

*Утверждено
Учебно-методическим управлением
по высшему образованию
15 марта 1979 г.*

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
И КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

для студентов-заочников
химико-технологических специальностей
высших учебных заведений



ББК 24.1
Р69

Р69 Романцева Л. М., Суханова В. А., Лещинская З. Л.
Неорганическая химия: Методические указания
и контрольные задания для студентов-заочников
химико-технологических специальностей высших
учебных заведений. — М.: Высш. школа. 1981. —
108 с.

20 к.

540
ББК 24.1

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Курс неорганической химии — начало общей химической подготовки инженера-технолога любой специальности. Изучение курса неорганической химии должно способствовать развитию у студентов химического мышления, укреплению марксистско-ленинского мировоззрения, поскольку этот теоретический курс является наглядной иллюстрацией законов диалектики.

В процессе изучения курса неорганической химии студенты должны глубже уяснить смысл решений Коммунистической партии и Советского правительства по вопросам развития химии и химизации народного хозяйства.

Для студентов химико-технологических специальностей неорганическая химия одна из основных дисциплин, которая является фундаментом для изучения общинженерных и специальных дисциплин. Работа студента над курсом неорганической химии состоит из самостоятельного изучения материала по учебникам и учебным пособиям, выполнения контрольных заданий, проведения лабораторных работ, посещения лекций, сдачи зачетов по лабораторному практикуму и сдачи экзамена по всему курсу. Индивидуальные консультации (очные и письменные) облегчают работу студентов над изучением курса.

Самостоятельная работа с книгой. Приступая к изучению курса неорганической химии, прежде всего следует ознакомиться с программой курса, объемом каждой темы его и последовательностью изложения учебного материала. Изучать курс рекомендуется по отдельным темам, установив в начале соответствие содержания материала, изложенного в учебнике, с содержанием данной темы по программе, имея в виду, что последовательность изложения материала курса в программе не обязательно совпадает с расположением его в учебнике. Изучение курса следует начинать с проработки основной литературы и только после этого пользоваться дополнительной литературой. Для лучшего усвоения изучаемого материала необходимо иметь рабочую тетрадь, в которую следует вносить формулировки законов и правил, основные понятия химии, новые термины и названия, математическое выражение законов, формулы уравнения реакции и т. п. В тех случаях, когда материал поддается систематизации, следует составлять графики, таблицы, диаграммы. Такое оформление изучаемого материала облегчает запоминание и дает возможность сделать соответствующие обобщения. Краткий конспект полезен при повторении материала перед экзаменом. Пока тот или иной раздел не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует.

Изучение курса должно обязательно сопровождаться решением задач по данной теме, что способствует более прочному усвоению материала. Решение типовых задач приведено в данных методических указаниях в начале каждого раздела программы.

Контрольные задания. В процессе изучения курса неорганической химии студенты химико-технологических специальностей должны выполнить три контрольные работы — две по общетеоретической части курса и одну, включающую описания свойств s -, p -, d -, f -элементов. Каждая работа включает 10 вопросов и задач. Выполнение контрольных работ является формой методической помощи студентам при изучении курса неорганической химии, и перед выполнением каждой контрольной работы необходимо изучить определенные разделы курса по учебникам и разобрать решение типовых задач, приведенных после каждого раздела программы в данных методических указаниях. Ответы на теоретические вопросы должны быть ясными, четкими и краткими, при этом не допускается переписывание текста из учебника. Решение задач должно включать расчетные формулы, уравнения химических уравнений, математическое выражение законов и правил, числовые значения констант с указанием, откуда они взяты. В случае необходимости следует приводить краткое пояснение при выполнении вспомогательных расчетов: весь ход решения расчетов и все математические преобразования. Задачи должны быть решены простейшим путем.

Контрольная работа должна быть аккуратно выполнена в отдельной тетради, четким почерком. Для замечаний рецензента необходимо оставлять поля 4—5 см. Номера и условия задач следует переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании. Контрольная работа должна быть подписана студентом с указанием даты ее выполнения. Оформленная в соответствии с указанными требованиями контрольная работа высылается на рецензирование в институт. В соответствии с замечаниями рецензента студент вносит исправления и дополнения в конце тетради, а не в рецензируемом тексте.

Если контрольная работа не зачтена, то ее нужно выполнить заново в соответствии с указанием рецензента и выслать на повторное рецензирование вместе с незаченной работой. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не зачитывается. Каждый студент выполняет вариант контрольной работы (контрольного задания), номер которой совпадает с двумя последними цифрами номера его студенческого билета (шифра). Например, если номер студенческого билета 79-325, то студент выполняет вариант 25 контрольного задания.

Лабораторный практикум. Выполнение лабораторных работ способствует укреплению знаний предмета, развивает у студента самостоятельность и прививает навыки проведения эксперимента. Студенты, проживающие в местах нахождения заочного института или его У КП (учебно-консультационного пункта), выполняют лабораторные работы параллельно с изучением курса. Остальные студенты — в период лабораторно-экзаменационной сессии.

Консультации. По всем вопросам, вызывающим затруднения при изучении неорганической химии, студенты могут получить консультации у преподавателей, рецензирующих их контрольные работы, как в устной, так и в письменной форме. Консультации можно получить по вопросам организации самостоятельной работы и по другим организационно-методическим вопросам.

Лекции. Для студентов, прикрепленных к У КП, по важнейшим и наиболее трудным разделам курса читаются лекции, на которых демонстрируются опыты, кинофильмы и кинофрагменты. Лектор одновременно с изложением материала рассматривает методику его изучения. Студентам, не связанным с У КП, обзорные лекции читаются в период лабораторно-экзаменационной сессии.

Зачет. После выполнения лабораторного практикума студенты сдают зачет. При сдаче зачета студент должен предъявить журнал лабораторных работ с отметкой преподавателя о выполнении всех лабораторных работ, предусмотренных учебным планом. Во время сдачи зачета студент обязан уметь изложить ход проведения лабораторных опытов, объяснить результаты эксперимента, составить уравнения реакций, произвести необходимые расчеты.

Экзамен. К сдаче экзамена допускаются только те студенты, которые выполнили контрольные задания и получили зачет по лабораторному практикуму. При сдаче экзамена студент предъявляет экзаменатору зачетную книжку, направление на экзамен и выполненные им зачетные контрольные работы.

Вниманию студентов. С 1 января 1963 г. в СССР введена Международная система единиц измерения (СИ), состоящая из шести основных единиц: метр (м) — длина, килограмм (кг) — масса, секунда (с) — время, ампер (А) — сила тока, кельвин (К) — термодинамическая температура, кандела (кд) — сила света. XIV Генеральная конференция по мерам и весам (1971 г.) утвердила единицу количества вещества моль (моль) в качестве седьмой основной единицы Международной системы: «Моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в углероде — 12 массой 0,012 кг. При применении моля структурные элементы должны быть специфицированы и могут быть атомами, молекулами, ионами, электронами и другими частицами или специфицированными группами частиц». Моль вещества соответствует числу Авогадро $N_A = (6,022045 \pm 0,000031) \times 10^{23}$ моль⁻¹ структурных элементов. При применении понятия «моль» следует указывать, какие структурные элементы имеются в виду. Например, моль атомов Н, моль молекул Н₂, моль протонов, моль электронов и т. п. Так, заряд моля электронов равен $6,022 \cdot 10^{23} \cdot e$ и отвечает количеству электричества, равного 1 фараде (F). Масса моля атомов или масса моля молекул, выраженные в граммах (г/моль), есть грамм-атом данного элемента или соответственно грамм-молекула данного вещества в прежнем состоянии. В данном пособии употребляются традиционные понятия грамм-атом, грамм-молекула, грамм-эквивалент.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Некрасов Б. В. Основы общей химии. М., 1973, т. 1, 2.
2. Ахметов Н. С. Неорганическая химия. М., 1975.
3. Глинка Н. Л. Общая химия. Л., 1979.

Дополнительная

4. Реми Г. Курс неорганической химии. М., 1973, т. 1, 1974, т. 2.

5. Полинг Л. Общая химия. М., 1974.

6. Карапетьянц М. Х. Введение в теорию химических процессов. М., 1975.

Задачники

7. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Л., 1973.

8. Гольбрайх З. Е. Сборник задач и упражнений по химии. М., 1976.

9. Абкин Г. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М., 1971.

10. Кузьман А. Г. Сборник задач по общей химии. М., 1975.

Практикумы

11. Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии с основами качественного полумикроанализа. М., 1974.

12. Семишин В. И. Лабораторные работы по общей химии. М., 1971.

13. Ивановский В. Н., Тихонов Н. С., Шергин Н. П., Плоткин С. Я. Лабораторный практикум по общей химии/Под ред. С. А. Погодина. М., 1972.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ТЕМАМ КУРСА

Методические указания и контрольные задания составлены в соответствии с программой курса неорганической химии для технологических институтов пищевой, текстильной и легкой промышленности. Программа утверждена Учебно-методическим управлением Министерства высшего и среднего специального образования СССР 5 августа 1975 г. Курс неорганической химии состоит из двух разделов: теоретического и специального. Первый раздел включает учение о строении атома, природу химической связи, основные закономерности протекания химических реакций, свойства растворов электролитов и неэлектролитов, основы электрохимии, коррозии металлов, комплексные соединения. Второй раздел включает описание характера и свойств *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементов, а также способы получения простых веществ и некоторых соединений, применяющихся в различных отраслях народного хозяйства, особенно в пищевой и легкой промышленности.

Сознательное усвоение учебного материала курса неорганической химии обеспечит студентам достаточно высокую подготовку, необходимую для успешного освоения последующих специальных дисциплин.

РАЗДЕЛ I

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ КУРСА НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Тема 1. Введение

Литература: [1, т. 1, гл. I, с. 7—33; гл. II, § 5, 6, с. 54—62]; [3, Введение, с. 12—14, гл. I, с. 16—45].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Вычисление относительной плотности газа по его молекулярной массе. Вычислите плотность ацетилена C_2H_2 по водороду и воздуху.

Решение. Из закона Авогадро вытекает, что относительная плотность (D) одного газа по другому равна отношению молекулярных масс этих газов, т. е. $D = M_1/M_2$. Молекулярная масса $C_2H_2 = 26$ а. е. м. Молекулярная масса $H_2 = 2$ а. е. м. Средняя молекулярная масса воздуха 29 а. е. м. Относительная плотность ацетилена по воздуху: $D_{\text{возд}} = 26/29 = 0,896 \approx 0,9$. Относительная плотность ацетилена по водороду: $D_{H_2} = 26/2 = 13,0$, т. е. ацетилен в 13 раз тяжелее водорода, но легче воздуха.

Пример 2. Вычисление молекулярной массы газа по заданному объему и абсолютной массе молекулы. Объем паров $0,1 \cdot 10^{-3}$ кг вещества при $17^\circ C$ и давлении 10174,7 Па равен $24 \cdot 10^{-6}$ м³. Рассчитайте молекулярную массу и массу одной молекулы этого вещества.

Решение. Вычислить молекулярную массу газа можно, используя уравнение Менделеева — Клапейрона: $PV = m/MRT$, где m — масса газа; M — молекулярная масса газа; R — универсальная газовая постоянная.

