить при взаимодействии этой жидкости и гидроксида натрия при 5°C ?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора KI получен осадок с массой 6,35 г. Какой объем (н.у.) газа выделился на катоде? Какая масса электролита разложилась? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществлять электролиз данной соли? Почему?

Вариант 10

1. При проведении электролиза воды наименьшие количества продуктов реакции при прочих равных условиях будут получены при добавлении к ней (с целью повышения электропроводности):

- а) NaOH ;
- б) H_2SO_4 ;
- в) Na_2SO_4 .

2. Установите последовательность увеличения степени окисления атома углерода в таких соединениях:

- а) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- б) HCOOH ;
- в) CH_2O .

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: CH_4 ; C_2H_4 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: K_3AsO_3 ; GeS_3^{2-} ; $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$; $\text{FeO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$? В какой среде (кислой, нейтральной или

щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Ge^{3+} ; Pb^{2+} ; Nb; TeO_6^{6-} ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Al массой 9,45 г использовали азотную кислоту с массовой долей 13 % и плотностью 1,072 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{HCl}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Соединение фосфора с водородом объемом 1,568 л (н.у.) окислили с помощью кислорода и получили оксид фосфора (V) массой 9,94 г. Какова формула соединения фосфора?

10. При электролизе расплава LiCl с инертными электродами выделился хлор объемом 9 л при 23 °C и давлении 110625 Па. Какая масса водорода выделится при взаимодействии образовавшегося лития с водой?

11. Каковы схемы электролиза раствора ZnCl_2 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ на аноде получен газ объемом 2,24 л (н.у.). Какая масса металла отложилась на катоде? Какой объем (н.у.) газа выделился на катоде? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществлять электролиз данной соли? Почему?

Вариант 11

1. При электролизе водного раствора электролита, содержащего ионы SO_4^{2-} в качестве продуктов электролиза, на аноде образуется:

а) только серная кислота;

- б) только молекулярный кислород;
- в) как кислород, так и серная кислота.

2. Реакции разложения – это реакции, которые:

- а) не сопровождаются изменением степени окисления;
- б) обязательно сопровождаются изменением степени окисления;
- в) нельзя ответить однозначно.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Cs_2O ; Cs_2O_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; AlO_2^- ; K_2OsO_4 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$; $\text{CrO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: NO_2^- ; Li^+ ; H_2Se ; K ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение магния массой 3,6 г использовали азотную кислоту с массовой долей 62 % и плотностью $1,377 \text{ г/см}^3$?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид марганца массой 1,74 г восстановили с помощью кремния. При этом образовался диоксид кремния массой 1,2 г. Какова формула оксида марганца?

10. При электролизе расплава CdBr_2 с инертными электродами на катоде получили металл. Какова была масса металла и каков был объем раствора азотной кислоты плотностью $1,24 \text{ г/см}^3$, израсходованной на растворение этого металла, если кислоту получили растворением диоксида азота объемом $8,064 \text{ л (н.у.)}$ в присутствии кислорода в 120 г воды?

11. Каковы схемы электролиза раствора NiI_2 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора NaCl получен раствор массой 250 г с массовой долей NaOH 10% . Каков объем (н.у.) газа, выделившегося на катоде? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно провести электролиз этой соли? Почему?

Вариант 12

1. Какое из предложенных веществ можно использовать для изготовления растворимого анода:

- а) графит;
- б) медь;
- в) калий.

2. Протекание окислительно-восстановительных реакций сопровождается:

- а) обязательным изменением степени окисления всех атомов, принимающих участие в реакции;
- б) обязательным изменением степени окисления только одного из атомов, принимающего участие в реакции;
- в) обязательным изменением степени окисления хотя бы двух атомов, принимающих участие в реакции?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Rb_2O ; Rb_2O_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: KNO_2 ; PO_4^{3-} ; Na_2CrO_4 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^-$; $\text{CO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$; $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окисли-

тельно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: CO_3^{2-} ; PH_3 ; Mn_2O_7 ; H_2SO_3 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$. Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Al массой 5,4 г использовали азотную кислоту с массовой долей 40 % и плотностью 1,246 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид железа массой 3,48 г восстановили с помощью водорода и получили воду массой 1,08 г. Какова формула оксида железа?

10. При электролизе с инертными электродами раствора $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ массой 1240 г и массовой долей соли 19,0 % на аноде выделилось 28 л кислорода при $t = 31^\circ\text{C}$ и давлении 81318 Па. Каковой стала массовая доля $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ в растворе после окончания электролиза?

11. Какова схема электролиза раствора CoCl_2 ? Какими электродами при этом можно пользоваться?

12. При электролизе раствора CuSO_4 в прианодном пространстве получили раствор кислоты объемом 30,97 мл и плотностью 1,117 г/см³ с массовой долей 17 %. Какая масса соли подверглась электролизу и какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; и на инертных и на активных) можно осуществить электролиз этой соли? Почему?

Вариант 13

1. Для получения металлического натрия можно использовать электролиз хлорида натрия, взятого в виде:

а) водного раствора;

- б) расплава;
- в) и раствора, и расплава.

2. Из простых веществ в окислительно-восстановительных реакциях восстановителями могут быть только атомы:

- а) металлов;
- б) металлоидов;
- в) неметаллов?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: H_2O ; H_2O_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: KIO_3 ; SO_4^{2-} ; NH_4NO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlO}_2$; $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$; $\text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Cr_2O_3 ; PO_4^{3-} ; Ni^0 ; NaNO_3 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение кальция массой 10 г использовали азотную кислоту с массовой долей 10 % и плотностью 1,054 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Металлическое железо при высокой температуре окислили с помощью водяного пара объемом 2,24 л и получили оксид железа массой 5,8 г. Какова формула оксида железа?

10. При электролизе раствора Ag_2SO_4 с инертными электродами на аноде образовалась кислота, на полную нейтрализацию которой использовали 35,5 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 33,1 % и плотностью $1,36 \text{ г/см}^3$. Какую массу серебра получили на катоде?

11. Каковы схемы электролиза раствора FeSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора CdCl_2 на аноде получили газ объемом $1,12 \text{ дм}^3$. Какой объем (н.у.) газа выделится на аноде и на какую величину изменилась масса катода? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществлять электролиз данной соли? Почему?

Вариант 14

1. При электролизе водного раствора электролита, содержащего катионы серебра, на катоде будут восстанавливаться:

- а) только катионы серебра;
- б) только молекулы воды;
- в) как молекулы воды, так и катионы серебра.

2. В главных подгруппах с ростом атомного номера окислительные свойства элементов:

- а) увеличиваются;
- б) уменьшаются;
- в) остаются неизменными?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: BaO ; BaO_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: KBiO_3 ; SiO_3^{2-} ; $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_2$; $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$; $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2^-$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил.1, 2,

подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: HClO_4 ; FeCl_2 ; H_2Se ; Ir ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Al массой 9,45 г использовали серную кислоту с массовой долей 53 % и плотностью 1,425 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{NaCl} + \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2\uparrow + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Металлический никель при высокой температуре окислили с помощью водяного пара объемом 0,78 л (н.у.) и получили оксид никеля массой 2,615 г. Какова формула оксида никеля?

10. При электролизе расплава NaCl с инертными электродами на аноде получили газ объемом 33,6 л (н.у.), который растворили при кипячении в растворе гидроксида натрия объемом 463,32 мл с плотностью 1,48 г/см³ с $\omega(\text{NaOH}) = 37$ %. Какие соли натрия образовались при этом и каковы их массовые доли в полученном растворе?

11. Каковы схемы электролиза раствора SnSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора AgNO_3 в прианодном пространстве получили раствор кислоты с массовой долей 21 %, объемом 16,06 см³, $\rho = 1,121$ г/см³. Какой объем воды разложился и на какое значение увеличилась масса катода? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществлять электролиз раствора данного электролита? Почему?

Вариант 15

1. При одновременном присутствии в водном растворе ионов Ni^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} первыми на катоде будут восстанавливаться:

- а) катионы кадмия;
- б) катионы цинка;
- в) катионы никеля.

2. Процесс окисления – это процесс отдачи электронов только:

- а) атомами;
- б) ионами;
- в) молекулами?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: MgO ; MgO_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; BrO_3^- ; Na_3AlF_6 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{I}^- \rightarrow \text{KIO}_3$; $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: SiO_3^{2-} ; Ca ; SO_3^{2-} ; Na_2S ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mn массой 2,2 г использовали серную кислоту с массовой долей 49 % и плотностью 1,385 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид рения массой 19,36 г восстановили с помощью водорода и получили водяной пар объемом 6,272 л (н.у.). Какова формула оксида рения?

10. При электролизе расплава NaOH с инертными электродами на аноде получили воду объемом 120 мл, в которой при кипячении растворили оксид фосфора (V) и получили кислоту с массовой долей 40 %. Какую массу оксида фосфора использовали и какую массу гидроксида натрия подвергли электролизу?

11. Каковы схемы электролиза раствора CdCl_2 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора NiCl_2 на аноде получен газ объемом 0,44 дм³. Какой объем (н.у.) газа выделился на катоде, на какое значение возросла масса катода, какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществлять электролиз этого электролита? Почему?

Вариант 16

1. Электролиз водного раствора сульфата магния можно осуществить:

- а) только на магниевых электродах;
- б) только на угольных электродах;
- в) как на угольных, так и на магниевых электродах.

2. Атом элемента в промежуточной степени окисления может:

- а) только отдавать электроны;
- б) только присоединять электроны;
- в) и присоединять, и отдавать электроны.

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Na_2O ; Na_2O_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; AsO_3^{3-} ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$; $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$; $\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил.1, 2,

подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Cu; O₂; SO₂; VO₃⁻? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Al массой 1,35 г использовали азотную кислоту с массовой долей 15 % и плотностью 1,084 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{C}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Сульфид технеция массой 21,1 г восстановили с помощью водорода и получили сероводород объемом 7,84 л (н.у.). Какова формула сульфида технеция?

10. При электролизе раствора Na₂SO₄ с инертными электродами на аноде получили 248,9 мл раствора кислоты объемом 150 мл с $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 77,6 \%$ и $\rho = 1,70 \text{ г/см}^3$. В этой кислоте растворили магний, взятый в избытке. Какой объем при 27 °C и давлении 148275 Па будет занимать образовавшийся при этом сероводород?

11. Каковы схемы электролиза раствора Cd(NO₃)₂ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора CaBr₂ получили раствор щелочи объемом 88,66 см³ и $\rho = 1,046 \text{ г/см}^3$ с массовой долей 7,58 %. Какой объем (н.у.) газа выделился на катоде, какая масса электролита разложилась? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора этой соли? Почему?

Вариант 17

1. Какой из анионов будет первым окисляться на угольном аноде при электролизе водного раствора, содержащего Al₂(SO₄)₃; KOH; KBr:

а) SO_4^{2-} ;

б) Br^- ;

в) OH^- .

2. Восстановитель – это соединение, атомы, ионы или молекулы которого:

а) только принимают электроны;

б) только отдают электроны;

в) не принимают и не отдают электроны?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: SrO ; SrO_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; ClO_4^- ; $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Al} \rightarrow \text{AlO}_2^-$; $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnO}_2^{2-}$; $\text{N}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил.1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Cl^- ; H_2SO_4 ; Cr ; KCrO_2 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Fe} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Fe массой 2,52 г использовали азотную кислоту с массовой долей 19 % и плотностью 1,132 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Фторид молибдена массой 9,45 г восстановили с помощью водорода и получили фтороводород объемом 6,048 л (н.у.). Какова формула фторида молибдена?

10. При электролизе раствора CaS с инертными электродами на аноде получили серу, которую окислили раствором азотной кислоты объемом 78,5 мл с $\omega(\text{HNO}_3) = 82,6 \%$ и $\rho = 1,45 \text{ г/см}^3$ до серной кислоты. Какова стала массовая доля серной кислоты в образовавшемся растворе и какую массу исходной соли использовали?

11. Каковы схемы электролиза раствора CdSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора FeSO_4 масса катода возросла на 5,04 г. Какова массовая доля образовавшегося раствора кислоты, если его объем равен $46,375 \text{ см}^3$, а плотность $1,227 \text{ г/см}^3$? Какой объем (н.у.) газа выделится на аноде, какой объем воды разложился при электролизе? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 18

1. При электролизе водного раствора какого из веществ на аноде происходит разложение молекул воды:

- а) NaCl ;
- б) CuCl_2 ;
- в) AgNO_3 ?

2. Окислительно-восстановительная реакция – это реакция, когда:

- а) общее число электронов, которые отдает восстановитель, меньше общего числа электронов, которые принимает окислитель;
- б) общее число электронов, которые принимает окислитель, меньше общего числа электронов, которые отдает восстановитель;
- в) общее число электронов, которые отдает восстановитель, равно общему числу электронов, которые принимает окислитель?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: SiH_4 ; Si_2H_6 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Au}_2(\text{SeO}_4)_3$; CS_3^{2-} ; H_2GeO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{XeO}_3 \rightarrow \text{XeO}_4^{2-}$; $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{HClO}_4$; $\text{BaO}_2 \rightarrow \text{BaO}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил.1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Ta_2O_5 ; N_2H_4 ; CH_4 ; NiCl_2 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Cd} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Cd массой 5,04 г использовали азотную кислоту с массовой долей 25 % и плотностью 1,147 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{N}_2 + \text{KOH}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Сульфид сурьмы массой 15,3 г восстановили с помощью железа и получили его сульфид (II) массой 11,88 г. Какова формула сульфида сурьмы?

10. При пропускании постоянного электрического тока через расплав MgCl_2 с инертными электродами на аноде получили газ, который при взаимодействии с метаном под действием ультрафиолетового излучения взрывается с выделением чистого углерода и газа, хорошо растворимого в воде с образованием кислоты. Какую массу MgCl_2 подвергли электролизу, если в 1 дм³ воды растворили 500 дм³ газа. Какова массовая доля кислоты в растворе?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора NaNO_3 на катоде получен газ объемом 4,48 л. Какова массовая доля щелочи в образовавшемся растворе, если его объем равен 42,55 мл, а плотность 1,175 г/см³? Какая масса NaNO_3 разло-

жились? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 19

1. Какой из предложенных материалов является наилучшим для изготовления анода при проведении электролиза водного раствора хлорида натрия:

- а) графит;
- б) железо;
- в) натрий.

2. Атом любого элемента в окислительно-восстановительных реакциях может проявлять:

- а) только высшую степень окисления;
- б) как высшую, так и низшую степень окисления;
- в) как высшую, промежуточную, так и низшую степень окисления?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: CaO ; CaO_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Mg}(\text{BrO}_2)_2$; HCO_3^- ; K_2PbO_2 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2$; $\text{Br}_2 \rightarrow \text{MgBr}_2$; $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiO}_4^{4-}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: H_2 ; NH_3 ; B_2O_3 ; SnO_2^{2-} ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на рас-

творение Zn массой 1,95 г использовали азотную кислоту с массовой долей 26 % и плотностью 1,153 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KNO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид кобальта массой 4,98 г восстановили с помощью водорода и получили водяной пар объемом 2,016 л (н.у.). Какова формула оксида кобальта?

10. При электролизе раствора CuBr_2 массой 224 г с массовой долей соли 6 % на катоде получили металл, а на аноде – жидкость. Какой объем жидкости с плотностью 3,12 г/см³ и какую массу металла получили при электролизе?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора K_2SO_4 в прикатодном пространстве получили раствор щелочи объемом 37 мл плотностью 1,1 г/см³ и массовой долей 11 %. Какой объем (н.у.) газа выделился на аноде, какая масса электролита разложилась? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данного электролита? Почему?

Вариант 20

1. Какой из кислотных остатков окисляется при проведении электролиза водного раствора, содержащего:

- а) сульфат-ион;
- б) фторид-ион;
- в) хлорид-ион?

2. Атом, находящийся в низшей степени окисления, может быть:

- а) только окислителем;
- б) как окислителем, так и восстановителем;
- в) только восстановителем?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: H_2S ; H_2S_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$; HSO_4^- ; MnSO_4 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO}$; $\text{BiO}_3^- \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3$; $\text{Sb}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Se; Hf; CrO_4^{2-} ; P_2O_3 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Sr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Sr массой 1,7 г использовали азотную кислоту с массовой долей 14 % и плотностью 1,078 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Фторид актиния массой 2,84 г восстановили с помощью лития и получили оксид лития массой 0,78. Какова формула фторида актиния?

10. При проведении электролиза раствора Na_3PO_4 массой 205 г ($\omega(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 20\%$) с инертными электродами на катоде выделился водород объемом 8,4 л (н.у.). Какой стала массовая доля соли в исходном растворе и каков объем газа, выделившегося на аноде (н.у.)?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ получен осадок массой 9,405 г. Какова массовая доля кислоты в образовавшемся растворе, если его объем 50,77 мл и плотность 1,303 г/см³? Какой объем (н.у.) газа выделился

на аноде и какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществить электролиз данной соли? Почему?

Вариант 21

1. При электролизе с угольными электродами водного раствора какой соли на катоде и аноде происходит разложение молекул воды:

- а) NaOH;
- б) CuBr₂;
- в) CH₃COOAg?

2. Из простых веществ в окислительно-восстановительных реакциях восстановителями могут быть только атомы:

- а) металлов;
- б) металлоидов;
- в) неметаллов?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Ag₂S; Ag₂S₃? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: Pb(NO₃)₂; ClO₂⁻; Li₂CO₃?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов $\text{SbO}^+ \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_3$; $\text{ReO}_3^- \rightarrow \text{ReO}_3$; $\text{MoO}_4^- \rightarrow \text{MoO}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: H₅IO₆; S²⁻; SnO; H₂Te? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на рас-

творение Zn массой 13 г использовали азотную кислоту с массовой долей 18 % и плотностью 1,103 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид лантана массой 4,89 г восстановили с помощью магния и получили оксид магния массой 1,8 г. Какова формула исходного оксида?

10. Вследствие электролиза расплава KI с инертными электродами на аноде выделяются пары простого вещества, которые при охлаждении, не переходя в жидкое состояние, кристаллизуются в виде кристаллов темно-фиолетового цвета с металлическим блеском. При их взаимодействии с водородом объемом 1,68 л (н.у.) образуется бесцветный газ, раствор которого в воде является сильной кислотой. Какая соль и какой массы образуется при взаимодействии этой кислоты с $\text{Al}(\text{OH})_3$ массой 5,85 г? Сколько молей KI подверглось при этом электролизу?

11. Каковы схемы электролиза раствора MnSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора Li_2S получен осадок с массой 12,8 г. Какова массовая доля щелочи в образовавшемся растворе массой 40 г? Какой объем газа выделился на катоде и какой объем воды при этом разложился? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 22

1. Количественный выход продуктов электролиза может быть рассчитан при помощи закона:

- а) Авогадро;
- б) Фарадея;
- в) Менделеева?

2. В периодах с ростом атомного номера окислительные свойства элементов:

- а) увеличиваются;
- б) уменьшаются;

в) остаются неизменными?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: Cu_3N_2 ; CuN_3 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: PbSO_4 ; NO_3^- ; $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}$; $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; $\text{TeCl}_4 \rightarrow \text{HCl}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: MnO_2 ; V_2O_5 ; HNO_2 ; Co ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение марганца массой 3,575 г использовали серную кислоту с массовой долей 59 % и плотностью 1,488 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид вольфрама массой 14,04 г восстановили с помощью водорода и получили пары воды объемом 2,912 л (н.у.). Какова формула оксида вольфрама?

10. При электролизе расплава NaBr с инертными электродами на катоде получили металл, окрашивающий пламя в желтый цвет. В результате его взаимодействия с расплавом гидроксида другого металла, окрашивающего пламя в фиолетовый цвет, образуется гидроксид металла, соль которого взята для проведения электролиза. При сплавлении этого гидроксида с Al_2O_3 получили соль и воду. При конденсации ее объем составил 90 мл.

Какую массу NaBr подвергли электролизу и раствор с какой массовой долей (NaBr) можно приготовить, если использовать 0,1 моль этой соли и конденсационную воду?

11. Каковы схемы электролиза раствора FeSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора MnSO_4 на аноде получили газ объемом $1,68 \text{ дм}^3$. Какова массовая доля (%) образовавшейся кислоты в растворе, если его объем равен $33,33 \text{ см}^3$, а $\rho = 1,260 \text{ г/см}^3$? Какой объем (н.у.) газа выделился на катоде и какая масса металла восстановилась? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 23

1. Катионы какого из металлов при электролизе водного раствора его соли восстанавливаются на катоде одновременно с молекулами воды:

а) Cu^{2+} ;

б) Ca^{2+} ;

в) Fe^{2+} ?

2. В главных подгруппах с ростом атомного номера окислительные свойства элементов:

а) увеличиваются;

б) уменьшаются;

в) остаются неизменными?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: HNO_3 ; HNO_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: KMnO_4 ; $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$? Na_2SeO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}^-$; $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$; $\text{HPO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: ClO_4^- ; SO_2 ; Al^0 ; Ni^{2+} ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Ca массой 4 г использовали азотную кислоту с массовой долей 60 % и плотностью 1,367 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Оксид железа массой 8 г восстановили с помощью оксида углерода (II) объемом 3,36 л (н.у.). Какова формула оксида железа?

10. В раствор HCl массой 50 г погрузили графитовые электроды и с помощью источника постоянного тока осуществили полный его электролиз. В результате на одном из электродов образовался газ с относительной плотностью по воздуху 2,45. При погружении в атмосферу этого газа нагретой железной проволоки она загорается, разбрызгивая искры, представляющие собой по составу соль железа (III). При взаимодействии последней с KI выделяется свободный йод массой 12,7 г и образуются две соли, одна из которых соль железа (II). Какова была массовая доля HCl в исходном растворе и какая масса железа подверглась окислению газом?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ масса катода возросла на 2,6 г. Какова массовая доля раствора кислоты, образовавшейся в прианодном пространстве, если его объем равен 29,63 см³, а плотность – 1,173 г/см³, и на какое значение изменилась масса катода? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 24

1. Какой из анионов Cl^- , S^{2-} , I^- при электролизе водного раствора их смеси будет окисляться первым:

- а) I^- ;
- б) S^{2-} ;
- в) Cl^- ?

2. Из простых веществ в окислительно-восстановительных реакциях всегда окислителями могут быть только атомы:

- а) фтора;
- б) азота;
- в) кислорода?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: BaS ; BaS_2 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: KBrO_3 ; SiO_4^{4-} ; HPO_3 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{VO}_2 \rightarrow \text{VOSO}_4$; $\text{Ti}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{TiO}_3^{2-}$; $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{CrO}_2$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: Ag^+ ; $[\text{AuCl}_4]^-$; H_2PO_3^- ; Cs ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

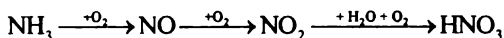
7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mg массой 4,8 г использовали серную кислоту с массовой долей 58 % и плотностью $1,477 \text{ г/см}^3$?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$? Какой из

этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Фторид иттрия массой 5,84 г восстановили с помощью Са и получили его оксид массой 4,48 г. Какова формула фторида иттрия?

10. В результате прохождения постоянного электрического тока через раствор H_2SO_4 объемом 79 мл и плотностью $1,2 \text{ г/см}^3$ ($\omega(\text{H}_2\text{SC}_4) = 25 \%$) на инертных электродах получили два газа, один из которых является самым легким из всех известных. Его оказалось достаточно для восстановления молекулярного азота объемом 23,52 л (н.у.) до аммиака. Из последнего затем по схеме превращения



получили азотную кислоту, которую разбавили водой объемом 73 мл. Чему равна массовая доля HNO_3 в растворе с учетом объема воды, образовавшейся по всем стадиям окислительного процесса, и какой стала массовая доля H_2SO_4 в исходном растворе после окончания электролиза?

11. Каковы схемы электролиза раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ на катоде получен металл с массой 4,165 г. Какова массовая доля кислоты в образовавшемся растворе объемом 32,24 мл и плотностью $1,140 \text{ г/см}^3$? Какой объем (н.у.) газа выделился на аноде? На каких электродах (только на инертных; на инертных и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

Вариант 25

1. При электролизе водного раствора сульфата какого из металлов раствор возле катода станет щелочным:

- а) меди (II);
- б) олова (II);
- в) цезия.

2. Из сложных соединений окислителями являются те, в состав которых входят атомы элементов, находящиеся:

- а) в промежуточной степени окисления;
- б) высшей степени окисления;
- в) низшей степени окисления?

3. Отличаются ли понятия «степень окисления» и «валентность» для соединений: N_2O_3 ; N_2O_5 ? Каковы графические формулы этих соединений?

4. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах: NaAsO_2 ; IO_3^- ; H_6TeO_6 ?

5. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{Cu}_2(\text{PO}_4)_3$; $\text{U}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{UO}_3$; $\text{XeO}_6^{4-} \rightarrow \text{XeO}_4^{2-}$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной окислительно-восстановительной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

6. Какие из указанных частиц могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) окислительно-восстановительную двойственность: P_2O_5 ; ReO_3 ; Te ; K_2SiO_3 ? Атомы каких элементов в частицах ответственны за эти свойства? Почему?

7. Используя метод электронного баланса, расставьте коэффициенты в схеме реакции: $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если на растворение Mg массой 9,6 г использовали азотную кислоту с массовой долей 9 % и плотностью 1,049 г/см³?

8. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя; б) окислителя; в) солеобразователя?

9. Соединение азота с водородом массой 1,28 г окислили с помощью кислорода и получили водяной пар объемом 1,792 л (н.у.). Какова формула соединения азота?

10. В результате электролиза раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами выделился водород объемом 12 л (н.у.). Какая масса оксида фосфора (V) образуется при взаимодействии фосфора с выделившимся при электролизе кислородом?

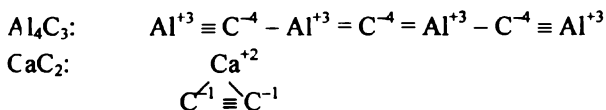
11. Каковы схемы электролиза раствора HgSO_4 с инертными и активными электродами?

12. При электролизе раствора $\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ на аноде получен газ объемом 1,68 л (н.у.). Какова массовая доля кислоты в образовавшемся растворе, если его объем равен 87,72 см³, а плотность – 1,026 г/см³? Какой объем воды разложился? На каких электродах (только на инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данной соли? Почему?

7.3. Примеры решения типовых задач по теме «Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз»

Пример 7.1. Отличаются ли по абсолютному значению степень окисления и валентность атомов в соединениях Al_4C_3 и CaC_2 ? Если да, то для какого элемента? Каковы графические изображения формул этих молекул?

Решение. Составим графическое изображение формул этих соединений:



Из них видно, что атом углерода и в случае Al_4C_3 , и в случае CaC_2 – четырехвалентен, так как связан с другими атомами четырьмя химическими связями. Однако в CaC_2 его степень окисления равна –1, что по абсолютному значению отличается от его валентности (IV) в этом соединении.

Пример 7.2. Какова степень окисления атомов всех элементов в частицах Hg_2Cl_2 , $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, CaCr_2O_7 ? Атом какого элемента в каждой из этих частиц является центральным (подчеркните)?

Решение. Для ответа на этот вопрос необходимо помнить, что все элементы Периодической системы условно делят на две группы, в одну из которых входит сравнительно небольшое число элементов, проявляющих постоянную степень окисления:

Проявляемая элементом степень окисления	Элементы с постоянной степенью окисления
+1	Li, Na, K, Rb, Cs, H (кроме гидридов $\text{Na}^{+1}\text{H}^{-1}$, $\text{Ba}^{+2}\text{H}_2^{-1}$ и др.)
+2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Zn, Cd
+3	Al
0	Все элементы, входящие в состав простых веществ Al^0 , Cl_2^0 , N_2^0 , O_2^0 , S^0 и др.
-1	F
-2	O (кроме пероксидов $\text{H}_2^{+1}\text{O}_2^{-1}$, надпероксидов $\text{K}^{+1}\text{O}_2^{-1/2}$, озонидов $\text{K}^{+1}\text{O}_3^{-2/3}$)

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов, входящих как в простое, так и в сложное вещество, равна нулю, а входящих в сложный ион – заряду этого иона.

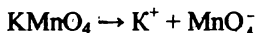
Hg₂Cl₂. Вспомним, что в соединениях с металлами и водородом, как с менее электроотрицательными элементами, атом хлора проявляет степень окисления, равную -1. Тогда $\text{Hg}_2^x\text{Cl}^{-1}$. Составим алгебраическое уравнение: $2 \cdot (x) + 2 \cdot (-1) = 0$, откуда $x = +1$. Значит можно записать $\text{Hg}_2^{+1}\text{Cl}^{-1}$. Центральным атомом (в дальнейшем Ц.А.) в этом соединении является Hg, как находящийся в промежуточной степени окисления.

B₄O₇⁻². Из таблицы следует, что степень окисления (в дальнейшем С.О.) атома кислорода равна -2, тогда $(\text{B}_4^x\text{O}_7^{-2})^{-2}$. Составляем алгебраическое уравнение: $4 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = -2$, откуда $x = +3$. Следовательно, $(\text{B}_4^{+3}\text{O}_7^{-2})^{-2}$. Ц.А. в этой частице является бор, имеющий наибольшую по абсолютному значению С.О.

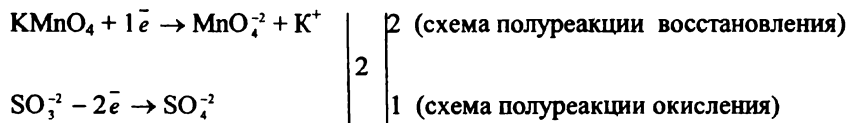
CaCr₂O₇. Пользуясь таблицей проставим известные степени окисления $\text{Ca}^{+2}\text{Cr}_2^x\text{O}_7^{-2}$. Составляем алгебраическое уравнение: $+2 + 2 \cdot (x) + 7 \cdot (-2) = 0$, откуда $x = +6$. Тогда $\text{Ca}^{+2}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$. В этой частице Ц.А. является Cr, как имеющий наибольшую по абсолютному значению С.О.

Пример 7.3. Какие из процессов представляют собой окисление, восстановление, а какие не сопровождаются переходом электронов: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$; $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$; $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}^-$? В какой среде (кислой, нейтральной или щелочной) будет протекать реакция при объединении обоих процессов в одну окислительно-восстановительную реакцию? Используя данные прил. 1, 2, подтвердить возможность протекания составленной реакции расчетом ΔG_{298}^0 и ΔE_{298}^0 .

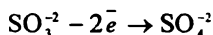
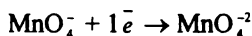
Решение. 1) Определяем степени окисления атомов всех элементов в исходных и конечных частицах. а) $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{2-} \rightarrow (\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{2-})^{2-}$; б) $(\text{S}^{+4}\text{O}_3^{2-})^{2-} \rightarrow (\text{S}^{+6}\text{O}_4^{2-})^{2-}$; в) $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2} \rightarrow (\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2})^-$. Из полученных данных констатируем, что процесс: а) есть процессом восстановления, так как степень окисления центрального атома – марганца (т. е. атома с наибольшим абсолютным значением С.О.) понизилась с +7 до +6; б) есть процессом окисления, поскольку степень окисления центрального атома – серы повысилась с +4 до +6; в) не сопровождается переходом электронов, так как степень окисления атомов обоих элементов не изменяется в процессе превращения. Уравниваем число отданных и принятых электронов с учетом изменения С.О. центральных атомов, а не зарядов ионов. Однако лучше при этом соединение KMnO_4 представить в виде таких ионов:



И тогда окислительно-восстановительный процесс взаимодействия двух различных по своей природе частиц можно представить либо в виде

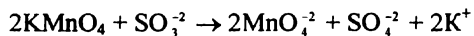


либо в виде полуреакций

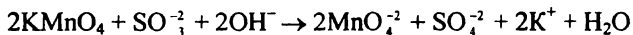


Из схем полуреакций видно, что KMnO_4 является окислителем, а SO_3^{2-} – восстановителем.

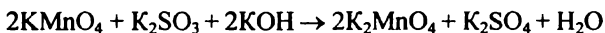
Объединяем обе полуреакции в одну с учетом найденных коэффициентов, при этом в левой части схемы реакции пишем исходные частицы, а в правой – конечные:



Анализ объединенной схемы с точки зрения теперь уже зарядов ионов показывает, что в левой части не хватает двух отрицательных зарядов. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}$, то их можно восполнить двумя ионами OH^- , которые в процессе реакции превратятся в воду:



или в молекулярной форме:

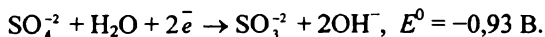


Наличие групп OH^- в составе соединения KOH в левой части уравнения свидетельствует о том, что процесс необходимо проводить в щелочной среде.

Формально правильность расстановки коэффициентов в уравнении реакции можно проверить подсчетом числа атомов каждого элемента в левой и правой частях составленного уравнения. В нашем случае их число действительно одинаково, что является одним из свидетельств достоверности протекания окислительно-восстановительной реакции в соответствии с представленным уравнением. Для еще более достоверного подтверждения правильности составления уравнения реакции, т.е. возможности или, иначе говоря, вероятности протекания этой реакции, используют такие методы:

- а) Метод расчета электродвижущей силы (ЭДС) ОВР;
- б) Метод расчета изобарно-изотермического потенциала или энергии Гиббса.

а) *метод расчета электродвижущей силы ЭДС ОВР.* В прил. 2 для элементов **Марганец** и **Сера** находим значения стандартных электродных потенциалов данных нам систем в водных растворах



При этом очень важно, чтобы значения E^0 были выбраны для реакций, которые протекают в щелочной среде, т.е. в присутствии ионов OH^- , по-

скольку в другой среде (нейтральной кислой) значения E^0 будут иными. Значение ЭДС ОВР определяем по формуле

$$\text{ЭДС} = \Delta E^0 = E^0_{(\text{окислителя})} - E^0_{(\text{восстановителя})},$$

тогда

$$\text{ЭДС(ОВР)} = \Delta E^0(\text{ОВР}) = 0,564 - (-0,93) = 1,494 \text{ В.}$$

Положительное значение ЭДС(ОВР) свидетельствует о возможности протекания составленной суммарной реакции в указанном направлении.

б) *Метод расчета изобарно-изотермического потенциала или энергии Гиббса.* В прил. 1 находим значения стандартных энтальпий образования ($\Delta_f H^0_{298}(X)$) и стандартных энтропий ($S^0_{298}(X)$) для всех веществ, которые присутствуют в составленном уравнении реакции. Для облегчения расчетов справочные данные рекомендуется оформить в виде таблицы:

Параметры	KMnO ₄	K ₂ SO ₃	KOH	K ₂ MnO ₄	K ₂ SO ₄	H ₂ O
$\Delta_f H^0_{298}(X)$, кДж/моль	-813,4	-1119,0	-477,3	-1180	-1438,0	-286
$S^0_{298}(X)$, Дж/моль·К	171,1	155,0	91,6	248,2	176,0	70,0

Изменение изобарно-изотермического потенциала в ходе химической реакции и ОВР в частности, определяем по формуле

$$\Delta G^0_{298}(\text{ОВР}) = \Delta H^0_{298}(\text{ОВР}) - T \cdot \Delta S^0_{298}(\text{ОВР}),$$

где T – стандартная температура, 298 К.

Изменение энтальпии ($\Delta H^0_{298}(\text{ОВР})$) и энтропии ($\Delta S^0_{298}(\text{ОВР})$) для реакции в общем виде $aA + bB \rightarrow nN + mM$, согласно следствию из закона Гесса, находим по формулам

$$\Delta H^0_{298}(\text{р-ции}) = [n \cdot \Delta_f H^0_{298}(N) + m \cdot \Delta_f H^0_{298}(M)] - [a \cdot \Delta_f H^0_{298}(A) + b \cdot \Delta_f H^0_{298}(B)];$$

$$\Delta S^0_{298}(\text{реакции}) = [n \cdot S^0_{298}(N) + m \cdot S^0_{298}(M)] - [a \cdot S^0_{298}(A) + b \cdot S^0_{298}(B)].$$

Подставив табличные данные в приведенные уравнения, получим.