Величина газовой постоянной определяется принятыми единицами измерения. Если давление измерять в Па (Н/м²), а объем в м³, то $R = 8,3144 \cdot 10^3$ Дж/кмоль $\cdot$ К. Молекулярная масса вещества равна

$$M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,1 \cdot 10^{-3} \cdot 8,3144 \cdot 10^3 \cdot 290}{10174,7 \cdot 24 \cdot 10^{-6}} = 99,21.$$

Молекулярная масса вещества равна 99,21 а. е. м. Число молекул в моле любого вещества равно числу Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$). Масса молекулы вещества равна: $\frac{99,21}{6,02 \cdot 10^{23}} = 16,48 \cdot 10^{-23}$ г.

Пример 3. Определение эквивалента элемента по эквиваленту реагирующего с ним вещества. 2 г металла соединяются с 3,56 г серы и 17,78 г брома. Вычислите эквиваленты брома и металла. Эквивалент серы равен 16.

Решение. Задача решается на основе закона эквивалентов, согласно которому: «химические элементы соединяются между собой или замещают друг друга в количествах, пропорциональных их эквивалентам». Сначала определяем эквивалент металла:

2 г $\frac{1}{2}$ металла соединяются с 3,56 г серы;

$\mathcal{E}_{\text{мет}}$ » с 16 г серы;

$$\mathcal{E}_{\text{мет}} = \frac{2 \cdot 16}{3,56} = 9,00 \text{ г.}$$

Эквивалент металла равен 9,00 а. е. м. Зная эквивалент металла, определяем эквивалент брома. Составляем пропорцию:

2 г металла — 17,78 г брома;

9,00 г металла — $\mathcal{E}$ брома;

$$\mathcal{E}_{\text{бр}} = \frac{9,00 \cdot 17,78}{2} = 80,01.$$

Эквивалент брома равен 80,01 а. е. м.

Пример 4. Определение эквивалентов сложных веществ в реакциях обмена. Рассчитайте эквивалент NaHCO_3 и $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ в следующих реакциях: а) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3 + 2\text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Решение. Из реакции а видно, что моль NaHCO_3 взаимодействует с молем NaOH , эквивалентная масса которого равна его молекулярной массе. Следовательно, эквивалентная масса NaHCO_3 равна его молекулярной массе:

$$\mathcal{E}_{\text{NaHCO}_3} = M_{\text{NaHCO}_3} = 84,01 \text{ а. е. м.}$$

В реакции б моль $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ взаимодействует с двумя молями HNO_3 (эквивалентная масса HNO_3 численно равна ее молекулярной массе), поэтому эквивалентная масса $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ равна половине его молекулярной массы:

$$\mathcal{E}_{\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3} = \frac{M}{2} = \frac{123,00}{2} = 61,5 \text{ а. е. м.}$$

Пример 5. Определение точных величин атомных масс элементов с учетом их эквивалентов. Вычислите точную атомную массу металла, если удельная теплоемкость металла равна 0,230 кДж/кг·град, а хлорид этого металла содержит 61,2% металла.

Решение. Атомная масса металла определяется в соответствии с правилом Дюлонга и Пти: атомная теплоемкость (C) большинства простых веществ в твердом состоянии приблизительно одинакова для всех элементов и равна 26,0 кДж/кг·К. Атомная теплоемкость равна произведению удельной теплоемкости (c) простого вещества в твердом состоянии на его атомную массу: $C = c \cdot A$. Отсюда, атомная масса металла равна:

$$A = C/c = 26,0/0,230 = 113,0.$$

В соответствии с законом эквивалентов определяем эквивалент металла ($\mathcal{E}$). Эквивалентная масса хлора 35,45 а.е. м. В хлориде содержится: $100 - 61,2 = 38,8\%$ хлора.

$$61,2/38,8 = \mathcal{E}/35,45, \quad \mathcal{E} = \frac{61,2 \cdot 35,45}{38,8} = 55,91.$$

Степень окисления металла B в хлориде равна:

$$B = A/\mathcal{E} = 113,0/55,91 = 2,02 \approx 2.$$

Точная атомная масса металла равна $55,91 \cdot 2 = 111,82$ а.е.м.

Вопросы для самопроверки: 1. В чем суть ленинского определения материи? 2. Каковы основные положения атомно-молекулярного учения? Что означают понятия: элемент, атом, молекула, вещество? 3. Что такое атомная масса элемента, в каких единицах она измеряется? Какие методы определения атомных масс элементов известны? 4. Что называется относительной плотностью газа? Какова зависимость между молекулярной массой газа и его плот-

ностью по отношению к водороду, воздуху? 5. Как определяются молекулярные массы газов, а также жидкостей и твердых веществ, легко превращающихся в пары? 6. Как оценивается абсолютная масса атомов и молекул? Чему равна масса 1 молекулы серы и 1 молекулы кислорода? 7. Что показывает число Авогадро? Сравните число молекул в 1 г H_2 и в 1 г N_2 . 8. Что такое эквивалент элемента? Является ли эквивалент элемента постоянной величиной? 9. Рассчитайте эквивалент марганца в следующих соединениях: $MnSO_4$, MnO_2 , K_2MnO_4 , $KMnO_4$. 10. В чем сущность закона эквивалентов? Вычислите эквивалент металла, если при взаимодействии 0,99 г хлорида этого металла с нитратом серебра образовалось 1,72 г хлорида серебра. 11. Рассчитайте эквивалент $NaHSO_4$ в следующих реакциях обмена: $NaHSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4 + NaCl + HCl$; $NaHSO_4 + NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$.

Тема 2. Строение вещества

1. Строение атома.

Литература: [1, т. I, гл. III, с. 63—86; т. II, гл. XVI, § 2, 3, 4, с. 534—566]; [2, ч. I, разд. I, гл. I, с. 5—26; гл. IV, с. 39—54]; [3, гл. III, с. 56—114].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Составление электронных формул атомов элементов с учетом значений квантовых чисел электронов наружного слоя. Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел (n , l , m_l , m_s) электронов наружного электронного слоя следующие: 4, 1, -1 , $+1/2$; 4, 1, 0, $+1/2$; 4, 1, $+1$, $+1/2$.

Решение. Состояние каждого электрона наружного энергетического уровня определяется следующим набором квантовых чисел:

1-й электрон: $n=4$; $l=1$; $m_l=-1$; $m_s=+1/2$;

2-й „ $n=4$; $l=1$; $m_l=0$; $m_s=+1/2$;

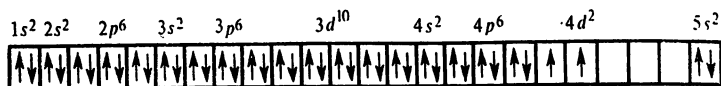
3-й „ $n=4$; $l=1$; $m_l=+1$; $m_s=+1/2$.

Главное квантовое число равно четырем, следовательно, электроны находятся на 4-м энергетическом уровне. Орбитальное квантовое число определяет форму орбитали. Если $l=1$, то орбиталь называется p -орбиталью, следовательно, эти три электрона находятся на p -подуровне 4-го энергетического уровня. Магнитное квантовое число m_l (-1 , 0, $+1$) определяет ориентацию орбитали в пространстве. На всех трех p -орбиталях (P_x , P_y , P_z) находится по одному электрону ($m_s=+1/2$). Наружный энергетический уровень атома этого элемента содержит пять электронов: ... $4s^2 4p^3$. Такую электронную конфигурацию наружного энергетического уровня имеет атом мышьяка As, электронная формула которого следующая: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

Пример 2. Изображение электронной структуры атомов элементов с помощью энергетических ячеек. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атома элемента с порядковым номером 40.

Решение. Элемент с порядковым номером 40 — цирконий Zr, находится он в пятом периоде, IV В подгруппе. Цирконий — это *d*-элемент. Электронная формула атома циркония $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \times \times 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^5$.

Принимая во внимание правило Гунда, заполним энергетические ячейки следующим образом:



Пример 3. Определение значений квантовых чисел для электронов атома элемента. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 p^1$ найдите значение четырех квантовых чисел n, l, m_l, m_s , определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии.

Решение. Электронную структуру $1s^2 2s^2 p^1$ имеет атом бора. Значения квантовых чисел для электронов атома бора надо определять с учетом принципа Паули, согласно которому в атоме не может быть даже двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми. 1-й энергетический уровень атома бора содержит два электрона в *s*-состоянии. Эти электроны характеризуются следующим набором квантовых чисел: 1, 0, 0, $\pm 1/2$. Электроны в *s*-состоянии второго энергетического уровня имеют значения квантовых чисел: 2, 0, 0, $\pm 1/2$.

Квантовые числа: 2, 1, $-1, +1/2$ описывают электроны второго энергетического уровня в *p*-состоянии. Значения квантовых чисел пяти электронов атома бора следующие:

Квантовое число	Электрон				
	1	2	3	4	5
n	1	1	2	2	2
l	0	0	0	0	1
m_l	0	0	0	0	-1
m_s	$+1/2$	$-1/2$	$+1/2$	$-1/2$	$+1/2$

Пример 4. Определение заряда и массового числа ядра атома элемента, образующегося в результате радиоактивного распада. Ядро какого элемента получится, если ядро $^{226}_{88}\text{Ra}$ потеряет четыре α - и две β -частицы?

Решение. Излучение ядром атома элемента одной α -частицы приводит к уменьшению заряда его ядра на две единицы, а массового числа — на четыре единицы. В результате излучения ядром

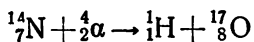
атома радия четырех α -частиц заряд ядра уменьшается на 8, а массовое число на 16 единиц, т. е. образуется элемент, заряд ядра которого равен: $88-8=80$, а массовое число: $226-16=210$. При излучении ядром радия двух β -частиц массовое число ядра практически не изменяется, а положительный заряд ядра возрастает на две единицы. Следовательно, образовавшийся при радиоактивном распаде элемент имеет заряд ядра 82, а массовое число этого ядра равно 210. Это один из изотопов свинца $^{210}_{82}\text{Pb}$.

Пример 5. Составление уравнения ядерной реакции. Составьте уравнение ядерной реакции $^{14}_7\text{N} + ^4_2\alpha \rightarrow ^1_1\text{H} + ?$

Решение. Ядерные реакции записываются при помощи уравнений, подобными обычным химическим уравнениям, однако при составлении уравнений ядерных реакций необходимо помнить, что приводимые в этих уравнениях химические символы обозначают не атомы элементов, а лишь их ядра. Составляются ядерные реакции на основе равенства сумм зарядов и массовых чисел: а) суммы массовых чисел частиц левой и правой частей уравнения должны быть равны между собой. При этом массы электронов, позитронов и γ -квантов не учитываются; б) сумма зарядов частиц в обеих частях уравнения должна быть одинаковой. Заряд электрона учитывается со знаком минус, протона и позитрона — со знаком плюс. Нейтрон и γ -квант заряда не имеют.

В данном примере необходимо определить, ядро какого элемента получится в результате ядерной реакции $^{14}_7\text{N} + ^4_2\alpha \rightarrow ^1_1\text{H} + ?$. Сумма массовых чисел частиц в левой части уравнения: $14+4=18$. В силу правила равенства сумм массовых чисел в правой части уравнения сумма массовых чисел полученных частиц должна быть тоже 18, значит новый элемент имеет массовое число 17.

Сумма зарядов частиц в левой части уравнения: $7+2=9$. Частицы правой части уравнения должны иметь суммарный заряд 9, новый элемент имеет заряд 8, этим элементом является изотоп кислорода $^{17}_8\text{O}$. Ядерная реакция в полном виде



Пример 6. Определение состава природной смеси изотопов химического элемента. Средняя атомная масса брома равна 79,904 а. е. м. Природная смесь брома состоит из стабильных изотопов ^{79}Br и ^{81}Br . В каком весовом отношении атомы изотопов находятся в природной смеси?

$$M_{\text{Br}} = 78,918348 \text{ а. е. м.}; \quad M_{\text{Br}} = 80,916344 \text{ а. е. м.}$$

Решение. Средняя атомная масса элемента определяется следующим образом:

$$A = M_1 \cdot \frac{x_1}{100} + M_2 \cdot \frac{x_2}{100} + M_3 \cdot \frac{x_3}{100} + \dots,$$

где M_1, M_2, M_3 — точные массовые числа изотопов; x_1, x_2, x_3 — процентное содержание изотопа в природной смеси. Положим, что в природной смеси содержится $x\%$ изотопа ^{79}Br , тогда изотоп ^{81}Br

содержится в смеси в количестве $(100-x)\%$.

$$79,904 = 78,918348 \frac{x}{100} + 80,916344 \cdot \frac{100-x}{100}.$$

$$1,998x = 101,234,$$

$$x = \frac{101,234}{1,998} = 50,66\%.$$

В природной смеси содержится 50,66% изотопа ^{79}Br и 49,34% изотопа ^{81}Br . Атомы изотопов в смеси находятся в отношении 50,66 : 49,34 $\approx$ 1 : 1.

Пример 7. Определение степени распада. Период полураспада некоторого радиоизотопа равен 20 ч. После его хранения выяснилось, что изотоп распался на 98%. Сколько времени радиоизотоп хранился?

Решение. Из самого понятия периода полураспада вытекает, что с каждым периодом полураспада количество изотопа уменьшается в 2 раза, следовательно, через n периодов полураспада количество радиоизотопа уменьшится в 2^n раз. После n периодов полураспада неразложившимся останется следующее количество радиоизотопа:

$$m_t = m_0 \cdot 2^{-n},$$

где m_t — количество радиоизотопа после хранения в течение времени t ; m_0 — начальное количество радиоизотопа; n — число периодов полураспада, $n = t/T$.

Для данного конкретного примера после хранения останется неразложившимся 2% от всего количества радиоизотопа:

$$0,02m_0 = m_0 \cdot 2^{-n}; \quad 2^n = m_0/0,02m_0 = 1/0,02 = 50.$$

$$n \lg 2 = \lg 50,$$

$$n = \frac{1,6990}{0,3010} = 5,64.$$

$$n \cdot 0,3010 = 1,6990,$$

Изотоп хранился $t = n \cdot T = 5,64 \cdot 20 = 112,8$ ч.

Вопросы для самопроверки: 1. Каково строение атома элемента? 2. Из каких элементарных частиц состоит ядро атома элемента? 3. Что представляют собой α -, β^- -, β^+ - и γ -излучения? 4. В чем сущность α -, β^- -, β^+ -радиоактивных превращений? 5. Какие разновидности ядер называются изотопами? Что такое изобары? Приведите примеры. 6. В чем выражается двойственная природа электрона? 7. Что представляют собой понятия: электронное облако, атомная орбиталь? 8. Какие квантовые числа определяют состояние электронов в атоме? Охарактеризуйте каждое из четырех кван-

товых чисел. 9. Какие значения имеют квантовые числа (n , l , m_l , m_s): а) для электронов внешнего уровня в атомах Mg и S; б) для электронов последнего и предпоследнего уровня в атомах Sc и Mn? 10. Как ориентируются в пространстве s -, p -, d -орбитали? Изобразите расположение в пространстве P_x -, P_y -, P_z -орбиталей. 11. В чем сущность принципа Паули? 12. В чем заключается правило Клечковского? В какой последовательности заполняются электронами оболочки, если $n+l=5$? 13. Что представляет собой правило Гунда? Изобразите с помощью энергетических ячеек структуру атома ниобия. 14. Что называется нормальным и возбужденным состоянием атома? Изобразите структуру атома бериллия в нормальном и возбужденном состоянии. 15. В атомах каких девяти d -элементов имеет место «проскок» (провал) электронов? Разберите явление «проскока» электронов на примере атомов хрома и палладия, в атоме которого имеет место двойной «проскок» электронов.

2. Периодическая система Д. И. Менделеева и электронное строение атомов.

Литература: [1, т. 1, гл. VI, с. 212—237]; [2, ч. 1, разд. I, гл. 2, с. 26—38]; [3, гл. II, с. 46—55].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Изменение свойств элементов в больших периодах периодической системы. Каков характер изменения свойств элементов в четвертом периоде периодической системы?

Решение. Четвертый период содержит 18 элементов от K ($z=19$) до Kr ($z=36$). В атомах элементов третьего периода заполнены электронами только s - и p -орбитали третьего энергетического уровня, но десять d -орбиталей остаются свободными. Но у атомов элементов четвертого периода начинает заполняться электронами $4s$ -орбиталь (при наличии свободных d -орбиталей), так как ядро экранируется плотным электронным слоем $3s^23p^6$. Заполнение d -оболочки третьего уровня начинается с Sc ($z=21$) $3d^1$ и заканчивается у Cu ($z=29$) $3d^{10}$. Постепенное заполнение электронами d -орбиталей третьего уровня нарушается у атомов Cr и Cu, у которых происходит «провал» электрона в s -состоянии (с четвертого) внешнего энергетического уровня на предпоследний (третий). Десять элементов четвертого периода (Sc—Zn), в атомах которых застраивается d -оболочка третьего предпоследнего уровня, называются переходными. После цинка до криптона продолжается заполнение p -орбиталей четвертого энергетического уровня.

В четвертом периоде между типичными металлами (K) и типичным неметаллом (Br) находятся 15 элементов (а не пять, как, например, в третьем периоде), из них 10 переходных элементов. Переходные элементы, в атомах которых заполняются d -оболочки предпоследнего уровня, меньше отличаются друг от друга по свойствам, чем элементы малых периодов. В больших периодах, в частности в четвертом, ослабление металлических свойств элементов

происходит медленнее, чем в малых периодах (только в конце периода находятся неметаллы). В больших периодах большинство элементов — металлы.

Пример 2. Изменение свойств элементов в главных и побочных подгруппах периодической системы. Как изменяются металлические свойства элементов в главных и побочных подгруппах периодической системы с увеличением заряда ядра атома элемента?

Решение. Главные подгруппы в группах периодической системы образуют *s*- и *p*-элементы, а побочные — *d*-элементы.

В главных подгруппах с увеличением заряда ядра атома элемента увеличивается радиус атома элемента, так как в этом направлении возрастает число электронных слоев в атоме элемента. Поэтому в главной подгруппе сверху вниз нарастают металлические (восстановительные) свойства элементов.

В побочных подгруппах при переходе от первого элемента ко второму происходит увеличение радиуса атома элемента, а при переходе от второго элемента к третьему даже некоторое уменьшение. Это объясняется *f*- (лантаноидным) сжатием. Поэтому в побочных подгруппах с увеличением заряда ядра уменьшаются металлические свойства (за исключением побочной подгруппы третьей группы).

Поэтому в пределах одной группы свойства элементов главной и побочных подгрупп различны. Различия в свойствах элементов главных и побочных подгрупп значительны для первой группы, затем оно ослабевает. Так, элементы главной и побочной подгрупп третьей группы сравнительно близки по свойствам. Затем это различие в свойствах вновь усиливается и делается очень существенным в седьмой группе, где элементы подгруппы *Mn* сильно отличаются от галогенов.

Вопросы для самопроверки: 1. Какова современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева? 2. Какая закономерность позволила доказать, что заряд ядра атома элемента равен порядковому номеру элемента в периодической системе элементов? 3. Что такое энергия ионизации и энергия сродства к электрону? 4. Какое свойство атома они характеризуют? 5. Что такое электроотрицательность? 6. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов с увеличением порядкового номера в малых и больших периодах? 7. Как изменяются металлические свойства элементов в главных подгруппах в связи с изменением радиуса атома элемента? 8. Каков порядок заполнения электронных слоев атомов элементов в малых и больших периодах? С атомов каких элементов начинают формироваться *3d*-, *4d*-, *4f*-, *5d*-, *5f*- и *6d*-подуровни? 9. На какие электронные семейства классифицируются элементы в зависимости от характера заполнения электронных оболочек? 10. Какие элементы называются типическими? Какие элементы называются электронными аналогами (полными и неполными)? 11. Какие свойства элементов изменяются периодически и какие не периодически с увеличением заряда ядра атома элемента? 12. Как изменяются основные и кислотные свой-

ства оксидов и гидроксидов элементов в периодах и главных подгруппах периодической системы в зависимости от увеличения порядкового номера элемента?

3. Химическая связь и строение молекул.

Литература: [1, т. 1, гл. III, § 5, 6, с. 86—101]; [2, ч. 1, разд. II, гл. 1, 2, 3, с. 55—104]; [3, гл. IV, с. 115—154].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Вычисление длины связи. Рассчитайте длину связи в молекуле НВг, если межъядерные расстояния в молекулах Н₂ и Вг₂ соответственно равны $0,74 \cdot 10^{-10}$ м и $2,28 \cdot 10^{-10}$ м.

Решение. Приблизительно оценить длину ковалентной связи в молекуле можно по формуле

$$d_{A-B} = \frac{d_{A-A} + d_{B-B}}{2},$$

где d_{A-B} — длина связи в молекуле АВ; d_{A-A} и d_{B-B} — межъядерные расстояния в молекулах А₂ и В₂. Длина связи Н—Вг равна:

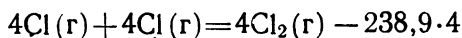
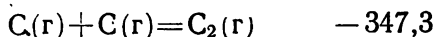
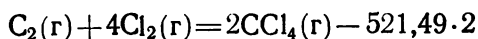
$$d_{\text{H-Br}} = \frac{d_{\text{H}_2} + d_{\text{Br}_2}}{2} = \frac{(0,74 + 2,28) \cdot 10^{-10}}{2} = 1,51 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

Пример 2. Расчет энергии связи. Определите среднюю энергию ковалентной связи в молекуле ССl₄ по следующим данным:

$$1/2\text{C}_2(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{CCl}_4(\text{г}) - 521,49 \text{ кДж,}$$

а энергии связей С—С и Cl—Cl соответственно равны —347,3 кДж/моль и —238,9 кДж/моль.

Решение. Образование молекулы ССl₄ можно представить следующим образом: рвутся связи С—С и Cl—Cl, в молекулах С₂ и Cl₂, а образовавшиеся атомы углерода и хлора соединяются в молекулы ССl₄, каждая из которых содержит четыре связи С—Cl:



В двух молекулах ССl₄ восемь связей С—Cl, средняя энергия связи С—Cl равна —2345,88/8 = —293,23 кДж/моль.

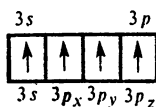
Пример 3. Вычисление длины диполя молекулы. Дипольный момент молекулы HCN равен $0,97 \cdot 10^{-29}$ Кл·м. Определите длину диполя молекулы HCN.

Решение. Полярность связи, характеризуется величиной дипольного момента μ . Дипольный момент равен: $\mu = \bar{e} \cdot l$, где $\bar{e}$ — заряд электрона ($1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл); l — длина диполя, м. Длина диполя l равна:

$$l = \frac{\mu}{e} = \frac{0,97 \cdot 10^{-29}}{1,602 \cdot 10^{-19}} = 0,61 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$$

Пример 4. Определение вида гибридизации электронных облаков и пространственной структуры молекулы. Какая гибридизация электронных облаков имеет место в атоме кремния при образовании молекулы SiF_4 ? Какова пространственная структура этой молекулы?