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{298}(\text{ОВР}) &= [2 \cdot (-1180) + (-1438) + (-286)] - [2 \cdot (-813,4) + (-1119) + \\ &\quad + 2 \cdot (-477,3)] = -383,6 \text{ кДж/моль}; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \Delta S^0_{298}(\text{ОВР}) &= [2 \cdot 248,2 + 176,0 + 70,0] - [2 \cdot 171,1 + 155,0 + 2 \cdot 91,6] = \\ &= 153,6 \text{ Дж/К} = 0,1536 \text{ кДж/К}. \end{aligned}$$

Тогда

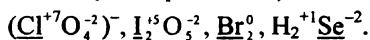
$$\Delta G_{298}^0 (\text{ОВР}) = -383,6 - 298 \cdot 0,1536 = -429,4 \text{ кДж}$$

Отрицательное значение изменения изобарно-изотермического потенциала указывает на принципиальную возможность протекания составленной ОВР при стандартных условиях.

Таким образом, положительное значение $\Delta E^0(\text{ОВР})$ и отрицательное значение $\Delta G_{298}^0 (\text{ОВР})$ свидетельствует о правильности составления уравнения окислительно-восстановительной реакции, то есть ее протекание при определенных условиях возможно.

Пример 7.4. Какие из указанных частиц могут проявлять в ОВР функцию: а) только окислителя; б) только восстановителя; в) окислительно-восстановительной двойственности свойств: ClO_4^- , I_2O_5 , Br_2 , H_2Se ? Атомы каких элементов ответственны за их свойства? Почему?

Решение. 1) Определяем степени окисления атомов всех элементов и выявляем центральный атом (подчеркнем его):

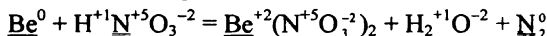


2) Устанавливаем, в какой степени окисления: высшей, низшей или промежуточной – находится центральный атом:

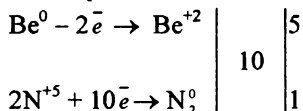
Cl^{+7} – в высшей; I^{+5} – в промежуточной; Br_2^0 – промежуточной; S^{-2} – низшей. Следовательно, ClO_4^- будет проявлять только окислительные свойства; I_2O_5 и Br_2 – окислительно-восстановительную двойственность свойств; H_2Se – только восстановительные свойства. Значит, окислительно-восстановительные свойства частиц находятся в зависимости от степени окисления (высшей, низшей или промежуточной) их центрального атома.

Пример 7.5. Как, используя метод электронного баланса, расставить коэффициенты в схеме реакции: $\text{Be} + \text{HNO}_3 = \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$? Какой объем кислоты израсходован на окисление металла и на солеобразование, если при растворении Be массой 12,15 г использовали азотную кислоту с массовой долей 21 % и плотностью 1,121 г/см³?

Решение. 1) Записываем схему реакции, определяем степени окисления атомов всех элементов и обозначаем подчеркиванием те из них, которые изменили ее в процессе реакции:



2) Составляем электронный баланс и находим коэффициенты:

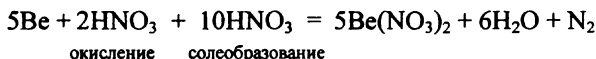


Подставляем коэффициенты в схему реакции:



3) Из электронного баланса видно, что на окисление металла расходуется 2 моль кислоты, значит, на солеобразование будет израсходовано: $12 - 2 = 10$ моль HNO_3 .

Перепишем уравнение реакции в соответствии с этими рассуждениями:



4) Производим вычисления:

$$12,15 \text{ г} = 1,35 \text{ моль} \quad x_1 \text{ моль} \quad x_2 \text{ моль}$$



$$x_1 = \nu_1(\text{HNO}_3) = \frac{2 \cdot 1,35}{5} = 0,54 \text{ моль};$$

$$x_2 = \nu_2(\text{HNO}_3) = \frac{10 \cdot 1,35}{5} = 2,7 \text{ моль}$$

и находим объем кислоты, израсходованной на окисление и солеобразование. Для этого принимаем во внимание, что

$$W(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)}; \quad m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3);$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3)}.$$

Тогда получим:

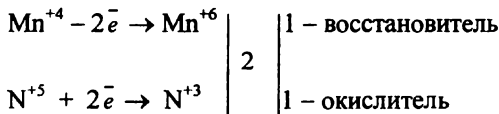
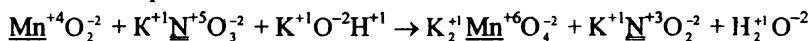
$$V_{1 \text{ р-ра}}(\text{HNO}_3) = \frac{v_1(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)} = \frac{0,54 \cdot 63 \cdot 100 \%}{21 \cdot 1,121} = 144,5 \text{ см}^3;$$

$$V_{2 \text{ р-ра}}(\text{HNO}_3) = \frac{v_2(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)} = \frac{2,7 \cdot 63 \cdot 100 \%}{21 \cdot 1,121} = 722,5 \text{ см}^3.$$

Пример 7.6. Какие коэффициенты необходимо проставить при каждом участнике реакции: $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNC}_2 + \text{H}_2\text{O}$? Какой из этих участников выполняет функцию: а) восстановителя б) окислителя; в) солеобразователя?

Решение. 1) Многие окислительно-восстановительные реакции протекают в растворах. Последние же могут быть нейтральными, кислыми или щелочными и тогда в уравнении реакции наряду с окислителем и восстановителем, если они сами не являются ни кислотой, ни водой, ни щелочью, появляется третий компонент, определяющий характер среды, в которой протекает реакция (т. е. H_2O , кислота или щелочь).

2) Проставляем степени окисления всех атомов в соединениях, которые присутствуют в схеме реакции. Находим те из них, которые изменили свою степень окисления в процессе реакции (подчеркнем их). Составляем электронный баланс:



Расставляем коэффициенты:



3) Поскольку MnO_2 является восстановителем, KNO_3 – окислителем, то KOH будет выполнять роль солеобразователя и, в частности, образовывать соли K_2MnO_4 – манганат калия и KNO_2 – нитрит калия.

Пример 7.7. Оксид висмута массой 11,65 г восстановили с помощью кокса С при высокой температуре и получили монооксид углерода объемом 1,68 дм³ (н. у.). Какова формула оксида? Какую функцию в ОВР может проявлять этот оксид? Каково уравнение реакции его восстановления?

Решение. 1) Определяем содержание кислорода в CO , а значит, и в оксиде состава Bi_xO_y :

$$\begin{array}{ccc} 1,68 \text{ дм}^3 & & x \text{ г} \\ \text{CO} \rightarrow \text{O}, \text{ откуда } x = m(\text{O}) = \frac{1,68 \cdot 16}{22,4} = 1,2 \text{ г.} \\ 22,4 \text{ дм}^3 & & 16 \text{ г} \end{array}$$

2) Определяем массу висмута в оксиде, зная уже, что масса кислорода в нем 1,2 г, т. е. такая же, как и в CO :

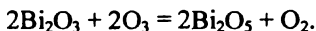
$$m(\text{Bi}) = m(\text{Bi}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 11,65 - 1,2 = 10,45 \text{ г.}$$

3) Находим мольное соотношение висмута и кислорода в искомом оксиде состава Bi_xO_y ($A_r(\text{Bi}) = 209$, $A_r(\text{O}) = 16$):

$$x : y = 10,45/209 : 1,2/16 = 0,05 : 0,075.$$

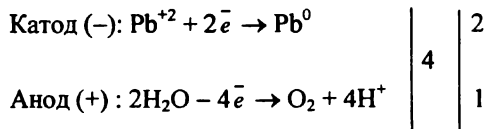
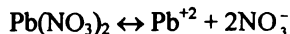
4) Для получения целых численных значений умножим каждое из них на 40, тогда получим: $x : y = 2 : 3$, т. е. Bi_2O_3 . Значит, процесс протекает по уравнению реакции: $\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 2\text{Bi} + 3\text{CO}$.

5) В $\text{Bi}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ висмут находится в промежуточной степени окисления, следовательно, он способен выполнять как функцию окислителя (как в приведенной выше реакции), так и функцию восстановителя:



Пример 7.8. При электролизе раствора нитрата свинца (II) с угольными электродами на аноде получили молекулярный кислород объемом 2,24 дм³ (н. у.). При этом на катоде в качестве нерастворимого вещества образовался только металл. Какой объем раствора гидроксида натрия с $W(\text{NaOH}) = 40\%$ и $\rho = 1,428 \text{ г/см}^3$ необходим для полного растворения этого металла?

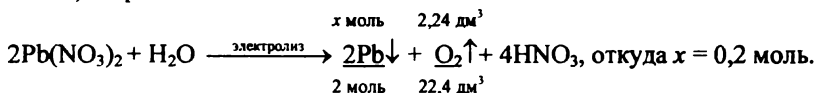
Решение. 1) Записываем уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с угольными (инертными) электродами:



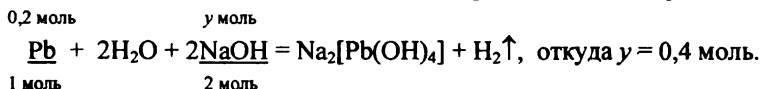
(Вследствие близости стандартных электродных потенциалов свинца и водорода, вода в этом случае практически на катоде не восстанавливается). Суммарная схема процесса электролиза:



2) Определяем число молей выделившегося металла:



3) Записываем уравнение реакции взаимодействия свинца с водным раствором NaOH и находим число его молей, израсходованное в реакции:

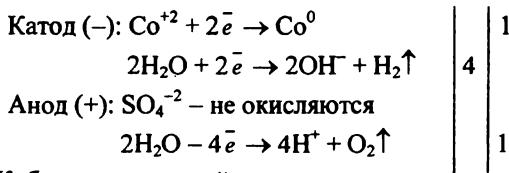


4) Используем формулу (с.53), связывающую объем раствора с его плотностью и массовой долей вещества в нем:

$$V_{\text{р-ра}}(x) = \frac{v(x) \cdot M(x) \cdot 100 \%}{W(x) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(x)} = \frac{0,4 \cdot 40 \cdot 100 \%}{40 \cdot 1,428} = 28 \text{ (см}^3\text{)}.$$

Пример 7.9. Каковы схемы процесса электролиза раствора CoSO_4 : а) с инертными; б) с активными электродами? Какие продукты электролиза в случае а) будут первичными и какие вторичными?

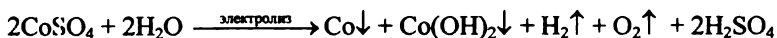
Решение. 1) На инертных (т. е. нерастворимых как под действием воды, так и электрического тока) электродах можно проводить электролиз расплавов и растворов всех электролитов: оснований, кислот, солей. В водном растворе соль CoSO_4 – сильный электролит, а значит, полностью диссоциирована на ионы:



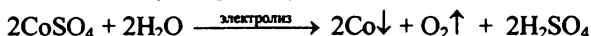
Кобальт, находящийся в ряду стандартных электродных потенциалов между Al и H₂, относится ко второму участку металлов этого ряда, и поэтому будет восстанавливаться одновременно с молекулами воды. Причем

металлический Co, газообразный H_2 и группы OH^- относят к первичным продуктам электролиза. Последние затем взаимодействуют с находящимися в растворе ионами Co^{+2} с образованием труднорастворимого $Co(OH)_2$, но уже как вторичного продукта электролиза.

На аноде кислородсодержащие анионы, к которым относят и ионы SO_4^{2-} , не окисляются. В таких случаях окисляются лишь молекулы H_2O . Образующиеся при этом молекулы O_2 и катионы H^+ называют первичными продуктами электролиза. Последние затем с анионами SO_4^{2-} образуют раствор серной кислоты, но уже как вторичный продукт электролиза. Суммарное уравнение электролиза раствора $CoSO_4$ с инертными электродами можно записать в виде



Поскольку образование $Co(OH)_2$ уменьшает содержание ионов Co^{+2} , а также снижает электропроводность раствора $CoSO_4$, то в производственных условиях в электролит добавляют вещества, препятствующие образованию $Co(OH)_2$, и тогда суммарное уравнение электролиза упрощается:



2) При проведении электролиза раствора $CoSO_4$ с активным (т. е. растворимым под действием электрического тока, но не воды) электродом имеют в виду, что электроды должны быть изготовлены из металлического кобальта. При этом растворяться (окисляться по схеме $Co^0 - 2e^- \rightarrow Co^{+2}$) будет лишь кобальтовый анод. На катоде идут процессы только восстановления, поэтому не обязательно катод изготовлять из кобальта. Его можно изготовить и из угля, графита или металла, поверхность которого необходимо покрыть кобальтом.

При проведении электролиза с растворимым анодом необходимо, чтобы анод был изготовлен из металла, катион которого образует соль, взятую в качестве электролита, и находился в ряду СЭП между Mn и Pt, например:

Состав растворимого электрода – анода	Состав электролита, взятого для проведения электролиза
Ag	AgNO ₃
Cu	CuSO ₄
Ni	NiSO ₄

Как следует из таблицы, для проведения электролиза с растворимым электродом (анодом) в качестве электролитов берут, как правило, соли. На практике стараются в качестве использовать электролитов сульфаты металлов, если они растворимы, поскольку в этом случае одним из побочных продуктов электролиза может быть образовавшаяся нелетучая серная кислота, что способствует сохранению экологической обстановки.

Схема электролиза раствора CoSO₄ с растворимым анодом имеет вид

Анод (+): $\text{Co}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^{+2}$ – основной процесс

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$ – побочный процесс

Катод (-): $\text{Co}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$ – основной процесс

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2$ – побочный процесс

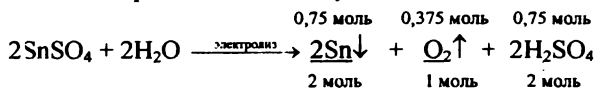
В производственных условиях побочные процессы стараются свести к минимуму, чтобы выход по току θ приближался к 100 %:

$$\theta = \frac{m(\text{Me}) \text{ практически выделившаяся на катоде}}{m(\text{Me}), \text{ которая теоретически должна быть выделена на катоде}} \cdot 100 \%$$

Пример 7.10. При электролизе водного раствора SnSO₄ в прианодном пространстве получили раствор кислоты объемом 130 см³, массовой долей $W = 42 \%$ и плотностью $\rho = 1,319 \text{ г/см}^3$. Какой объем газа выделился на аноде и какая масса металла осела на поверхности катода? На каких электродах (только инертных; и на инертных, и на активных) можно осуществить электролиз раствора данного электролита?

Решение. Поскольку SnSO₄ в ряду СЭП находится между Mn и Pt, то электролиз раствора SnSO₄ можно проводить как на активных, так и на инертных электродах. Поскольку в процессе электролиза получили кислоту, значит, электролиз проведен на инертных электродах, и тогда без учета

образования побочных продуктов электролиза суммарное уравнение этого процесса можно представить в следующем виде:



2) Рассчитаем число молей серной кислоты, образовавшееся в процессе электролиза:

$$\begin{aligned} v(\text{H}_2\text{SO}_4) &= \frac{V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot W(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%} = \\ &= \frac{130 \cdot 42 \% \cdot 1,319}{98 \cdot 100 \%} = 0,75 \text{ моль}, \end{aligned}$$

тогда из суммарного уравнения процесса электролиза следует, что $v(\text{O}_2) = 0,375$ моль и $v(\text{Sn}) = 0,75$ моль.

3) Подставим полученные значения в суммарное уравнение электролиза и рассчитаем объем выделившегося газа (в нашем случае O_2) и массу металла (в нашем случае Sn), осевшего на поверхности катода:

$$V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,375 \cdot 22,4 = 8,4 \text{ дм}^3;$$

$$M(\text{Sn}) = v(\text{Sn}) \cdot M(\text{Sn}) = 0,75 \cdot 119 = 89,25 \text{ г.}$$

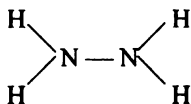
7.4. Ответы к контрольным заданиям

Внимание! Условные сокращения: С.О. – степень окисления; Ц.А. – центральный атом.

Вариант 1

1. а). 2. а).

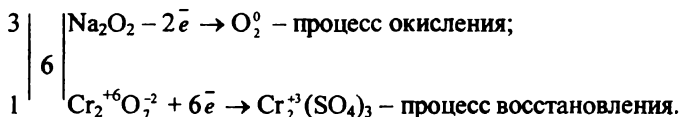
3. Отличаются в соединении $\text{N}_2^{-2}\text{H}_4^{+1}$:



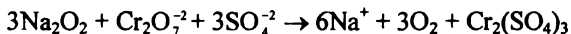
в котором атомы азота трехвалентны, но находятся в С.О. –2.

4. В частицах $\text{Hg}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ и $\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Hg и Cl, так как они находятся в промежуточной С.О. В частице $\text{Sn}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. является атом Sn, как атом, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

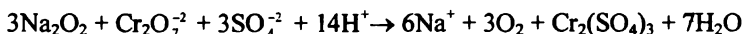
5. Процесс $\text{Cr}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H})_3 \rightarrow (\text{Cr}^{+3}\text{O}_2^{-2})^-$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Cr и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



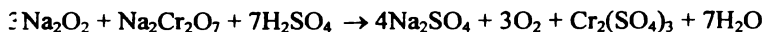
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает 14 положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 14H^+ ионами, образующими $7\text{H}_2\text{O}$, с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

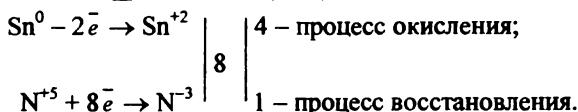
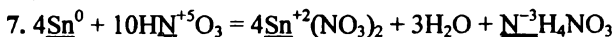


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

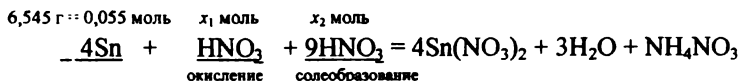
6. Частица $\text{I}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – I находится в высшей С.О.

Частицы Br_2^0 и $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ в ОВР проявляют окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находятся в промежуточной С.О.

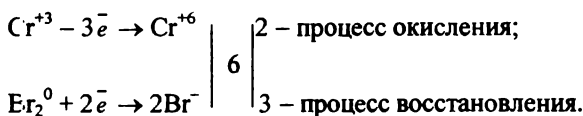
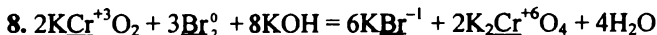
Частица H_2Te^{-2} может проявлять функцию только восстановителя: ее Ц.А. (Te) находится в низшей С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

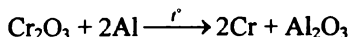


Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 5 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 45 \text{ см}^3$.



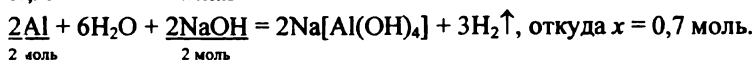
KCrO_2 – восстановитель; Br_2 – окислитель; KOH – солеобразователь.

9. В ОВР $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. ее находится в промежуточной С.О.:



18,9 г

x моль



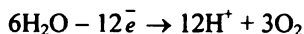
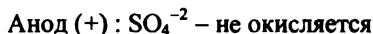
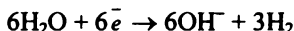
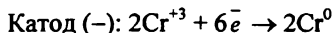
2 моль

2 моль

Объем раствора NaOH вычисляем:

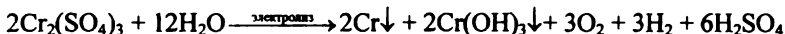
$$V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = \frac{0,7 \cdot 40 \cdot 100 \%}{15,2 \cdot 1,144} = 155 \text{ см}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами:

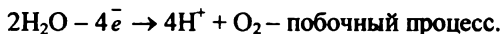
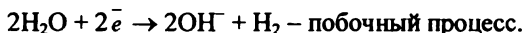
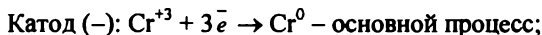


Первичные продукты электролиза: Cr, H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cr}(\text{OH})_3$; H_2SO_4 .

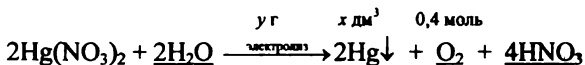
Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с активными (Cr) электродами:



12. Вследствие того что в прианодном пространстве получили кислоту, можно считать, что электролиз был проведен с инертными электродами:



Вычисляем:

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{55 \cdot 35,55 \cdot 1,33}{100 \%} = 26 \text{ г} \quad \text{или} \quad v(\text{HNO}_3) = \frac{26 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 0,4 \text{ моль}; \dots$$

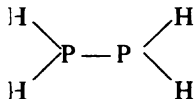
$$x = V(\text{O}_2) = \frac{0,4 \cdot 22,4}{4} = 2,24 \text{ дм}^3;$$

$$y = m(\text{Hg}) = \frac{2 \cdot 201 \cdot 0,4}{4} = 40,2 \text{ г}.$$

Вариант 2

1 а). 2. а).

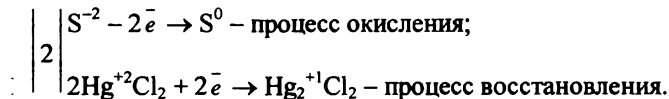
3 Отличаются в соединении $P_2^{-2}H_4^{+1}$:



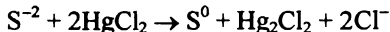
в котором атомы фосфора трехвалентны, но находятся в С.О. -2 .

4. В частицах $K_2^{+1}Mn^{+6}O_4^{-2}$, $Cr^{+3}(O^{-2}H^{+1})_2Cl^{-1}$ и $H^{+1}P^{+5}O_3^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Mn, Cr и P, так как все они находятся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

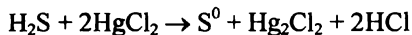
5. Процесс $H_2S^{-2} \rightarrow CuS^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атом S – общий для обеих частиц, не изменяет своей С.О.



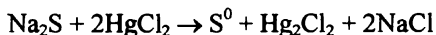
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



или в молекулярной форме:



Значит, реакция может протекать в кислой среде. Если ионы H^+ заменить, например, ионами Na^+ , то получим:

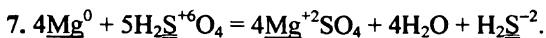


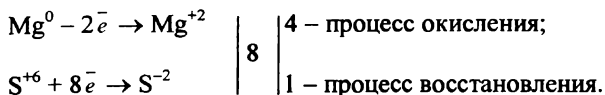
Это значит, что реакция может протекать без участия воды, кислоты или щелочи. т. е. при смешивании сухих реагентов.

6. Частицы $Sn^{+1}O^{-2}$ и S^0 в ОВР могут проявлять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

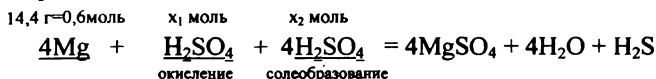
Частица $K_3^{+1}P^{+5}O_4^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – P находится в высшей С.О.

Частица Cl^- может проявлять функцию только восстановителя: Cl находится в низшей С.О.



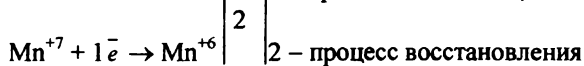
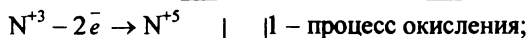
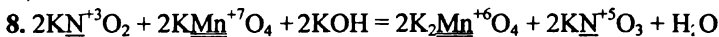


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



$$x_1 = 0,15 \text{ моль}; x_2 = 0,6 \text{ моль}$$

Рассчитаем $V_1(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на окисление}) = 24 \text{ см}^3$; $V_2(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на солеобразование}) = 96 \text{ см}^3$.

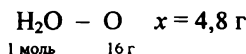


KNO_2 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; KOH – солеобразователь.

$$9. V(\text{H}_2\text{O}) = 6,72 \text{ дм}^3 \text{ или } 0,3 \text{ моль.}$$

1) Определяем содержание кислорода в воде, а значит, и в оксиде Мо.

$$0,3 \text{ моль} \quad x \text{ г}$$

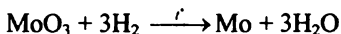


$$2) \text{ Вычисляем } m(\text{Мо}): 14,4 - 4,8 = 9,6 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение:

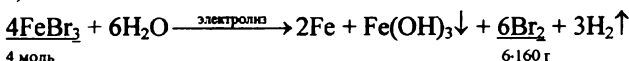
$$\text{Mo}_x\text{O}_y; x : y = \frac{9,6}{96} : \frac{4,8}{16} = 0,1 : 0,3 = 1 : 3.$$

В ОВР $\underline{\text{Mo}}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ будет выполнять только функцию окислителя, так как Ц.А. ее находится в высшей С.О.



10. Поскольку в результате электролиза FeBr_3 образовался гидроксид, значит электролиз проводили на инертных электродах:

$$0,1 \text{ моль}$$



$$4 \text{ моль}$$

$$6 \cdot 160 \text{ г}$$

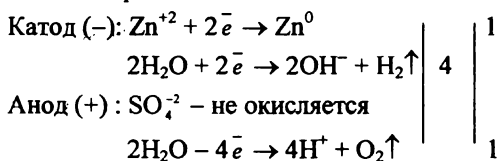
$$v(\text{FeBr}_3) = \frac{W(\text{FeBr}_3) \cdot m_{\text{р-ра}}}{M(\text{FeBr}_3) \cdot 100 \%} = \frac{25 \% \cdot 118,4}{296 \cdot 100 \%} = 0,1 \text{ моль,}$$

тогда

$$x = m(\text{Br}_2) = \frac{6 \cdot 160 \cdot 0,1}{4} = 24 \text{ г};$$

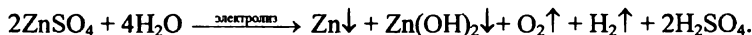
$$V(\text{Br}_2) = \frac{m(\text{Br}_2)}{c(\text{Br}_2)} = \frac{24}{3,12} = 7,7 \text{ дм}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора ZnSO_4 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Zn , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора ZnSO_4 с активными (Zn) электродами:

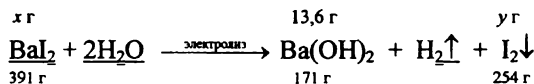
Катод (-): $\text{Zn}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Zn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$ – побочный процесс.

12. Электролиз раствора BaI_2 можно проводить только на инертных электродах:



Вычисляем:

$$m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,07 \cdot 187 \cdot 1,039 = 13,6 \text{ г};$$

$$x = m(\text{BaI}_2) = \frac{391 \cdot 13,6}{171} = 31 \text{ г};$$

$$y = m(\text{I}_2) = \frac{13,6 \cdot 254}{171} = 20 \text{ г}.$$

Вариант 3

1. а). 2. а).

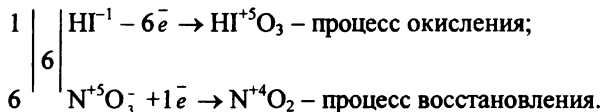
3. Отличаются в соединении $\text{Mg}^{+2}\text{B}_2^{-1}$:



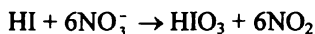
в котором атомы бора трехвалентны, но находятся в С.О. –1.

4. В частицах $\text{Ca}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2$, $(\text{Bi}^{+5}\text{O}_3^{-2})^{-1}$ и $\text{Al}^{+3}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}\text{Cl}_2^{-1}$ Ц.А. являются соответственно атомы N, Bi и Al, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

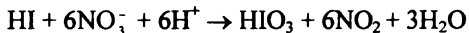
5. Процесс $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2} \rightarrow \text{K}_2^{+1}\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы К, Сг и О – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает шести положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 6H^+ ионами, образующими $3\text{H}_2\text{O}$, с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

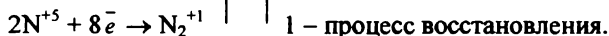
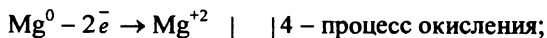


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частицы N_2^0 и $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

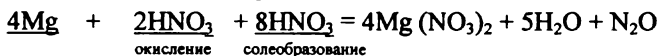
Частица $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, поскольку ее Ц.А. – Сг находится в высшей С.О.

Частица Be^0 в ОВР может быть только восстановителем, поскольку атом Ве находится в низшей С.О.



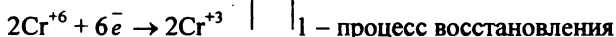
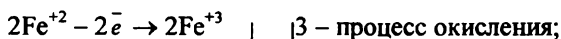
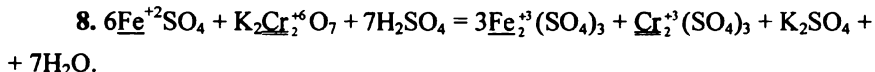
Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

$$1,68 \text{ г} = 0,07 \text{ моль} \quad x_1 \text{ моль} \quad x_2 \text{ моль}$$



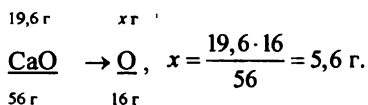
$$x_1 = 0,035 \text{ моль}; x_2 = 0,14 \text{ моль.}$$

Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 17,2 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 68,8 \text{ см}^3$.



FeSO_4 – восстановитель; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в CaO , а значит, и в оксиде ванадия:

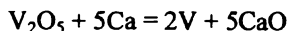


2) Вычисляем $m(\text{V})$ в V_xO_y : $m(\text{V}) = m(\text{V}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 12,74 - 5,6 = 7,14 \text{ г.}$

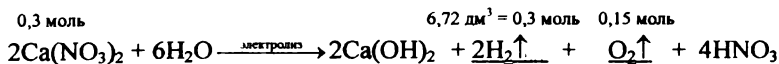
3) Находим молярное отношение V : O в оксиде состава V_xO_y :

$$x : y = 7,14/51 : 5,6/16 = 0,14 : 0,35 = 1 : 2,5 = 2 : 5.$$

В ОВР $\text{V}_2^{+5}\text{O}_5$ будет выполнять только функцию окислителя, так как Ц.А. ее находится в высшей С.О.:



10. 1) Записываем схему электролиза раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ на инертных электродах (так как Са в ряду СЭП стоит до Mn) с учетом данных задачи:



Поскольку объем H_2 , выделившегося на катоде, $6,72 \text{ дм}^3$, то объем O_2 будет в два раза меньше, т. е. $3,36 \text{ дм}^3$.

2) Определяем массу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, разложившегося в процессе электролиза:

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,3 \cdot 164 = 49,2 \text{ г.}$$

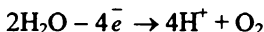
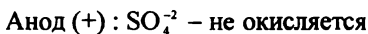
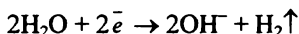
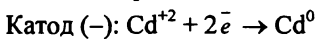
3) Расчитываем изначальную массу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ в растворе:

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \frac{30 \% \cdot 205}{100 \%} = 61,5 \text{ г.}$$

4) Вычисляем массу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, оставшуюся после окончания электролиза: $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 61,5 - 49,2 = 12,3 \text{ г.}$ Следовательно:

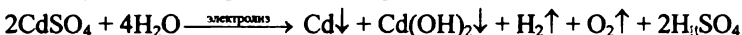
$$W(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \frac{12,3 \cdot 100 \%}{205 - m(\text{H}_2) - m(\text{O}_2)} = 6,16 \ %.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CdSO_4 с инертными электродами:

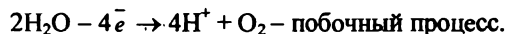
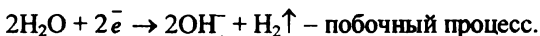


Первичные продукты электролиза: Cd , O_2 , H_2 , H^+ и OH^- . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cd}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 .

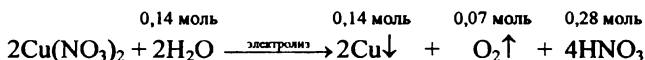
Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора CdSO_4 с активными (Cd) электродами:



12. Поскольку в результате электролиза образовалась кислота, то электролиз проводили на инертных электродах:



$$W(\text{HNO}_3) = \frac{0,28 \cdot 63 \cdot 100 \%}{23,95 \cdot 1,339} = 55 \%$$

$$V(\text{O}_2) = 0,07 \cdot 22,4 = 1,568 \text{ дм}^3 - \text{выделился.}$$

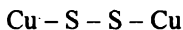
$$V(\text{H}_2\text{O}) = 0,14 \cdot 18 = 2,52 \text{ см}^3 \text{ или } 2,52 \text{ г разложилось.}$$

Как на инертных, так и на активных, поскольку Cu в ряду СЭП стоит между Mn и Pt.

Вариант 4

1. в). 2. в).

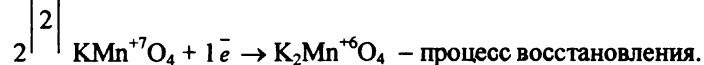
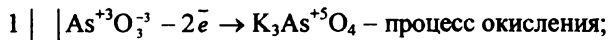
3. Отличаются в соединении $\text{Cu}_2^{+1}\text{S}_2^{-1}$:



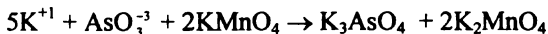
в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. -1.

4. В частицах $\text{H}^{+1}[\text{Au}^{+3}\text{Cl}_4^{-1}]$, $[\text{Cr}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_4]^{-}$ и $\text{Sn}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$ Ц.А. являются соответственно атомы Au, Cr и Sn, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

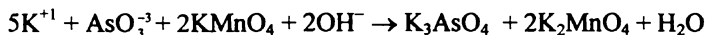
5. Процесс $(\text{Sn}^{+2}\text{O}_2^{-2})^{-2} \rightarrow \text{Sn}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Sn, и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



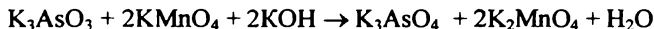
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает двух отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^{+} и OH^{-} , то их, следовательно, можно восполнить 2OH^{-} ионами, образующими одну молекулу H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

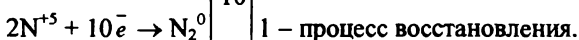
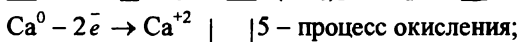


Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

6. Частица Bi^0 в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, так как атом Bi находится в низшей С.О.

Частицы H_2O_2 и Ti^{+2} в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица $[\text{Al}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_4]^-$ в ОВР может выполнять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Al находится в высшей С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

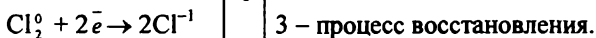
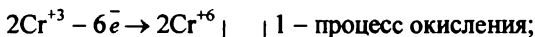


$x_1 = 0,032$ моль; $x_2 = 0,16$ моль.

Рассчитаем

$$V_1(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,032 \cdot 63 \cdot 100 \%}{17 \cdot 1,098} = 10,8 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{HNO}_3) = 54 \text{ см}^3.$$

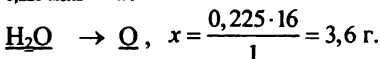


$\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$ – восстановитель; Cl_2 – окислитель; KOH – солеобразователь.

9. 1) Определяем число молей H_2O : $v(\text{H}_2\text{O}) = 0,225$ моль.