Решение. В возбужденном состоянии структура внешнего энергетического уровня атома кремния следующая:



В образовании химических связей в атоме кремния участвуют электроны третьего энергетического уровня: один электрон в s -состоянии и три электрона в p -состоянии. При образовании молекулы SiF_4 возникают четыре гибридных электронных облака (sp^3 -гибридизация). Молекула SiF_4 имеет пространственную тетраэдрическую конфигурацию.

Пример 5. Описание молекулы сложного вещества с помощью метода молекулярных орбиталей. Опишите с помощью метода молекулярных орбиталей молекулу H_2O .

Решение. В методе молекулярных орбиталей молекула рассматривается как единая система, содержащая ядра и электроны. При образовании молекулы возникают молекулярные орбитали двух видов — связывающие и разрыхляющие. Если при образовании молекулы из атомов переход электрона на молекулярную орбиталь будет сопровождаться уменьшением энергии, то такая молекулярная орбиталь является связывающей. В случае, если переход электрона на молекулярную орбиталь сопровождается увеличением энергии, то такая молекулярная орбиталь будет разрыхляющей.

Электроны в молекулах располагаются на σ -, π - и δ -молекулярных орбиталях. σ -орбиталь может быть скомбинирована из s -атомных орбиталей, причем образуются молекулярные орбитали двух типов: связывающие ($\sigma^{\text{св}}$) и разрыхляющие ($\sigma^{\text{разр}}$):

$$\sigma_{1s}^{\text{св}} \text{ и } \sigma_{1s}^{\text{разр}} \quad (\text{или } \sigma_{2s}^{\text{св}} \text{ и } \sigma_{2s}^{\text{разр}}),$$

σ -молекулярные орбитали могут быть образованы и перекрыванием $2p_x$ -атомных орбиталей. При перекрывании $2p_y$ и $2p_z$ -атомных орбиталей образуются π_y и π_z -молекулярные орбитали. Порядок размещения электронов по молекулярным орбиталям тот же, что и в случае атомных орбиталей: прежде всего заполняются орбитали с низкой энергией. Заполнение молекулярных орбиталей подчиняется принципу Паули (на каждой орбитали может быть не более двух электронов с противоположными спинами) и правилу Гунда.

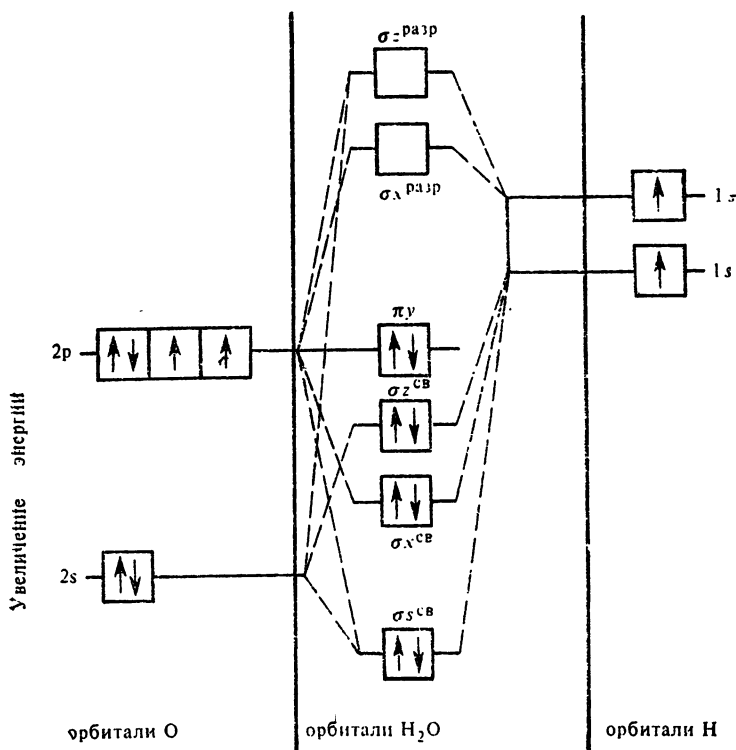
В молекуле воды 8 валентных электронов: 6 от атома кислорода ($2s^2 2p^4$) и 2 от двух атомов водорода ($1s'$).

Молекулярные орбитали воды образуются за счет перекрывания $2s$ - и $2p$ -орбиталей атома кислорода и $1s$ -орбиталей двух атомов водорода. Всего образуется 6 валентных молекулярных орбиталей (число молекулярных орбиталей во внешнем слое молекулы равно сумме валентных атомных орбиталей составляющих ее атомов).

При перекрывании $2p_x$ -орбитали атома кислорода и $1s$ -орбиталей двух атомов водорода возникают две молекулярные орбитали: $\sigma_x^{св}$ и $\sigma_x^{разр}$. Перекрывание $2s$ - и $2p_z$ -орбиталей атома кислорода с $1s$ -орбиталями двух атомов водорода приводит к образованию еще трех молекулярных орбиталей: $\sigma_s^{св}$ и $\sigma_z^{разр}$ и почти несвязывающей σ_z . $2p_y$ -Орбиталь атома кислорода не перекрывается с $1s$ -орбиталями атомов водорода и поэтому является несвязывающей π_y -орбиталью.

Восемь валентных электронов в молекуле воды на молекулярных орбиталях располагаются следующим образом: $H_2O \times [KK(\sigma_s^{св})^2(\sigma_x^{св})^2(\sigma_z)^2(\pi_y)^2]$.

Энергетические уровни орбиталей молекулы H_2O изображаются диаграммой



Вопросы для самопроверки: 1. Что такое химическая связь? Каковы причины ее образования? 2. Какие количественные характеристики химической связи известны? Как влияет на тип связи электроотрицательность элементов? 3. Какая химическая связь называется ковалентной? Виды ковалентной связи. Как метод валентных связей (ВС) объясняет образование ковалентной связи? Какие свойства ковалентной связи известны? 4. Как метод ВС объясняет постоянную ковалентность кислорода и фтора и переменную ковалентность фосфора, серы и хлора? 5. В чем сущность гибридизации атомных орбиталей? Какие виды гибридизации атомных орбиталей известны? Как влияет гибридизация атомных орбиталей на пространственную структуру молекул? 6. Какая химическая связь называется кратной? Что такое σ - и π -связь? Электроны в каких состояниях принимают участие в образовании σ - и π -связи? 7. Какие молекулы называются полярными и какие неполярными? Что служит мерой полярности молекулы? В каких единицах выражают дипольный момент? 8. Что такое ионная связь и при каких условиях она возникает? Обладает ли ионная связь направленностью и насыщаемостью? 9. В чем сущность метода молекулярных орбиталей (МО)? Какие молекулярные орбитали называются связывающими и какие разрыхляющими? 10. Какая химическая связь называется металлической? 11. Как химическая связь определяет свойства веществ? Приведите примеры соответствующих соединений.

4. Межмолекулярное взаимодействие.

Литература: [1, т. 1, гл. III, § 7, с. 101—107]; [2, ч. 1, разд. II, гл. 3, с. 105—108]; [3, гл. IV, с. 155—157; гл. V, с. 158—159].

Вопросы для самопроверки: 1. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются дисперсионными, ориентационными, индукционными? 2. В каких случаях имеет место донорно-акцепторное взаимодействие? Какой атом является донором, а какой акцептором при образовании соединения $\text{BF}_3 \cdot \text{HF}$? 3. В чем заключаются особые свойства иона водорода? 4. Что такое водородная связь и в каких случаях она возникает? Виды водородной связи. 5. Как влияет водородная связь на свойства соединений? Как водородная связь объясняет строение молекулы фторида водорода, а также строение воды и льда?

5. Агрегатное состояние и дисперсные системы.

Литература: [1, т. I, гл. III, § 8, с. 107—114; гл. VII, § 3, с. 226—270; т. II, гл. XII, § 2, с. 126—158]; [2, ч. 1, разд. III, гл. 1, 2, 3, 4, с. 132—168]; [3, гл. V, с. 159—167; гл. X, с. 312—318, 327—333].

Вопросы для самопроверки: 1. Какие агрегатные состояния, в которых могут находиться вещества, вам известны? Охарактеризуйте каждое из агрегатных состояний. 2. Какие типы кристаллических структур известны? 3. Какое явление называется полиморфизмом, а какое — изоморфизмом? 4. Какие вещества называются

аморфными? В чем отличие аморфного состояния от кристаллического? 5. Как классифицируются дисперсные системы по размерам частиц? 6. Какая система называется гомогенной и гетерогенной? В чем различие понятий: компонент и фаза? 7. Какое явление называется адсорбцией? Какие вещества называются адсорбентами? Виды адсорбции. 8. Какая величина называется теплотой адсорбции? Как влияет изменение температуры на смещение адсорбционного равновесия?

Тема 3. Общие закономерности протекания химических реакций

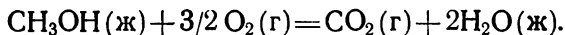
1. Энергетика химических процессов.

Литература. [2, ч. 1, разд. V, гл. 1, 2, с. 194—209]; [3, гл. VI, с. 168—172, 198—203]; [6, разд. 1, гл. I—V, с. 10—32; разд. 2, гл. I—III, с. 33—74].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Расчет стандартной теплоты образования вещества. Рассчитайте стандартную теплоту образования метилового спирта CH_3OH , если стандартная теплота сгорания CH_3OH равна $-726,64$ кДж/моль, а $\Delta H^\circ_{298}\text{CO}_2 = -393,51$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{298}\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = -285,84$ кДж/моль.

Решение. При решении задач этого раздела пользуемся данными табл. 1 приложения. Горение метилового спирта протекает по уравнению



Тепловой эффект реакции горения CH_3OH равен

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_{\text{CO}_2} + 2\Delta H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^\circ_{\text{CH}_3\text{OH}}$$

$$\begin{aligned} \text{Отсюда } \Delta H^\circ_{\text{CH}_3\text{OH}} &= \Delta H^\circ_{\text{CO}_2} + 2\Delta H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^\circ = \\ &= (-393,51) + 2(-285,84) - (-726,64) = -238,55. \end{aligned}$$

Стандартная теплота образования метилового спирта равна $-238,55$ кДж/моль.

Пример 2. Вычисление изменения внутренней энергии. Найдите изменение внутренней энергии при испарении 50 г бензола ($t = 20^\circ \text{C}$). Молярная теплота испарения бензола равна 30,92 кДж/моль. Считать, что пары бензола подчиняются законам идеальных газов. Объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара и им можно пренебречь.

Решение. Внутренняя энергия и энтальпия связаны соотношением $\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$. Число молей бензола равно

$$\Delta n = 50/78 = 0,64 \text{ моля.}$$

$$R = 8,3144 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}; \Delta H = 30,92 \text{ кДж/моль.}$$

При определении изменения внутренней энергии учитывается общее количество испаряющегося бензола (0,64 моля)

$$\Delta U = 30920 - 0,64 \cdot 8,3144 \cdot 293 = 18,23 \text{ кДж.}$$

Пример 3. Определение возможности протекания реакции по величине изменения энергии Гиббса. В каком направлении будет протекать реакция при стандартных условиях: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$?

Ответ дайте на основе вычисления ΔG^0_{298} реакции

$$\Delta G^0_{\text{SO}_2(\text{г})} = -300,37 \text{ кДж/моль};$$

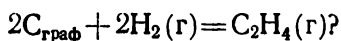
$$\Delta G^0_{\text{SO}_3(\text{г})} = -370,37 \text{ кДж/моль.}$$

Решение. Изменение энергии Гиббса реакции равно:

$$\begin{aligned} \Delta G^0_{298} &= 2\Delta G^0_{\text{SO}_3(\text{г})} - 2\Delta G^0_{\text{SO}_2(\text{г})} = 2 \cdot (-370,37) - 2 \cdot (-300,37) = \\ &= -140,6 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

$\Delta G^0_{298} = -140,6 \text{ кДж}$ (т. е. $\Delta G^0_{298} < 0$), следовательно, данная реакция при стандартных условиях протекает в сторону образования SO_3 .

Пример 4. Определение изменения энтропии реакции. Может ли при стандартных условиях протекать реакция



$$S^0_{\text{C}_{\text{граф}}} = 5,74 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

$$S^0_{\text{H}_2(\text{г})} = 130,6 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)};$$

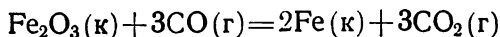
$$S^0_{\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})} = 219,4 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}.$$

Решение. Изменение энтропии ΔS^0 химической реакции равно:

$$\begin{aligned} \Delta S^0 &= S^0_{\text{C}_2\text{H}_4} - 2S^0_{\text{C}_{\text{граф}}} - 2S^0_{\text{H}_2(\text{г})} = \\ &= 219,4 - 2 \cdot 5,74 - 2 \cdot 130,6 = -53,28 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К.} \end{aligned}$$

Данная реакция при стандартных условиях не может протекать самопроизвольно, так как $\Delta S^0 < 0$.

Пример 5. Вычисление изменения ΔG^0_{298} химической реакции по значениям стандартной энтальпии и стандартной энтропии реагирующих веществ. Вычислите ΔG^0_{298} системы



на основании ΔH^0_{298} и S^0_{298} реагирующих веществ, определите, возможна ли эта реакция при стандартных условиях ($t^0 = 25^\circ \text{C}$):

$$\Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})} = -821,32 \text{ кДж/моль}; \quad S^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})} = 89,96 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)},$$

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{CO}(r)}^0 &= -110,5 \text{ кДж/моль}; & S_{\text{CO}(r)}^0 &= 197,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}, \\ \Delta H_{\text{CO}_2(r)}^0 &= -393,51 \text{ кДж/моль}; & S_{\text{CO}_2(r)}^0 &= 213,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}, \\ & & S_{\text{Fe}(k)}^0 &= 27,15 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.\end{aligned}$$

Решение. Изменение энергии Гиббса процесса, зная ΔH^0 и ΔS^0 процесса, можно вычислить с помощью уравнения Гиббса — Гельмгольца: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S$.

Определяем ΔH_{298} реакции:

$$\begin{aligned}\Delta H^0 &= 3\Delta H_{\text{CO}_2}^0 - (\Delta H_{\text{Fe}_3\text{O}_4}^0 + 3\Delta H_{\text{CO}}^0) = \\ &= -393,51 \cdot 3 - (-821,32 - 110,5 \cdot 3) = -27,71 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

Изменение энтропии системы

$$\begin{aligned}\Delta S^0 &= (2S_{\text{Fe}}^0 + 3S_{\text{CO}_2}^0) - (S_{\text{Fe}_3\text{O}_4}^0 + 3S_{\text{CO}}^0) = \\ &= (2 \cdot 27,15 + 3 \cdot 213,6) - (89,96 + 3 \cdot 197,4) = 12,94 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.\end{aligned}$$

Вычисляем изменение энергии Гиббса:

$$\begin{aligned}\Delta G^0 &= \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -27,71 - 298 \cdot 12,94 \cdot 10^{-3} = \\ &= -27,71 - 3,86 = -31,57 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

$\Delta G < 0$, следовательно, данная реакция при стандартных условиях может протекать.

Вопросы для самопроверки: 1. Что такое тепловой эффект реакции? В каких единицах его измеряют? 2. Какие реакции называются экзотермическими, а какие — эндотермическими? Какое значение имеет ΔH для этих процессов? 3. Как формулируется закон Гесса и какие два следствия из него вытекают? 4. Что такое стандартная теплота образования химического соединения? 5. Что называется стандартной теплотой сгорания вещества? 6. Что называется внутренней энергией системы? 7. Что такое энтропия? Как она зависит от агрегатного состояния вещества и температуры? 8. Что такое энергия Гиббса? Как связано изменение величины энергии Гиббса с термодинамической возможностью протекания процесса? 9. Каким уравнением связаны между собой величины ΔG , ΔH и ΔS ? 10. Что такое энтальпийный и энтропийный фактор?

2. Химическая кинетика и равновесие.

Литература: [1, т. 1, гл. IV, § 2, с. 122—131; гл. VIII, § 3, с. 345—351]; [2, ч. 1, разд. V, гл. 3, 4, с. 210—235]; [3, гл. VI, с. 173—197]; [6, разд. 3, гл. I—V, с. 103—133; разд. 2, гл. IV, с. 75—86].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ. Реакция между веществами A и B протекает по уравнению: $A + 2B = C$, начальные концентрации равны:

$C_A = 8$ моль/л; $C_B = 10$ моль/л. Константа скорости реакции равна $0,3 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси остается 30% вещества B .

Решение. Согласно закону действующих масс скорость данной химической реакции равна $v = K \cdot C_A \cdot C_B^2$. Начальная скорость реакции равна $v_1 = 0,3 \cdot 8 \cdot 10^2 = 240$ моль/л · с.

По истечении некоторого времени в реакционной смеси останется 30% вещества B , т. е. концентрация вещества B станет равной $10 \cdot 0,3 = 3$ моль/л. Значит, концентрация вещества B уменьшилась на $10 - 3 = 7$ моль/л. Так как вещества A и B взаимодействуют между собой в соотношении 1:2, то концентрация вещества A уменьшилась на 3,5 моль/л (7:2) и стала равной 4,5 моль/л ($8 - 3,5$). Следовательно, $v_2 = 0,3 \cdot 4,5 \cdot 3^2 = 12,15$ моль/л · с.

Пример 2. Влияние давления на скорость реакции. Определите, как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$, если общее давление в системе уменьшить в 5 раз.

Решение. Уменьшение давления в системе в 5 раз вызовет увеличение объема системы в 5 раз, а концентрация реагирующих веществ уменьшается в 5 раз. Начальная скорость реакции равна

$$v_1 = K C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

После уменьшения давления

$$v_2 = K \left(\frac{C_{\text{NO}}}{5} \right)^2 \cdot \frac{C_{\text{O}_2}}{5} = K \cdot \frac{C_{\text{NO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}}{125}.$$

После уменьшения давления в 5 раз скорость реакции уменьшилась в 125 раз.

Пример 3. Определение времени протекания реакции в зависимости от температуры. При 393 К реакция заканчивается за 10 мин. Сколько времени будет продолжаться реакция при 363 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 3?

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается соотношением

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad (1)$$

где γ — температурный коэффициент. Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная зависимость

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2}, \quad (2)$$

где τ_1 и τ_2 — время протекания реакции при температурах T_1 и T_2 .

Следовательно, соотношение (1) в данном случае можно записать:

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

откуда

$$\tau_1 = \tau_2 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 10 \cdot 3^{\frac{393 - 363}{10}} = 10 \cdot 3^3 = 10 \cdot 27 = 270 \text{ мин} = 4,5 \text{ ч.}$$

При температуре 363 К эта реакция заканчивается за 4,5 ч.

Пример 4. Вычисление константы равновесия реакции и исходных концентраций реагирующих веществ. При синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $C_{\text{N}_2} = 4$ моль/л; $C_{\text{H}_2} = 2$ моль/л; $C_{\text{NH}_3} = 6$ моль/л. Рассчитайте константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

Решение. Константа равновесия этой реакции равна

$$K = \frac{C_{\text{NH}_3}^2}{C_{\text{N}_2} \cdot C_{\text{H}_2}^3} = \frac{6^2}{4 \cdot 2^3} = \frac{36}{4 \cdot 8} = 1,1.$$

Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. На образование двух молей NH_3 расходуется один моль азота, а на образование шести молей аммиака потребовалось: $6/2 = 3$ моля азота. Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его первоначальную концентрацию: $C_{\text{исх N}_2} = 4 + 3 = 7$ моль/л. На образование двух молей NH_3 необходимо израсходовать 3 моля водорода, а для получения шести молей NH_3 требуется водорода: $3 \cdot 6/2 = 9$ молей. $C_{\text{исх H}_2} = 2 + 9 = 11$ моль/л.

Таким образом, реакция начиналась при концентрациях $C_{\text{N}_2} = 7$ моль/л; $C_{\text{H}_2} = 11$ моль/л.

Пример 5. Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ. Реакция протекает по уравнению $A + B \rightleftharpoons 2C$. Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ A и B соответственно равны: 4 и 6 моль/л, константа равновесия $K = 1$.

Решение. К моменту равновесия концентрации веществ A и B понизятся, а концентрация вещества C увеличится. На каждый моль вещества A и B образуется два моля вещества C . Поэтому, если понижение концентрации веществ A и B обозначить через x молей, то увеличение концентрации вещества C будет $2x$ молей.

Равновесные концентрации реагирующих веществ:

$$C_A = (4 - x) \text{ моль/л; } C_C = 2x \text{ моль/л;}$$

$$C_B = (6 - x) \text{ моль/л;}$$

$$K = \frac{C_C^2}{C_A \cdot C_B} = \frac{4x^2}{(4 - x)(6 - x)} = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$
$$1 = \frac{4x^2}{24 - 10x + x^2};$$

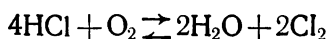
$$3x^2 + 10x - 24 = 0; \quad x = 1,9.$$

Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:

$$C_A = 4 - 1,9 = 2,1 \text{ моль/л; } C_C = 3,8 \text{ моль/л;}$$

$$C_B = 6 - 1,9 = 4,1 \text{ моль/л.}$$

Пример 6. Влияние изменения концентрации реагирующих веществ на смещение равновесия. Реакция протекает по уравнению



В сторону какой реакции сместится химическое равновесие, если концентрации всех реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

Решение. Начальные скорости прямой и обратной реакции были следующие:

$$v_{\text{прям}} = K_1 \cdot C_{\text{HCl}}^4 \cdot C_{\text{O}_2}$$

$$v_{\text{обр}} = K_2 \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}^2$$

После увеличения концентраций скорость прямой реакции стал

$$v_{\text{прям}} = K_1 (3C_{\text{HCl}})^4 \cdot (3C_{\text{O}_2}) = 3^5 K_1 \cdot C_{\text{HCl}}^4 \cdot C_{\text{O}_2} = 243 K_1 \cdot C_{\text{HCl}}^4 \cdot C_{\text{O}_2}$$

т. е. возросла в 243 раза.

Скорость обратной реакции

$$v_{\text{обр}} = K_2 (3C_{\text{H}_2\text{O}})^2 (3C_{\text{Cl}_2})^2 = 3^4 \cdot K_2 \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}^2 = 81 K_2 \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}^2 \cdot C_{\text{Cl}_2}^2$$

т. е. возросла в 81 раз. Следовательно, равновесие реакции сместится в сторону прямой реакции.

Пример 7. Влияние изменения температуры на смещение равновесия. В каком направлении сместится равновесие реакции $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$, $\Delta H_{298} = +92,45$ кДж/моль, если повысить температуру на 20°C , а температурный коэффициент прямой реакции равен 2, а обратной 3?

Решение. Так как реакция протекает с поглощением тепла, то повышение температуры должно вызвать смещение равновесия в сторону прямой реакции, т. е. в сторону разложения PCl_5 (в случае равенства температурных коэффициентов прямой и обратной реакций).