2) Рассчитываем массу кислорода в H_2O , а значит, и в оксиде титана:

0,225 моль x г



1 моль 16 г

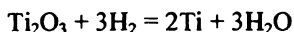
3) Вычисляем массу титана в Ti_xO_y :

$$m(Ti) = m(Ti_xO_y) - m(O) = 10,8 - 3,6 = 7,2 \text{ г.}$$

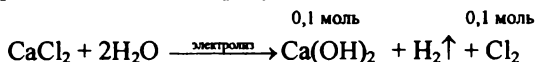
4) Находим молярное отношение элементов $Ti : O$ в оксиде состава Ti_xO_y :

$$x : y = 7,2/48 : 3,6/16 = 0,15 : 0,225 = 1 : 1,5 = 2 : 3.$$

В ОВР $Ti^{+3}O_3^{2-}$ будет выполнять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.:

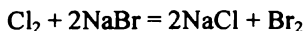


10. 1) Записываем схему электролиза раствора $CaCl_2$ на инертных электродах (так как Ca в ряду СЭП стоит до Mn) с учетом данных задачи:



Поскольку объем H_2 , выделившегося на катоде, $6,72 \text{ дм}^3$, то объем Cl_2 будет таким же, т. е. $6,72 \text{ дм}^3$.

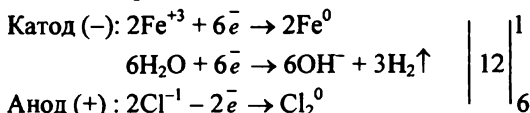
2) Записываем уравнение реакции взаимодействия дихлора с раствором $NaBr$:



3) Рассчитаем

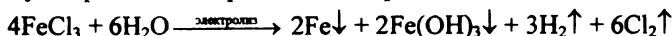
$$V_{p-pa}(NaBr) = \frac{0,2 \cdot 103 \cdot 100}{30 \cdot 1,12} = 61,3 \text{ см}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $FeCl_3$ с инертными электродами:



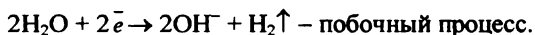
Первичные продукты электролиза: Fe , H_2 , и Cl_2 . Вторичные продукты электролиза: $Fe(OH)_3$.

Суммарная схема процесса электролиза:

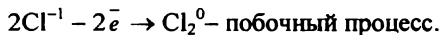


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $FeCl_3$ с активными (Fe) электродами:

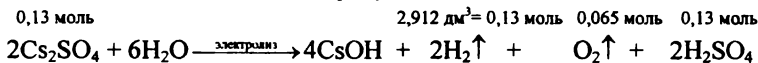




Анод (+) : $\text{Fe}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ – основной процесс;



12. Электролиз раствора Cs_2SO_4 можно осуществить только на инертных электродах, так как Cs в ряду СЭП стоит до Mn:



$$V(\text{O}_2) = 0,065 \cdot 22,4 = 1,456 \text{ дм}^3;$$

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = 22 \%;$$

$$m(\text{Cs}_2\text{SO}_4) = 0,13 \cdot M(\text{Cs}_2\text{SO}_4) = 0,13 \cdot 362 = 47 \text{ г.}$$

Вариант 5

1. в). 2. б).

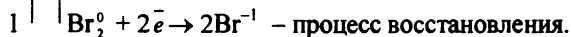
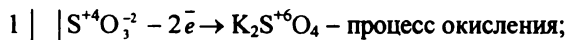
3. Отличаются в соединении $\text{Cu}^{+2}\text{S}_2^{-1}$:



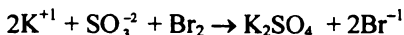
в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

4. В частицах $\text{B}^{+3}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_3$, $\text{Na}_2^{+1}[\text{Sn}^{+4}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_6]$ и $(\text{Mn}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы В, Sn и Mn, находящиеся в наибольшей по абсолютной величине С.О.

5. Процесс $\text{N}_2^{+1}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{K}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}_2^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, т.к. атомы N и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.

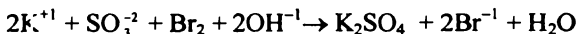


Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает двух отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и

OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 2OH^- ионами, образующими одну молекулу H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

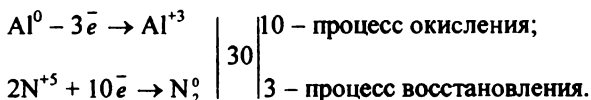


Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

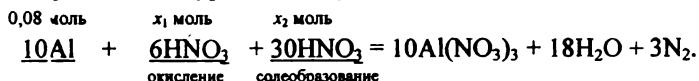
6. Частица Mg^{+2} в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как Mg находится в высшей С.О.

Частицы As^0 и $(\text{I}^{+5}\text{O}_3)^{-1}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку атом As и Ц.А. – I находятся в промежуточной С.О.

Частица Sr^0 в ОВР может выполнять функцию только восстановителя: атом Sr находится в низшей С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

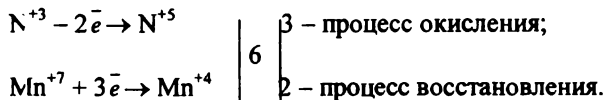
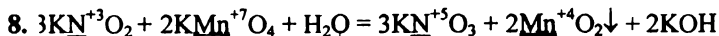


$$x_1 = 0,048 \text{ моль}; \quad x_2 = 0,24 \text{ моль}.$$

Рассчитаем

$$V_1(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,048 \cdot 63 \cdot 100 \%}{19 \cdot 1,106} = 14,4 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{HNO}_3) = 72,0 \text{ см}^3.$$



KNO_2 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2O – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в CaO , а значит, и в оксиде циркония:

$$\begin{array}{ccc} 8,96 \text{ г} & & x \text{ г} \\ \text{CaO} & \rightarrow & \text{O} \\ 56 \text{ г} & & 16 \text{ г} \end{array}, \quad x = \frac{8,96 \cdot 16}{56} = 2,56 \text{ г.}$$

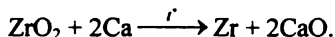
2) Вычисляем массу циркония в Zr_xO_y :

$$m(\text{Zr}) = m(\text{Zr}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 9,84 - 2,56 = 7,28 \text{ г.}$$

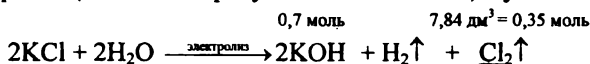
3) Находим молярное отношение элементов $\text{Zr} : \text{O}$ в оксиде состава Zr_xO_y :

$$x : y = 7,28/91 : 2,56/16 = 0,08 : 0,16 = 1 : 2.$$

В ОВР $\text{Zr}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ будет выполнять функцию только окислителя, так как Ц.А. находится в высшей С.О.



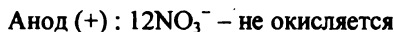
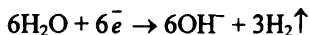
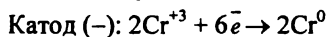
10. 1) Записываем схему электролиза раствора KCl на инертных электродах (так как K в ряду СЭП стоит до Mn) с учетом данных задачи:



Рассчитаем

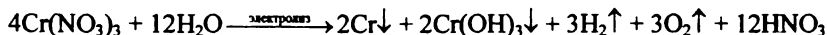
$$W_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = \frac{v(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}(\text{KOH})} = \frac{0,7 \cdot 56 \cdot 100 \%}{112} = 35 \%$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с инертными электродами:



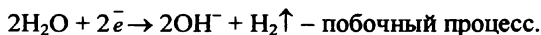
Первичные продукты электролиза: Cr , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза:

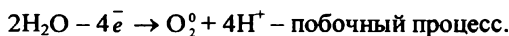


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с активными (Cr) электродами:

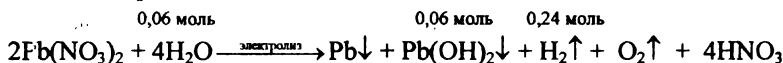




Анод (+) : $\text{Cr}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ – основной процесс;



12. 1) Электролиз раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Pb в ряду СЭП стоит между Mn и Pt. Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами:



2) Определяем число молей образовавшейся HNO_3 :

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{W(\text{HNO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%} = 0,24 \text{ моль.}$$

3) Исходя из числа молей HNO_3 , находим число молей Pb и O_2 и, следовательно, их массу и объем соответственно:

$$m(\text{Pb}) = \nu(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb}) = 0,06 \cdot 207 = 12,42 \text{ г.}$$

$$V(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,06 \cdot 22,4 = 1,344 \text{ дм}^3.$$

Вариант 6

1. в). 2. б).

3. Отличаются в соединении $\text{Fe}^{+2}\text{S}_2^{-1}$:

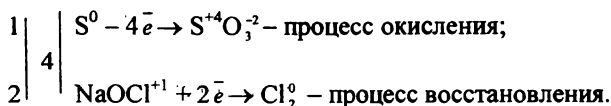


в котором атомы железа двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

4. В частице $(\text{B}^{+3}\text{O}_3^{-2})^{-3}$ Ц.А. является атом В, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частицах $\text{Na}_2^{+1}\underline{\text{Sn}}^{+2}\text{O}_2^{-2}$ и $\text{Ca}^{+2}(\text{O}^{-2}\underline{\text{Cl}}^{+1})\text{Cl}^{-1}$ Ц.А. являются атомы Sn и Cl, находящиеся в промежуточной С.О.

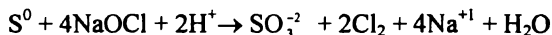
5. Процесс $\text{As}_2^{+5}\text{O}_5^{-2} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{As}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы As и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



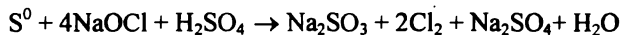
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает двух положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 2H^+ ионами, образующими одну молекулу H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

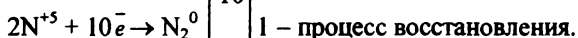
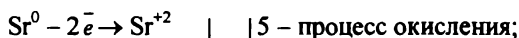


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частицы Si^0 и O_2 в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как атомы Si и О находятся в промежуточной С.О.

Частица $(\text{Cr}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2}$ в ОВР может выполнять функцию только окислителя, поскольку Ц.А – Cr находится в высшей С.О.

Частица Zr^0 в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, так как атом Zr находится в низшей С.О.



Переписываем уравнение реакции с учетом данных задачи:

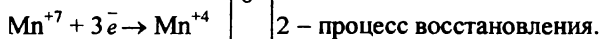
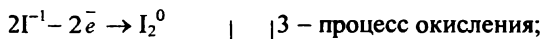
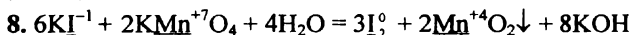


$$x_1 = 0,018 \text{ моль}; x_2 = 0,09 \text{ моль}.$$

Рассчитаем

$$V_1(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,018 \cdot 63 \cdot 100 \%}{20 \cdot 1,11} = 51 \text{ см}^3;$$

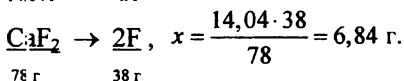
$$V_2(\text{HNO}_3) = 255,0 \text{ см}^3.$$



KI – восстановитель; KMnO₄ – окислитель; H₂O – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу фтора в CaF₂, а значит, и во фториде урана UF_x:

$$14,04 \text{ г} \quad x \text{ г}$$



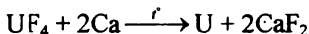
2) Вычисляем массу урана в UF_x:

$$m(\text{U}) = m(\text{UF}_x) - m(\text{F}) = 28,26 - 6,84 = 21,42 \text{ г.}$$

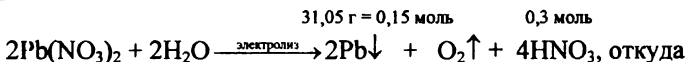
3) Находим молярное отношение элементов U : F во фториде состава UF_x:

$$x \quad y = 21,42/238 : 6,84/19 = 0,09 : 0,36 = 1 : 4, \text{ т. е. UF}_4.$$

В ОВР $\text{U}^{+4}\text{F}_4^{-1}$ будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. – U находится в промежуточной С.О.:



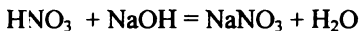
10. 1) Записываем схему электролиза раствора Pb(NO₃)₂ на инертных электродах без учета побочных процессов:



$$m(\text{HNO}_3) = 0,3 \cdot 63 = 18,9 \text{ г.}$$

2) Записываем уравнение реакции нейтрализации:

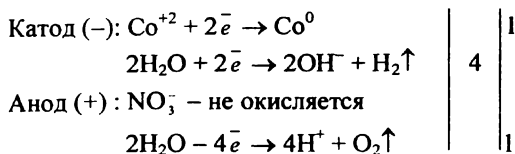
$$0,3 \text{ моль} \quad 0,3 \text{ моль}$$



Рассчитаем

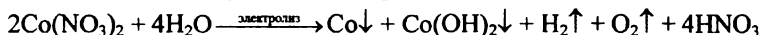
$$V_{\text{г-ра}}(\text{NaOH}) = \frac{v(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot 100 \%}{W(\text{NaOH}) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})} = \frac{0,3 \cdot 40 \cdot 100 \%}{7,4 \cdot 1,08} = 150 \text{ см}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора Co(NO₃)₂ с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Co , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Co}(\text{OH})_2$, HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ с активными (Co) электродами:

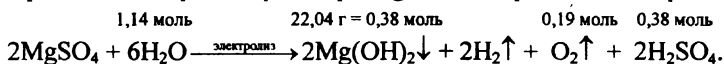
Катод (-): $\text{Co}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Co}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора MgSO_4 можно осуществить только на инертных электродах, так как Mg в ряду СЭП стоит до Мп. Записываем схему процесса электролиза раствора MgSO_4 с инертными электродами:



2) Определяем $W(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,38 \cdot 98 \cdot 100 \%}{48,88 \cdot 1,692} = 45 \%.$$

3) Находим объем O_2 :

$$V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,19 \cdot 22,4 = 4,256 \text{ дм}^3.$$

4) Вычисляем объем (массу) разложившейся H_2O :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{M}) \cdot M(\text{M}) = 1,14 \cdot 18 = 20,52 \text{ см}^3.$$

Вариант 7

1. б). 2. а).

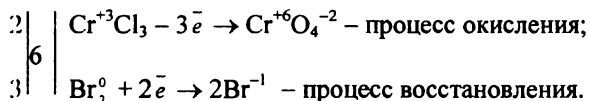
3. Отличаются в соединении $\text{Ca}^{+2}\text{S}_2^{-1}$:



в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

4. В частицах $Zn_3^{+2}(P^{+5}O_4^{-2})_2$, $(B_4^{+3}O_7^{-2})^{-2}$ и $Mg^{+2}Si^{+4}O_3^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Р, В и Si, находящиеся в наибольшей по абсолютной величине С.О.

5. Процесс $N^{+4}O_2^{-2} \rightarrow N_2^{+4}O_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы N и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает 16 отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить $16OH^-$ ионами, образующими 8 молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

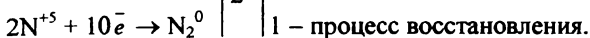
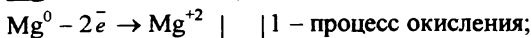


Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

6. Частицы $(As^{+3}O_3^{-2})^{-3}$ и $Cl^{+4}O_2^{-2}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. – As и Cl – находятся в промежуточной С.О.

Частица F_2^0 в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как F находится в высшей С.О.

Частица $H^{+1}\underline{Br}^{-1}$ (газ) в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, поскольку Ц.А. – Br находится в низшей С.О. (в водных растворах Ц.А. может быть и H^{+1} , и тогда возможны и окислительные свойства в реакциях с металлами).



Переписываем уравнение реакции с учетом данных задачи:

2,88 г = 0,12 моль 0,12 моль 0,12 моль

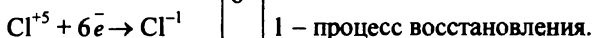
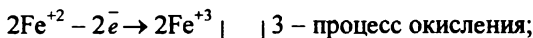
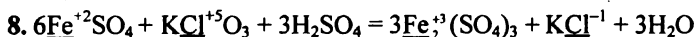


$$x_1 = 0,12 \text{ моль}; x_2 = 0,12 \text{ моль.}$$

Рассчитаем

$$V_1(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{W(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,12 \cdot 98 \cdot 100 \%}{69 \cdot 1,594} = 10,7 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{HNO}_3) = 10,7 \text{ см}^3.$$



FeSO_4 – восстановитель; KClO_3 – окислитель; H_2SO_4 – со­леоб­ра­зо­ватель.

9. 1) Определяем массу кислорода в La_2O_3 , а значит, и в Sm_xO_y :

$$\begin{array}{ccc} 3,097 \text{ г} & x \text{ г} & \\ \text{La}_2\text{O}_3 & \rightarrow \text{O}, & x = \frac{0,097 \cdot 16}{326} = 0,456 \text{ г.} \\ 326 \text{ г} & 16 \text{ г} & \end{array}$$

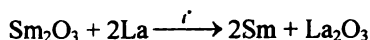
2) Рассчитываем массу самария в Sm_xO_y :

$$m(\text{Sm}) = m(\text{Sm}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 3,306 - 0,456 = 2,85 \text{ г.}$$

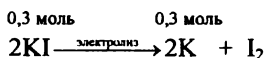
3) Находим мольное отношение элементов Sm : O в оксиде состава Sm_xO_y :

$$x : y = 2,85/150 : 0,456/16 = 0,019 : 0,0285 = 1 : 1,5 = 2 : 3, \text{ т.е. } \text{Sm}_2\text{O}_3.$$

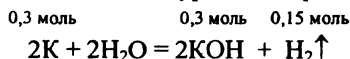
В ОВР $\text{Sm}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ будет выполнять функцию только окислителя, так как Ц.А. находится в высшей С.О.:



10. 1) Составляем схему электролиза расплава KI на инертных электродах с учетом данных задачи:



2) Записываем уравнение реакции первого взаимодействия:



3) Записываем уравнение реакции второго взаимодействия:



4) Определяем массу KI, подвергшего электролизу:

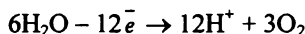
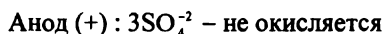
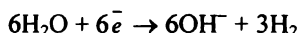
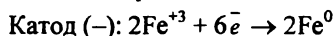
$$m(\text{KI}) = \nu(\text{KI}) \cdot M(\text{KI}) = 0,3 \cdot 166 = 49,8 \text{ г.}$$

5) Находим $W(\text{KOH})$ в растворе

Используя формулу с.53 получим:

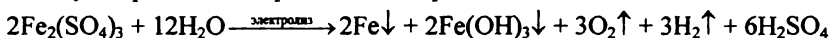
$$W_{\text{р-ра}}(\text{KOH}) = \frac{\nu(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH}) \cdot 100 \%}{[m(\text{K}) + m(\text{H}_2\text{O}) - m(\text{H}_2)]} = \frac{0,7 \cdot 56 \cdot 100 \%}{11,7 + 30 - 0,3} = \frac{1680}{41,4} = 40,6 \%$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами:

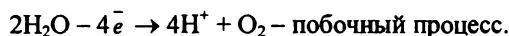
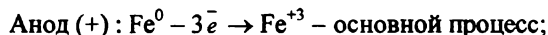
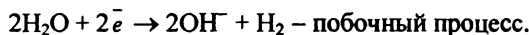
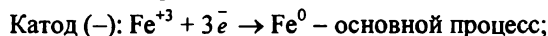


Первичные продукты электролиза: Fe, H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Составляем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с активными (Fe) электродами:



12. 1) Электролиз раствора RbCH_3COO можно осуществить только на инертных электродах, так как Rb в ряду СЭП стоит до Mn.

1) Записываем схему процесса электролиза раствора RbCH_3COO с инертными электродами:



2) Определяем число молей образовавшейся CH_3COOH :

$$v(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{W(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot 100 \%} = 2 \text{ моль}.$$

$$3) V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ дм}^3.$$

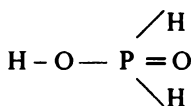
4) Вычисляем $W(\text{RbOH})$:

$$\text{а) } W(\text{RbOH}) = \frac{v(\text{RbOH}) \cdot M(\text{RbOH}) \cdot 100 \%}{V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})} = \frac{2 \cdot 102,5 \cdot 100 \%}{286 \cdot 1,36} = 7,7 \%.$$

Вариант 8

1. б). 2. в).

3. Отличаются в соединении $\text{H}^{+1}[\text{H}_2^{+1}\text{P}^{+1}\text{O}_2^{-2}]$ – фосфорноватистой или гипофосфитной кислоты, формулу которой часто представляет в виде H_3PO_2 :

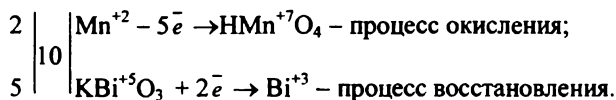


в котором атом фосфора пятивалентен, но находится в С.О. +1.

4. В частицах $\text{Mg}_3^{+2}(\text{As}^{+5}\text{O}_4^{-2})_2$ и $(\text{P}_2^{+5}\text{O}_7^{-2})^{-4}$ Ц.А. являются соответственно атомы As и P как атомы, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частице $\text{Mn}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ Ц.А. является атом Mn, так как он находится в промежуточной С.О.

5. Процесс $\text{Pb}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2 \rightarrow \text{Pb}^{+2}\text{O}^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, т.к. атомы Pb и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает 16 положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 16H^+ ионами, образующими $7\text{H}_2\text{O}$, с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

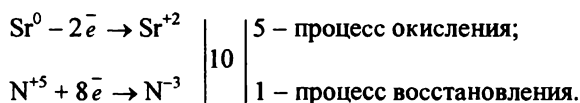
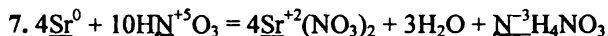


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

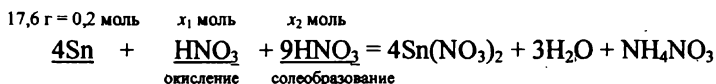
6. Частицы Se^0 и $\text{P}_2\text{O}_3^{+2}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как их Ц.А. – Se и P находятся в промежуточной С.О.

Частица Hf^0 может выполнять функцию только восстановителя, поскольку Hf находится в низшей С.О.

Частица $\text{Ge}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Ge находится в высшей С.О.



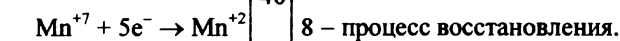
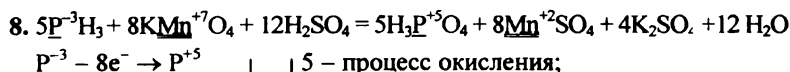
Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



$x_1 = 0,05 \text{ моль}; x_2 = 0,45 \text{ моль}.$

Рассчитаем

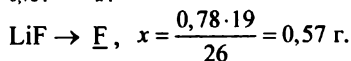
$$V_{\text{п-ра}}(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{W(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{п-ра}}(\text{HNO}_3)} = \frac{0,05 \cdot 63 \cdot 100 \%}{14 \cdot 1,071} = 21 \text{ см}^3.$$



PH_3 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – сольобразователь.

9. 1) Определяем массу фтора в LiF , а значит, и во фториде Ac_xF_y :

0,78 г x г



26 г 19 г

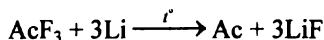
2) Вычисляем массу Ac в Ac_xF_y :

$$m(\text{Ac}) = m(\text{Ac}_x\text{F}_y) - m(\text{F}) = 2,84 - 0,57 = 2,27 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение элементов $\text{Ac} : \text{F}$ во фториде: состава Ac_xF_y :

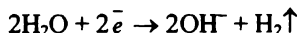
$$x : y = 2,27/227 : 0,57/19 = 0,01 : 0,03 = 1 : 3, \text{ т. е. } \text{AcF}_3.$$

В ОВР $\text{Ac}^{+3}\text{F}_3^{-1}$ будет выполнять только функцию окислителя, поскольку Ц.А. – Ac находится в высшей С.О.

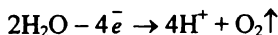


10. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора HNO_3 :

Катод (-): H^+



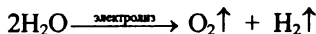
Анод (+): NO_3^- – не окисляется



2) Записываем суммарную схему процесса электролиза:

0,75 моль

0,375 моль



3) Записываем уравнение реакции взаимодействия:

0,375 моль 21 г = 0,75 моль



4) Определяем массу раствора HNO_3 после окончания электролиза:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = m_{\text{р-ра}} - m(\text{H}_2\text{O}) = 315 - 0,75 \cdot 18 = 301,5 \text{ г.}$$

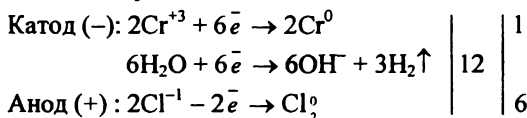
5) Находим $m(\text{HNO}_3)$ в растворе до проведения электролиза:

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{315 \cdot 15 \%}{100 \%} = 44,1 \text{ г.}$$

6) Определяем $W(\text{HNO}_3)$ после проведения электролиза:

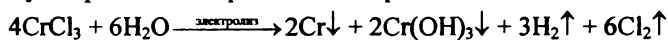
$$W(\text{HNO}_3) = \frac{44,1 \cdot 100 \%}{301,5} = 14,6 \%$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CrCl_3 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Cr , H_2 , Cl_2 , и OH^- . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора CrCl_3 с активными (Cr) электродами:

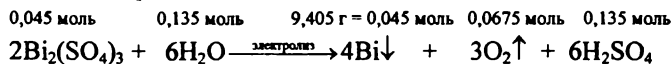
Катод (-): $\text{Cr}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Cr}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$ – основной процесс;

$2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Bi в ряду СЭП стоит между Mn и Pt . Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами:



2) Определяем $W(\text{H}_2\text{SO}_4)$ в образовавшемся растворе:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{V(\text{p-ра}) \cdot \rho(\text{p-ра})} = \frac{0,135 \cdot 98 \cdot 100 \%}{50,77 \cdot 1,303} = 20 \%$$

3) Определяем $v(\text{O}_2)$, выделившегося на аноде:

$$V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot 22,4 = 1,512 \text{ дм}^3.$$

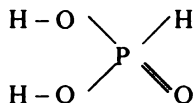
4) Вычисляем $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})$ разложившейся воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,135 \cdot 18 = 2,43 \text{ см}^3.$$

Вариант 9

1. а). 2. б).

3. Отличаются в соединении $\text{H}_2^{+1}[\text{H}^{+1}\text{P}^{+3}\text{O}_3^{-2}]$ – фосфористой или фосфоновой кислоты, формулу которой часто представляют в виде H_3PO_3 :

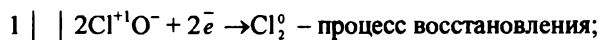


в котором атом фосфора пятивалентен, но находится в С.О. +3.

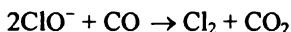
4. В частицах $\text{K}^{+1}\underline{\text{Mn}}^{+7}\text{O}_4^{-2}$, $(\underline{\text{Cr}}^{+6}\text{O}_7^{-2})^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Мп и Сг как атомы, находящиеся в высшей С.О.

В частице $\text{Na}_2^{+1}\underline{\text{Se}}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. является атом Se как атом, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

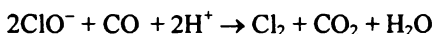
5. Процесс $\text{H}^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Р и О – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



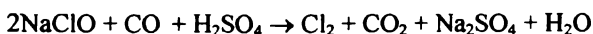
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает двух положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^{+} и OH^{-} , то их, следовательно, можно восполнить двумя H^{+} ионами, образующими одну молекулу H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

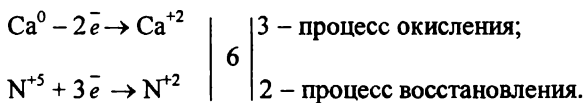
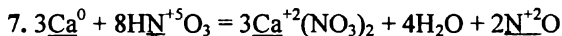


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

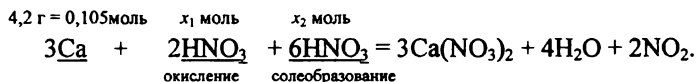
6. Частица ($\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^{-2}$)⁻ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Cl находится в высшей С.О.

Частицы Ni^{+2} и $\text{S}^{+2}\text{O}_2^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица Al^0 может выполнять функцию только восстановителя, так как Al находится в низшей С.О.



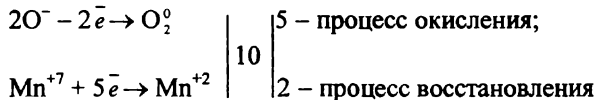
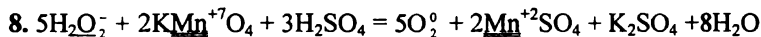
Перепишем уравнение с учетом данных задачи:



$$x_1 = 0,07 \text{ моль}; x_2 = 0,21 \text{ моль}.$$

Рассчитаем

$$V_1 = 4,3 \text{ см}^3; V_2 = 12,9 \text{ см}^3.$$



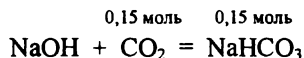
H_2O_2 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Записываем схему реакции



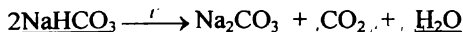
$\underline{\text{CO}} + [\text{O}] = \underline{\text{CO}_2}$, где $[\text{O}]$ – кислород, содержащийся в оксиде железа.

2) Составляем уравнение реакции поглощения CO_2 :



3) Составляем уравнение реакции прокаливания сухого остатка, т. е. NaHCO_3 :

0,15 моль

1,85 см³ = 0,075 моль

4) Определяем массу кислорода присоединенного CO, а значит, содержащегося в Fe_xO_y:

$$m(\text{O}) = \nu(\text{O}) \cdot M(\text{O}) = 0,15 \cdot 16 = 2,4 \text{ г.}$$

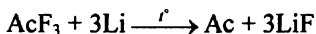
5) Вычисляем массу Fe в его оксиде Fe_xO_y:

$$m(\text{Fe}) = 8 - 2,4 = 5,6 \text{ г.}$$

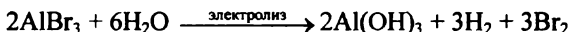
6) Находим молярное отношение элементов Fe : O в оксиде состава Fe_xO_y:

$$x : y = 5,6/56 : 2,4/16 = 0,1 : 0,15 = 2 : 3, \text{ т. е. Fe}_2\text{O}_3.$$

В ОВР $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ будет выполнять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. – Fe находится в промежуточной С.О.:



10. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора AlBr₃:



2) Определяем число молей Br₂:

$$\nu(\text{Br}_2) = \frac{V(\text{Br}_2) \cdot \rho(\text{Br}_2)}{M(\text{Br}_2)} = \frac{6,415 \cdot 3,12}{160} = 0,125 \text{ моль.}$$

3) Записываем уравнение реакции взаимодействия Br₂ с NaOH:

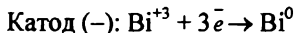
5 г = 0,125 моль 0,125 моль 0,0675 моль



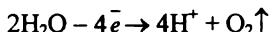
Br₂ находится в избытке, поэтому расчет ведем по NaOH:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,0625 \cdot 18 = 1,125 \text{ см}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора Bi(NO₃)₃ с инертными электродами, с учетом того, что Bi относят к третьему участку ряда СЭП:

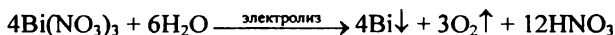


Анод (+): NO₃⁻ – не окисляется



Первичные продукты электролиза: Bi, O₂, и H⁺. Вторичные продукты электролиза: HNO₃.

Суммарная схема процесса электролиза:



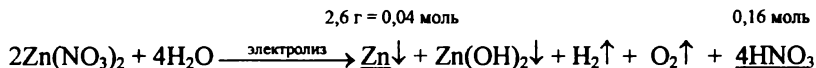
2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с активными (Bi) электродами:

Катод (-): $\text{Bi}^{+3} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^0$ – основной процесс.

Анод (+): $\text{Bi}^0 - 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^{+3}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2^0 + 4\text{H}^+$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, потому что Zn в ряду СЭП стоит между Mn и Pt. В данном случае, поскольку речь идет о получении кислоты, электролиз должны проводить на инертных электродах, а значит, масса анода не будет изменяться. Тогда схема электролиза раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ на инертных электродах будет такова:



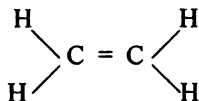
2) Рассчитаем

$$W(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,16 \cdot 63 \cdot 100 \%}{29,63 \cdot 1,173} = 29 \%$$

Вариант 10

1. а). 2. а).

3. Отличаются в соединении $\text{C}_2^{-2}\text{H}_4^{+1}$:

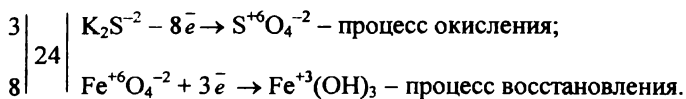


в котором атомы углерода четырехвалентны, но находятся в С.О. –2.

4. В частицах $\text{K}_3^{+1}\text{As}^{+3}\text{S}_3^{-2}$ и $\text{Bi}_2^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})_3$ Ц.А. являются соответственно атомы As и Bi, так как они находятся в промежуточной С.О.

В частице $(\text{Ge}^{+4}\text{S}_3^{-2})^{-2}$ Ц.А. является атом Ge как атом, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

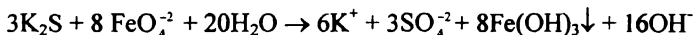
5. Процесс $(\text{Cr}^{+3}\text{O}_2^{-2})^{-} \rightarrow \text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, так как атомы Cr и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



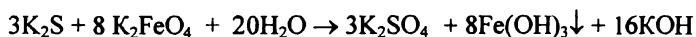
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает 16 отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^{+} и OH^{-} , то их, следовательно, можно восполнить 16OH^{-} ионами, образующихся из 20 молекул H_2O , часть которых расходуется и на образование $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



или в молекулярной форме:

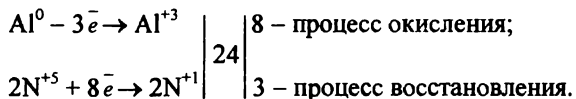
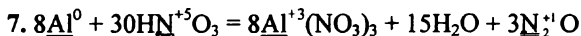


Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

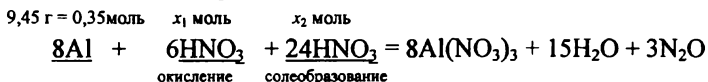
6. Частицы $(\text{Br}^{+5}\text{O}_3)^{-}$ и $\text{Fe}^{+2}\text{O}^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица $\text{Si}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Si находится в высшей С.О.

Частица Ca^0 может проявлять функцию только восстановителя, так как ее Ц.А. – Ca находится в низшей С.О.

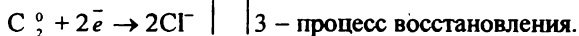
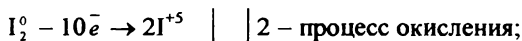
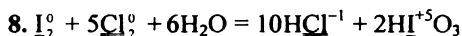


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



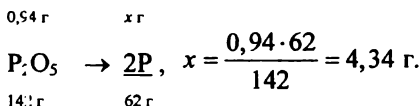
$x_1 = 0,2625$ моль; $x_2 = 1,05$ моль.

Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 118,9 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 475,5 \text{ см}^3$.



I_2 – восстановитель; Cl_2 – окислитель; H_2O – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем массу фосфора в его оксиде, а значит, и в соединении с водородом:



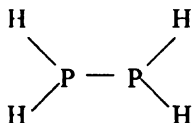
2) Определяем массу водорода в соединении P_xH_y :

$$4,62 - 4,34 = 0,28 \text{ г.}$$

3) Находим мольное отношение элементов P : H в соединении состава P_xH_y :

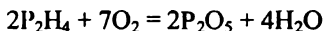
$$x : y = 4,34/31 : 0,28/1 = 0,14 : 0,28 = 1 : 2.$$

Это простейшая формула PH_2 , но такого соединения не может быть, так как фосфор в соединениях проявляет низшую валентность – III. Поэтому формула соединения, очевидно, P_2H_4 – это дифосфин:



где фосфор действительно трехвалентен.