В данном случае температурные коэффициенты прямой и обратной реакций не равны, поэтому повышение температуры по-разному скажется на изменении скоростей реакций. При повышении температуры на 20°C :

скорость прямой реакции

$$v_{T_2}^{\text{прям}} = v_{T_1}^{\text{прям}} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = v_{T_1}^{\text{прям}} \cdot 2^2 = 4v_{T_1}^{\text{прям}};$$

скорость обратной реакции

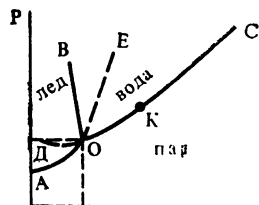
$$v_{T_2}^{\text{обр}} = v_{T_1}^{\text{обр}} \cdot 3^2 = 9v_{T_1}^{\text{обр}}.$$

Таким образом при повышении температуры скорость прямой реакции возросла в 4 раза, а обратной — в 9 раз. Следовательно, равновесие сместится в направлении обратной реакции, т. е. в сторону образования PCl_5 .

Пример 8. Определение числа степеней свободы в гетерогенной равновесной системе. Найдите число степеней свободы в точке K на диаграмме состояния воды.

Решение. Число степеней свободы (C) в равновесной гетерогенной системе подсчитывается с помощью уравнения Гиббса (уравнения правила фаз): $C = K - \Phi + 2$, где K — число независимых компонентов системы; Φ — число фаз в системе.

Данная система однокомпонентная: фазы системы — это вода в разных агрегатных состояниях (пар, жидкость, лед). $K=1$. Точка K находится на кривой OC , отвечающей равно весию между двумя фазами: жидкость и пар, т. е. в точке K число фаз $\Phi=2$. Число степеней свободы в точке K равно $C=1-2+2=1$. В точке K система имеет одну степень свободы: это означает, что до известного предела можно изменять или температуру, или давление и это не вызывает изменения числа и вида фаз системы.



Вопросы для самопроверки: 1. Что называется скоростью химической реакции? От чего зависит скорость химической реакции? 2. Что называется порядком и молекулярностью химической реакции? 3. Как формулируется закон действующих масс? Каков физический смысл константы скорости реакции? 4. Как влияет температура на скорость реакции? Что показывает температурный коэффициент скорости реакции? 5. Что такое энергия активации? Схематически (на энергетической кривой) представьте энергию активации экзотермического и эндотермического процессов. 6. Какие вещества называются катализаторами? Виды катализа. 7. В чем разница между гомогенным и гетерогенным катализом? Каков механизм действия катализаторов в двух случаях катализа? 8. Каков механизм цепных реакций? Приведите примеры цепных реакций, идущих по неразветвленному и разветвленному механизмам. 9. Какие химические реакции называются обратимыми, а какие — необратимыми? 10. Какое состояние системы называется состоянием химического равновесия? Каков физический смысл константы равновесия реакции? 11. Что называется смещением химического равновесия? 12. Как формулируется принцип Ле Шателье? Как влияет изменение концентраций реагирующих веществ, температуры и давления (для газов) на смещение химического равновесия? 13. Как формулируется правило фаз Гиббса? Что такое фаза и компонент? 14. Начертите диаграмму состояния воды. Какие фазы представлены на диаграмме состояния воды? Что такое «тройная точка» на диаграмме?

Тема 4. Растворы

1. Общие свойства растворов.

Литература: [1, т. 1, гл. V, § 1, 2, 3, с. 153—167]; [2, ч. 1, разд. III, гл. 4, § 2, с. 159—166]; [3, гл. VII, с. 217—235].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Вычисление осмотического давления раствора. Рассчитать величину осмотического давления раствора, содержащего в 1,4 л 63 г глюкозы, $C_6H_{12}O_6$ при $t=0^\circ C$.

Решение. Осмотическое давление раствора определяется с помощью закона Вант-Гоффа

$$P_{\text{осм}} = \frac{nRT}{v},$$

где n — число молей растворенного вещества; v — объем раствора, м³; T — абсолютная температура, К; R — универсальная газовая постоянная, равная 8,3144 Дж/моль К.

В 1,4 л раствора содержится 63,0 г глюкозы, моль которой равен 180,16 г. Следовательно, в 1,4 л раствора содержится n молей глюкозы:

$$n = 63,0 / 180,16 = 0,35.$$

Осмотическое давление этого раствора глюкозы равно

$$P_{\text{осм}} = \frac{0,35 \cdot 8,3144 \cdot 273}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 5,67 \cdot 10^5 \text{ Па.}$$

Пример 2. Вычисление давления пара растворителя над раствором (1-й закон Рауля). Вычислите давление пара раствора, содержащего 34,23 г сахара, $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 45,05 г воды при $t=65^\circ C$, если давление паров воды при этой температуре равно $2,5 \cdot 10^4$ Па.

Решение. Давление пара над раствором неэлектролита и нелетучего вещества в растворителе всегда ниже давления пара над чистым растворителем при одинаковой температуре. Относительное понижение давления пара растворителя над раствором согласно закону Рауля выражается соотношением

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n}{N + n},$$

где P_0 — давление пара над чистым растворителем; P — давление пара растворителя над раствором; n — число молей растворенного вещества; N — число молей растворителя. Моль сахара $C_{12}H_{22}O_{11} = 342,30$ г. Моль $H_2O = 18,02$ г. Число молей растворенного вещества и растворителя соответственно равно:

$$n = \frac{34,23}{342,3} = 0,1 \text{ моля; } N = \frac{45,05}{18,02} = 2,5 \text{ моля.}$$

Давление пара над раствором P равно:

$$P = P_0 - P \cdot \frac{n}{N + n} = 2,5 \cdot 10^4 - 2,5 \cdot 10^4 \cdot \frac{0,1}{2,5 + 0,1} = \\ = 2,5 \cdot 10^4 - 2,5 \cdot 10^4 \cdot 0,0385 = 2,4 \cdot 10^4 \text{ Па.}$$

Пример 3. Определение температуры кристаллизации и температуры кипения растворов неэлектролитов (2-й закон Рауля). Вычислите температуру кристаллизации и температуру кипения 40% водного раствора этилового спирта в воде.

Решение. Эта задача решается на основе 2-го закона Рауля, из которого следует:

$$\Delta t_{\text{крист}} = \frac{K_{\text{кр}} \cdot 1000 \cdot q}{G \cdot M}; \quad \Delta t_{\text{кип}} = \frac{K_{\text{аб}} \cdot 1000 \cdot q}{G \cdot M},$$

где $\Delta t_{\text{крист}}$ и $\Delta t_{\text{кип}}$ — соответственно понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора; $K_{\text{кр}}$ — криоскопическая константа растворителя; $K_{\text{аб}}$ — эбуллиоскопическая константа растворителя; q — число граммов растворенного вещества; G — число граммов растворителя; M — молекулярная масса растворенного вещества.

Молекулярная масса $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ равна 46 а. е. м. 40%-ный раствор содержит 40 г спирта и 60 г воды, т. е.

$$\Delta t_{\text{крист}} = \frac{1,86 \cdot 1000 \cdot 40}{60 \cdot 46} = 27^\circ \text{C};$$

т. е. температура кристаллизации будет:

$$t_{\text{крист}} = 0 - 27^\circ = -27^\circ \text{C};$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = \frac{0,52 \cdot 1000 \cdot 40}{60 \cdot 46} = 7,54^\circ \text{C};$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = 100,0 + 7,54 = 107,54^\circ \text{C}.$$

Пример 4. Способы выражения концентрации растворов. Вычислить нормальность и молярность 12%-ного раствора FeSO_4^* , плотность которого 1,122 г/см³.

Решение. Молярная концентрация имеет размерность моль/л и выражается формулой

$$M = \frac{m_1}{\mu \cdot V},$$

где M — молярная концентрация, моль/л; m_1 — масса растворенного вещества, г; μ — моль растворенного вещества, г; V — объем раствора, л.

* Процентной концентрацией называется число граммов вещества, содержащееся в 100 г раствора.

Размерность нормальной концентрации г-экв/л, т. е. нормальность раствора можно определить по формуле

$$N = \frac{m_1}{\text{Э} \cdot V},$$

где N — нормальность раствора, г-экв/л; m_1 — масса растворенного вещества, г; V — объем раствора, л.

Для определения молярной и нормальной концентрации необходимо вычислить молекулярную массу сульфата железа (II). Молекулярная масса $\text{FeSO}_4 = 56 + 32 + 64 = 152$ а. е. м., т. е. моль $\text{FeSO}_4 = 152$ г.

$$\text{Эквивалент } \text{FeSO}_4 = \frac{\text{моль}}{2} = \frac{152}{2} = 76 \text{ а. е. м.}$$

Нормальная и молярная концентрации — это объемные концентрации, поэтому необходимо определить объем 100 г 12%-ной FeSO_4 , используя плотность раствора.

$$V = \frac{12 \cdot 1000}{1,122} = 0,089 \text{ л.}$$

Отсюда молярная концентрация

$$M = \frac{12}{152 \cdot 0,089} = 0,887 \text{ моль/л.}$$

Нормальная концентрация

$$N = \frac{12}{76 \cdot 0,089} = 1,774 \text{ г-экв/л.}$$

Вопросы для самопроверки: 1. Как изменяется энтальпия и энтропия при растворении? 2. Какой величиной характеризуется растворимость веществ? 3. Какие способы выражения концентрации растворов существуют? Дайте определение процентной, молярной, нормальной и моляльной концентрации. Что такое титр раствора? 4. Как изменяется осмотическое давление с увеличением концентрации растворов? 5. В каком случае упругость пара растворителя больше: над чистым растворителем или над раствором нелетучего вещества в данном растворе? 6. Каков физический смысл криоскопической и эбуллиоскопической постоянных? Приведите значение $K_{кр}$ и $K_{эб}$ для воды. 7. Что такое изотонический коэффициент? Как, используя закон Вант-Гоффа, можно определить его величину? 8. Как, пользуясь 2-м законом Рауля, можно определить молекулярную массу растворенного вещества?

2. Электролитическая диссоциация.

Литература: [1, т. I, гл. V, § 4, 5, 6, 7, с. 167—200; т. II, гл. XIII, § 3, с. 279—317]; [3, гл. VIII, с. 236—269].

Методика решения типовых задач

Пример 1. Вычисление изотонического коэффициента по величине осмотического давления. Осмотическое давление 0,1 н. раствора ZnSO_4 при $t=0^\circ\text{C}$ равно $1,59 \cdot 10^5$ Па. Определите изотонический коэффициент этого раствора.

Решение. Изотонический коэффициент i показывает, во сколько раз величина осмотического давления $P'_{\text{осм}}$ для раствора электролита больше, чем у раствора неэлектролита при этой же молярной концентрации. Величина изотонического коэффициента для растворов электролитов больше единицы, а для растворов неэлектролитов равна 1. Отклонение растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля объясняется тем, что при растворении электролита число частиц в растворе увеличивается вследствие диссоциации молекул электролита на ионы. Осмотическое давление для растворов электролитов с учетом изотонического коэффициента равно

$$P'_{\text{осм}} = \frac{i n R T}{V},$$

где i — изотонический коэффициент; n — число молей растворенного вещества; R — газовая постоянная; T — абсолютная температура, К; V — объем раствора. Отсюда изотонический коэффициент равен

$$i = \frac{P'_{\text{осм}} V}{n R T} = \frac{1,59 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^{-3}}{0,05 \cdot 8,3144 \cdot 273} = 1,4.$$

Пример 2. Определение константы диссоциации слабого бинарного электролита. Рассчитайте константу диссоциации 0,1 М сероводородной кислоты, если степень диссоциации ее по первой ступени $\alpha_1 = 1,05 \cdot 10^{-3}$.