4) Записываем уравнение реакции горения:

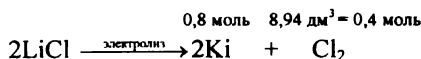


В ОВР P_2H_4 будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку Ц.А. – находится в промежуточной С.О.

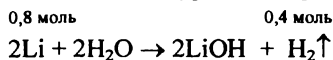
10. 1) Приводим объем хлора к н.у., используя объединенный закон газового состояния:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V_1 \cdot P_1}{T_1}; \quad V_0 = \frac{9 \cdot 110625 \cdot 273}{299 \cdot 101325} = 8,96 \text{ дм}^3.$$

2) Записываем схему электролиза расплава LiCl с учетом полученных данных:



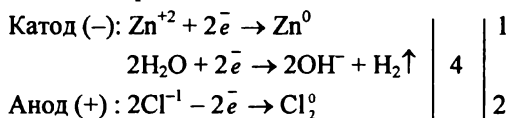
3) Записываем уравнение реакции взаимодействия Li с H₂O:



4) Определяем $V(\text{H}_2)$:

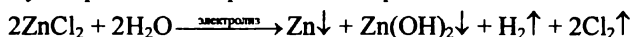
$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ дм}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора ZnCl_2 с инертными электродами:

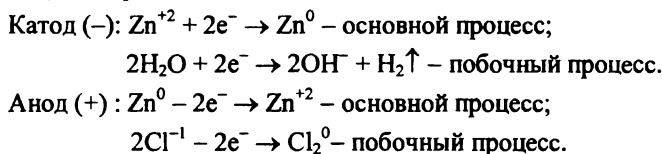


Первичные продукты электролиза: Zn, H₂, Cl₂, и OH⁻. Вторичные продукты электролиза: Zn(OH)₂.

Суммарная схема процесса электролиза:

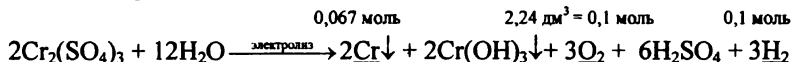


2) Записываем схему процесса электролиза раствора ZnCl_2 с активными (Zn) электродами:



12. 1) Электролиз раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, так как Cr в ряду СЭП стоит между Mn и Pt.

2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Определяем массу металла, отложившегося на катоде:

$$m(\text{Cr}) = \nu(\text{Cr}) \cdot M(\text{Cr}) = 0,067 \cdot 52 = 3,47 \text{ г.}$$

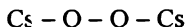
4) Находим объем газа, выделившегося на катоде:

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,1 \cdot 22,4 = 2,24 \text{ дм}^3.$$

Вариант 11

1. в). 2. в).

3. Отличаются в соединении $\text{Cs}_2^+\text{O}_2^{-1}$:

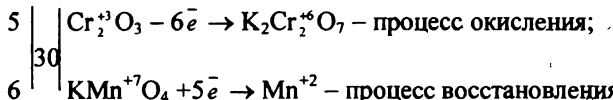


в котором атомы, кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. -1 .

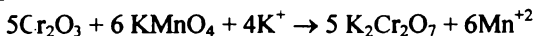
4. В частицах $\text{Cr}_2^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})_3$ и $\text{K}^{+1}\text{Os}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Cr и Os, находящиеся в промежуточной С.О.

В частице $(\text{Al}^{+3}\text{O}_2^{-2})^-$ Ц.А. является атом Al, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

5. Процесс $\text{Na}^{+1}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1} \rightarrow \text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Na и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает восьми положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 8H^+ ионами, образующими 4 молекулы H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

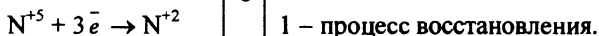
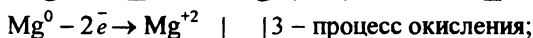


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

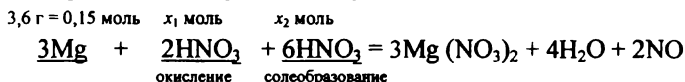
6. Частицы $\text{H}_2^{+1}\text{Se}^{-2}$ и K^0 в ОВР могут проявлять функцию только восстановителей, так как их Ц.А. находится в низшей С.О.

Частица $(\underline{N}^{+3}\underline{O}_2^{-2})^-$ в ОВР может проявлять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица \underline{Li}^{+1} в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как \underline{Li} находится в высшей С.О.

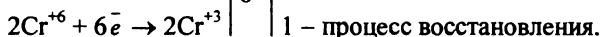
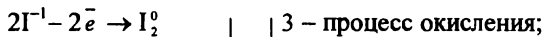
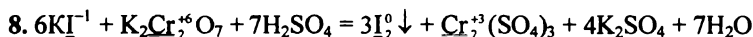


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



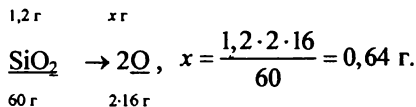
$x_1 = 0,1$ моль; $x_2 = 0,3$ моль.

Рассчитаем $V_1(\underline{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 7,38 \text{ см}^3$; $V_2(\underline{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 22,14 \text{ см}^3$.



\underline{KI} – восстановитель; $\underline{K}_2\underline{Cr}_2\underline{O}_7$ – окислитель; $\underline{H}_2\underline{SO}_4$ – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в \underline{SiO}_2 , а значит, и в оксиде марганца $\underline{Mn}_x\underline{O}_y$:



2) Рассчитываем $m(\underline{Mn})$ в $\underline{Mn}_x\underline{O}_y$:

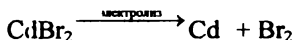
$$m(\underline{Mn}) = m(\underline{Mn}_x\underline{O}_y) - m(\underline{O}) = 1,74 - 0,64 = 1,1 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение $\underline{Mn} : \underline{O}$ в оксиде состава $\underline{Mn}_x\underline{O}_y$:

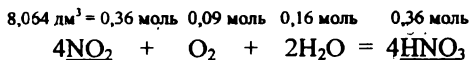
$$x : y = 1,1/55 : 0,64/16 = 0,02 : 0,04 = 1 : 2, \text{ следовательно } \underline{MnO}_2.$$

В ОВР $\underline{Mn}^{+4}\underline{O}_2$ будет проявлять окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.

10. 1) Записываем схему процесса электролиза расплава \underline{CdBr}_2 :



2) Составляем уравнение реакции получения HNO_3 :



3) Определяем массы:

$$m(\text{HNO}_3) = 0,36 \cdot 63 = 22,68 \text{ г};$$

$$m(\text{NO}_2) = 0,36 \cdot 46 = 16,56 \text{ г};$$

$$m(\text{O}_2) = 0,09 \cdot 32 = 2,88 \text{ г};$$

$$m_{\text{т-ра}}(\text{HNO}_3) = 40 + 16,56 + 2,88 = 59,44 \text{ г}.$$

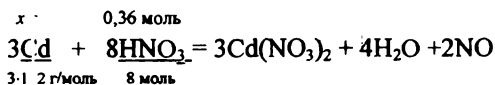
Тогда $V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)$ будет:

$$V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) = \frac{m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)}{\rho_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)} = 49,53 \text{ см}^3.$$

4) Находим $W(\text{HNO}_3)$, используя формулу

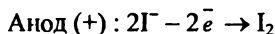
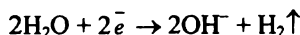
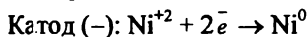
$$W(\text{HNO}_3) = \frac{22,68 \cdot 100 \%}{59,44} = 38,15 \%.$$

Значит, кислота разбавленная, следовательно, уравнение реакции взаимодействия таково:



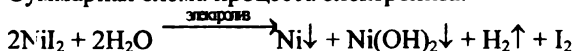
$$x = m(\text{Cd}) = \frac{3 \cdot 112 \cdot 0,36}{8} = 15,12 \text{ г}.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора NiI_2 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Ni , I_2 , H_2 и OH^- . Вторичные продукты электролиза: $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора NiI_2 с активными (Ni) электродами:

Катод (-): $\text{Ni}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$ – основной процесс;

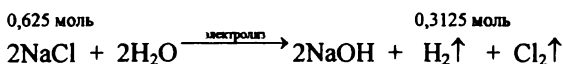
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Ni}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{I}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора NaCl можно проводить только на инертных электродах, так как Na в ряду СЭП стоит до Mn.

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора с учетом данных задачи:



3) Определяем $v(\text{NaOH})$:

$$v(\text{NaOH}) = \frac{W(\text{NaOH}) \cdot m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot 100\%} = \frac{10 \cdot 250}{40 \cdot 100\%} = 0,625 \text{ моль}.$$

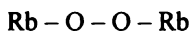
4) Вычисляем $V(\text{H}_2)$, выделившегося на катоде:

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,3125 \cdot 22,4 = 7 \text{ дм}^3.$$

Вариант 12

1. б). 2. в).

3. Отличаются в соединении $\text{Rb}_2^+ \text{O}_2^{-1}$:

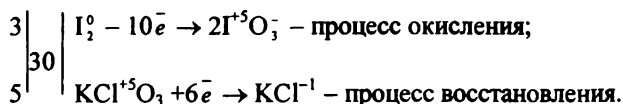


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

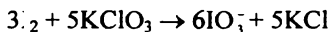
4. В частице $\text{K}^{+1} \text{N}^{+3} \text{O}_2^{-2}$ Ц.А. является N, находящийся в промежуточной С.О.

В частицах $(\text{P}^{+5} \text{O}_4^{-2})^{-3}$ и $\text{Na}_2^{+1} \text{Cr}_2^{+6} \text{O}_4^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Р и Сг, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

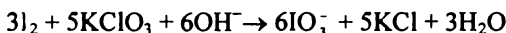
5. Процесс $\text{C}^{+4} \text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{K}_2^{+1} \text{C}^{+4} \text{O}_3^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы С и О – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



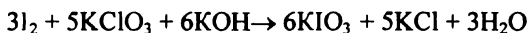
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ез анализ показывает, что в левой части схемы не хватает шести отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 6OH^- ионами, образующими три молекулы H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

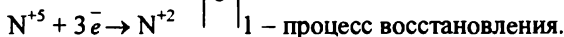
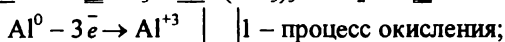
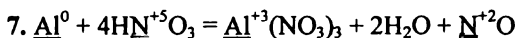


Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

6. Частицы $(\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ и $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию только окислителей, так как их Ц.А. находятся в высшей С.О.

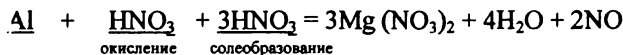
Частица $\text{P}^{-3}\text{H}_3^{+1}$ в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, так как ее Ц.А. находится в низшей С.О.

Частица $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

2,7 г = 0,1 моль x_1 моль x_2 моль

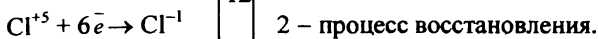
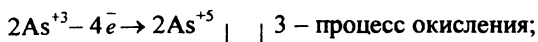


$x_1 = 0,1$ моль; $x_2 = 0,3$ моль.

Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 12,64 \text{ см}^3$;

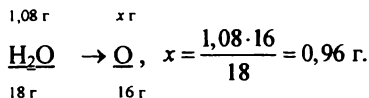
$V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 37,92 \text{ см}^3$.





As_2O_3 – восстановитель; HClO_3 – окислитель; H_2O – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде железа состава Fe_xO_y :



2) Определяем $m(\text{Fe})$ в Fe_xO_y :

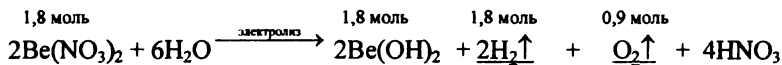
$$m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 3,48 - 0,96 = 2,52 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение Fe : O в оксиде состава Fe_xO_y :

$$x : y = 2,52/56 : 0,96/16 = 0,045 : 0,06 = 3 : 4, \text{ Fe}_3\text{O}_4.$$

В ОВР Fe_3O_4 будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.

10. 1) Записываем схему электролиза раствора $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ на инертных электродах (поскольку Be в ряду СЭП стоит до Mn) с учетом данных задачи:



2) Приводим объем газа, выделившегося на аноде (O_2), к нормальным условиям, используя объединенный закон газового состояния:

$$\frac{V_0 \cdot P_0}{T_0} = \frac{V \cdot P}{T}; \quad V_0 = \frac{28 \cdot 81318 \cdot 273}{101325 \cdot 298} = 20,50 \text{ дм}^3 \text{ или } 0,90 \text{ моль.}$$

3) Находим массу $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$, разложившуюся в процессе электролиза:

$$m_2(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = v(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = 1,8 \cdot 133 = 239,4 \text{ г.}$$

4) Определяем изначальную массу $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ в растворе:

$$m_1(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = \frac{W(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) \cdot m_{\text{р-ра}}}{100 \%} = \frac{19 \% \cdot 1270}{100 \%} = 241,3 \text{ г.}$$

5) Выполняем массу $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, оставшуюся после окончания электролиза: $m_3(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = 241,3 - 239,4 = 1,9 \text{ г.}$

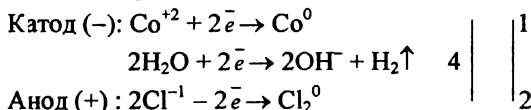
6) Определяем $m_{\text{р-ра}}$ после окончания электролиза:

$$m_{\text{р-ра}} = 1270 - [m(\text{Be}(\text{OH})_2) + m(\text{H}_2) + m(\text{O}_2)] = 1270 - [77,4 + 3,6 + 28,8] = 1160,2 \text{ г.}$$

7) Рассчитываем $W(\text{Be}(\text{NO}_3)_2)$ после окончания электролиза:

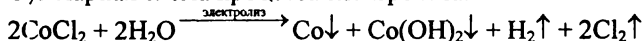
$$W(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Be}(\text{NO}_3)_2) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{1,9 \cdot 100 \%}{1160,2} = 0,16 \%$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CoCl_2 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Co , H_2 , Cl_2 , и OH^- . Вторичные продукты электролиза: $\text{Co}(\text{OH})_2$.

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора CoCl_2 с активными (Co) электродами:

Катод (-): $\text{Co}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$ – основной процесс;

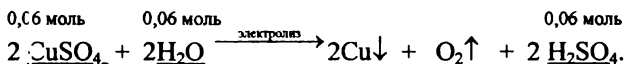
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Co}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{Cl}^{-1} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ – побочный процесс

12. 1) Электролиз раствора CuSO_4 можно проводить и на инертных и на активных электродах, так как Cu в ряду СЭП стоит между Mn и Pt .

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора CuSO_4 с учетом данных задачи:



3) Находим $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{W(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%} = \frac{17 \% \cdot 30,97 \cdot 1,117}{98 \cdot 100 \%} = 0,06 \text{ моль.}$$

4) Определяем, какая масса соли подверглась электролизу

$$m(\text{CuSO}_4) = \nu(V) \cdot M(\text{CuSO}_4) = 0,06 \cdot 160 = 9,6 \text{ г.}$$

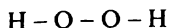
5) Рассчитываем $m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O})$, разложившуюся на катоде:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,06 \cdot 18 = 1,08 \text{ см}^3.$$

Вариант 13

1.). 2.).

3. Отличаются в соединении $\text{H}_2^+\text{O}_2^{-1}$:

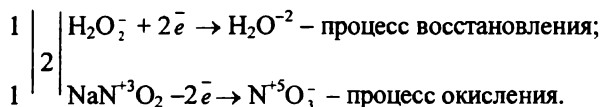


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

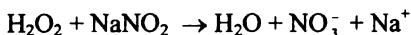
4. В частице $\text{K}^{+1}\text{I}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. является I, находящийся в промежуточной С.О.

В частице $(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2})^{-2}$ и $\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1} \cdot \text{H}_2^{+1}\text{O}^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы S и N, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

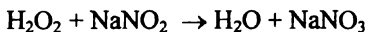
5. Процесс $\text{Al}^{+3}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{K}^{+1}\text{Al}^{+3}\text{O}_2^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Al и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в обеих частях схемы имеет место баланс положительно и отрицательно заряженных частиц, т. е. схема превращается в уравнение реакции:

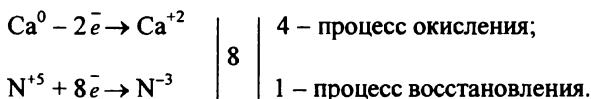
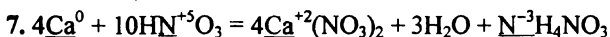


Значит, реакция протекает в практически нейтральной среде.

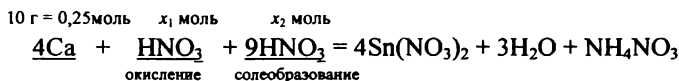
6. Частицы $(\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2})^{-3}$ и $\text{Na}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию только окислителей, так как их Ц.А. находится в высшей С.О.

Частица $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

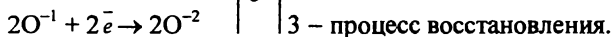
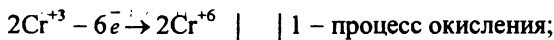
Частица Ni^0 в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, так как ее Ц.А. находится в низшей С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

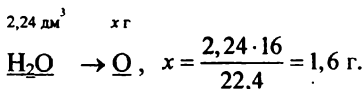


Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 37,3 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 336 \text{ см}^3$.



$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ – восстановитель; H_2O_2 – окислитель; KOH – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде железа состава Fe_xO_y :



22,4 дм³ 16 г

2) Определяем $m(\text{Fe})$ в Fe_xO_y :

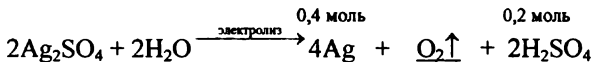
$$m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 5,8 - 1,6 = 4,2 \text{ г.}$$

3) Находим мольное отношение $\text{Fe} : \text{O}$ в оксиде состава Fe_xO_y :

$$x : y = 4,2/56 : 1,6/16 = 0,075 : 0,1 = 3 : 4; \text{Fe}_3\text{O}_4.$$

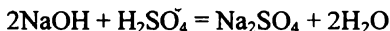
В ОВР $\underline{\text{Fe}_3\text{O}_4}$ будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.

10. 1) Записываем схему электролиза раствора Ag_2SO_4 на инертных электродах с учетом данных задачи:



2) Составляем уравнение реакции полной нейтрализации с учетом данных задачи:

0,4 моль 0,2 моль



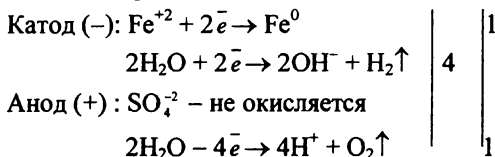
получим:

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{W(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot 100 \%} = 0,4 \text{ моль.}$$

3) Из полученных данных и уравнений реакций находим $\nu(\text{Ag}) = 0,4$ моль, следовательно:

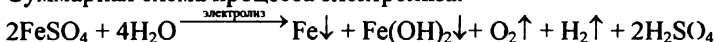
$$m(\text{Ag}) = \nu(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}) = 0,4 \cdot 108 = 43,2 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора FeSO_4 с инертными электродами:

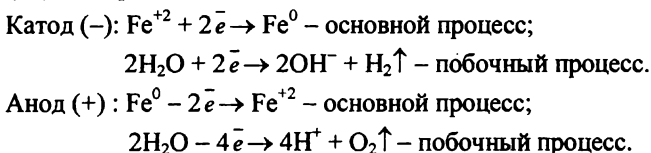


Первичные продукты электролиза: Fe , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Fe}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:

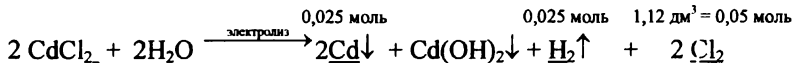


2) Записываем схему процесса электролиза раствора FeSO_4 с активными (Fe) электродами:



12. 1) Электролиз раствора CdCl_2 можно проводить и на инертных, и на активных электродах, так как Cd в ряду СЭП стоит между Mn и Pt .

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора CdCl_2 на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Масса катода увеличится за счет отложения на нем мегаллического кадмия, так как $\text{Cd}(\text{OH})_2$ выпадет в прикатодном пространстве на дно электролизера.

4) Воспользовавшись данными задачи и уравнением процесса, находим число молей интересующих нас веществ и на основании этого определяем:

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,025 \cdot 22,4 = 0,56 \text{ дм}^3;$$

$m(\text{Cd}) = \nu(\text{Cd}) \cdot M(\text{Cd}) = 0,025 \cdot 112 = 2,8$ г. Следовательно, масса катода увеличилась на 2,8 г.

Вариант 14

1. а). 2. а).

3. Отличаются в соединении $\text{Ca}^{+2}\text{O}_2^{-1}$:

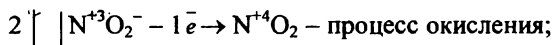


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. -1 .

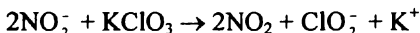
4. В частицах $\text{K}^{+1}\text{Bi}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ и $(\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Bi и Si, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частице $\text{Fe}^{+3}(\text{H}_2^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2})_3$ Ц.А. является Р, находящийся в промежуточной С.О.

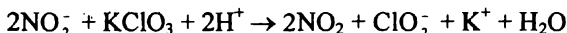
5. Процесс $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2} \rightarrow (\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы S и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



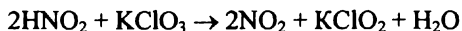
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает двух положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^{+} и OH^{-} , то их, следовательно, можно восполнить 2H^{+} ионами, образующими одну молекулу H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

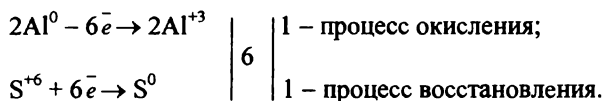
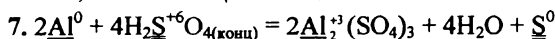


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

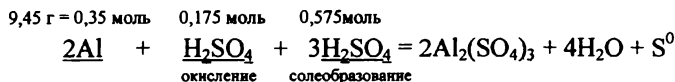
6. Частица $\text{H}^{+1}\underline{\text{Cl}}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. находится в высшей С.О.

Частицы $\text{Fe}^{+2}\underline{\text{Cl}}_2$ и I_2^0 в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находятся в промежуточной С.О.

Частица $\text{H}_2^{+1}\underline{\text{Se}}^{-2}$ и I_2 в ОВР может выполнять функцию только восстановителя, так как ее Ц.А. находится в низшей С.О.



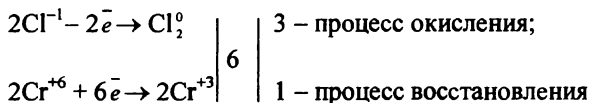
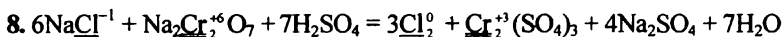
Перепишем уравнение с учетом данных задачи:



Получим:

$$V_1(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на окисление}) = 22,7 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на солеобразование}) = 68,1 \text{ см}^3.$$



NaCl – восстановитель; $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде никеля состава Ni_xO_y :

$$\begin{array}{ccc} 0,78 \text{ дм}^3 & & x \text{ г} \\ \underline{\text{H}_2}\underline{\text{O}} & \rightarrow & \underline{\text{O}}, \quad x = \frac{0,78 \cdot 16}{22,4} = 0,56 \text{ г.} \end{array}$$

$$22,4 \text{ дм}^3 \quad 16 \text{ г}$$

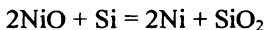
2) Определяем массу никеля в Ni_xO_y :

$$m(\text{Ni}) = m(\text{Ni}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 2,058 \text{ г.}$$

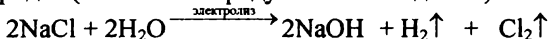
3) Находим молярное отношение элементов $\text{Ni} : \text{O}$ в оксиде состава Ni_xO_y :

$$x : y = 2,058/58,7 : 0,56/16 = 0,035 : 0,035 = 1 : 1; \text{NiO.}$$

В ОВР $\text{Ni}^{+2}\text{O}^{-2}$ будет выполнять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.:



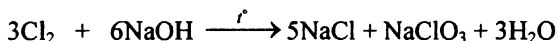
10. 1) Записываем схему электролиза раствора NaCl на инертных электродах (так как Na в ряду СЭП стоит до Mn):



2) Записываем уравнение реакции взаимодействия:

$$33,6 \text{ дм}^3 = 1,5 \text{ моль}$$

$$2,5 \text{ моль} \quad 0,5 \text{ моль}$$



Значит, в результате реакции образовались хлорид натрия и хлорат натрия и, используя формулу с. 53, определяем $v(\text{NaOH})$:

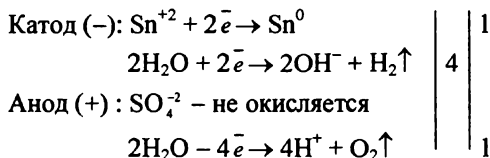
$$v(\text{NaOH}) = \frac{V_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) \cdot \rho_{\text{р-ра}} \cdot W_{\text{р-ра}}(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot 100 \%} = 3,02 \text{ моль.}$$

3) NaOH взят в избытке, поэтому расчет ведем по $v(\text{Cl}_2)$

$$W(\text{NaClO}_3) = \frac{v(\text{NaClO}_3) \cdot M(\text{NaClO}_3) \cdot 100\%}{V_{(\text{р-ра})} \cdot \rho_{(\text{р-ра})} + m(\text{Cl}_2)} = \frac{0,5 \cdot 106,5 \cdot 100\%}{231,69 \cdot 1,41 + 1,5 \cdot 71} = 12,3 \%;$$

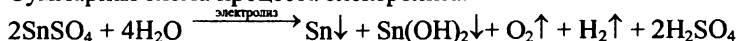
$$W(\text{NaCl}) = 33,76 \; \%.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора SnSO_4 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Sn, H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Sn}(\text{OH})_2$, H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора SnSO_4 с активными (Sn) электродами:

Катод (-): $\text{Sn}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$ – основной процесс;

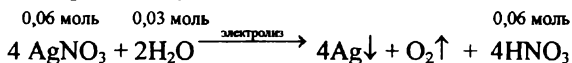
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Sn}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора AgNO_3 можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, так как Ag в ряду СЭП стоит между Mn и Pt .

2) Записываем схему процесса электролиза раствора AgNO_3 с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Определяем число молей образовавшейся HNO_3

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{W(\text{HNO}_3) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%} = \frac{21 \cdot 16,06 \cdot 1,121}{63 \cdot 100 \%} = 0,06 \text{ моль},$$

и по его значению с учетом схемы электролиза находим число молей H_2O и Ag .

4) Вычисляем объем разложившейся воды и $m(\text{Ag})$:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,03 \cdot 18 = 0,54 \text{ дм}^3;$$

$$m(\text{Ag}) = \nu(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}) = 0,06 \cdot 108 = 6,48 \text{ г.}$$

Поскольку Ag отлагается на поверхности катода, значит, его масса возросла на 6,48 г.

Вариант 15

1. в). 2. б).

3. Отличаются в соединении $\text{Mg}^{+2}\text{O}_2^{-1}$:

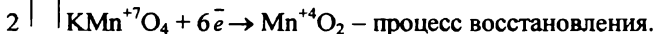
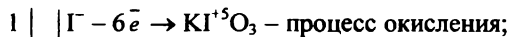


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

4. В частицах $\text{K}_2^{+1}\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7^{-2}$ и $\text{Na}_3^{+1}[\text{Al}^{+3}\text{F}_6^{-1}]$ Ц.А. являются соответственно атомы Cr и Al , находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частице $(\text{Br}^{+5}\text{O}_3)^{-2}$ Ц.А. является Br , находящийся в промежуточной С.О.

5. Процесс $\text{Cu}^{+2}(\text{O}^{-2}\text{H}^{+1})_2 \rightarrow \text{Cu}^{+2}\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}\text{Cl}^{-1}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Cu, H и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает двух отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^{+} и OH^{-} , то их, следовательно, можно восполнить двумя OH^{-} ионами, образующимися из одной молекулы H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

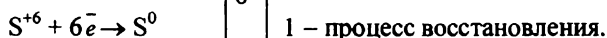
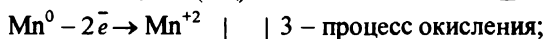
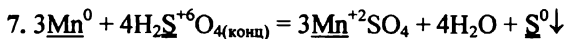


Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

6. Частица $(\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ в ОВР может проявлять свойства только окислителя, так как ее Ц.А. находится в высшей С.О.

Частица $(\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частицы Ca^0 и $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только восстановителя, так как их Ц.А. находятся в низшей С.О.



Перепишем уравнение с учетом данных задачи:

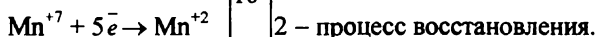
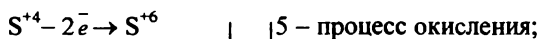
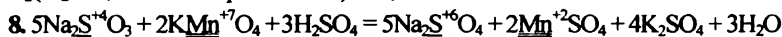
2,31 г = 0,042 моль 0,014 моль 0,042 моль



Получим:

$$V_1(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на окисление}) = 2,0 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на солеобразование}) = 6,0 \text{ см}^3.$$



Na_2SO_3 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде рения состава Re_xO_y :

$$\begin{array}{ccc} 6,272 \text{ дм}^3 & & x \text{ г} \\ \text{H}_2\text{O} & \rightarrow & \text{O}, \quad x = \frac{6,272 \cdot 16}{22,4} = 4,48 \text{ г.} \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 22,4 \text{ дм}^3 & & 16 \text{ г} \end{array}$$

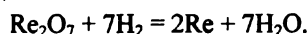
2) Вычисляем массу рения в Re_xO_y :

$$m(\text{Re}) = m(\text{Re}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 19,36 - 4,48 = 14,88 \text{ г.}$$

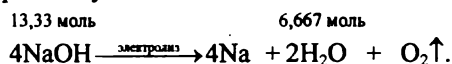
3) Находим молярное отношение элементов Re : O в оксиде состава Re_xO_y :

$$x : y = 14,88/186 : 4,48/16 = 0,08 : 0,28 = 1 : 3,5 = 2 : 7; \text{Re}_2\text{O}_7.$$

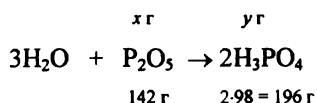
В ОВР $\text{Re}_2^{+2}\text{O}_7^{-2}$ будет выполнять функцию только окислителя, так как Ц.А. находится в высшей С.О.



10. 1) Записываем схему электролиза расплава NaOH на инертных электродах с учетом данных задачи:



2) Составляем уравнение реакции взаимодействия воды с P_2O_5 :



Обозначим $m(\text{P}_2\text{O}_5)$ через x , а $m(\text{H}_3\text{PO}_4)$ через y и тогда получим:

$$y = m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 196 \cdot x / 142 = 1,38 \cdot x.$$

3) Вычисляем $m(\text{H}_3\text{PO}_4)$, используя уравнение:

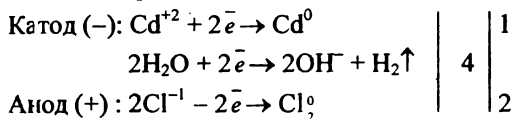
$$W(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}(\text{H}_3\text{PO}_4)}, \text{ где } m_{\text{р-ра}} = 120 + m(\text{P}_2\text{O}_5) = (120 + x) \text{ г};$$

$$40 \% = \frac{1,38 \cdot x \cdot 100 \%}{120 + x}; \quad x = m(\text{P}_2\text{O}_5) = 48,48 \text{ г, тогда } m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 48,48 \cdot 1,38 = 66,9 \text{ г.}$$

4) Находим $m(\text{NaOH})$, подвергнувшегося электролизу:

$$m(\text{NaOH}) = \nu(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 13,33 \cdot 40 = 533,3 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CdCl_2 с инертными электродами:



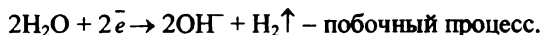
Первичные продукты электролиза: Cd , H_2 , Cl_2 , и OH^- . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cd}(\text{OH})_2$.

Суммарная схема процесса электролиза:

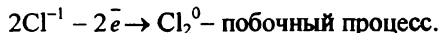


2) Записываем схему процесса электролиза раствора CdCl_2 с активными (Cd) электродами:

Катод (-): $\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$ – основной процесс;



Анод (+): $\text{Cd}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^{+2}$ – основной процесс;



12. 1) Электролиз раствора NiCl_2 можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Ni в ряду СЭП стоит между Mn и Pt .

2) Записываем схему процесса электролиза раствора NiCl_2 с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Определяем $V(\text{H}_2)$, выделившегося на катоде, $m(\text{H}_2\text{O})$ и $m(\text{Ni})$:

$$V(\text{H}_2) = \nu(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,02 \cdot 22,4 = 0,448 \text{ дм}^3;$$

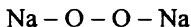
$$m(\text{H}_2\text{O}) = \nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,04 \cdot 18 = 0,72 \text{ г};$$

$$m(\text{Ni}) = 1,17 \text{ г.}$$

Вариант 16

1. а). 2. в).

3. Отличаются в соединении $\text{Na}_2^+ \text{O}_2^{-1}$:

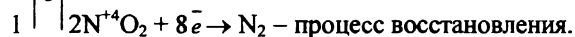
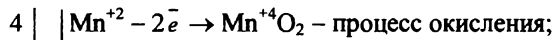


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

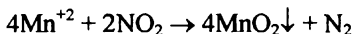
4. В частице $\text{K}_2^+ \text{Cr}_2^{+6} \text{O}_7^{-2}$ Ц.А. являются атомы Cr, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частицах $(\text{As}^{+3} \text{O}_3^{-2})^{-3}$ и $\text{Bi}^{-3} (\text{N}^{+5} \text{O}_3^{-2})_3$ Ц.А. являются соответственно атомы As и Bi, находящиеся в промежуточной С.О.

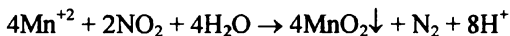
5. Процесс $\text{H}^+ \text{N}^{+5} \text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{N}_2^{+5} \text{O}_5^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы N и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



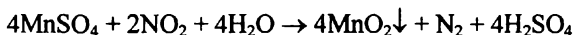
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает восьми положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 8H^+ ионами, образующимися из четырех молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

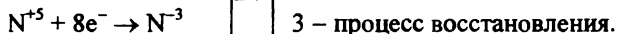
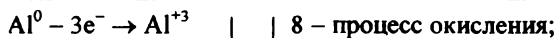
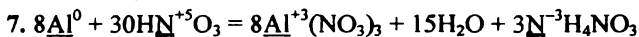


Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

6. Частица $(\text{V}^{+5} \text{O}_3^{-2})^-$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. находится в высшей С.О.

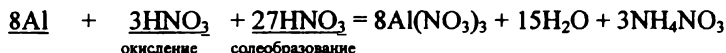
Частицы O_2^0 и $\text{S}^{+4} \text{O}_2^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находятся в промежуточной С.О.

Частица Cu^0 в ОВР может выполнять функцию только восстановителя, так как ее Ц.А. находится в низшей С.О.



Перепишем уравнение с учетом данных задачи:

$$2,16 \text{ г} = 0,08 \text{ моль} \quad x_1 \text{ моль} \quad x_2 \text{ моль}$$

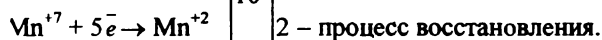
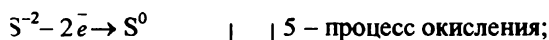
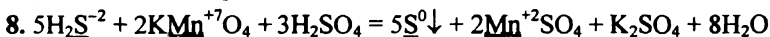


$$x_1 = 0,01 \text{ моль}; x_2 = 0,27 \text{ моль}.$$

Получим:

$$V(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 11,6 \text{ см}^3;$$

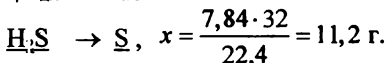
$$V(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 104,4 \text{ см}^3.$$



H_2S – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Определяем $m(\text{S})$ в H_2S :

$$7,84 \text{ дм}^3 \quad x \text{ г}$$



$$22,4 \text{ дм}^3 \quad 32 \text{ г}$$

2) Рассчитываем массу технеция в Tc_xS_y :

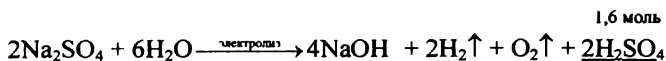
$$m(\text{Tc}) = m(\text{Tc}_x\text{S}_y) - m(\text{S}) = 21,0 - 11,2 = 9,8 \text{ г}.$$

3) Находим молярное отношение элементов $\text{Tc} : \text{S}$ в сульфиде состава Tc_xS_y :

$$x : y = 9,8/98 : 11,2/32 = 0,1 : 0,35 = 1 : 3,5 = 2 : 7; \text{ Tc}_2\text{S}_7.$$

В ОВР $\text{Tc}_2^{+2}\text{S}_7^{-2}$ будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как, с одной стороны, Tc находится в высшей С.О. (окислитель), с другой стороны, S находится в низшей степени окисления (восстановитель).

10. 1) Записываем схему электролиза раствора Na_2SO_4 на инертных электродах с учетом данных задачи:



1,6 моль

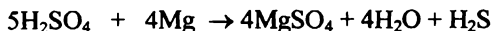
$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4)$ определяем:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{W(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%} = \frac{77,6 \% \cdot 118,7 \cdot 1,7}{98 \cdot 100 \%} = 1,6 \text{ моль.}$$

2) Записываем уравнение реакции взаимодействия H_2SO_4 с Mg :

1,6 моль

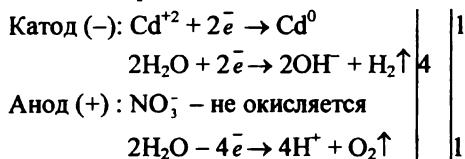
0,32 моль



3) $V(\text{H}_2\text{S})$ определяем по формуле Менделеева – Клайперона:

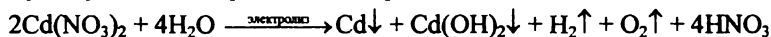
$$V(\text{H}_2\text{S}) = \frac{\nu(\text{H}_2\text{S}) \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,32 \cdot 8,31 \cdot 300}{148275} = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3 = 5,4 \text{ см}^3.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами:



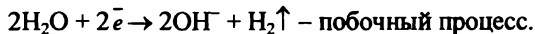
Первичные продукты электролиза: Cd , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cd}(\text{OH})_2$, HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза:

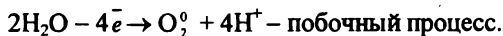


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ с активными (Cd) электродами:

Катод (-): $\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$ – основной процесс;

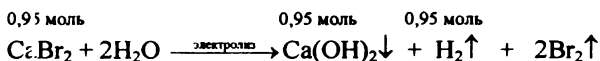


Анод (+): $\text{Cd}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^{+2}$ – основной процесс;



12. 1) Электролиз раствора CaBr_2 можно осуществить только на инертных электродах, поскольку Ca в ряду СЭП стоит до Mn .

2) Записываем схему процесса электролиза раствора CaBr_2 с инертными электродами с учетом данных задачи:



$v(\text{Ca(OH)}_2)$ определяем:

$$v(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{W(\text{Ca(OH)}_2) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M(\text{Ca(OH)}_2) \cdot 100 \%} = \frac{7,58 \% \cdot 88,66 \cdot 1,046}{74 \cdot 100 \%} = 0,95 \text{ моль.}$$

3) Определяем $V(\text{H}_2)$, выделившегося на катоде, и $m(\text{CaBr}_2)$, разложившегося при электролизе:

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 21,28 \text{ дм}^3;$$

$$m(\text{CaBr}_2) = v(\text{CaBr}_2) \cdot M(\text{CaBr}_2) = 0,95 \cdot 200 = 190 \text{ г.}$$

Вариант 17

1. 5). 2. а).

3. Отличаются в соединении $\text{Sr}^{+2}\text{O}_2^{-1}$:

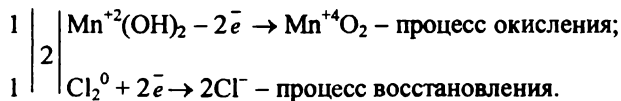


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. -1 .

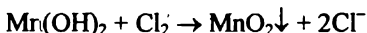
4. В частицах $(\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^{-})^-$ и $\text{Ca}_3(\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-})_2$ Ц.А. являются соответственно атомы Cl и P, находящиеся в наибольшей по абсолютной значению С.О.

В частице $\text{Fe}_2^{+3}(\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-})_3$ Ц.А. является Fe, находящийся в промежуточной С.О.

5. Процесс $\text{Cl}_2^{+1}\text{O}^{-2} \rightarrow \text{Na}^+\text{Cl}^{+1}\text{O}^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Cl и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.

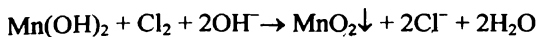


Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:

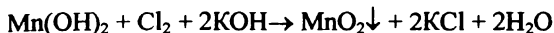


Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает двух отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить двумя OH^- ионами, обра-

зующими две молекулы H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

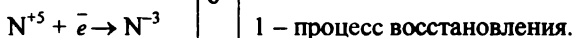
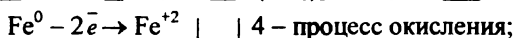
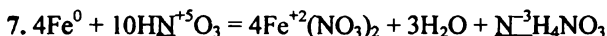


Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

6. Частицы Cl^- и Cr^0 в ОВР могут проявлять функцию только восстановителей, так как их Ц.А. находится в низшей С.О.

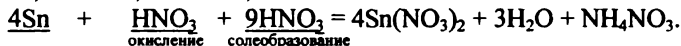
Частица $\text{K}^+ \underline{\text{Cr}}^{+3} \text{O}_7^{2-}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица $\text{H}_2^{+1} \underline{\text{S}}^{+6} \text{O}_4^{2-}$ в ОВР может выполнять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. находится в высшей С.О.

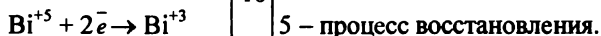
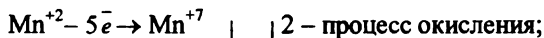
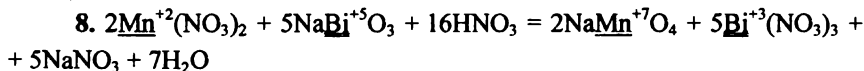


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

2,464 г = 0,044 моль 0,011 моль 0,099 моль



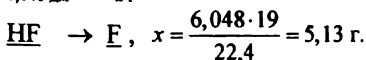
Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 3,22 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 29 \text{ см}^3$.



$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ – восстановитель; NaBiO_3 – окислитель; HNO_3 – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу фтора в HF , а значит, и во фториде Mo_xF_y :

6,048 дм³ x г



22,4 дм³ 19 г

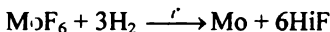
2) Вычисляем массу Мо в Mo_xF_y :

$$m(\text{Mo}) = m(\text{Mo}_x\text{F}_y) - m(\text{F}) = 9,45 - 5,13 = 4,32 \text{ г.}$$

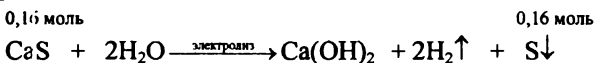
3) Находим молярное отношение элементов Мо : F во фториде состава Mo_xF_y :

$$x : y = 4,32/96 : 5,13/19 = 0,045 : 0,27 = 1 : 6, \text{ т. е. } \text{MoF}_6.$$

В ОВР $\text{Mo}^{+6}\text{F}_6^{-1}$ будет выполнять только функцию окислителя, так как Ц.А. – Мо находится в высшей С.О.:



10. 1) Записываем схему электролиза раствора CaS на инертных электродах:



2) Определяем: а) $v(\text{HNO}_3)$:

$$v(\text{HNO}_3) = \frac{V_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) \cdot \rho_{\text{р-ра}} \cdot W_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3)}{M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%} = 0,96 \text{ моль.}$$

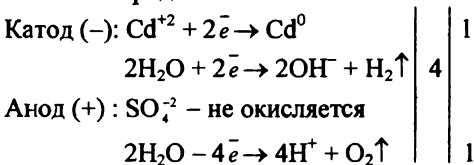
б) $W(\text{HNO}_3)$:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}(\text{HNO}_3) + m(\text{S}) - m(\text{NO}_2)} = \frac{0,16 \cdot 98 \cdot 100 \%}{113,875 + 5,12 - 44,16} = 20,97 \%;$$

в) Вычисляем $m(\text{CaS})$, подвергшегося электролизу:

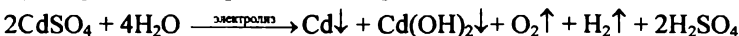
$$m(\text{CaS}) = v(\text{CaS}) \cdot M(\text{CaS}) = 0,16 \cdot 72 = 11,52 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CdSO_4 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Cd, H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: Cd(OH)_2 , H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора CdSO_4 с активными (Cd) электродами:

Катод (-): $\text{Cd}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$ – основной процесс;

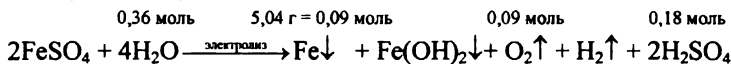
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2\uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Cd}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2\uparrow$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора FeSO_4 можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Fe в ряду СЭП стоит между Mn и Pt.

2) Записываем схему процесса электролиза раствора FeSO_4 с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Определяем: а) $W(\text{H}_2\text{SO}_4)$:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100\%}{V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,18 \cdot 98 \cdot 100\%}{46,375 \cdot 1,227} = 31\%;$$

б) $V(\text{O}_2)$ выделившегося на аноде:

$$V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,09 \cdot 22,4 = 2,016 \text{ дм}^3.$$

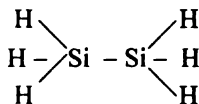
в) $V(\text{H}_2\text{O})$, разложившейся при электролизе:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,36 \cdot 18 = 6,48 \text{ г или } 6,48 \text{ см}^3.$$

Вариант 18

1. б). 2. б).

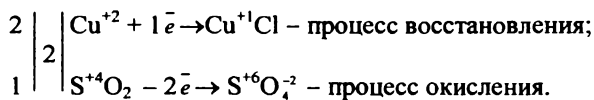
3. Отличаются в соединении $\text{Si}_2^{+3}\text{H}_6^{-1}$:



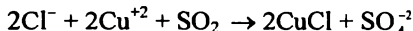
в котором атомы кремния четырехвалентны, но находятся в С.О.: +3.

4. В частицах $\text{K}_2^{+1}\text{Se}^{+6}\text{O}_4^{-2}$, $\text{C}^{-4}\text{H}_4^{+1}$ и $(\text{Ge}^{+4}\text{O}_3^{-2})^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Se, C и Ge, как атомы, находящиеся в наибольшей по абсолютной величине С.О.

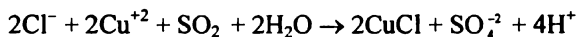
5. Процесс $\text{Xe}^{+6}\text{O}_3^{-2} \rightarrow (\text{Xe}^{+6}\text{O}_4)^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Xe и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает четырех положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 4H^+ ионами, образующимися из двух молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

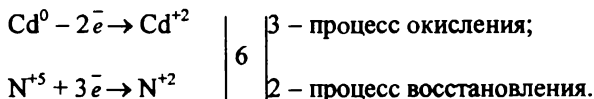
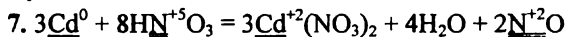


Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

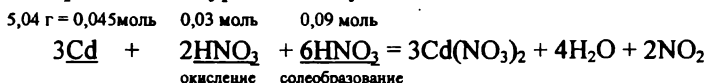
6. Частица $\text{Ta}_2^{+5}\text{O}_5^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Та находится в высшей С.О.

Частица $\text{C}^{-4}\text{H}_4^{+1}$ может проявлять функцию только восстановителя, так как Ц.А – С находится в низшей С.О.

Частицы $\text{N}_2^{-2}\text{H}_4^{+1}$ и $\text{Ni}^{+2}\text{Cl}_2^{-1}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как их Ц.А. находится в промежуточной С.О.



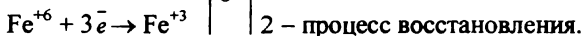
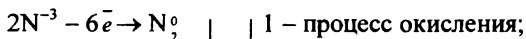
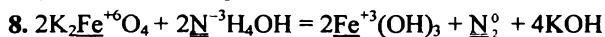
Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



Получим:

$$V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 6,6 \text{ см}^3;$$

$V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 19,8 \text{ см}^3$.



NH_4OH – восстановитель; K_2FeO_4 – окислитель; KOH – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем $m(\text{S})$ в FeS :

$$\begin{array}{ccc} 11,88 \text{ г} & x \text{ г} & \\ \text{FeS} & \rightarrow \text{S} & x = \frac{11,88 \cdot 32}{88} = 4,32 \text{ г.} \\ 88 \text{ г} & 32 \text{ г} & \end{array}$$

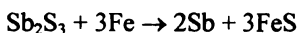
2) Определяем массу сурьмы в Sb_xS_y :

$$m(\text{Sb}) = m(\text{Sb}_x\text{S}_y) - m(\text{S}) = 15,3 - 4,32 = 10,98 \text{ г.}$$

3) Находим мольное отношение элементов $\text{Sb} : \text{S}$ в сульфиде состава Sb_xS_y :

$$x : y = 10,98/122 : 4,32/32 = 0,09 : 0,135 = 1 : 1,5 = 2 : 3; \text{Sb}_2\text{S}_3.$$

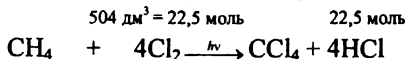
В ОВР $\text{Sb}_2^{+2}\text{S}_3^{-2}$ будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как Ц.А. находится в промежуточной С.О.:



10. 1) Записываем схему процесса электролиза расплава MgCl_2 с инертными электродами:



2) Составляем уравнение реакции хлорирования метана:



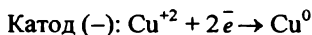
3) Вычисляем: а) $m(\text{MgCl}_2)$, подвергшегося электролизу:

$$m(\text{MgCl}_2) = v(\text{MgCl}_2) \cdot M(\text{MgCl}_2) = 22,5 \cdot 95 = 2,1375 \text{ кг;}$$

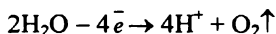
б) $W(\text{HCl})$ в образовавшемся растворе:

$$W(\text{HCl}) = \frac{22,5 \cdot 36,5 \cdot 100 \%}{3000 + 22,5 \cdot 71} = 17,85 \%.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ с инертными электродами, с учетом того, что Cu относят к третьему участку ряда СЭП:



Анод (+): CH_3COO^- – не окисляется

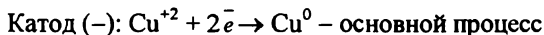


Первичные продукты электролиза: Cu , O_2 , и H^+ . Вторичные продукты электролиза: CH_3COOH .

Суммарная схема процесса электролиза:

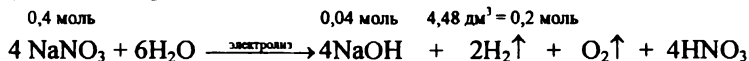


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ с активными (Cu) электродами:



12. 1) Электролиз раствора NaNO_3 можно осуществить только на инертных электродах, так как Na в ряду СЭП стоит до Mn .

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора NaNO_3 на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Получим:

$$W(\text{NaOH}) = \frac{v(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,4 \cdot 40 \cdot 100 \%}{42,55 \cdot 1,175} = 32 \%$$

4) Вычисляем $m(\text{NaNO}_3)$, разложившегося при электролизе:

$$m(\text{NaNO}_3) = v(\text{NaNO}_3) \cdot M(\text{NaNO}_3) = 0,4 \cdot 85 = 34 \text{ г.}$$

Вариант 19

1. а). 2. в).

3. Отличаются в соединении $\text{Ca}^{+2}\text{O}_2^{-1}$:

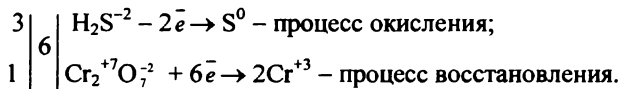


в котором атомы кислорода двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

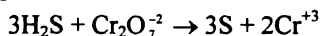
4. В частице $(\text{H}^{+1}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2})^-$ Ц.А. является C , находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частицах $\text{Mg}^{+2}(\text{Br}^{+3}\text{O}_2^{-2})_2$ и $\text{K}_2^{+1}\text{Pb}^{+2}\text{O}_2^{-2}$ Ц.А. являются соответственно Br и Pb , находящиеся в промежуточной С.О.

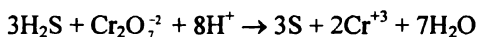
5. Процесс $\text{Si}^{+4}\text{O}_2^{-2} \rightarrow (\text{Si}^{+4}\text{O}_4^{-2})^{-4}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Si и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



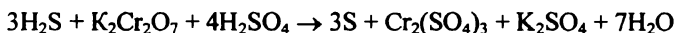
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает восьми положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 8H^+ ионами, образующими семь молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

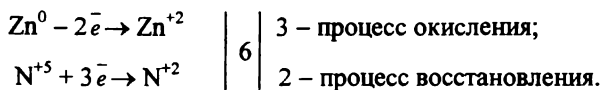
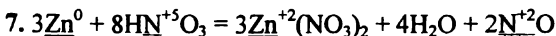


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частица $\text{B}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – В находится в высшей С.О.

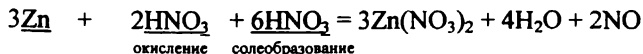
Частицы $(\text{Sn}^{+2}\text{O}_2^{-2})^{-2}$ и H_2^0 в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

Частица $\text{N}^{-3}\text{H}_3^{+1}$ может проявлять функцию только восстановителя, так как Ц.А. – N находится в низшей С.О.



Перепишем уравнение с учетом данных задачи:

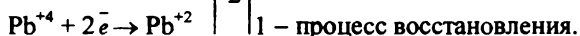
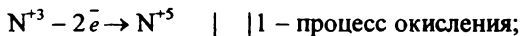
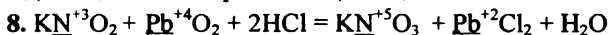
1,95 г = 0,03 моль 0,02 моль 0,06 моль



Получим:

$$V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 4,2 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 12,6 \text{ см}^3.$$



KNO_2 – восстановитель; PbO_2 – окислитель; HCl – солеобразователь.

9. 1) Вычисляем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде кобальта состава Co_xO_y :

$$\begin{array}{ccc} 2,016 \text{ дм}^3 & & x \text{ г} \\ \text{H}_2\text{O} & \rightarrow & \text{O}, \quad x = \frac{2,016 \cdot 16}{22,4} = 1,44 \text{ г.} \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 22,4 \text{ дм}^3 & & 16 \text{ г} \end{array}$$

2) Определяем массу кобальта в Co_xO_y :

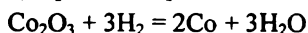
$$m(\text{Co}) = m(\text{Co}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 4,98 - 1,44 = 3,54 \text{ г.}$$

3) Находим мольное отношение элементов $\text{Co} : \text{O}$ в оксиде состава Co_xO_y :

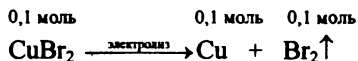
$$x : y = 3,54/59 : 1,44/16 = 0,06 : 0,09 = 2 : 3; \text{Co}_2\text{O}_3.$$

В ОВР $\text{Co}_2^{+3}\text{O}_3$ будет выполнять функцию только окислителя, так как Ц.А. находится в высшей С.О.

4) Уравнение реакции восстановления:



10. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора CuBr_2 с инертными электродами:



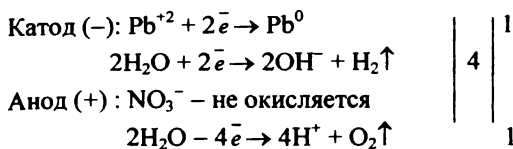
2) Получим:

$$v(\text{CuBr}_2) = \frac{W(\text{CuBr}_2) \cdot m_{\text{р-ра}}}{M(\text{CuBr}_2) \cdot 100 \%} = \frac{6 \% \cdot 224}{224 \cdot 100 \%} = 0,06 \text{ моль};$$

$$V(\text{Br}_2) = \frac{v(\text{Br}_2) \cdot M(\text{Br}_2)}{\rho(\text{Br}_2)} = \frac{0,06 \cdot 160}{3,12} = 3,08 \text{ см}^3;$$

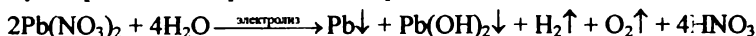
$$m(\text{Cu}) = v(\text{Cu}) \cdot M(\text{Cu}) = 0,06 \cdot 64 = 3,84 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Pb, H₂, O₂, OH⁻ и H⁺. Вторичные продукты электролиза: Pb(OH)₂, HNO₃.

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора Pb(NO₃)₂ с активными (Pb) электродами:

Катод (-): Pb⁺² + 2e⁻ → Pb⁰ – основной процесс;

2H₂O + 2e⁻ → 2OH⁻ + H₂↑ – побочный процесс.

Анод (+): Pb⁰ - 2e⁻ → Pb⁺² – основной процесс;

2H₂O - 4e⁻ → O₂↑ + 4H⁺ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора K₂SO₄ можно осуществить только на инертных электродах, так как K в ряду СЭП стоит до Mn.

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора K₂SO₄ на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Получим:

$$v(\text{KOH}) = \frac{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}} \cdot W(\text{KOH})}{M(\text{KOH}) \cdot 100\%} = 0,08 \text{ моль.}$$

4) Вычисляем V(O₂), выделившегося на аноде, и m(K₂SO₄), разложившегося при электролизе:

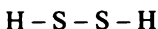
$$V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,02 \cdot 22,4 = 0,448 \text{ дм}^3;$$

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = v(\text{K}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{K}_2\text{SO}_4) = 0,04 \cdot 174 = 6,96 \text{ г.}$$

Вариант 20

1. б). 2. а).

3. Отличаются в соединении H₂S₂⁻¹:

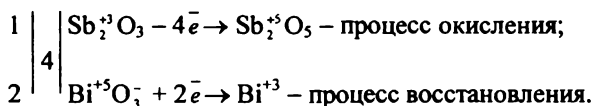


в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. -1.

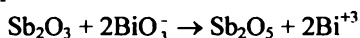
4. В частицах $\text{Mg}_3^{+2}(\text{As}^{+5}\text{O}_4^{-2})_2$ и $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы As и S, так как они находятся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частице $\text{Mn}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ Ц.А. является атом Mn как атом, находящийся в промежуточной С.О.

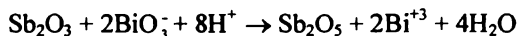
5. Процесс $\text{Pb}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2 \rightarrow \text{Pb}^{+2}\text{O}^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Pb и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



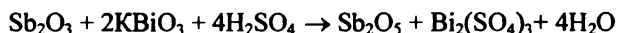
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает восьми положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 8H^+ ионами, образующими $4\text{H}_2\text{O}$, с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

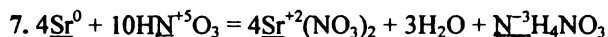


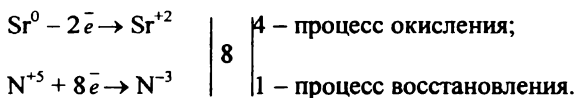
Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частица $\text{Cr}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – Cr находится в высшей С.О.

Частицы Se^0 и $\text{P}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ в ОВР могут проявлять функцию окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находится в промежуточной С.О.

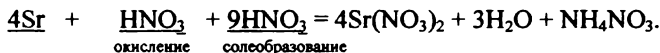
Частица Hf^0 может выполнять функцию только восстановителя, так как Hf находится в низшей С.О.



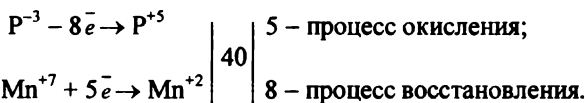
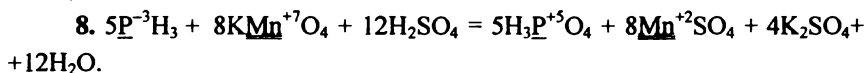


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

$$1,76 \text{ г} = 0,02 \text{ моль} \quad 0,005 \text{ моль} \quad 0,045 \text{ моль}$$



Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 2,1 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 19 \text{ см}^3$.



PH_3 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем массу фтора в LiF , а значит, и во фториде Ac_xF_y :

$$\begin{array}{cc} 0,78 \text{ г} & x \text{ г} \\ \text{LiF} \rightarrow \underline{\text{F}}, & x = \frac{0,78 \cdot 19}{26} = 0,57 \text{ г.} \\ 26 \text{ г} & 19 \text{ г} \end{array}$$

2) Определяем массу Ac в Ac_xF_y :

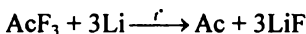
$$m(\text{Ac}) = m(\text{Ac}_x\text{F}_y) - m(\text{F}) = 2,84 - 0,57 = 2,27 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение элементов $\text{Ac} : \text{F}$ во фториде состава Ac_xF_y :

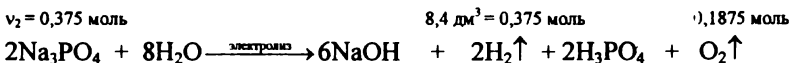
$$x : y = 2,27/227 : 0,57/19 = 0,01 : 0,03 = 1 : 3, \text{ т. е. } \text{AcF}_3.$$

В ОВР $\underline{\text{Ac}}^{+3}\text{F}_3^{-1}$ будет выполнять только функцию окислителя, так как

Ц.А. – Ac находится в высшей С.О.:



10. 1) Записываем схему электролиза раствора Na_3PO_4 на инертных электродах с учетом данных задачи:



2) Определяем исходное число моль Na_3PO_4 :

$$v_2(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{W(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot m_{\text{р-ра}}}{M(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot 100 \%} = \frac{40 \% \cdot 205}{164 \cdot 100 \%} = 0,5 \text{ моль}$$

3) Определяем оставшееся после электролиза $v_3(\text{Na}_3\text{PO}_4)$:

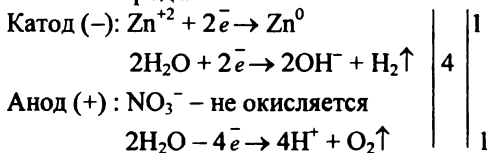
$$v_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = v_1(\text{Na}_3\text{PO}_4) - v_2(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,5 - 0,375 = 0,125 \text{ моль.}$$

4) Определяем: а) $W(\text{Na}_3\text{PO}_4)$ в исходном растворе после электролиза:

$$W(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{v_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot M(\text{Na}_3\text{PO}_4) \cdot 100 \%}{m_{\text{исх. р-ра}} - m(\text{H}_2) - m(\text{O}_2)} = \frac{0,125 \cdot 164 \cdot 100 \%}{205 - 0,375 \cdot 2 - 0,1875 \cdot 32} = 10,34 \%;$$

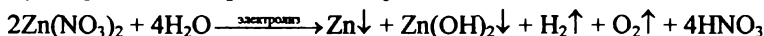
б) $V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,1875 \cdot 22,4 = 4,2 \text{ дм}^3$.

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами:



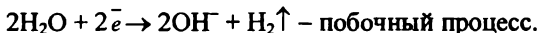
Первичные продукты электролиза: Zn , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза:

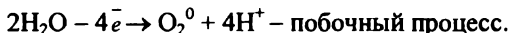


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ с активными (Zn) электродами:

Катод (-): $\text{Zn}^{+2} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}^0$ – основной процесс;

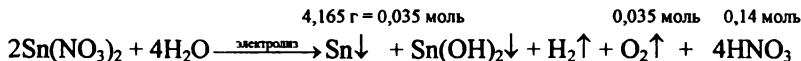


Анод (+): $\text{Zn}^0 - 2e^- \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ – основной процесс;



12. 1) Электролиз раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ можно проводить как на инертных, так и активных электродах, т.к. Sn в ряду СЭП стоит после Mn .

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Вычисляем:

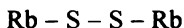
а) $W(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,14 \cdot 63 \cdot 100 \%}{32,24 \cdot 1,140} = 24 \%;$

б) $V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,035 \cdot 22,4 = 0,784 \text{ дм}^3$.

Вариант 21

1. б). 2. в).

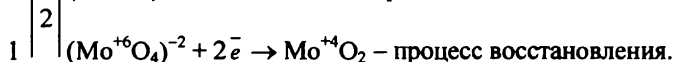
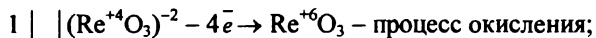
3. Отличаются в соединении $\text{Rb}_2^+ \text{S}_2^{+1}$:



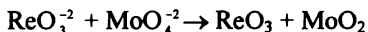
в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. –1

4. В частицах $\text{Pb}^{+2}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2$, $(\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-$ и $\text{Li}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Pb, Cl и S, так как они находятся в промежуточной С.О.

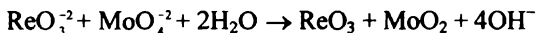
5. Процесс $(\text{Sb}^{+3}\text{O}^{-2})^+ \rightarrow \text{Sb}_2^{+3}\text{O}_3^{-2} \rightarrow$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Sb и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



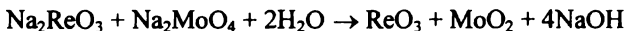
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в правой части схемы не хватает четырех отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 4OH^- ионами, образующимися из двух молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:



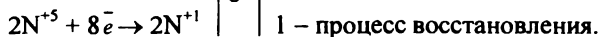
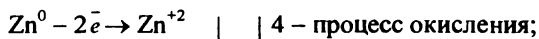
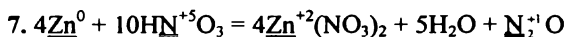
Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

6. Частица $\text{H}_5\text{I}^{+7}\text{O}_6^{-2}$ в ОВР может проявлять функцию только окислителя, так как ее Ц.А. – I находится в высшей С.О.

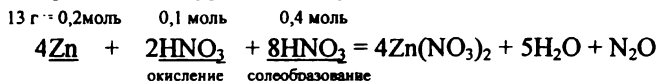
Частицы S^{-2} и $\text{H}_2^{+1}\text{Te}^{-2}$ могут выполнить функцию только восстановителей, поскольку их Ц.А. находятся в низшей С.О.

Частица $\text{Sn}^{+2}\text{O}^{-2}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как ее Ц.А. находится в промежу-

точной С.О.



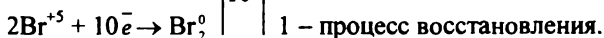
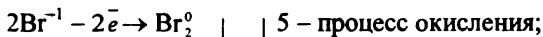
Перепишем уравнение с учетом данных задачи:



Рассчитаем

$$V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 31,8 \text{ см}^3;$$

$$V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 127,3 \text{ см}^3.$$



KBr – восстановитель; KBrO₃ – окислитель; H₂SO₄ – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в оксиде магния, а значит, и в оксиде лантана состава La_xO_y:

$$1,8 \cdot x \text{ г} \quad \text{Mg}_2\text{O} \rightarrow \text{O}, \quad x = \frac{1,8 \cdot 16}{40} = 0,72 \text{ г}.$$

$$40 \text{ г} \quad 16 \text{ г}$$

2) Вычисляем массу лантана в La_xO_y:

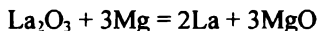
$$m(\text{La}) = m(\text{La}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 4,89 - 0,72 = 4,17 \text{ г}.$$

3) Находим молярное отношение элементов La : O в оксиде состава La_xO_y:

$$x : y = 4,17/139 : 0,72/16 = 0,03 : 0,045 = 2 : 3; \text{La}_2\text{O}_3.$$

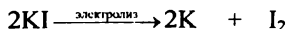
В ОВР La₂O₃ будет выполнять функцию только окислителя, так как Ц.А. находится в высшей С.О.

4) Уравнение реакции восстановления:



10. 1) Записываем суммарную схему процесса электролиза расплава KI на инертных электродах с учетом данных задачи:

$$20,32 \text{ г} = 0,08 \text{ моль}$$



2) Составляем уравнение реакции взаимодействия I_2 с H_2 :

$$0,08 \text{ моль} \qquad 0,16 \text{ моль}$$

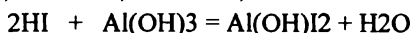


3) Определяем число моль Al(OH)_3 :

$$\nu(\text{Al(OH)}_3) = \frac{m(\text{Al(OH)}_3)}{M(\text{Al(OH)}_3)} = \frac{6,24}{78} = 0,08 \text{ моль.}$$

4) Составляем уравнение реакции взаимодействия HI с Al(OH)_3 с учетом их числа молей:

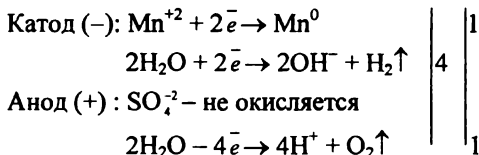
$$0,16 \text{ моль} \qquad 0,08 \text{ моль} \qquad 0,08 \text{ моль}$$



При таком соотношении молей реагирующих веществ образуется основная соль массой

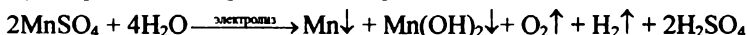
$$m(\text{Al(OH)I}_2) = \nu(\text{Al(OH)I}_2) \cdot M(\text{Al(OH)I}_2) = 0,08 \cdot 298 = 23,84 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора MnSO_4 с инертными электродами:

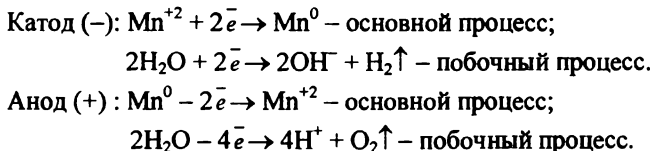


Первичные продукты электролиза: Mn , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: Mn(OH)_2 , H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:

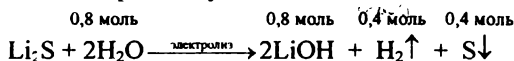


2) Записываем схему процесса электролиза раствора MnSO_4 с активными (Mn) электродами:



12. 1) Электролиз раствора Li_2S можно проводить только на инертных электродах, поскольку Li в ряду СЭП стоит до Mn .

2) Запишем суммарную схему процесса электролиза раствора Li_2S на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Вычисляем:

а) $W(\text{LiOH})$ в образовавшемся растворе:

$$W(\text{LiOH}) = \frac{v(\text{LiOH}) \cdot M(\text{LiOH}) \cdot 100\%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{0,8 \cdot 24 \cdot 100\%}{80} = 24\%;$$

б) $V(\text{H}_2)$, выделившегося на катоде:

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,4 \cdot 22,4 = 8,96 \text{ дм}^3;$$

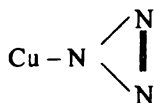
в) $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})$, разложившейся при электролизе:

$$V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,8 \cdot 18 = 14,4 \text{ г или } 14,4 \text{ см}^3.$$

Вариант 22

1. а). 2. а).

3. Отличаются в соединении $\text{Cu}^+ \text{N}_3^{-\frac{1}{3}}$:

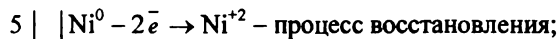


в котором атомы азота трехвалентны, но находятся в С.О. $-\frac{1}{3}$.