Решение. Константа диссоциации и степень диссоциации слабого бинарного электролита связаны между собой соотношением (закон разбавления Оствальда)

$$K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C}{(1 - \alpha)},$$

где K_d — константа диссоциации; α — степень диссоциации; C — концентрация электролита, моль/л.

В случаях слабых электролитов ($\alpha \ll 1$) выражение закона Оствальда упрощается:

$$K_d = \alpha^2 \cdot C.$$

Сероводородная кислота слабая, поэтому можно пользоваться этой упрощенной формулой, отсюда

$$K_d = (1,05 \cdot 10^{-3})^2 \cdot 0,1 = 1,1 \cdot 10^{-7}.$$

Пример 3. Вычисление активной концентрации раствора сильного электролита. Рассчитайте активную концентрацию хлорида кальция в водном растворе, содержащем 0,925 г CaCl_2 в 500 г воды.

Решение. Для сильных электролитов наряду с истинной концентрацией различают эффективную или активную концентрацию (активность) C_a . Активность электролита равна произведению активностей его ионов:

$$C_a = C_{a+} \cdot C_{a-},$$

где C_{a+} и C_{a-} — активные концентрации катиона и аниона. Активность иона (C_a — иона) равна его концентрации C г-ион/1000 г H_2O)

$$C_a = f \cdot C,$$

где f — коэффициент активности; моль $\text{CaCl}_2 = 111$ г.

Для определения активной концентрации раствора необходимо знать его моляльную концентрацию. В 1000 г воды содержится 1,85 г CaCl_2 ; моляльная концентрация этого раствора равна:

$$C_p = \frac{1,85}{111} = 0,017 \text{ моль/кг.}$$

Определяем ионную силу раствора:

$$J_{\text{CaCl}_2} = 1/2 (0,017 \cdot 2^2 + 0,017 \cdot 2 \cdot 1^2) = \frac{0,068 + 0,034}{2} = 0,051.$$

Из таблиц в зависимости от ионной силы можно найти коэффициенты активности $f_{\text{Ca}^{2+}} = 0,57$, $f_{\text{Cl}^-} = 0,85$.

Определяем активность ионов в растворе

$$a_{\text{Ca}^{2+}} = f_{\text{Ca}^{2+}} \cdot C_{\text{Ca}^{2+}} = 0,57 \cdot 0,017 = 0,0097,$$

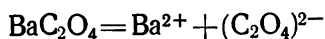
$$a_{\text{Cl}^-} = f_{\text{Cl}^-} \cdot C_{\text{Cl}^-} = 0,85 \cdot 0,034 = 0,0289.$$

Отсюда активная концентрация хлорида кальция равна:

$$a_{\text{CaCl}_2} = a_{\text{Ca}^{2+}} \cdot a_{\text{Cl}^-} = 0,0097 \cdot (0,0289)^2 = 8,0 \cdot 10^{-6}.$$

Пример 4. Вычисление растворимости электролита по величине произведения растворимости. Произведение растворимости оксалата бария BaC_2O_4 равно $1,62 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость BaC_2O_4 в воде.

Решение. В растворе труднорастворимого сильного электролита BaC_2O_4 существует равновесие:



в осадке в растворе

$$\text{Пр}_{\text{BaC}_2\text{O}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}].$$

* Оксалаты — это соли щавелевой кислоты, анион ее $(\text{C}_2\text{O}_4)^{2-}$.

Так как оксалат бария диссоциирует на два иона, то концентрация его в растворе равна концентрации каждого из ионов, т. е.

$$C_{BaC_2O_4} = C_{Ba^{2+}} = C_{(C_2O_4)^{2-}} = \sqrt{1,62 \cdot 10^{-7}} = 0,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л,}$$

т. е. растворимость оксалата бария в воде при $t=20^\circ \text{C}$ равна $0,4 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

Пример 5. Вычисление произведения растворимости труднорастворимого электролита. Растворимость фосфата серебра Ag_3PO_4 в воде при $t=20^\circ \text{C}$ равна $6,15 \cdot 10^{-3}$ г/л. Определить Pr .

Решение. Моль $Ag_3PO_4 = 418,58$ г, следовательно, раствор содержит

$$\frac{6,15 \cdot 10^{-3}}{418,58} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Эта величина называется молярной растворимостью. При диссоциации Ag_3PO_4 образуется 3 иона Ag^+ и один ион $(PO_4)^{3-}$ — поэтому концентрации ионов в растворе соответственно равны

$$C_{(PO_4)^{3-}} = 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ г-ион/л,}$$

$$C_{Ag^+} = 3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} \text{ г-ион/л.}$$

Произведение растворимости Ag_3PO_4 равно:

$$Pr_{Ag_3PO_4} = C_{Ag^+}^3 \cdot C_{(PO_4)^{3-}} = (4,8 \cdot 10^{-5})^3 \cdot (1,6 \cdot 10^{-5}) = 1,77 \cdot 10^{-18}.$$

Пример 6. Определение возможности образования осадка в зависимости от концентрации ионов. Произведение растворимости MgS при $t=25^\circ \text{C}$ равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок сульфида магния при смешении равных объемов 0,004 н. раствора нитрата магния и 0,0006 н. сульфида натрия. Степени диссоциации этих электролитов приняты за 1.

Решение. При смешении равных объемов растворов объем смеси стал в два раза больше объема каждого из взятых растворов, следовательно, концентрация растворенных веществ уменьшилась вдвое, т. е.

$$C_{Mg(NO_3)_2} = \frac{0,004}{2} = 0,002 \text{ н.}$$

$$C_{Na_2S} = \frac{0,0006}{2} = 0,0003 \text{ н.}$$

Для определения концентраций ионов Mg^{2+} и S^{2-} необходимо выразить концентрации растворов в моль/л, т. е.

$$C_{Mg(NO_3)_2} = 0,002 \text{ н} = 0,001 \text{ м, } C_{Mg^{2+}} = 1 \cdot 10^{-3}.$$

$$C_{Na_2S} = 0,0003 \text{ н} = 0,00015 \text{ м, } C_{S^{2-}} = 1,5 \cdot 10^{-4}.$$

Отсюда произведение концентраций ионов в растворе $C_{Mg^{2+}} \cdot C_{S^{2-}} = 1 \cdot 10^{-3} \cdot 1,5 \cdot 10^{-4} = 1,5 \cdot 10^{-7}.$

Эта величина больше Пр, следовательно, осадок образуется.

Пример 7. Вычисление водородного показателя растворов. Определите водородный показатель рН водного раствора гидроксида калия, содержащего $4,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л КОН. Степень диссоциации равна 1.

Решение. Концентрация гидроксильных ионов в растворе КОН равна

$$C_{(\text{OH})^-} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ г-ион/л.}$$

Исходя из ионного произведения воды $K_{\text{H}_2\text{O}}$, можно определить концентрацию ионов водорода.

$$C_{\text{H}^+} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14}}{4,2 \cdot 10^{-3}} = 0,24 \cdot 10^{-11} \text{ г-ион/л.}$$

Отсюда $\text{pH} = -\lg \text{H}^+ = -\lg 0,24 \cdot 10^{-11} = 11,62$.

Пример 8. Вычисление константы гидролиза соли. Рассчитайте константу гидролиза хлорида аммония NH_4Cl , если константа диссоциации NH_4OH равна $1,77 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Константа гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты вычисляется по формуле

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{осн}}}$$

где $K_{\text{гидр}}$ — константа гидролиза; $K_{\text{осн}}$ — константа диссоциации слабого основания; $K_{\text{H}_2\text{O}}$ — ионное произведение воды.

Константа гидролиза NH_4Cl равна

$$K_{\text{гидр}} = \frac{10^{-14}}{1,77 \cdot 10^{-5}} = 5,65 \cdot 10^{-10}.$$

Для расчета константы гидролиза соли сильного основания и слабой кислоты применяется формула

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}}$$

Пример 9. Вычисление степени гидролиза соли. Определите степень гидролиза 0,001 н. раствора соли CH_3COOK и рН этого раствора, если константа диссоциации уксусной кислоты равна $1,754 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Степень и константа гидролиза связаны между собой соотношением

$$K_{\text{гидр}} = \frac{C \cdot \beta^2}{1 - \beta},$$

где C — концентрация соли, моль/л, β — степень гидролиза соли.

Обычно степень гидролиза соли β значительно меньше единицы, поэтому приведенное уравнение можно упростить:

$$K_{\text{гидр}} = C \cdot \beta^2, \text{ но } K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}},$$

$$\text{следовательно, } \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}} = C \cdot \beta^2,$$

отсюда степень гидролиза

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}} \cdot C}} = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,754 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-3}}} = 0,755 \cdot 10^{-3}.$$

Уравнение реакции гидролиза $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH}$.
Применив закон действующих масс к этой реакции, получим:

$$K = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot C_{\text{KOH}}}{C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COOK}}}.$$

Величину $C_{\text{H}_2\text{O}}$ в разбавленных растворах можно считать величиной постоянной, тогда, обозначив произведение $K \cdot C_{\text{H}_2\text{O}} = K_{\text{гидр}}$,

$$K_{\text{гидр}} = \frac{C_{\text{CH}_3\text{COOH}} \cdot C_{\text{KOH}}}{C_{\text{CH}_3\text{COOK}}}.$$

Концентрация образовавшейся при гидролизе CH_3COOH равна концентрации ионов $(\text{OH})^-$, тогда

$$K_{\text{гидр}} = \frac{C_{(\text{OH})}^2}{C_{\text{CH}_3\text{COOH}}}.$$

Используя это выражение, можно определить pH раствора:

$$\begin{aligned} C_{\text{OH}^-} &= \sqrt{K_{\text{гидр}} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COOK}}} = \sqrt{\frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{кисл}}} \cdot C_{\text{CH}_3\text{COOK}}} = \\ &= \sqrt{\frac{10^{-14} \cdot 10^{-3}}{1,754 \cdot 10^{-5}}} = \sqrt{0,57 \cdot 10^{-12}} = 0,755 \cdot 10^{-6} \text{ г-ион/л.} \\ C_{\text{H}^+} &= \frac{10^{-14}}{C_{\text{OH}^-}} = \frac{10^{-14}}{0,755 \cdot 10^{-6}} = 1,32 \cdot 10^{-8}, \end{aligned}$$

$$\text{отсюда } \text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+} = -\lg 1,32 \cdot 10^{-8} = 7,9.$$

Вопросы для самопроверки: 1. Что называется степенью ионизации (электролитической диссоциацией)? 2. Какая зависимость существует между степенью диссоциации и константой диссоциации слабого бинарного электролита в разбавленных растворах? 3. Как определяется ионная сила электролита? 4. Что такое коэффициент активности и как можно определить активную концентрацию иона

в растворе сильного электролита? 5. Чему равно ионное произведение воды? 6. Какая величина называется водородным показателем рН и гидроксильным показателем рОН? 7. Какие три случая гидролиза солей известны? Как смещается равновесие гидролиза с изменением температуры? 8. Что называется степенью гидролиза? Как определяется $K_{гидр}$? 9. Какой раствор называется насыщенным? Какая величина характеризует растворимость данного вещества? 10. Что называется произведением растворимости трудно растворимого электролита? 11. В каком случае образуется осадок при смешении растворов электролитов?