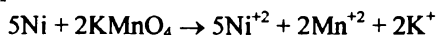
4. В частицах $\text{Pb}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ и $\text{Hg}_2^{+1}(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})_2$ Ц.А. являются соответственно атомы Pb и Hg, находящиеся в промежуточной С.О.

В частице $(\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2})^-$ Ц.А. является атом N, находящийся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

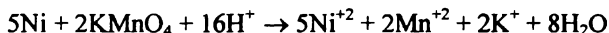
5. Процесс $\text{TeCl}_4^{-1} \rightarrow \text{HCl}^{-1}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атом Cl – общий для обеих частиц, не изменяет своей С.О.



Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает 16 положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 16H^+ ионами, образующими восемь молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

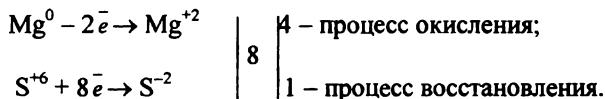


Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частицы $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2^-$ и $\text{H}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}_2^-$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, так как их Ц.А. находятся в промежуточной С.О.

Частица $\text{V}_2^{+5}\text{O}_5^{+2}$ в ОВР может выполнять функцию только окислителя, поскольку ее Ц.А. – V находится в высшей С.О.

Частица Co^0 может проявлять функцию только восстановителя, так как Со находится в низшей С.О.

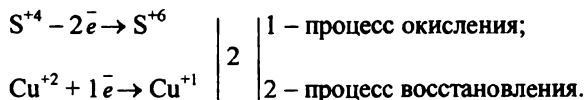
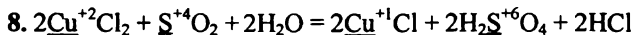


Переписываем уравнение с учетом данных задачи:

3,575 г = 0,065 моль 0,01625 моль 0,065 моль



Рассчитаем $V_1(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на окисление}) = 1,81 \text{ см}^3$; $V_2(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на солеобразование}) = 7,26 \text{ см}^3$.



SO_2 – восстановитель; CuCl_2 – окислитель; H_2O – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в воде, а значит, и в оксиде состава W_xO_y :

$$2,912 \text{ дм}^3 \quad x \text{ г}$$



$$22,4 \text{ дм}^3 \quad 16 \text{ г}$$

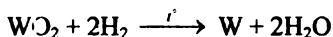
2) Определяем массу вольфрама в его оксиде:

$$m(\text{W}) = m(\text{W}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 14,04 - 2,08 = 11,96 \text{ г.}$$

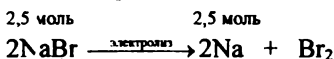
3) Находим молярное отношение W : O в исходном оксиде Mo_xO_y :

$$x : y = \frac{11,96}{184} : \frac{2,08}{16} = 0,065 : 0,13 = 1 : 2; \text{WO}_2.$$

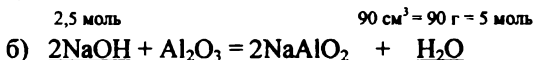
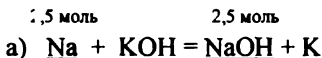
В ОВР $\text{W}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ будет выполнять функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. ее находится в промежуточной С.О.:



10. 1) Записываем схему процесса электролиза расплава NaBr на инертных электродах.



2) Составляем уравнения реакций взаимодействия с учетом данных задачи:



3) Вычисляем с учетом данных задачи:

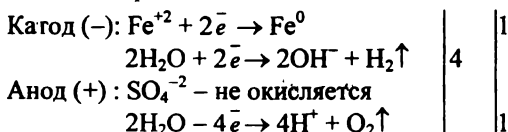
а) массу NaBr, подвергшуюся электролизу:

$$m(\text{NaBr}) = \nu(\text{NaBr}) \cdot M(\text{NaBr}) = 2,5 \cdot 103 = 257,5 \text{ г.}$$

б) массовую долю раствора NaBr, который можно приготовить:

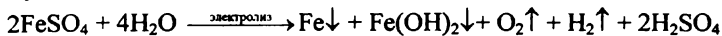
$$W(\text{NaBr}) = \frac{m(\text{NaBr}) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{25,75 \cdot 100 \%}{25,75 + 90} = 22,25 \%.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора FeSO_4 с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Fe, H₂, O₂, OH⁻ и H⁺. Вторичные продукты электролиза: Fe(OH)₂, H₂SO₄.

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора FeSO₄ с активными (Fe) электродами:

Катод (-): $\text{Fe}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$ – основной процесс;

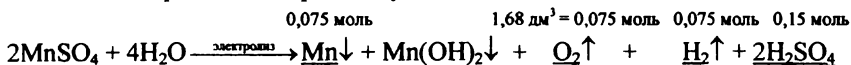
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow$ – побочный процесс.

Анод (+): $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2 \uparrow$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора MnSO₄ можно проводить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Mn в ряду СЭП стоит между Al и Pt.

2) Записываем суммарную схему процесса электролиза раствора MnSO₄ на инертных электродах с учетом данных задачи:



3) Вычисляем, используя формулы с.53:

$$\text{а) } W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,15 \cdot 98 \cdot 100 \%}{33,33 \cdot 1,260} = 35 \%;$$

б) $V(\text{H}_2)$, выделившегося на катоде:

$$V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,075 \cdot 22,4 = 1,68 \text{ дм}^3;$$

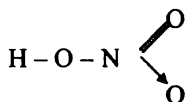
в) $m(\text{Mn})$, восстановившегося на катоде:

$$m(\text{Mn}) = v(\text{Mn}) \cdot M(\text{Mn}) = 0,075 \cdot 55 = 4,125 \text{ г.}$$

Вариант 23

1. в). 2. а).

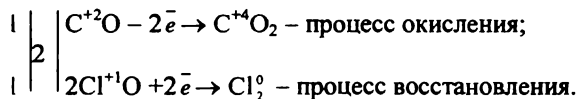
3. Отличаются в соединении $\text{H}^+\text{N}^{+5}\text{O}_3^{-2}$:



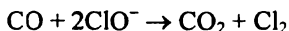
в котором атом азота четырехвалентен, но находится в С.О. +5.

4. В частицах $\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2}$ и $(\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_7)^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Mn и Cr, находящиеся в наибольшей по абсолютной величине С.О.

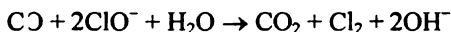
5. Процесс $\text{H}^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{H}_3^{+1}\text{P}^{+5}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы Н, Р и Сг – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



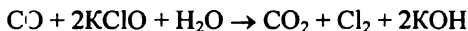
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Его анализ показывает, что в правой части схемы не хватает двух отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить двумя OH^- ионами, образующимися из одной молекулы H_2O , с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:

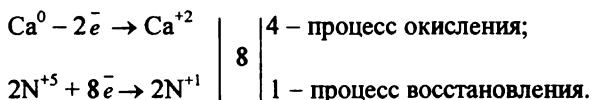


Значит, реакция может протекать в нейтральной среде.

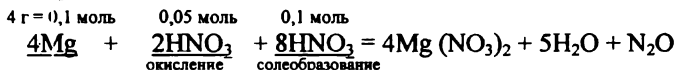
6. Частицы $(\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^{-2})^-$ и Na^+ в ОВР могут проявлять функцию только окислителей, так как их Ц.А. – Cl и Na находятся в высшей С.О.

Частица $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ в ОВР может проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

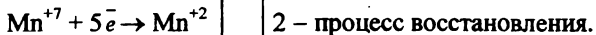
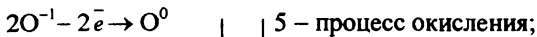
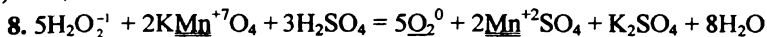
Частица Al^0 в ОВР может выполнять функцию только восстановителя, так как атом Al находится в низшей С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



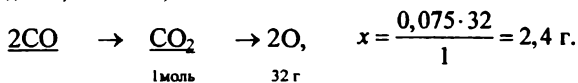
Рассчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 3,83 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 15,32 \text{ см}^3$.



H_2O_2 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2SO_4 – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу кислорода в CO_2 , а значит, и в оксиде железа состава Fe_xO_y :

$$3,36 \text{ дм}^3 = 0,15 \text{ моль} \quad 0,075 \text{ моль} \quad x \text{ г}$$

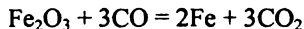


2) Вычисляем $m(\text{Fe})$ в Fe_xO_y : $m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) - m(\text{O}) = 8 - 2,4 = 5,6 \text{ г}$.

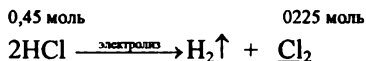
3) Находим молярное отношение $\text{Fe} : \text{O}$ в оксиде состава Fe_xO_y :

$$x : y = 5,6/56 : 2,4/16 = 0,1 : 0,15 = 2 : 3; \text{Fe}_2\text{O}_3.$$

В ОВР $\text{Fe}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ будет выполнять только функцию окислительно-восстановительной двойственности свойств, так как Ц.А. ее находится в промежуточной С.О.:



10. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора HCl на графитовых электродах с учетом данных задачи:



2) Определяем молярную массу газа с учетом того, что такую плотность по воздуху из двух газов H_2 и Cl_2 предположительно имеет Cl_2 :

$$M_{(\text{газа})} = M_{(\text{возд.})} \cdot D_{(\text{возд.})} = 29 \cdot 2,45 = 71,05 \text{ г.}$$

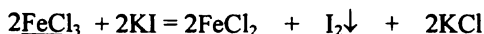
Значит, этот газ действительно Cl_2 .

3) Составляем уравнения реакций взаимодействия с учетом данных задачи:

$$\text{а) } 0,225 \text{ моль} \quad 0,15 \text{ моль} \quad 0,15 \text{ моль}$$



$$\text{б) } 0,15 \text{ моль} \quad 19,05 \text{ г} = 0,075 \text{ моль}$$

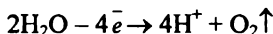
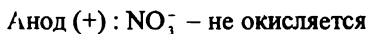
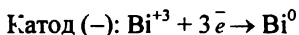


4) Вычисляем:

$$z) m(\text{Fe}) = v(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 0,15 \cdot 56 = 8,4 \text{ г.}$$

$$6) W(\text{HCl}) = \frac{v(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot 100 \%}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{0,45 \cdot 36,5 \cdot 100 \%}{50} = 32,85 \%$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с инертными электродами с учетом того, что Bi относят к третьему участку ряда СЭП:

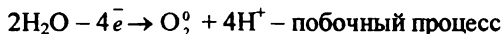


Первичные продукты электролиза: Bi, O_2 , и H^+ . Вторичные продукты электролиза: HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$:

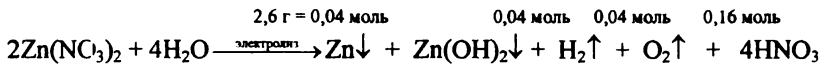


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ с активными (Bi) электродами:



12. 1) Процесс электролиза раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ можно осуществлять как на инертных, так и активных электродах, поскольку Zn в ряду СЭП стоит между Mn и Pt.

2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Вычисляем:

$$a) W(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{0,16 \cdot 63 \cdot 100 \%}{29,63 \cdot 1,173} = 29 \%;$$

$$б) V(\text{H}_2) = v(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,04 \cdot 22,4 = 0,896 \text{ дм}^3;$$

$$в) V(\text{O}_2) = v(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,04 \cdot 22,4 = 0,896 \text{ дм}^3.$$

Вариант 24

1. в). 2. а).

3. Отличаются в соединении $\text{Ba}^{+2}\text{S}_2^{-1}$:

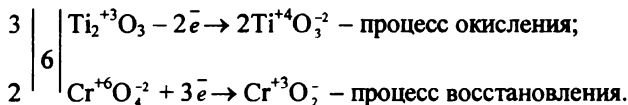


в котором атомы серы двухвалентны, но находятся в С.О. –1.

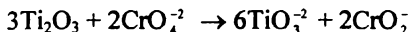
4. В частицах $(\text{Si}^{+4}\text{O}_4^{-2})^{-4}$ и $\text{H}^+\text{P}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. являются соответственно атомы Si и P, находящиеся в наибольшей по абсолютному значению С.О.

В частице $\text{K}^+\text{Br}^{+5}\text{O}_3^{-2}$ Ц.А. является Br, находящийся в промежуточной С.О.

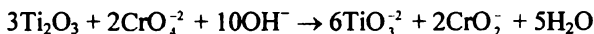
5. Процесс $\text{V}^{+4}\text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{V}^{+4}\text{O}^{-2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$ не сопровождается переходом электронов, поскольку атомы V и O – общие для обеих частиц, не изменяют своих С.О.



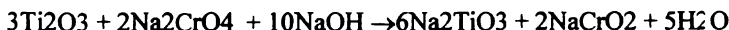
Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает десяти отрицательно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить десятью OH^- ионами, образующих пять молекул H_2O , с учетом уравнивания числа атомов H и O в обеих частях схемы:



или в молекулярной форме:



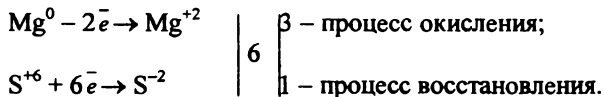
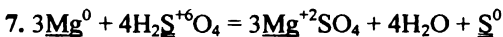
Значит, реакция может протекать в щелочной среде.

6. Частицы Ag^+ и $[\text{Au}^{+3}\text{Cl}_4]^-$ в ОВР могут проявлять функции только окислителей, так как их Ц.А. находятся в высшей С.О.

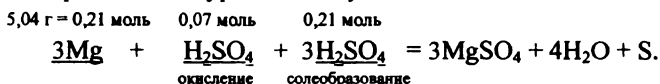
Частица $(\text{H}_2^{-1}\text{P}^{+1}\text{O}_2)^-$ в ОВР может проявлять функцию окислительно-

восстановительную двойственность свойств, поскольку ее Ц.А. находится в промежуточной С.О.

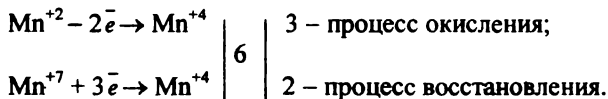
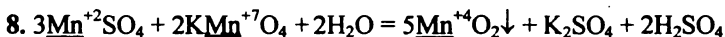
Частица Cs^0 в ОВР может выполнять функцию только восстановителя, так как Cs находится в низшей С.О.



Перепишем уравнение с учетом данных задачи:

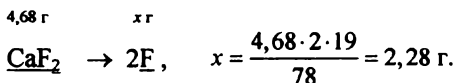


Рассчитаем $V_1(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на окисление}) = 6,44 \text{ см}^3$; $V_2(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ на солеобразование}) = 19,32 \text{ см}^3$.



MnSO_4 – восстановитель; KMnO_4 – окислитель; H_2O – солеобразователь.

9. 1) Определяем массу фтора во фториде кальция, а значит, и во фториде иттрия состава Y_xF_y :



2) Вычисляем массу Y в Y_xF_y :

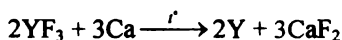
$$m(\text{Y}) = m(\text{Y}_x\text{F}_y) - m(\text{F}) = 5,84 - 2,28 = 3,56 \text{ г}.$$

3) Находим молярное отношение элементов Y : F во фториде состава Y_xF_y :

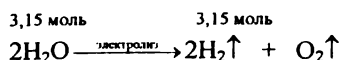
$$x : y = 3,56/89 : 2,28/19 = 0,04 : 0,12 = 1 : 3, \text{ т. е. } \text{YF}_3.$$

В ОВР $\underline{\text{Y}^{+3}\text{F}_3^{-1}}$ будет выполнять только функцию окислителя, так как

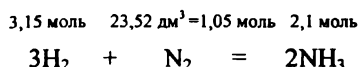
Ц.А. – Y находится в высшей С.О.:



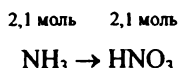
10. 1) При электролизе раствора H_2SO_4 на инертных электродах разложению будут подвергаться лишь молекулы воды:



2) Составляем уравнение реакции восстановления N_2 с учетом данных задачи:



3) Записываем схему реакции превращения NH_3 , уравнивая схему по азоту как элементу, общему для обеих веществ с учетом полученных данных:



4) Находим $W(\text{HNO}_3)$:

$$W(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) \cdot 100 \%}{v(\text{HNO}_3) \cdot M(\text{HNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{2,1 \cdot 63 \cdot 100 \%}{2,1 \cdot 63 + 73} = 64,4 \%;$$

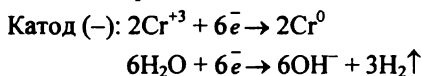
5) Находим: а) $m(\text{H}_2\text{SO}_4)$ в растворе до проведения электролиза:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}} \cdot W_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{100\%} = 23,7 \text{ г};$$

б) $W(\text{H}_2\text{SO}_4)$ после проведения электролиза:

$$W(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 100 \%}{V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}} - v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{23,7 \cdot 100 \%}{94,8 - 56,7} = 62,2 \%.$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ с инертными электродами:

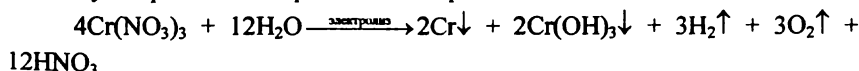


Анод (+): 12NO_3^- – не окисляется



Первичные продукты электролиза: Cr , H_2 , O_2 , OH^- и H^+ . Вторичные продукты электролиза: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, HNO_3 .

Суммарная схема процесса электролиза:

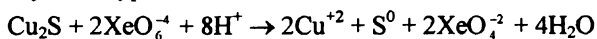


2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Cr}(\text{NC}_3)_3$ с ак-

Объединяем схемы двух полуреакций в одну с учетом найденных коэффициентов:



Ее анализ показывает, что в левой части схемы не хватает восьми положительно заряженных частиц для уравнивания числа зарядов в обеих частях схемы. Поскольку раствор водный, а вода состоит из ионов H^+ и OH^- , то их, следовательно, можно восполнить 8H^+ ионами, образующими $4\text{H}_2\text{O}$, с учетом уравнивания числа атомов Н и О в обеих частях схемы:



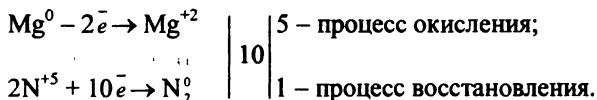
или в молекулярной форме:



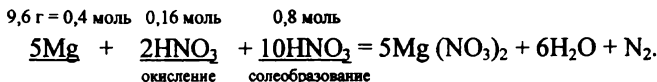
Значит, реакция может протекать в кислой среде.

6. Частицы $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5^{2-}$ и $\text{K}_2^{+1}\text{Si}^{+4}\text{O}_3^{2-}$ в ОВР могут выполнять функцию только окислителей, так как их Ц.А. соответственно Р и Si находятся в высшей С.О.

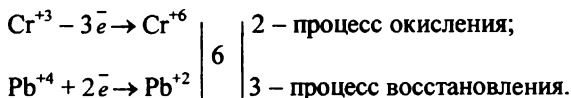
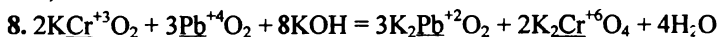
Частицы Te^0 и $\text{Re}^{+6}\text{O}_3^{2-}$ в ОВР могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку их Ц.А. находится в промежуточной С.О.



Переписываем уравнение с учетом данных задачи:



Расчитаем $V_1(\text{HNO}_3 \text{ на окисление}) = 106,8 \text{ см}^3$; $V_2(\text{HNO}_3 \text{ на солеобразование}) = 533,8 \text{ см}^3$.



KCrO_2 – восстановитель; PbO_2 – окислитель; KOH – солеобразователь.

9. 1) Рассчитываем массу водорода в воде, а значит, и в исходном соединении состава N_xH_y :

$$1,792 \text{ дм}^3 \quad x \text{ г}$$

$$\underline{H_2O} \rightarrow \underline{2H}, \quad x = \frac{2 \cdot 1,792}{22,4} = 0,16 \text{ г.}$$

$$22,4 \text{ дм}^3 \quad 2 \text{ г}$$

2) Определяем $m(N)$ в исходном соединении:

$$m(N) = m(N_xH_y) - m(H) = 1,28 - 0,16 = 1,12 \text{ г.}$$

3) Находим молярное отношение $N : H$ в исходном соединении:

$$x : y = 1,12/14 : 0,16/1 = 0,08 : 0,16 = 1 : 2.$$

Поскольку соединения NH_2 не существует, то исходным соединением следует считать N_2H_4 , что необходимо проверить по уравнению реакции:

$$1,28 \text{ г} \quad x \text{ дм}^3$$



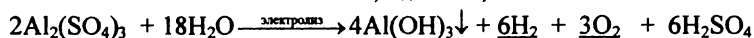
$$32 \text{ г} \quad 2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$$

Значит, предположение верное.

В ОВР N_2H_4 будет проявлять окислительно-восстановительную двойственность свойств, поскольку Ц.А. ее находится в промежуточной С.О.

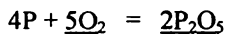
10. 1) Записываем схему электролиза раствора $Al_2(SO_4)_3$ с графитовыми, т. е. инертными, электродами с учетом данных задачи:

$$12,32 \text{ дм}^3 \quad 0,275 \text{ моль}$$



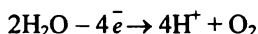
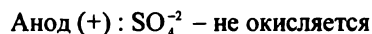
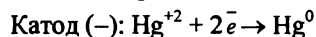
2) Составляем уравнение реакции взаимодействия и вычисляем $m(P_2O_5)$:

$$0,275 \text{ моль} \quad 0,11 \text{ моль}$$



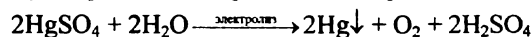
$$m(P_2O_5) = \nu(P_2O_5) \cdot M(P_2O_5) = 0,11 \cdot 142 = 15,62 \text{ г.}$$

11. 1) Записываем схему процесса электролиза раствора $HgSO_4$ с инертными электродами:



Первичные продукты электролиза: Hg , O_2 и H^+ . Вторичные продукты электролиза: H_2SO_4 .

Суммарная схема процесса электролиза:



2) Записываем схему процесса электролиза раствора HgSO_4 с активными (Hg) электродами:

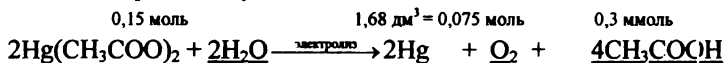
Катод (-): $\text{Hg}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$ – основной процесс.

Анод (+): $\text{Hg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^{+2}$ – основной процесс;

$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow 4\text{H}^+ + \text{O}_2$ – побочный процесс.

12. 1) Электролиз раствора $\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ можно осуществить как на инертных, так и активных электродах, поскольку Hg в ряду СЭП стоит между Mn и Pt.

2) Записываем схему процесса электролиза раствора $\text{Hg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ с инертными электродами с учетом данных задачи:



3) Вычисляем:

а)

$$W(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{v(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot M(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot 100 \%}{V(\text{p-ра}) \cdot \rho(\text{p-ра})} = \frac{0,3 \cdot 60 \cdot 100 \%}{87,72} = 20\%;$$

$$\text{б) } m(\text{H}_2\text{O}) = V(\text{H}_2\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 0,15 \cdot 18 = 2,7 \text{ г или } 2,7 \text{ см}^3.$$

Модуль 2. Тесты

1. Укажите, сколько из приведенных соединений: K_2O , $Ca(OH)_2$, NO_2 , HCl , O_2 , Na_2SO_4 , $NaOH$, BaO , KNO_3 , $(BaOH)_2CO_3$ – способны при определенных условиях взаимодействовать с Карбон (IV) оксидом:
А 3;
Б 5;
В 4;
Г 6.
2. Укажите, сколько из приведенных соединений: CO_2 , $Cu(NO_3)_2$, NO_2 , H_2SO_4 , SO_3 , K_3PO_4 , $NaOH$, SiO_2 , O_2 , HCl , H_2 – способны при определенных условиях взаимодействовать с оксидом Бария:
А 5;
Б 4;
В 6;
Г 7.
3. Определите строку, образованную из тех веществ, которые способны взаимодействовать с Калий гидроксидом в водных растворах:
А H_2SO_4 , NH_3 , BaO , $AgNO_3$;
Б $AlCl_3$, Al_2O_3 , $Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$;
В Fe , Ca , Al , Cr ;
Г SiO_2 , Si , H_2S , $NaOH$.
4. Определите строку, образованную из тех веществ, которые способны взаимодействовать с разбавленной кислотой хлоридной:
А $AgNO_3$, Zn , $CaCO_3$, $Pb(CH_3COO)_2$;
Б SO_2 , H_2S , K_2SO_4 , SO_3 ;
В Cu , Mg , Ag , Fe ;
Г Si , S , P , I_2 .
5. Определите строку, образованную из тех веществ, которые способны взаимодействовать с Натрий хлоридом:
А $MgSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$, $CaCO_3$, $(CuOH)_2CO_3$;
Б HCl , H_2S , H_2O , NH_3 ;
В $H_2SO_{4(конц)}$, $AgNO_3$, $Pb(NO_3)_2$, $KHSO_4$;
Г CaO , HCl , KOH , K_3PO_4 .

6. Определите строку, образованную из тех веществ, которые способны взаимодействовать между собой:
- А CO , CO_2 , K_2SiO_3 ;
 - Б H_2O , C_2H_6 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 - В NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, SO_3 ;
 - Г $\text{Zn}(\text{OH})_2$, NH_3 , O_2 .
7. Определите поданные пары веществ, которые не могут находиться одновременно в растворе:
- А KOH и K_2SO_4 ;
 - Б MgCl_2 и Na_2SO_4 ;
 - В K_2CO_3 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
 - Г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и FeCl_2 .
8. Укажите реакцию, в результате течения которой возможно образование кислой соли:
- А $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - Б $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 - В $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$;
 - Г $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$.
9. Укажите реакцию, в результате течения которой возможно образование основной соли:
- А $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - Б $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - В $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$;
 - Г $\text{LiOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$.
10. Определите строку, в которой содержатся вещества X , Y и Z , с помощью которых можно осуществить такие преобразования:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 \xrightarrow{+\text{Al}} X \xrightarrow{+\text{H}_2\text{SO}_4} Y \xrightarrow{+\text{NaOH}} Z \xrightarrow{+\text{KOH}} \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$$
- А CrO_3 , H_2CrO_4 , NaCrO_2 ;
 - Б Cr , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3CrO_3 ;
 - В Cr , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Cr_2O_3 ;
 - Г Cr , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
11. Определите строку, образованную из тех веществ, которые окрашивают фенолфталеин в водных растворах в малиновый цвет:
- А Магний хлорид, Кальций нитрат, Натрий сульфат;

- Б Амоний сульфат, Калий карбонат, Барий нитрат;
 В Натрий карбонат, Кальций ацетат, Калий метасиликат;
 Г Аллюминий бромид, Аллюминий ортофосфат, Магний нитрат.

12. Определите строку, образованную из тех веществ, которые окрашивают лакмус в водных растворах в красный цвет:

- А Амоний сульфат, Магний хлорид, Аллюминий нитрат;
 Б Натрий сульфит, Кальций дигидрофосфат, Калий гидросульфат;
 В Натрий метасиликат, Калий сульфид, Барий нитрат;
 Г Магний йодид, Меркурий (II) нитрат, амоний карбонат.

13. Установите последовательность снижения концентрации сульфид-ионов в водных растворах поданных веществ:

- А CH_3COOK ;
 Б HCl ;
 В NH_4Cl ;
 Г KCl .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

14. Установите последовательность снижения концентрации гидроксид-ионов в водных растворах поданных веществ:

- А NaOH ;
 Б $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$;
 В CH_3COONa ;
 Г NaCl .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

15. Установите последовательность увеличения силы основы в водных растворах поданных веществ:

- А $\text{Sr}(\text{OH})_2$;
 Б KOH ;
 В LiOH ;
 Г $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

16. Укажите правильное утверждение в отношении истинных растворов, так и суспензий:

- А они состоят из двух или более компонентов;
- Б они прозрачны и легко проходят через фильтр;
- В они стабильны при хранении;
- Г процесс их образования сопровождается тепловым эффектом.

17. Укажите какое из утверждений является процессом, что всегда сопровождается растворение:

- А взаимодействие растворителя с частицами растворенного вещества – сольватация (гидратация);
- Б разрушение структуры растворенного вещества;
- В разделе сольватованных частиц во всем объеме растворителя;
- Г образования кристаллических веществ, в состав которых входит определенное число молекул воды – кристаллогидратов.

18. Укажите процесс, который нужно осуществить, чтобы отделить растворитель от растворенного вещества:

- А фильтрация;
- Б отстаивание;
- В дистилляция (перегонка);
- Г декантация.

19. Укажите массовую долю (%) полученного раствора, если при его приготовлении использовали 0,03 кг Барий нитрата и 120 см³ воды:

- А 10 %;
- Б 20 %;
- В 15 %;
- Г 5 %.

20. Укажите массовую долю (%) полученного раствора сульфатной кислоты, если к раствору H₂SO₄ массой 60 г с массовой частью H₂SO₄ 8 % добавили воду объемом 0,06 дм³:

- А 4 %;
- Б 12 %;
- В 10 %;
- Г 6 %.

21. Укажите массу декагидрата Натрий карбоната Na₂CO₃·10H₂O, которую необходимо растворить в 220 см³ воды, чтобы получить раствор массовой частью Натрий карбоната 12 %:

- А 103,4 г;
- Б 83,7 г;
- В 80,9 г;
- Г 77,8 г.

22. Укажите массовую долю (%) раствора, если в 228 г этого раствора содержится 0,12 моль Магний хлорида:

- А 15 %;
- Б 7 %;
- В 5 %;
- Г 12 %.

23. Укажите массовую долю (%) раствора Магний сульфата, если в воде объемом 87,7 см³ растворили 12,3 г Магний сульфата гептагидрата (MgSO₄ · 7H₂O):

- А 4 %;
- Б 5 %;
- В 3 %;
- Г 6 %.

24. Укажите пару веществ, между которыми реакция проходит по сокращенному ионному уравнению вида $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$:

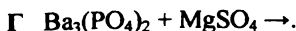
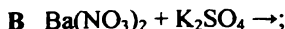
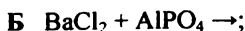
- А $Pb(NO_3)_2 + CuS \rightarrow$;
- Б $Pb(CH_3COO)_2 + Al_2S_3 \rightarrow$;
- В $Pb(OH)_2 + Na_2S \rightarrow$;
- Г $Pb(NO_3)_2 + H_2S \rightarrow$.

25. Укажите массовую долю (%) раствора Натрия йодыда, который был полученный при охлаждении 420 г пересыщенного раствора NaI с массовой частью NaI 72 %, в результате чего выкристаллизовался осадок массой 50,4 г:

- А 54,0 %;
- Б 68,0 %;
- В 70,0 %;
- Г 59,5 %.

26. Укажите пару веществ, которые должны вступить в реакцию по сокращенным ионным уравнения $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$:

- А $BaCO_3 + Na_2SO_4 \rightarrow$;



27. Укажите массу (г) воды, что испарилась при упаривании 320 г раствора Калий гидроксида с массовой долей KOH 25 %, к раствору с массовой долей 40 %:

А 120 г;

Б 165 г;

В 140 г;

Г 95 г.

28. Установите соответствие между названиями кислот и их массовыми долями в растворах, которые были получены при растворении 50,4 дм³ (н.у.) каждого газа HF, HCl, HBr и HI в 280 см³ воды:

А фторидная кислота;

1 50,70 %;

Б хлоридная кислота;

2 44,36 %;

В бромидная кислота;

3 22,68 %;

Г йодидная кислота.

4 39,43 %;

5 13,85 %.

А Б В Г

1				
2				
3				
4				
5				

29. Установите соответствие между растворимостью (см³ газа/см³ воды) приведенных газов и их массовыми долями (%) в полученных растворах:

А ацетилен, 1,033 см³/см³;

Б динитрогеноксид (N₂O), 0,629 см³/см³;

В фосфин (PH₃), 0,270 см³/см³;

Г этилен, 0,122 см³/см³.

А Б В Г

1 $6,0 \cdot 10^{-1}$ %;

2 $1,5 \cdot 10^{-2}$ %;

3 $1,2 \cdot 10^{-2}$ %;

4 $7,8 \cdot 10^{-2}$ %;

5 $4,0 \cdot 10^{-2}$ %.

1				
2				
3				
4				
5				

30. Установите соответствие между массовыми долями (%) растворов HNO_3 , взятых в приведенных объемах (см^3) и с определенной плотностью (г/см^3) и объемами (см^3) HNO_3 с массовой долей 96,7 % и плотностью $1,5 \text{ г/см}^3$, которые необходимо взять для приготовления данных растворов:

- А 17,6 %, 400 мл, $1,1 \text{ г/см}^3$;
 Б 32,9 %, 300 мл, $1,2 \text{ г/см}^3$;
 В 48,4 %, 150 мл, $1,3 \text{ г/см}^3$;
 Г 67,0 %, 75 мл, $1,4 \text{ г/см}^3$.

- 1 $65,07 \text{ см}^3$;
 2 $48,50 \text{ см}^3$;
 3 $72,19 \text{ см}^3$;
 4 $53,40 \text{ см}^3$;
 5 $81,65 \text{ см}^3$.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

31. Укажите доли, которые имеют наиболее сильные окислительные свойства:

- А Fe^{2+} ;
 Б Fe^0 ;
 В FeO_4^{2-} ;
 Г Fe^{3+} .

32. Укажите йон, который не может проявлять окислительных свойств:

- А ClO^- ;
 Б Cl^- ;
 В ClO_2^- ;
 Г ClO_3^- .

33. Укажите простое вещество, которое всегда проявляет только окислительные свойства:

- А Au ;
 Б O_2 ;
 В Hg ;
 Г F_2 .

34. Укажите йон, который в окислительно-восстановительных реакциях всегда есть окислителем:
- А MnO_4^{2-} ;
 - Б Mn^{2+} ;
 - В MnO_4^- ;
 - Г MnO_3^{2-} .
35. Укажите преобразования, которые не являются ни процессами восстановления, ни процессами окисления:
- А $\text{P} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
 - Б $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$;
 - В $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{CrO}_2$;
 - Г $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^-$.
36. Укажите реакцию диспропорционирования:
- А $4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$;
 - Б $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 - В $4\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$;
 - Г $2\text{HNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_2 \rightarrow 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}$.
37. Выберите соединение, степень окисления атома Кислорода, который по абсолютному значению не совпадает со значением его валентности:
- А BaO_2 ;
 - Б SiO_2 ;
 - В Fe_3O_4 ;
 - Г N_2O .
38. Выберите соединение, степень окисления атома Серы в котором по абсолютному значению не совпадает со значением его валентности:
- А P_4S_{10} ;
 - Б SiS_2 ;
 - В FeS_2 ;
 - Г CS_2 .
39. Укажите сумму коэффициентов при исходных (начальных) веществах в уравнении реакции $\text{Al} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$:
- А 42;
 - Б 32;
 - В 38;
 - Г 16.

40. Укажите сумму коэффициентов при исходных (начальных) и конечных веществах в уравнении реакции $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$:

- А 64;
- Б 52;
- В 76;
- Г 48.

41. Укажите уравнение реакции, в котором атомы Кислорода выполняют одновременно и функцию восстановителя, и функцию окислителя:

- А $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$;
- Б $2\text{FeO} + 4\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$;
- В $2\text{CaO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
- Г $2\text{KMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

42. Выберите соединение, электролиз водного раствора которого можно провести только с применением нерастворимых электродов:

- А CuCl_2 ;
- Б FeCl_3 ;
- В SnCl_2 ;
- Г NaCl .

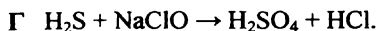
43. Установите соответствие между количеством веществ и объемами (н. в.) Оксида, который выделяется во время электролиза этих веществ, взятых в определенных количествах:

- | | |
|--|--------------------------|
| А 0,2 моль K_2SO_4 ; | 1 6,72 дм ³ ; |
| Б 0,15 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; | 2 3,36 дм ³ ; |
| В 0,2 моль Na_2SO_4 ; | 3 2,24 дм ³ ; |
| Г 0,2 моль MgSO_4 . | 4 5,60 дм ³ ; |
| | 5 8,96 дм ³ |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

44. Установите соответствие между уравнениями реакций и суммами их стехиометрических коэффициентов при исходных и конечных веществах:

- А $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- Б $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$;
- В $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;



- 1 16;
2 12;
3 10;
4 18;
5 7

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

45. Установите последовательность восстановления катионов во время электролиза водных растворов:

- А Cu^{2+} ;
Б Zn^{2+} ;
В Ag^+ ;
Г Ni^{2+} .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

46. Выберите соединение, при электролизе водного раствора которого на катоде не будет выделяться дигидроген (H_2):

- А CuCl_2 ;
Б FeCl_3 ;
В ZnCl_2 ;
Г NaCl .

47. Выберите соединение, при электролизе водного раствора которого на катоде не будет выделяться металл:

- А CuSO_4 ;
Б MgSO_4 ;
В NiSO_4 ;
Г ZnSO_4 .

48. Установите соответствие между соединениями и степенями окисления металлов в них:

- А Fe_3O_4 ;
Б U_3O_8 ;
В Mn_3O_4 ;
Г Pb_3O_4 .
- 1 1 + i 3+;
2 2 + i 3+;
3 2 + i 4+;
4 3 + i 4+;
5 4 + i 6+.

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

49. Установите последовательность окисления анионов во время электролиза водных растворов:

А F^- ;

Б Cl^- ;

В Br^- ;

Г I^- .

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				

50. Укажите правильное утверждение в отношении природы веществ, которые восстанавливаются на катоде во время электролиза водного раствора сульфата Калия:

А только йоны K^+ ;

Б только молекулы воды;

В как йона K^+ , так и молекулы воды;

Г ни йона K^+ , ни молекулы воды.

51. Укажите оксид, при взаимодействии которого с водой образуются одновременно две кислоты:

А N_2O ;

Б NO ;

В NO_2 ;

Г N_2O_5 .

52. Укажите правильное утверждение в отношении природы солей, которые могут образовываться при взаимодействии богатоокислотной основы с одноосновной кислотой:

А только средние соли;

Б только кислые соли;

В только основные соли;

Г как основные, так и средние соли.

53. Укажите вещество, которое образуется при взаимодействии водных растворов Алюминий хлорида и Натрий карбоната:

А $Al_2(CO_3)_3$;

Б $AlOHCO_3$;

В $Al(OH)_3$;

Г $Na[Al(OH)_4]$.

54. Установите соответствие между соединениями и окраской лакмуса в их водных растворах:

- | | |
|------------------------------|---------------|
| А CuSO_4 ; | 1 синий; |
| Б K_2SO_4 ; | 2 красный; |
| В Na_2CO_3 ; | 3 желтый; |
| Г K_2SO_3 . | 4 фиолетовый; |
| | 5 малиновый. |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

55. Установите соответствие между соединениями и основными классами неорганических веществ, к которым они относятся:

- | | |
|----------------------------------|------------|
| А $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; | 1 оксиды |
| Б NaOH ; | 2 основы |
| В HNO_3 ; | 3 кислоты |
| Г CrO_3 . | 4 соли |
| | 5 амфотеры |

	А	Б	В	Г
1				
2				
3				
4				
5				

56. Укажите вещество, растворимость которого в воде увеличивается при росте давления:

- А амониак;
 Б метанол;
 В глюкоза;
 Г сульфатная кислота.

57. Укажите растворитель, в котором Купрум сульфат будет растворяться лучше:

- А этанол;
 Б вода;
 В бензол;
 Г гексан.

58. Укажите правильное утверждение в отношении определения понятия массовая доля:

- А это отношение массы растворенного вещества к массе растворителя;
 Б это отношение массы растворенного вещества к массе раствора;
 В это отношение массы растворителя к массе растворенного вещества;

Г это отношение массы растворителя к массе раствора.

59. Укажите молярную концентрацию раствора Магния сульфата, если массовая доля этого раствора равна 20 %, а плотность 1,22 г/см³:

А 1,0 моль/дм³;

Б 1,5 моль/дм³;

В 2,0 моль/дм³;

Г 2,5 моль/дм³.

60. Укажите массовую долю раствора Натрий хлорида, если молярная концентрация этого раствора равна 2 моль/дм³, а плотность 1,078 г/см³:

А 14 %;

В 12 %;

Б 13 %;

Г 11 %.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	$\Delta H_f^0, 298,$ кДж/моль	$\Delta G_f^0, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^0,$ Дж/(моль·К)
1	2	3	4
Ac (г)	—	—	187,93
Ac (к)	0	0	62,76
Ac ₂ O ₃ (к)	-2050,16	-1958,11	133,89
Ag (г)	284,93	246,10	172,88
Ag (к)	0	0	42,55
Ag ⁺ (p-p)	105,58	77,12	72,80
AgBr (к)	-100,7	-97,2	107,1
AgCl (к)	-127,1	-109,8	96,11
AgCN (к)	145,9	156,9	107,2
Ag(CN) ₂ ⁻ (г)	—	—	307,94
Ag(CN) ₂ ⁻ (p-p)	—	-301,67	201,33
AgCrO ₄ (к)	-721,3	-635,06	217,63
AgF (к)	-206	-187,9	83,7
AgI (к)	-61,9	-66,4	115,5
Ag(NH ₃) ₂ ⁺ (p-p)	—	-17,57	246,27
AgNO ₃ (к)	-124,5	-33,6	140,9
Ag ₂ O (к)	-31,1	-11,3	121,0
Ag ₂ S (к)	-32,8	-40,8	144,0
Ag ₂ SO ₄ (к)	-717,2	-619,6	199,8
Al (г)	326,3	288,7	164,4
Al (к)	0	0	28,35
Al ³⁺ (p-p)	-530,0	-490,5	30,1
AlBr ₃ (к)	-513,4	-490,6	108,2
Al ₄ C ₃ (к)	-209	-196	88,95
AlCl ₃ (к)	-704,2	-628,6	109,3
AlCl ₃ ·6H ₂ O (к)	-2693,4	-2262,8	318,2
AlF ₃ (к)	-1510	-1432,0	66,48
AlF ₆ ³⁻ (p-p)	-2519,2	-2276,4	24
AlH ₃ (к)	-11,4	46,4	30,0
AlI ₃ (к)	-308	-304	189,5

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
AlN (κ)	-318	-287,4	20,2
Al(OH) ₃ (κ)	-1315	-1157	70,1
Al(OH) ₄ ⁻ (p-p)	- 507,4	- 1307,5	89,7
Al ₂ O ₃ (κ)	-1676	-1582	50,92
AlSb (κ)	-96,2	—	69,03
Al ₂ S ₃ (κ)	-723,4	-492,5	96
Al ₂ (SO ₄) ₃ (κ)	-3442,2	-3101	239,2
Ar (г)	0	0	154,7
As (г)	288,7	142,2	175,1
As (серый, κ)	0	0	36,6
AsBr ₃ (κ)	-197,5	-161,7	159
AsCl ₃ (г)	-305,0	-268,4	212,5
AsF ₃ (г)	-920,65	-907,7	289,0
AsF ₅ (г)	-1236,8	-1172,8	—
AsH ₃ (κ)	66,4	68,9	223,0
AsI ₃ (κ)	-58,2	-65,8	163,6
AsO ₄ ³⁻ (p-p)	-880	-648	-163
As ₄ O ₆ (κ)	-1331,6	-1178,8	245
As ₂ O ₅ (κ)	-924,9	-782,4	165,4
H ₃ AsO ₃ (p-p)	-747,2	-640,5	179,3
H ₃ AsO ₄ (p-p)	-902,5	-765,7	205,0
As ₂ S ₃ (κ)	-159	-158,0	163,6
At (г)	97,2	59,6	186,98
At ₂ (г)	87,9	37,5	276,1
At ⁻ (г)	-178,7	-202,5	175,4
Au (г)	365,25	-325,6	180,41
Au (κ)	0	0	47,40
AuBr ₃ (κ)	-53,5	-24,69	155,0
AuBr ₄ ⁻ (p-p)	—	-159,41	313,8
AuCl (κ)	-36,4	- 14,6	85,17
AuCl ₃ (κ)	-118,4	- 53,6	164,4
AuCl ₄ ⁻ (p-p)	-322,4	-235,76	268,45
Au(CN) ₂ ⁻ (p-p)	—	269,45	123,43
AuF ₃ (κ)	-348,53	-297,48	114,22
Au(OH) ₃ (κ)	-477,8	-349,8	121
Au ₂ O ₃ (κ)	-13,0	78,7	134,3

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
B (г)	544	517,6	163,3
B (к)	0	0	5 8
BBr ₃ (к)	–	–237,5	223,5
BCl ₃ (ж)	–427,1	–387,2	206
BF ₃ (г)	–1137,0	–1120,0	254,37
BF ₄ [–] (p-p)	–1572,6	–1438,0	176,4
B ₂ H ₆ (г)	38,5	89,6	232
BN (к)	–252,8	–226,8	14,8
B(OH) ₄ [–] (p-p)	–1354,0	–1153,7	101,1
B ₂ O ₃ (ам)	–1254	–1193,7	80,8
HBO ₂ (к)	–795	–736,1	240,2
H ₃ BO ₃ (к)	–1094,0	–968,8	88,74
B ₂ S ₃ (к)	–252	–238,1	106,3
Ba (г)	174,6	144,8	170,1
Ba (к)	0	0	67
Ba ²⁺ (p-p)	–538,0	–561,0	9,6
BaBr ₂ (к)	–756,5	–732	150
BaCO ₃ (к)	–1219	–1139	112
BaCl ₂ (к)	–859,1	–811,4	126
Ba(ClO ₃) ₂ (к)	–	–556,9	234,3
Ba(ClO ₄) ₂ (к)	–858,98	–535,6	255,2
BaCrO ₄ (к)	–1368	–1325,2	155,6
BaF ₂ (к)	–1200	–1149	96,2
BaI ₂ (к)	–605,4	–619	167
Ba(NO ₃) ₂ (к)	–991,0	–795	214
BaO (к)	–558,1	–528,4	70,3
BaO ₂ (к)	–629,7	–587,9	65,7
Ba(OH) ₂ (к)	–950	–886	124,0
Ba(PO ₄) ₂ (к)	–3960,2	–3951,4	355,6
BaS (к)	–460,5	–456	78,3
BaSO ₄ (к)	–1465,0	–1353,0	132,0
BaSiO ₃ (к)	–1590,1	–1525,9	109,6
Ba ₂ SiO ₄ (к)	–2265,6	–2145,6	176,1
BaTiO ₃ (к)	–1663,6	–1574,9	108,03
Be (г)	326,5	288,8	136,2
Be (к)	0	0	9,5

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
$\text{Be}^{2+} (\text{p-p})$	–	–381,2	–196,6
$\text{BeBr}_2 (\kappa)$	–330	–354	103
$\text{Be}_2\text{C} (\kappa)$	–90,8	–88,3	16,3
$\text{BeCO}_3 (\kappa)$	–982	–944,7	67,29
$\text{BeCl}_2 (\kappa)$	–494	–468	63
$\text{BeF}_2 (\kappa)$	–1010	–941	45
$\text{BeH}_2 (\kappa)$	125	115,7	173
$\text{BeI}_2 (\kappa)$	–165	–210	130
$\text{BeO} (\kappa)$	–598	–582	14,1
$\text{Be}(\text{OH})_2 (\kappa)$	–907	–818	55,6
$\text{BeSO}_4 (\kappa)$	–1197	–1088	90
$\text{Bi} (\text{r})$	207,1	159,6	186,9
$\text{Bi} (\kappa)$	0	0	56,9
$\text{Bi}^{3+} (\text{p-p})$	81	91,9	–175
$\text{BiCl}_3 (\kappa)$	–379,0	–313,1	172,0
$\text{BiCl}_4^- (\kappa)$	–	–482,1	–
$\text{BiI}_3 (\kappa)$	–108,9	–175,4	234,0
$\text{BiOCl} (\kappa)$	–371,4	–231,2	102,6
$\text{Bi}_2\text{O}_3 (\kappa)$	–577,8	–497,3	151
$\text{Bi}(\text{OH})_3 (\kappa)$	–711,8	–580,3	118
$\text{Bi}_2\text{S}_3 (\kappa)$	–155,6	–152,9	200,4
$\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 (\kappa)$	–2554	–2583,3	–
$\text{Br} (\text{r})$	111,8	82,4	186,9
$\text{Br}^- (\text{r})$	–218,9	–238,7	163,4
$\text{Br}^- (\text{p-p})$	–131,2	–107,1	83,3
$\text{Br}_2 (\text{r})$	30,9	3,1	245,5
$\text{Br}_2 (\text{ж})$	0	0	152,2
$\text{BrF} (\text{r})$	–42,4	–57,7	228,9
$\text{BrF}_3 (\text{ж})$	–303,1	–242,9	178,1
$\text{BrF}_5 (\text{r})$	–428,9	–350,3	319,2
$\text{BrO}_3^- (\text{p-p})$	–40,2	1,84	101,1
$\text{HBr} (\text{r})$	–34,1	–51,2	198,6
$\text{HBrO} (\text{p-p})$	–112,97	–82,4	142,3
$\text{C} (\text{r})$	712,5	669,7	157,99
$\text{C} (\text{алмаз}, \kappa)$	1,828	2,833	2,36
$\text{C} (\text{графит}, \kappa)$	0	0	5,74

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
CBr_4 (г)	79,5	66,94	230,12
CCl_4 (г)	-102,93	-60,63	309,74
CCl_4 (ж)	-135,44	-64,7	214,6
CF_4 (г)	-933,7	-887,97	216,6
CH_4 (г)	-74,86	-50,79	186,19
Cl_4 (г)	—	260,90	391,83
CN^- (p-p)	151,2	171,6	96,4
CO (г)	-110,52	-137,14	197,54
COCl_2 (г)	-220,3	-266,9	283,9
COF_2 (г)	-634,17	-619,23	258,49
CO_2 (г)	-393,51	-394,38	213,08
CO_3^{2-} (p-p)	-676,3	-528,1	-54,9
CS_2 (ж)	88,7	64,4	151,0
HCN (ж)	-109,6	-125,6	113,2
HCO_3^- (p-p)	-691,1	-587,1	95,0
H_2CO_3 (p-p)	-699,5	-619,2	187,4
Ca (г)	177,3	143,6	154,8
Ca (к)	0	0	41,63
Ca^{2+} (p-p)	-542,96	-553,0	-55,2
$\text{Ca}(\text{AlO}_2)_2$ (к)	-2327,9	-2210,2	144,3
$\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$ (к)	-2030,96	-1924,2	105,2
CaBr_2 (к)	-674,9	-656,1	130
$\text{CaBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2507,9	-2118,9	304,72
CaC_2 (к)	-62,8	-67,8	70,3
CaCO_3 (к, кальцит)	-1206,9	-1128,8	92,6
CaCl_2 (к)	-795	-750,2	113,6
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2599,6	-2198,9	285,1
CaCrO_4 (к)	-1380,0	-1308,76	133,89
$\text{Ca}(\text{CrO}_2)_2$ (к)	-2068,57	-1936,36	120,92
CaF_2 (к)	-1214,6	-1161,9	68,9
CaHPO_4 (к)	-1815,6	-1682,4	111,5
$\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2405,2	-2156,2	189,6
CaH_2 (к)	-188,7	-149,8	42
CaI_2 (к)	-534,7	-529,0	142
CaMoO_4 (к)	—	-1446,4	—
Ca_3N_2 (к)	-431,8	-368,6	105

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
CaO (κ)	-635,5	-604,2	39,7
CaO ₂ (κ)	-651,7	-598	43,1
Ca(OH) ₂ (κ)	-986,6	-896,8	76,1
Ca(PO ₄) ₂ (κ)	-4123,6	-3887,6	236
Ca ₃ S (κ)	-482,7	-477,7	56,5
CaSO ₄ ·0,5H ₂ O(κ)	-1577,8	-1437,8	130,6
CaSO ₄ ·2H ₂ O(κ)	-2023,98	-1798,7	194,3
CaSiO ₃ (κ)	-1636	-1550,8	81,98
CaTiO ₃ (κ)	-1654,77	-1596,41	-
CaWO ₄ (κ)	-1638,6	-1533,85	151,0
Cd (r)	111,92	77,37	167,65
Cd (κ)	0	0	51,76
Cd ²⁺ (p-p)	-72,4	-77,65	-70,91
CdBr ₂ (κ)	-315,3	-295,8	138,83
CdCO ₃ (κ)	-754,6	-674,5	96,7
CdCl ₂ (κ)	-390,8	-343,2	115,27
CdF ₂ (κ)	-700,4	-649,5	84
CdI ₂ (κ)	-204,2	-201,3	158,32
Cd(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O(κ)	-1653,2	-1236,5	393
Cd(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O(κ)	-	-748,94	-
CdO (κ)	-200,0	-229,3	54,8
Cd(OH) ₂ (κ)	-561,5	-473,8	93,04
Cd(OH) ₄ ²⁻ (p-p)	-	-755	-
CdS (κ)	-156,9	-153,2	71,1
CdSO ₄ (κ)	-934,4	-823,9	123,05
Cl (r)	121,3	105,3	165,1
Cl ⁻ (r)	-233,6	-239,9	153,2
Cl ⁻ (p-p)	-167,2	-131,4	56,54
Cl ₂ (r)	0	0	222,9
ClF (r)	-49,9	-51,4	217,8
ClF ₃ (ж)	-157,7	-117,8	281,5
ClO ⁻ (ж)	-110,1	-36,6	33
ClO ₂ (r)	105	122,3	257,0
ClO ₂ ⁻ (ж)	-69,0	14,6	100,4
ClO ₃ ⁻ (ж)	-98,3	-2,6	163,2
ClO ₄ ⁻ (ж)	-131,4	-10,8	180,7

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
Cl_2O (г)	75,7	93	266,2
Cl_2O_7 (г)	286,6	399,1	–
Cl_2O_7 (ж)	251	–	–
HCl (г)	–91,8	–94,79	186,8
HCl (p-p)	–166,9	–131,2	56,5
HClO (p-p)	–124,3	–79,6	129
HClO_4 (ж)	–34,5	84,31	188,0
Co (г)	424,68	380,16	179,41
Co (к)	0	0	30,04
Co^{2+} (p-p)	–59,41	–53,55	–112,97
Co^{3+} (p-p)	94,2	129,8	–285,21
CoBr_2 (к)	–223,84	–210,46	135,56
CoCO_3 (к)	–722,6	–651,0	–
CoCl_2 (к)	–325,5	–282,4	106,3
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	–	–1735,94	–
CoI_2 (к)	–102,1	–97,5	158,2
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$ (p-p)	–	–241,42	–
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$ (p-p)	–	–221,33	333,57
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ (к)	–430,5	–230,5	192
$\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	–1655,6	–	–
CoO (к)	–239,3	–213,4	43,9
Co_3O_4 (к)	–879	–761,5	102,9
$\text{Co}(\text{OH})_2$ (к)	–541,0	–456,1	82
$\text{Co}(\text{OH})_3$ (к)	–730,53	–596,64	83,68
CoS (к)	–80,75	–82,84	67,36
CoSO_4 (к)	–868,2	–761,9	113,4
$\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	–	–2453,5	406,05
Cr (г)	397,5	352,64	174,22
Cr (к)	0	0	23,6
Cr^{2+} (p-p)	–139,0	–183,4	41,9
Cr^{3+} (p-p)	–236,1	–223,2	–215,6
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (г)	–1005,8	–950,6	487,56
$\text{Cr}(\text{CO})_6$ (к)	–1077,4	–970,4	314
CrCl_2 (к)	–395,4	–356,3	115,65
CrCl_3 (к)	–570,3	–500,7	124,7
CrF_3 (к)	–1159,0	–1089,3	94,14

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
CrF_6 (к)	–	–1090,06	–
CrN (к)	–123,4	–103,5	52,7
CrO_3 (к)	–585,76	–506,26	71,96
Cr_2O_3 (к)	–1140,6	–1059	81,2
CrO_4^{2-} (p-p)	–882,2	–739,92	54
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (p-p)	–1491,9	–1305,4	270,57
$\text{C}_2\text{O}_2\text{Cl}_2$ (ж)	–598,73	–524,67	209,2
$\text{Cr}(\text{OH})_2$ (к)	–677,81	–587,85	81,17
$\text{Cr}(\text{OH})_3$ (к)	–999,98	–849,02	80,33
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	–3308	–2984	288
Cs (г)	78,1	50,9	175,5
Cs (к)	0	0	84,35
Cs^+ (p-p)	–247,7	–282,04	133,1
CsBr (к)	–394,6	–383,3	121
Cs_2CO_3 (к)	–	–1039	188,7
CsCl (к)	–433,0	–404,2	90,0
CsF (к)	–530,9	–505,4	79
CsH (к)	–49,9	–29,3	79
CsI (к)	–351,3	–333,5	130
CsNO_3 (к)	–494,2	–395,0	49,0
Cs_2O (к)	–317,6	–274,5	123,8
Cs_2O_2 (к)	–402,5	–327,2	118,0
$\text{Cs}(\text{OH})$ (к)	–406,7	–362,3	93,3
CsO_2 (к)	–289,5	–211,3	–
Cs_2S (к)	–364	–326	146
Cs_2SO_4 (к)	–1642,6	–1300	205,9
Cu (г)	339,32	299,69	166,27
Cu (к)	0	0	33,15
Cu^+ (p-p)	71,55	50,21	39,33
Cu^{2+} (p-p)	66,99	65,61	–92,8
CuBr (к)	–103,5	–99,58	96,11
CuBr_2 (к)	–143	–131,1	146
CuCO_3 (к)	–595,4	–518,3	88
CuCl (к)	–137,3	–120,1	87,0
CuCl_2 (к)	–215,6	–171,4	108,1
CuCl_2^- (p-p)	–277,6	–244,59	210,95

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (к)	-818,6	-660,1	190,6
CuF_2 (к)	-537,6	-487,8	68,6
CuI (к)	-68	-69,7	96,7
CuI_2 (к)	-	-11,71	163,18
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+$ (p-p)	-	-30,51	117,74
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (p-p)	-	-111,5	280,5
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (к)	-305,34	-117,15	192,46
CuO (к)	-162	-129,4	42,63
Cu_2O (к)	-173,2	-150,5	92,93
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (к)	-444,3	-359,4	84
$\text{Cu}(\text{OH})_4^{2-}$ (p-p)	-894,3	-658,2	43,34
$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (к)	-1051	-900,9	211,6
CuS (к)	-53,1	-53,6	66,5
CuSO_4 (к)	-770,9	-661,8	109
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2279,4	-1879,9	300
F (г)	79,5	62,4	158,7
F^- (г)	-259,7	-266,6	145,5
F^- (p-p)	-331,7	-277,9	-13,8
F_2 (г)	0	0	202,9
HF (г)	-270,9	-272,8	173,7
HF (p-p)	-320,08	-296,86	-
HF_2^- (p-p)	-642,3	-576,7	113,6
Fe (г)	416,31	370,67	180,38
Fe (к)	0	0	27,15
Fe^{2+} (p-p)	-87,17	-78,96	-130,96
Fe^{3+} (p-p)	-46,39	-4,52	-309,17
FeBr_2 (к)	-251,4	-239,6	140
FeBr_3 (к)	-269	-246	184
Fe_3C (к)	25	18,8	108
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-}$ (p-p)	635,13	803,75	267,78
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ (p-p)	530,11	769,44	92,05
FeCO_3 (к)	-738,15	-665,1	95,4
$\text{Fe}(\text{CO})_5$ (к)	-764	-695,2	338
FeCl_2 (к)	-341,75	-302,35	118,0
FeCl_3 (к)	-396,23	-340,16	145,6
FeO (к)	-264,8	-244,3	60,75

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
Fe_2O_3 (к)	-822,2	-740,3	87,4
Fe_3O_4 (к)	-1117,1	-1014,2	146,2
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (к)	-561,7	-479,7	88
$\text{Fe}(\text{OH})_2^{2-}$ (p-p)	-	-770,4	-
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ (к)	-826,6	-699,6	105
FeS (к)	-100,4	-100,8	60,29
FeS (пирит,к)	-163,2	-151,8	52,93
FeSO_4 (к)	-929,47	-825,54	21,04
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3016	-2512	409,1
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (к)	-2584	-2253	282,8
FeSiO_3 (к)	-1195,8	-1118,3	93,99
FeTiO_3 (ильменит)	-1253,95	-1173,19	142,67
Ga (г)	271,7	233,2	-
Ga (к)	0	0	41,1
Ga^{3+} (p-p)	-215,8	-161,78	-327,6
GaCl_3 (к)	-524,7	-492,8	133,4
GaF_3 (к)	-	-941,4	83,7
Ga_2O_3 (к)	-1089	-998,2	-
$\text{Ga}(\text{OH})_3$ (к)	-1014,6	-831,78	84,9
$\text{Ga}(\text{OH})_6^{1-}$ (p-p)	-	-1431,0	-
GaP (к)	-121,7	-	-
Ga_2S_3 (к)	-569	-	-
GaSb (к)	-41,5	-38,2	80,8
Ge (г)	376,5	335,8	167,7
Ge (к)	0	0	31,3
GeCl_4 (г)	-504,6	-466,0	347,7
GeCl_4 (ж)	-569	-497	251,0
GeF_4 (г)	-1190	-1150	303
GeH_4 (г)	90,8	113,2	217,1
GeH_6 (г)	159,4	-	-
GeO (к)	-255	-226,8	50,2
GeO_2 (к)	-554,7	-500,8	55,27
GeS (к)	-70,09	-70,97	65,98
GeS_2 (к)	-38,38	-39,9	78,27
GeSe (к)	-82,4	-84,0	79,0
H (г)	217,98	203,3	114,6

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
H^+ (г)	1536,2	1516,99	108,8
H^+ (p-p)	0	0	0
H_2 (г)	0	0	130,52
He (г)	0	0	126,04
Hf (г)	702,9	656,89	186,77
Hf (к)	0	0	43,55
HfC (к)	-217,15	-205,6	40,08
HfCl ₄ (к)	-990	-901	191
HfF ₄ (к)	-1930	-1830	113
HfO ₂ (к)	-1117,5	-1061,1	59,33
Hf(OH) ₄ (к)	—	-361,89	—
Hg (г)	63,1	31,85	174,85
Hg (ж)	0	0	75,9
Hg^{2+} (p-p)	173,58	164,79	25,17
Hg_2^{2+} (p-p)	171,87	153,7	82,24
HgBr ₂ (к)	-169,9	-155,5	179,8
Hg ₂ Br ₂ (к)	-207,1	-181,3	217,7
HgCO ₃ (к)	-553,29	-468,61	184,1
HgCl ₂ (к)	-228,2	-180,9	140,02
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-265,1	-210,8	192,76
HgI ₂ (к)	-105,4	-103,05	184,05
Hg(NO ₃) ₂ (к)	-226	—	—
Hg(NO ₃) ₂ ·2H ₂ O(к)	—	-536,6	—
HgO (к)	-90,9	-58,4	70,3
Hg ₂ O (к)	-91,3	-55,4	130,2
HgS (к)	-59,0	-51,4	82
HgSO ₄ (к)	-707,9	-590,0	136,4
Hg ₂ SO ₄ (к)	-744,65	-627,45	200,7
I (г)	106,3	69,5	178,8
I ⁻ (г)	-195	-221	167,4
I ⁻ (p-p)	-55,9	-51,7	109,4
I ₂ (г)	62,43	19,37	260,59
I ₂ (к)	0	0	116,15
ICl (г)	17,41	-5,81	247,4
ICl ₃ (к)	-88,3	-22,1	167,2
IF (г)	-125	-127,1	235,9
IF ₅ (г)	-834,3	-763,9	328,9

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
IO_3^- (p-p)	-230,1	-135,6	115,9
HI (r)	26,57	1,78	206,48
HI (p-p)	-55,2	-51,5	111,3
H_5IO_6 (κ)	-761,5	-	-
In (r)	-	203,5	173,7
In (κ)	0	0	57,82
In^{3+} (p-p)	-182,4	-98,4	-253,7
InAs (κ)	-25,9	-24,2	41,0
InCl (κ)	-186,2	-164,0	95,0
InCl_3 (κ)	-537,2	-460	138
In_2O_3 (κ)	-925,9	-831,9	107,9
$\text{In}(\text{OH})_3$ (κ)	-760,0	-761,6	106,7
InP (κ)	88,7	76,99	31,1
$\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ (κ)	-2725,5	-2385,7	302,1
InSb (κ)	-15,35	-14,1	88,3
Ir (r)	627,6	580,77	178,4
Ir (κ)	0	0	35,48
IrCl_3 (κ)	-242,7	-198,7	150,6
IrF_6 (r)	-544	-458,7	357,7
IrO_2 (κ)	-243	-188,4	59
IrS_2 (κ)	-125,6	-	105,51
K (r)	89,16	60,67	160,23
K (κ)	0	0	71,45
K^+ (p-p)	-251,2	-281,3	102,5
$\text{KAg}(\text{CN})_2$ (κ)	-	35,9	142,2
KAlH_4 (κ)	-166,5	-99,5	128,8
KBF_4 (κ)	-1881,5	-1778,2	50,2
KBH_4 (κ)	-948,8	-159,4	106,2
$\text{K}_2\text{B}_4\text{O}_7$ (κ)	-3334,2	-2998,8	187,4
KBr (κ)	-392,5	-378,8	95,85
KBrO_3 (κ)	-332,2	-243,5	149,2
KCN (κ)	-112,5	-103,9	137,03
K_2CO_3 (κ)	-1146,1	-1059,8	156,32
KCl (κ)	-435,9	-408,0	82,56
KClO_3 (κ)	-391,2	-289,9	142,97
KClO_4 (κ)	-430,1	-300,4	151,0
K_2CrO_4 (κ)	-1382,8	-1286,0	193

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
$K_2Cr_2O_7$ (к)	-2033,0	-1866	291,2
KF (к)	-567,4	-537,7	66,60
KH (к)	-63,4	-34,0	50,2
$KHCO_3$ (к)	-959,3	-860,6	128,7
KHF_2 (к)	-928,45	-860,6	104,6
KI (к)	-327,6	-324,1	110,79
KIO_3 (к)	-508,4	-425,5	151,46
KIO_4 (к)	-464,9	-391,2	157,7
$KMnO_4$ (к)	-813,4	-713,8	171,71
K_2MnO_4 (к)	-1184,07	-	-
KN_3 (к)	1,38	77,0	86,0
KNO_2 (к)	-370,3	-218,6	117
KNO_3 (к)	-493,2	-393,1	132,93
KOH (к)	-425,8	-380,2	79,32
KOH (p-p)	-477,3	-440,5	91,6
KO_2 (к)	-280	-209	46,9
K_2O (к)	-363,2	-322,1	94,1
K_2O_2 (к)	-495,8	-429,8	113,0
$K_2[PtCl_6]$ (к)	-	-1107,92	329,7
$KReO_4$ (к)	-1100,3	-995,7	167,7
K_2S (к)	-428,4	-404,2	111,3
$K_2SO_3 \cdot 2H_2O$ (к)	-1116,7	-1025	156,5
K_2SO_4 (к)	-1433,7	-1316,4	175,7
$K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$	-1423,8	-1097,5	598
$K_3[Fe(CN)_6]$ (к)	-173,2	-51,9	420,1
K_2TiO_3 (к)	-1609,17	-	237,23
Kr (r)	0	0	164
La (r)	416,73	379,35	182,3
La (к)	0	0	57,3
$LaCl_3$ (к)	-1070,7	-1028,8	144,3
La_2O_3 (к)	-1793,1	-1705,8	128,4
$La_2(SO_4)_3$ (к)	-3932,1	-3598,2	-
Li (r)	160,5	127,4	139,6
Li (к)	0	0	28,6
$LiAlH_4$ (к)	-117	-48,4	87,9
LiBr (к)	-350,3	-338,9	66,9
LiCl (к)	-408,3	-384,0	59,3

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
LiF (κ)	-612,1	-584,1	35,9
LiFeO ₂ (κ)	-729,02	-672,8	75,3
LiH (κ)	-90,7	-68,5	20,0
LiI (κ)	-271,1	-266,9	75,7
LiOH (κ)	-487,2	-442,2	42,8
LiOH (p-p)	-508,7	—	—
Li ₂ CO ₃ (κ)	-1215,6	-1132,4	90,37
LiNO ₃ (κ)	-482,3	-389,5	105
Li ₂ O (κ)	-595,8	-562,1	37,89
Li ₂ SO ₄ (κ)	-1434,4	-1324,7	113
Mg (r)	146,4	111,9	148,5
Mg (κ)	0	0	32,7
Mg ²⁺ (p-p)	-467	-455,1	138
MgBr ₂ (κ)	-517,6	—	117
MgBr ₂ ·6H ₂ O (κ)	-2407	-2054	397
MgCO ₃ (κ)	-1113	-1029,3	65,7
MgCl ₂ (κ)	-641,1	-591,6	26,9
MgF ₂ (κ)	-1113	-1071	57,2
Mg(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O (κ)	-2499,6	-2115,6	366
MgO (κ)	-601,8	-569,6	26,9
Mg(OH) ₂ (κ)	-924,7	-833,7	63,14
MgSO ₄ (κ)	-1301,4	-1158,7	91,6
MgSO ₄ ·7H ₂ O (κ)	-3384	-2868	—
Mn (r)	279,2	236,98	173,6
Mn (κ)	0	0	32
Mn ²⁺ (p-p)	-223,01	-227,61	-74,89
MnCO ₃ (κ)	-881,7	-811,4	109,5
MnCl ₂ (κ)	-481,2	-440,4	118,2
MnCl ₂ ·4H ₂ O (κ)	-1687,4	-1426	311,5
MnO (κ)	-385,1	-363,3	61,5
MnO ₂ (κ)	-521,5	-466,7	53,1
Mn(OH) ₂ (κ)	-700,0	-618,7	94,9
Mn ₃ O ₄ (гаусманит, κ)	-1387,6	-1282,9	154,8
MnO ₄ ⁻ (p-p)	-542,66	-449,36	191,21
Mn ₂ O ₇ (κ)	-728,43	-543,92	—

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
MnSO ₄ (к)	-1066,7	-959,0	112,5
Mo (г)	658,98	604,91	18,84
Mo (к)	0	0	28,6
Mo(CO) ₆ (к)	-983,2	-878,6	327
MoCl ₂ (к)	-288,7	-144,77	119,24
MoCl ₃ (к)	-393	-204	138
MoCl ₄ (к)	-479,5	-391,6	180
MoCl ₅ (к)	-526,8	-420,6	230
MoF ₆ (к)	-1585,4	-1473,0	253,7
MoO ₂ (к)	-589,1	-533,2	46,28
MoO ₃ (к)	-745,2	-668,1	77,74
MoO ₄ ²⁻ (p-p)	-996,63	-915,46	58,58
H ₂ MoO ₄ (к)	-1046,1	-950	-159
Mo ₂ C (к)	-46	-46,9	--
MoS ₂ (к)	-248,1	-239,2	62,59
N (г)	472,78	455,5	153,2
N ₂ (г)	0	0	199,9
NF ₃ (г)	-126	-84,4	260,6
NH ₂ OH (к)	-115	-17,4	66,5
NH ₂ OH (p-p)	-98,3	-23,4	167,4
NH ₃ (г)	-46,19	-16,71	192,6
NH ₄ ⁺ (p-p)	-132,4	-79,5	114,4
(NH ₄) ₂ Al ₂ (SO ₄) ₄ × × 4H ₂ O (к)	-5946,9	-4938,5	686,2
NH ₄ Br (к)	-270,1	-174,7	112,9
NH ₄ CNS (к)	-82,0	10,5	261,12
NH ₄ Cl (к)	-314,2	-203,2	95,8
NH ₄ ClO ₄ (к)	-295,9	-88,8	184,3
NH ₄ NO ₂ (p-p)	-237,4	-116,8	253,7
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	-183,8	151,0
(NH ₄) ₂ SO ₄ (к)	-1180,0	-901,3	220
(NH ₄) ₂ CrO ₄ (к)	-1182,4	-995,8	167,78
(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (к)	-1799,12	-	-
NH ₄ VO ₃ (к)	-1051	-886,2	140,6
NO (г)	90,25	86,58	210,6
NOBr (г)	82,2	82,4	273,5
NOCl (г)	52,5	66,9	261,5

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
NOF (г)	-66,5	-51,0	247,9
NOI (г)	100	92,4	282,8
NO ₂ (г)	33	51,5	240,2
NO ₂ Cl (г)	12,55	54,39	272,04
NO ₂ F (г)	-108,78	-66,45	260,15
NO ₃ ⁻ (p-p)	-207,5	-111,7	147,3
NO ₃ F (г)	10,46	73,61	292,83
N ₂ H ₄ (ж)	95,40	159,28	238,36
N ₂ H ₄ (ж)	50,50	149,2	121,4
N ₂ O (г)	82,1	104,2	220,0
N ₂ O ₃ (г)	83,3	140,6	307,3
N ₂ O ₄ (ж)	19,05	98,0	209,3
N ₂ O ₅ (к)	-42,7	114,2	178,4
HN ₃ (г)	294,0	328,03	238,86
HN ₃ (ж)	-	327,2	140,6
HNO ₂ (p-p)	-119,2	-55,6	152,7
HNO ₃ (г)	-135,1	-74,8	266,9
HNO ₃ (ж)	-174,1	-80,8	156,6
Na (г)	108,3	77,3	153,6
Na (к)	0	0	51,45
Na (ж)	2,48	10,5	57,9
Na ⁺ (г)	606,1	575,6	147,9
Na ⁺ (p-p)	-239,9	-262,13	58,91
NaAlCl ₄ (к)	-1142,8	-1041,8	188,3
NaAlH ₄ (к)	-114,5	-48,53	123,85
NaAlO ₂ (к)	-1132,2	-1066,27	70,4
NaAlSiO ₄ (к, нефелин)	-4051,5	-1960,7	124,26
NaBH ₄ (к)	-183,3	-119,5	101,3
NaBO ₂ (к)	-1059	-922,8	73,39
NaBr (к)	-361,4	-349,3	86,82
NaBrO ₃ (к)	-342,8	-252,6	130,5
NaCN (к)	-89,8	-80,4	118,5
NaCNO (к)	-93,6	-81,4	124,85
NaCNS (к)	-410,0	-362,4	113
NaCl (к)	-189,4	-201,3	229,7
NaCl (к)	-411,1	-384,0	72,12

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
NaClO ₃ (κ)	-365,4	-275	129,7
NaClO ₄ (κ)	-382,8	-282	140
NaF (κ)	-573,6	-543,3	51,3
NaF·HF (κ)	-902,8	-806,74	90,7
NaH (κ)	-56,4	-38	188
NaHCO ₃ (κ)	-947,7	-851,9	102
NaI (κ)	-287,9	-284,6	98,5
NaNO ₂ (κ)	-359	-295	106
NaNO ₃ (κ)	-466,7	-365,9	116
NaN ₃ (κ)	21,3	99,9	70,5
NaOH (κ)	-425,6	-380,7	64,4
NaOH (p-p)	-470	-419,2	48,1
NaO ₂ (κ)	-	-217,6	115,9
Na ₂ B ₄ O ₇ (κ)	-3276,6	-3081,6	189,5
Na ₂ CO ₃ (κ)	-1131,0	-1047,5	136,4
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O (κ)	-4083,5	-3424,3	564,7
Na ₂ CrO ₄ (κ)	-1333	-1232	174,5
Na ₂ O (κ)	-416,0	-377,1	75,27
Na ₂ O ₂ (κ)	-540,4	-446,9	94,88
Na ₂ S (κ)	-370,3	-354,8	77,4
Na ₂ SO ₃ (κ)	-1090	-1002	146,0
Na ₂ SO ₄ (κ)	-1384,6	-1266,8	149,5
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O (κ)	-4324,17	-3642,9	591,9
Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O (κ)	-2602,4	-1043	-
Na ₂ SiO ₃ (κ)	-1525,4	-1427,7	113,8
Na ₃ AlF ₆ (κ)	-	-3140,7	238,5
Na ₃ PO ₄ (κ)	-1935,5	-1819	224,7
Nb (r)	724,66	698,05	186,14
Nb (κ)	0	0	36,6
NbCl ₅ (κ)	-797,5	-687,7	225
F ₅ (κ)	-1813,8	-1698,7	157,3
Nb ₂ O ₅ (κ)	-1898	-1764,1	137,2
Ne (r)	0	0	146,2
Ni (r)	423,67	378,29	182,1
Ni (κ)	0	0	29,9
Ni ²⁺ (p-p)	-53,2	-45,59	-126,13
NiBr ₂ (κ)	-214	-201	129

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
NiCl ₂ (κ)	-304,2	-258,0	98,07
NiCl ₂ ·4H ₂ O (κ)	-	-1250,6	-
NiF ₂ (κ)	-661,07	-624,25	73,6
NiI ₂ (κ)	-96,23	-89,12	157,74
Ni(NH ₃) ₄ ²⁺ (p-p)	-	-252,97	356,49
NiO (κ)	-239,7	-211,6	37,99
Ni(OH) ₂ (κ)	-543,5	-458,3	80
Ni(OH) ₃ (κ)	-678,23	-541,83	81,59
NiS (κ)	-79	-76,9	52,97
NiSO ₄ (κ)	-873,5	-763,8	103,85
NiSO ₄ ·7H ₂ O (κ)	-2977,4	-2463,3	378,9
O (r)	246,8	231,8	160,9
O ₂ (r)	0	0	205,04
O ₃ (r)	142,3	162,7	238,8
OH ⁻ (p-p)	-230,19	-157,42	-10,86
H ₂ O (r)	-241,82	-228,61	188,72
H ₂ O (ж)	-285,83	-237,24	70,08
H ₂ O ₂ (ж)	-187,8	-120,4	100,5
H ₂ O ₂ (ж)	-191,4	-133,8	142,4
Os (r)	669,44	621,78	191,63
Os (κ)	0	0	32,6
OsO ₂ (κ)	-259,4	-209,2	-
OsO ₄ (κ)	-394,0	-302,5	164
P (r)	314,64	278,28	163,1
P (κ, бел.)	0	0	41,1
P (κ, черн.)	-38,9	-33,47	22,7
P (κ, красн.)	-17,6	-11,9	22,8
P ₄ (r)	58,9	24,5	279,9
PBr ₃ (r)	-132,0	-155,7	348
PBr ₃ (ж)	-184	-175,7	240,2
PCl ₃ (r)	-287,02	-260,5	311,7
PCl ₅ (r)	-366,0	-305,4	364,5
PF ₃ (r)	-956,5	-935,66	272,6
PF ₅ (r)	-1593	-1517,2	296
PH ₃ (r)	5,44	13,39	210,1
POCl ₃ (ж)	-597,1	-521,3	222,5
POF ₃ (r)	-1197,3	-1148,95	284,9

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
P_4O_6 (к)	-1640	-	-
P_4O_{10} (к)	-2984,0	-2697,8	228,8
HPO_3 (к)	-976,9	-	-
HPO_4^{2-} (p-p)	-1298,7	-1094,1	-36,8
$H_2PO_4^-$ (p-p)	-1302,5	-1135,1	90,37
$H_2P_2O_7^{2-}$ (p-p)	-2278,6	-2015,0	175,7
H_3PO_3 (p-p)	-964,8	-856,8	167,3
H_3PO_4 (p-p)	-1288,3	-1142,6	-158,1
H_3PO_4 (к)	-1279	-1119,1	110,5
Pb (r)	195,6	162,2	175,3
Pb (к)	0	0	64,8
$PbCO_3$ (к)	-699,6	-625,9	131,0
$PbCl_2$ (к)	-359,8	-314,05	134,3
$PbCrO_4$ (к)	-910,9	-819,6	152,7
PbI_2 (к)	-175,2	-173,6	175,4
$Pb(NO_3)_2$ (к)	-451,7	-256,9	217,9
PbO (к)	-219,3	-189,1	66,2
PbO_2 (к)	-276,6	-218,3	74,89
Pb_3O_4 (к)	-723,4	-606,2	211,3
$Pb(OH)_2$ (к)	-512,5	-451,2	-
PbS (к)	-100,4	-98,8	91,2
$PbSO_4$ (к)	-920,6	-813,8	148,67
Pd (r)	393,3	354,81	166,94
Pd (к)	0	0	37,7
$PdCl_6^{2-}$ (p-p)	-621,7	-440,9	231,03
PdO (к)	-115,5	-85,3	38,9
Pt (r)	564	519,14	192,3
Pt (к)	0	0	41,5
$PtBr_4$ (к)	-159	-105	163,5
$PtCl_4$ (к)	-229,3	-163,8	267,9
$PtCl_4^{2-}$ (p-p)	-501,16	-363,0	155,03
$PtCl_6^{2-}$ (p-p)	-669,9	-485,01	223,6
PtI_4 (к)	-59,4	-97,9	281
PtO_2 (к)	-134	-84	69,1
Rb (r)	81,9	54,0	169,9
Rb (к)	0	0	76,2

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
RbBr (к)	-389,2	-378,1	112,3
Rb ₂ CO ₃ (к)	-1128	-1046,0	-
RbCl (к)	-430,6	-405,8	91,6
RbF (к)	-549,3	-523,4	75,3
RbH (к)	-54,31	-33,9	-
RbI (к)	-328,4	-325,5	118
RbNO ₃ (к)	-489,7	-390,4	140,6
RbOH (к)	-413,8	-364,0	79,5
Rb ₂ O (к)	-330,1	-292,9	108,8
Re (г)	776,76	731,55	187,82
Re (к)	0	0	36,5
ReBr ₃ (к)	-164,43	-140,58	184,1
ReCl ₃ (к)	-263,6	-199,99	158,99
ReCl ₅ (к)	-361	-252,6	230
ReF ₆ (ж)	-1382,1	-1270,5	270,6
ReO ₂ (к)	-423,84	-373,21	72,80
ReO ₃ (к)	-592,9	-514,4	82,8
Re ₂ O ₇ (к)	-1272	-1098	207,2
ReO ₄ ⁻ (p-p)	-791,61	-699,15	202,09
HReO ₄ (к)	-761,49	-656,89	152,3
ReS ₂ (к)	-138,9	-173,6	96,23
Re ₂ S ₇ (к)	-451,4	-422,58	-
Rh (г)	556,89	510,91	-
Rh (к)	0	0	31,5
RhCl ₆ ³⁻ (p-p)	-	-662,33	209,20
Ru (г)	602,5	555,63	186,4
Ru (к)	0	0	28,5
RuO ₂ (к)	-236,4	-184,1	60,67
RuO ₄ (к)	-239,3	-150,6	141
S (г)	273	232,4	167,7
S (к, монокл.)	0,38	0,188	32,6
S (к, ромб.)	0	0	31,9
S ²⁻ (p-p)	35,81	92,47	-26,78
S ₂ (г)	127,6	78,6	228,18
S ₈ (г)	101,95	45,6	444,2
S ₂ Cl ₂ (ж)	-58,2	-	-

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
SO ₂ (г)	-296,9	-300,2	248,1
SO ₂ (к)	-331,1	—	—
SO ₂ Cl ₂ (ж)	-391,2	-305,0	216,3
SO ₃ (г)	-396,1	-370	256,4
SO ₃ (ж)	-439,0	-368,04	122,05
SO ₃ (к)	-454,51	-368,98	52,3
SO ₃ ²⁻ (p-p)	-635,54	-485,16	-29,28
SO ₄ ²⁻ (p-p)	-910,85	-744,93	20,08
H ₂ S (г)	-21	-33,8	205,7
H ₂ S (p-p)	-39,75	-27,9	121,3
H ₂ SO ₄ (ж)	-814,2	-690,3	156,9
Sb (г)	268,57	228,46	180
Sb (к)	0	0	45,69
SbCl ₃ (к)	-381,2	-322,5	183
Sb ₂ O ₃ (к)	-1007,5	-864,7	125,1
Sc (г)	343,1	302,2	174,68
Sc (к)	0	0	34,3
Sc ₂ O ₃ (к)	-1908,6	-1917,5	77
Se (к)	0	0	34,3
Se (сг)	5,4	2,65	51,5
SeF ₆ (г)	—	-928,9	313,8
SeO ₂ (г)	-125,8	-133,2	264,8
SeO ₂ (к)	-225,7	-171,6	66,7
H ₂ Se (г)	33	19,7	218,8
Si (г)	468,61	407,6	167,9
Si (к)	0	0	18,8
SiC (к)	-66,8	-60,35	16,62
SiCl ₄ (ж)	-687,8	-598,3	239,7
SiF ₄ (г)	-1614,9	-1572,5	282,6
SiF ₆ ²⁻ (p-p)	-2399	-2210,9	126,9
SiH ₄ (г)	34,7	57,2	204,56
Si ₂ H ₆ (г)	79,9	126,1	274,5
SiO ₂ (к, кварц)	-908,3	-854,2	42,7
SiS ₂ (ж)	-156,1	-158,6	90,5
H ₂ SiO ₃ (аморф.)	-1189,1	-1019,1	—
H ₄ SiO ₄ (аморф.)	-1480	—	—

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
Sn (г)	302,1	267,3	168,4
Sn (к, бел.)	0	0	51,6
Sn (к, сер.)	-2,1	-0,13	44,2
Sn ²⁺ (p-p)	-10,5	-27,3	-22,7
Sn ⁴⁺ (p-p)	-2,43	-2,4	-226,1
SnCl ₄ (ж)	-528,9	-457,7	299,6
SnH ₄ (г)	162,3	187,8	228,7
SnO (к)	-286,0	-256,9	56,5
SnO ₂ (к)	-580,8	-519,9	52,3
Sn(OH) ₂ (к)	-506,3	-491,6	87,7
Sn(OH) ₄ (к)	-	-946	155
SnS (к)	-110,2	-108,3	77,0
SnS ₂ (к)	-82,5	-74,1	87,5
SnSO ₄ (к)	-887	-	-
Sn(SO ₄) ₂ (к)	-1650	-1451	155,2
Sr (г)	164	130,9	135,1
Sr (к)	0	0	53,1
Sr ²⁺ (p-p)	-545,5	-557,3	-26,3
SrCO ₃ (к)	-1218,4	-1137,6	97,1
SrCl ₂ (к)	-828,4	-781,2	117
SrF ₂ (к)	-1209,2	-1160,6	81,6
SrI ₂ (к)	-566,9	-559,8	159
Sr(NO ₃) ₂ (к)	-975,9	-778,2	195,5
SrO (к)	-590,4	-559,8	54,4
Sr(OH) ₂ (к)	-959,4	-870,3	86,6
SrS (к)	-452,3	-447,7	68,2
SrSO ₄ (к)	-1451,0	-1334,3	119,7
Ta (г)	781,99	739,2	185,1
Ta (к)	0	0	41,5
TaCl ₅ (к)	-857,9	-750,5	238
TaF ₅ (к)	-1903,6	-1790,8	170
Ta ₂ O ₅ (к)	-2045,14	-1909,99	143,01
Tc (г)	648,52	604,55	180,96
Tc (к)	0	0	33,5
Tc ₂ O ₇ (к)	-1114,6	-937,8	191,9
TcO ₄ ⁻ (p-p)	-723,8	-630,24	313,8
HTcO ₄ (к)	-700,49	-591,07	139,33

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
Te (г)	191,7	152	182,4
Te (к)	0	0	49,56
TeF ₆ (к)	-1323,0	-1226,4	337,26
TeO ₂ (г)	-51,9	-57,3	271,9
TeO ₂ (к)	-322,6	-270,3	79,8
Ti (г)	471,12	426,53	180,2
Ti (к)	0	0	30,6
TiBr ₄ (к)	-619,2	-592	243,5
TiC (к)	-209	-205,7	24,7
TiCl ₂ (к)	-516,7	-472,67	105,85
TiCl ₃ (к)	-719,6	-653,96	130,12
TiCl ₄ (г)	-763,2	-726,12	352,23
TiCl ₄ (ж)	-804,2	-737,4	252,4
TiF ₄ (аморф.)	-1649,3	-1559,2	133,95
TiH ₂ (к)	-144,35	-105,13	29,71
TiI ₄ (г)	-287	-337,7	432,97
TiI ₄ (к)	-386,6	-381,6	246
TiN (к)	-336,81	-308,1	30,4
TiO (к)	-526,3	-496,93	34,79
TiO ₂ (к, рутил)	-943,9	-888,6	50,33
Ti ₂ O ₃ (к)	-1518	-1431,0	77,3
H ₂ TiO ₃ (к)	-	-1058,55	-
Ti(OH) ₃ (к)	-1188,26	-	-
Tl (к)	0	0	64,18
TlBr (к)	-172,7	-167,4	122,6
TlCl (к)	-204,1	-185,0	111,5
TlCl ₃ (к)	-311,3	-290,8	-
TlF (к)	-327	-306,2	95,69
Tl ₂ O (к)	-167,4	-153,1	161,1
Tl ₂ O ₃ (к)	-390,4	-321,4	148,1
Tl(OH) (к)	-233,5	-190,6	255,2
Tl(OH) ₃ (к)	-516,6	-	102,1
V (г)	515,34	469,49	182,2
V (к)	0	0	28,9
V ²⁺ (p-p)	-221,9	-218,1	-114,32
V ³⁺ (p-p)	-257,9	-242,8	-271,53
VCl ₂ (к)	-452,17	-406,12	97,1

Продолжение прил. 1

1	2	3	4
VCl_3 (κ)	-582,41	-516,52	130,95
VCl_4 (ж)	-569,8	-505,6	259
VF_2 (κ)	-837,4	-791,3	77,5
VF_3 (ж)	-1480,9	-1378,4	191,9
VN (κ)	-217,15	-191,21	37,28
VO (κ)	-431,8	-402,6	33,6
VO^{2+} (p-p)	-	-456,06	-108,78
VO_2 (κ)	-720	-665	51,57
V_2O_3 (κ)	-1219,1	-1139,4	98,3
V_2O_5 (κ)	-1552	-1421,2	131
W (κ)	844,33	802,26	173,85
W (κ)	0	0	32,7
WC (κ)	-41,0	-39,5	35
$\text{W}(\text{CO})_6$ (κ)	-876,96	-825,9	4,184
WF_6 (κ)	-1721,5	-1635,9	353,5
WO_2 (κ)	-589,63	-533,87	50,55
WO_3 (κ)	-842,7	-763,9	75,94
WO_2Cl_2 (κ)	-835,54	-753,8	186,61
WO_4^{2-} (κ)	-1115,45	-920,48	62,76
H_2WO_4 (κ)	-1132	-1036,4	117,2
Y (r)	426,77	384,9	-
Y (κ)	0	0	46,0
YCl_3 (κ)	-982,4	-900	136,8
Y_2O_3 (κ)	-1904	-1800	99,2
$\text{Y}(\text{OH})_3$ (κ)	-1412,5	-1290,0	96,3
Zn (r)	130,73	95,19	160,87
Zn (κ)	0	0	41,63
Zn^{3+} (p-p)	-153,74	-147,26	-110,67
ZnBr_2 (κ)	-329,7	-312,4	136
ZnCO_3 (κ)	-810,74	-732,48	92,47
ZnCl_2 (κ)	-415,05	-369,4	111,5
ZnF_2 (κ)	-764,4	-713,5	73,68
ZnI_2 (κ)	-208,2	-209,3	161,5
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$ (p-p)	-67,7	-53,64	-
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ (κ)	-514,63	-298,82	193,72
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (κ)	-1111,05	-795,9	258,21

Окончание прил. 1

1	2	3	4
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2306,8	-1174,9	258,21
ZnO (к)	-350,6	-320,7	43,64
$\text{Zn}(\text{OH})_2$ (к, ромб)	-645,4	-555,9	76,99
$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-}$ (р-р)	-	-905,42	-
ZnS (к)	-205,4	-200,7	57,74
$\text{ZnSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (к)	-2780,83	-2325,56	363,8
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3078,5	-2563,9	388,7
Zr (г)	608,42	565,97	181,24
Zr (к)	0	0	39,0
ZrC (к)	-206,7	-197,4	33,3
ZrCl_4 (к)	-979,8	-889,3	181,4
ZrF_4 (к)	-1911,3	-1809,9	104,6
ZrO_2 (к)	-1100,6	-1042,8	50,38
ZrOCl_2 (к)	-986,6	-992,4	-
$\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ (к)	-3468	-2988,96	-

* к – кристаллическое вещество; ж – жидкое вещество; г – газообразное вещество; р-р – раствор.

Приложение 2
Стандартные электродные потенциалы некоторых
систем в водных растворах

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
Азот	
$3\text{N}_2 + 2\bar{e} = 2\text{N}_3^-$	-3,4
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{OH}^-$	-3,04
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,15
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	0,14
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,99
Алюминий	
$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{AlF}_6^{3-} + 3\bar{e} = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,663
Барий	
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,905
Бериллий	
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847
Бор	
$\text{BF}_4^- + 3\bar{e} = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,04
$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165
Бром	
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
$\text{Br}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{BrO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{BrO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,88
Ванадий	
$\text{V}^{2+} + 2e^- = \text{V}$	1,175
$\text{V}^{3+} + 3e^- = \text{V}$	-0,255
$\text{VO}_2^+ + 4\text{H}^+ + 5e^- = \text{V} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,25
Висмут	
$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 3e^- = \text{Bi} + 3\text{OH}^-$	-0,46
$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,320
$\text{NaBiO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1,8
Водород	
$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,251
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
Вольфрам	
$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{W} + 6\text{OH}^-$	-1,05
$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e^- = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,049
Галлий	
$\text{Ga}^{3+} + 3e^- = \text{Ga}$	-0,53
Гафний	
$\text{Hf}^{4+} + 4e^- = \text{Hf}$	-1,70
Германий	
$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Ge}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,363
$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
$\text{Ge}^{2+} + 2e^- = \text{Ge}$	0,000
Железо	
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + e^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,53
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Fe}(\text{CN})_6^{3-} + e^- = \text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$	0,356

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,700
Золото	
$\text{Au}(\text{CN})_2^- + \bar{e} = \text{Au} + 2\text{CN}^-$	0,61
$\text{Au}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Au}^+$	1,401
$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,498
$\text{Au}^+ + \bar{e} = \text{Au}$	1,692
Йод	
$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
$\text{I}_2 + 2\bar{e} = 2\text{I}^-$	0,536
$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,19
$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,45
$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,6
$\text{IO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,64
Иридий	
$\text{IrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ir} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,93
$\text{Ir}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ir}$	1,15
Кадмий	
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{Cd} + 4\text{CN}^-$	-1,09
$\text{Cd}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd} + 4\text{NH}_3$	-0,61
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403
Калий	
$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,924
Кальций	
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866
Кислород	
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	E^0 , В
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
Кобальт	
$\text{Co}(\text{CN})_6^{3-} + \bar{e} = \text{Co}(\text{CN})_6^{4-}$	-0,83
$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,277
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+} + \bar{e} = \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	0,1
$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,17
$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Co}$	0,33
$\text{Co}^{3+} + \bar{e} = \text{Co}^{2+}$	1,808
Кремний	
$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
$\text{SiFe}_6^{2-} + 4\bar{e} = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,2
$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
Литий	
$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045
Магний	
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363
Марганец	
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	1,179
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} = \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}^- + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{Mn}^{3+} + \bar{e} = \text{Mn}^{2+}$	1,509
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Медь	
$\text{Cu}(\text{CN})_2 + \bar{e} = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
$\text{CuI} + \bar{e} = \text{Cu} + \text{I}^-$	0,185
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} = \text{Cu}^+$	0,153
$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,337

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,52
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \bar{e} = \text{CuCl}$	0,53
$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \bar{e} = \text{CuBr}$	0,64
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \bar{e} = \text{CuI}$	0,84
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{CN}^- + \bar{e} = \text{Cu}(\text{CN})_2^-$	1,12
Молибден	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Mo}$	-0,200
$\text{MoO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Mo} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,154
Мышьяк	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,56
$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Натрий	
$\text{Na}^+ + 2\bar{e} = \text{Na}$	-2,714
Никель	
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \bar{e} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	0,49
Ниобий	
$\text{Nb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Nb}$	-1,1
$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10\bar{e} = 2\text{Nb} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,65
Олово	
$\text{Sn}(\text{OH})_6^{2-} + 2\bar{e} = \text{HSnO}_2^- + 3\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,90
$\text{SnF}_6^{2-} + 4\bar{e} = \text{Sn} + 6\text{F}^-$	0,25
$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{SnO}_6 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106
$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	0,01
$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Sn}^{2+}$	0,151
Осмий	
$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85
$\text{Os}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Os}$	0,85
Палладий	
$\text{PdI}_6^{2-} + 2\bar{e} = \text{PdI}_4^{2-} + 2\text{I}^-$	0,623

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	0,987
$\text{PdCl}_6^{2-} + 2\bar{e} = \text{PdCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	1,288
Платина	
$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,188
Рений	
$\text{ReO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{ReO}_4 + 4\text{OH}^-$	-0,595
$\text{ReO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 7\bar{e} = \text{Re} + 8\text{OH}^-$	-0,584
$\text{ReO}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Re}$	0,3
$\text{ReO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\bar{e} = \text{Re} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,37
Родий	
$\text{Rh}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Rh}$	0,8
Ртуть	
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{Hg} + 4\text{CN}^-$	-0,37
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} = 2\text{Hg}$	0,788
$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,850
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
Рубидий	
$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925
Рутений	
$\text{Ru}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ru}$	0,45
$\text{RuO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ru} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,79
Свинец	
$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,2
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,449
$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,694
Селен	
$\text{Se} + 2\bar{e} = \text{Se}^{2-}$	-0,92
$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
$\text{Se}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	0,366
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,741
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	1,15

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
Сера	
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,22
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,010
Серебро	
$\text{Ag}(\text{CN})_2^- + \bar{e} = \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	-0,29
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+ + \bar{e} = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	0,373
$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,799
Стронций	
$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,888
Сурьма	
$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	0,675
$\text{SbO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	0,212
$\text{SbO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Sb} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,446
$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{SbO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,58
Талий	
$\text{Tl}^+ + \bar{e} = \text{Tl}$	0,336
$\text{Ti}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Ti}^+$	1,252
Тантал	
$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10\text{H}^+ + 10\bar{e} = 2\text{Ta} + 5\text{H}_2\text{O}$	-0,750
Теллур	
$\text{Te} + 2\bar{e} = \text{Te}^{2-}$	-1,14
$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
$\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Te} + 6\text{OH}^-$	0,57
$\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,892
$\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{TeO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,02

Продолжение прил. 2

Уравнение процесса	$E^0, \text{В}$
Технеций	
$\text{Tc}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Tc}$	0,4
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 7\bar{e} = \text{Tc} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,47
$\text{TcO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{Tc}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,5
Титан	
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,630
$\text{Ti}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ti}$	-1,23
$\text{TiF}_6^{2-} + 4\bar{e} = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	1,19
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,88
$\text{Ti}^{3+} + \bar{e} = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
$\text{TiO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{Ti}(\text{OH})_6^{3+}$	0,1
Углерод	
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
Фосфор	
$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
Фтор	
$\text{OF}_2 + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
$\text{F}_2 + 2\bar{e} = 2\text{F}^-$	2,87
Хлор	
$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,63
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,88
$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	1,189
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} = 2\text{Cl}^-$	1,359
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,38
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,451

Окончание прил. 2

Уравнение процесса	E^0 , В
Хром	
$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744
$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} = \text{Cr}^{2+}$	0,407
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	0,13
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{CrO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,945
$\text{CrO}_2 + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{Cr}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,188
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
Цезий	
$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923
Цинк	
$\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{CN}^-$	-1,26
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763
$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
Цирконий	
$\text{ZrO}^{2+} + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Zr} + \text{H}_2\text{O}$	-1,570
$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Zr}$	-1,539
$\text{ZrO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{Zr} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,43
Лантаноиды	
$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,522
$\text{Ce}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ce}$	-2,48
$\text{Ce}^{4+} + \bar{e} = \text{Ce}^{3+}$	1,61
$\text{Pr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Pr}$	-2,468
$\text{Pm}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Pm}$	-2,423
$\text{Sm}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sm}$	-3,121
$\text{Eu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Eu}$	-3,395

Список литературы

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : Высш. школа, 1981. – 679 с.
2. Лабораторные работы по общей химии / Васильева З.Г. и др. – Л. : Химия, 1986. – 288 с.
3. Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1987. – 702 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1987. – 264 с.
5. Деркач Ф.Я. Практикум з неорганічної хімії / Ф.Я. Деркач. – Львів : Видав-во Львівського університету, 1966. – 334 с.
6. Карапетьянц М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Химия, 1981. – 632 с.
7. Лабораторные работы по химии / Коровин Н.В. и др. – М. : Высш. шк., 1986. – 239 с.
8. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии / Н.Б. Любимова. – М. : Высш. шк., 1990. – 351 с.
9. Лучинский Г.П. Курс химии / Г.П. Лучинский. – М. : Высш. шк., 1985. – 416 с.
10. Некрасов Б.В. Основы общей химии : в 3 т. Т. 1–3 / Б.В. Некрасов. – М. : Химия, 1965–1970.
11. Неницеску К. Общая химия / К. Неницеску. – М. : Мир, 1968. – 816 с.
12. Николаев Л.А. Неорганическая химия / Л.А. Николаев. – М. : Просвещение, 1982. – 640 с.
13. Общая химия в формулах, определениях, схемах : справ., руководство / И.Е. Шиманович, М.Л. Павлович, В.Ф. Тикавый, П.М. Милашко ; под ред. В.Ф. Тикавого. – Минск : Изд-во «Университетское», 1987. – 501 с.
14. Павлов Н.Н. Неорганическая химия / Н.Н. Павлов. – М. : Высш. шк., 1986. – 336 с.
15. Реми Г. Курс неорганической химии : в 2 т. Т.1 / Г. Реми. – М. : Мир, 1966–1972. – 824 с.

16. Романцева Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии / Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М. : Высш. шк., 1991. – 288 с.

17. Свойства неорганических соединений : справочник ; под общ. ред. В.А. Рабиновича. – Л. : Химия, 1983. – 392 с.

18. Свойства элементов : справочник : в 2-х ч. Ч. II. Химические свойства. – 2-е изд. – М. : Metallurgia, 1976. – 384 с.

19. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М. : Высш. шк., 1997. – 527 с.

20. Химический энциклопедический словарь. – М. : Сов. энциклопедия, 1983. – 792 с.

21. Григор'єва В.В. Загальна хімія : підручник / В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. – 2-ге вид., перероб. і допов. – К. : Вища шк., 1991. – 431 с.

Содержание

ВВЕДЕНИЕ.....	3
1. ВАЖНЕЙШИЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ.....	6
1.1. Основные теоретические положения.....	6
1.2. Контрольные задания.....	18
1.3. Примеры решения типовых задач по теме.....	39
1.4. Ответы к контрольным заданиям.....	47
2. СТРОЕНИЕ АТОМА.....	60
2.1. Общие положения.....	60
2.2. Контрольные задания.....	66
2.3. Примеры решения типовых задач.....	91
2.4. Ответы к контрольным заданиям.....	99
3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ПРОСТЕЙШИХ МОЛЕКУЛ.....	108
3.1. Основные теоретические положения.....	108
3.2. Контрольные задания.....	126
3.3. Примеры решения типовых задач.....	159
3.4. Ответы к контрольным заданиям.....	165
4. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	210
4.1. Основные теоретические положения.....	210
4.2. Контрольные задания.....	218
4.3. Примеры решения типовых задач.....	253
4.4. Ответы к контрольным заданиям.....	259
5. РАСТВОРЫ.....	272
5.1. Основные теоретические положения.....	272
5.2. Контрольные задания.....	281
5.3. Примеры решения типовых задач.....	315
5.4. Ответы к контрольным заданиям.....	325
Модуль 1. Тесты.....	332
6. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ.....	342
6.1. Основные теоретические положения.....	342
6.2. Контрольные задания.....	381

6.3. Примеры решения типовых задач.....	407
6.4. Стветы к контрольным заданиям.....	416
7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ЭЛЕКТРОЛИЗ.....	468
7.1. Основные теоретические положения.....	468
7.2. Контрольные задания.....	478
7.3. Примеры решения типовых задач.....	516
7.4. Ответы к контрольным заданиям.....	529
Модуль 2. Тесты.....	612
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	625
Приложение 1.....	625
Приложение 2.....	650
Список литературы.....	659

Навчальне видання

БУТЕНКО Анатолій Миколайович

БУЛАВІН Віктор Іванович

РИЩЕНКО Ігор Михайлович

ГУРІНА Галина Іванівна

РУСІНОВ Олександр Іванович

ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ У ЗАДАЧАХ ТА ТЕСТАХ

Навчальний посібник

для випускників середніх навчальних закладів

та абітурієнтів хімічних спеціальностей

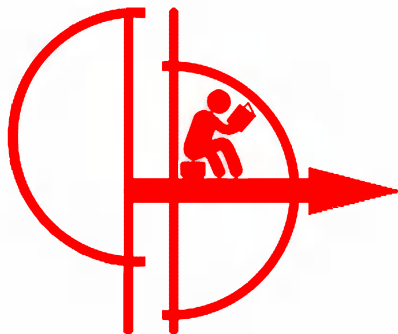
вищих навчальних закладів

Російською мовою

Роботу до видання рекомендував *М. М. Сіренко*

Відповідальний за випуск *Т. П. Ярошок*

Редактор *Л. А. Копієвська*



План 2014 р., поз. 87

Підп до друку 20.03.2014 р. Формат 60 × 84 / 16. Папір офісний. Riso-друк.
Гарнітура Таймс. Ум. друк. арк. 38,6. Наклад 300 прим. 1-й з-д 1–100.
Зам. № 26. Ціна договірна.

Видавець і виготовлювач
ТОВ «Видавництво «Підручник НТУ «ХПІ»,
вул. Фрунзе, 21, м. Харків-2, 61002

Свідоцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 3656 від 24.12.2009 р.

Універсальний посібник, що містить короткий виклад питань шкільного курсу загальної хімії, а також навчальний та тестовий матеріал, який включає усі теми шкільного курсу із загальної хімії з метою поглиблення знань абітурієнтів.

Рекомендується для випускників середніх навчальних закладів та абітурієнтів хімічних спеціальностей вищих навчальних закладів

Универсальное пособие, содержащее краткое изложение вопросов школьного курса общей химии, а также обучающий и тестовый материал, который включает все темы школьного курса по общей химии с целью углубления знаний абитуриентов.

Рекомендуется для выпускников средних учебных заведений и абитуриентов химических специальностей высших учебных заведений.

ISBN 978-6-17-687004-3



9 786176 870043

**ОБЩАЯ ХИМИЯ
В ЗАДАЧАХ И ТЕСТАХ**

**ОБЩАЯ ХИМИЯ
В ЗАДАЧАХ
И ТЕСТАХ**



Учебное пособие