Тема 5. Комплексные соединения

Литература: [1, т. I, гл. IX, § 2, с. 406—413; т. II, гл. IV, § 3, с. 414—462]; [2, ч. I, разд. II, гл. 3, с. 109—131]; [3, гл. XVIII, с. 592—616].

Методика решения типовых задач

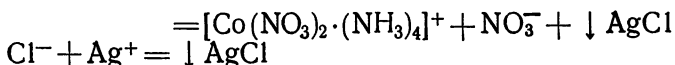
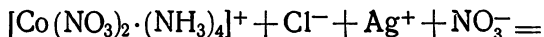
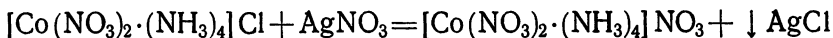
Пример 1. Строение комплексного иона. В растворе комплексной соли состава $\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot \text{Cl}$ аналитическими методами не обнаружены ионы кобальта, $(\text{NO}_3)^-$ и аммиак. Хлор, содержащийся в этой соли, образует осадок хлорида серебра при взаимодействии раствора комплексной соли с нитратом серебра, AgNO_3 . Измерение электропроводности раствора показывает, что молекула соли распадается на два иона. Определите координационное строение молекулы данной соли. Определите заряд иона-комплексобразователя, напишите реакцию комплексной соли с нитратом серебра в молекулярном и ионном виде.

Решение. Ионы кобальта, нитрат-ионы и аммиак не обнаружены в растворе, значит они образуют внутреннюю сферу комплексного соединения, а хлор находится во внешней сфере. Кроме того, эта комплексная соль диссоциирует на два иона, а этими ионами являются: комплексный ион (внутренняя сфера) и ион хлора. На основании этого формулу комплексной соли можно записать: $[\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{NH}_3]^+ \text{Cl}^-$.

Лигандами являются полярные молекулы аммиака, координационное число кобальта равно 6. Степень окисления иона-комплексобразователя (в данном случае ионы кобальта) определяется следующим образом: заряд комплексного иона определяется по заряду внешней сферы. Заряд иона хлора равен 1^- , значит заряд комплексного иона равен 1^+ , т. е. $[\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{NH}_3]^+$.

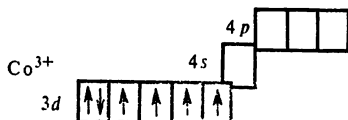
Алгебраическая сумма зарядов, входящих в состав комплексного иона, равна заряду комплексного иона. Заряд молекулы NH_3 равен 0. Заряд иона $(\text{NO}_3)^- = -1$. Заряд иона кобальта равен x (степень окисления) отсюда $x + (-1) \cdot 2 + 4 \cdot 0 = +1$, $x = 3$. Значит степень окисления кобальта 3^+ . Комплексные соли в водных растворах диссоциируют по полному типу связи на комплексный ион

(внутреннюю сферу) и ионы внешней сферы. Уравнения реакции:

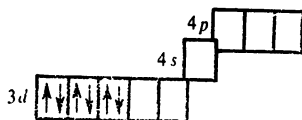


Пример 2. Комплексные соединения по методу валентных связей. С помощью метода валентных связей предскажите магнитные свойства и реакционную способность комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{CoF}_6]^{3-}$. Какой тип гибридизации атомных орбиталей имеет место при образовании этих ионов? Каково пространственное строение ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{CoF}_6]^{3-}$?

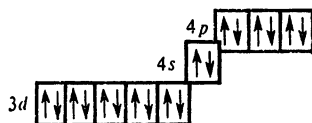
Решение. С точки зрения валентных связей образование комплексных ионов объясняется донорно-акцепторным взаимодействием неподеленных электронных пар лигандов и свободных орбиталей комплексообразователя. Ион Co^{3+} — ион-комплексообразователь в этих комплексных ионах имеет конфигурацию $3d^6$. В соответствии с правилом Гунда эти шесть $3d$ электронов иона Co^{3+} располагаются по энергетическим ячейкам следующим образом:



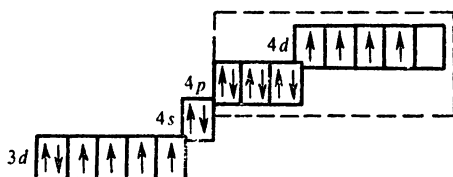
Лигандами в этих комплексных ионах являются полярные молекулы NH_3 и ионы F^- . Координационное число Co^{3+} в этих ионах равно 6, т. е. ион-комплексообразователь присоединяет шесть лигандов. Каждый из лигандов (NH_3 или F^-) имеет неподеленную электронную пару, являясь донором электронов. Для размещения шести электронных пар шести лигандов акцептор электронов — ион-комплексообразователь Co^{3+} должен предоставить шесть свободных орбиталей. При образовании комплексного иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ четыре $3d$ -электрона иона Co^{3+} сначала спариваются, освобождая две энергетические ячейки $3d$ -орбитали:



Затем образуется ион $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, имеющий строение



При образовании этого комплексного иона имеет место «внутренняя» d^2sp^3 -гибридизация, так как она осуществляется при участии «внутренних» ($3d$ -орбиталей) иона Co^{3+} . В случае иона $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ионы F^- располагаются в свободных s -, p -, d -орбиталях 4-го энергетического уровня. Комплексный ион $[\text{CoF}_6]^-$ имеет строение



При возникновении этого иона имеет место «внешняя» $s'p^3d^2$ -гибридизация, так как образование этого иона происходит за счет «внешних» ($4d$ -орбиталей) иона Co^{3+} ; эти ионы имеют пространственную октаэдрическую структуру. Наличие неспаренных электронов в комплексах дает возможность определить их магнитные свойства в комплексном ионе $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ нет неспаренных электронов, он диамагнитен, комплексный ион $[\text{CoF}_6]^{3-}$, содержащий четыре неспаренных электрона, парамагнитен.

С помощью метода валентных связей можно показать реакционную способность комплексных соединений. Комплексный ион с «внешней» гибридизацией более реакционноспособен, чем ион $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, так как в ионе $[\text{CoF}_6]^{3-}$ лиганды слабее связаны с ионом Co^{3+} , чем в ионе $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и могут легче отделяться от комплексообразователя.

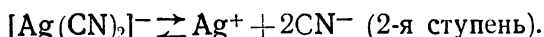
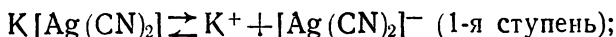
Пример 3. Номенклатура комплексных соединений. Дайте названия, пользуясь номенклатурой ИЮПАК, следующим комплексным соединениям: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2 \cdot (\text{NO}_3)_4]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5 \times \text{Cl}]\text{Cl}_2$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O}) \cdot (\text{OH})]\text{NO}_3$.

Решение. При составлении названия комплексного соединения нужно пользоваться следующими правилами: 1) к названиям лигандов-анионов прибавляется суффикс «о» (Cl^- — «хлоро», $(\text{CN})^-$ — «циано»). Названия нейтральных лигандов, за исключением молекул воды — «акво», суффикса «о» не имеют; комплексы, содержащие в качестве лигандов молекулы NH_3 , называются аминок комплексы; 2) число лигандов, присоединенных к комплексообразователю, указывается приставками: моно-, ди-, три-, тетра- и т. д. (образованных от греческих числительных). Приставку «моно» в названии комплексного соединения часто опускают; 3) при составлении названия комплексного соединения сначала перечисляются лиганды-анионы, лиганды-молекулы и лиганды-катионы, а затем указывается центральный атом. Степень окисления центрального атома обозначают римской цифрой в скобках после названия комплексного иона. Внутри каждой из групп лиганды перечисляются в порядке увеличения их сложности. Если комплекс-

ный ион является анионом, то его название оканчивается суффиксом «ат». Так, по номенклатуре ИЮПАК эти соли имеют следующие названия: $K_4[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат (II) калия; $Na[Co(NH_3)_2(NO_3)_4]$ — тетранитродиамино кобальтат (II) натрия; $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$ — хлорид хлоропентааквохрома (III); $[Pt(NH_3)_2 \times (H_2O)OH]NO_3$ — нитрат гидроксодиаминоакво платины (II).

Пример 4. Вычисление концентрации иона по величине константы нестойкости комплексного соединения. Константа нестойкости иона $[Ag(CN)_2]^-$ равна $1 \cdot 10^{-21}$. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,05 М растворе $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,01 М KCN в литре раствора.

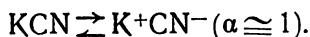
Решение. Комплексное соединение диссоциирует:



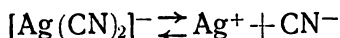
Константа нестойкости характеризует процесс диссоциации комплексного иона по 2-й ступени:

$$K_n = \frac{[Ag^+] \cdot [CN^-]^2}{[[Ag(CN)_2]^-]} = 1 \cdot 10^{-21}$$

Кроме того, KCN диссоциирует:

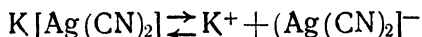


Избыточное количество ионов $(CN)^-$ сильно смещает влево равновесие диссоциации комплексного иона $[Ag(CN)_2]^-$



поэтому концентрацией иона $(CN)^-$, получающейся в результате диссоциации, можно пренебречь и считать $(CN)^- = 0,01$ г-ион/л.

Как показано выше, комплексная соль диссоциирует:



концентрация комплексного иона

$$C_{эл-та} \cdot n \cdot \alpha = 5 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ г-ион/л.}$$

Зная величину константы нестойкости и концентрации комплексного иона и ионов CN^- , определяем концентрацию ионов серебра:

$$K_n = 1 \cdot 10^{-21} = \frac{[Ag] \cdot [10^{-2}]^2}{5 \cdot 10^{-2}},$$

$$5 \cdot 10^{-21} = [Ag]^+ \cdot [10^{-2}], \text{ т. е.}$$

$$[Ag^+] = 5 \cdot 10^{-21} \text{ г-ион/л.}$$

Пример 5. Определение возможности диссоциации комплексного иона по величине изменения энергии Гиббса процесса диссоциации. Константа нестойкости комплексного иона $[Cd(CN)_4]^{2-}$ равна

$7,66 \cdot 10^{-18}$ при $t = 25^\circ \text{C}$. Вычислите ΔG°_{298} процесса $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$ и сделайте вывод о возможности диссоциации этого комплексного иона в зависимости от температуры.

Решение. Величина изменения энергии Гиббса связана с величиной константы процесса (в данном случае с величиной константы нестойкости $K_{\text{н}}$) $\Delta G^\circ_{298} = -2,303RT \lg K$. Вычисление ΔG°_{298} для процесса диссоциации комплексного иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$

$$\Delta G^\circ_{298} = 2,303 \cdot 8,3144 \cdot 298 \lg 7,66 \cdot 10^{-18} = 97,7 \text{ кДж/моль}^*.$$

Вопросы для самопроверки: 1. Какие элементы проявляют способность выступать в роли понов-комплексообразователей? 2. Какие ионы или молекулы могут являться лигандами? 3. Как величина константы нестойкости характеризует устойчивость комплексных соединений? 4. Какие виды изомерии встречаются при образовании комплексных ионов? 5. Какие соединения называются внутрикислеческими? 6. Какие величины нужно знать для того, чтобы определить возможность разрушения комплексного соединения? 7. Какие виды комплексной изомерии вы знаете? 8. Какие соединения называются ацидокомплексами?

Тема 6. Электрохимические процессы

1. Окислительно-восстановительные реакции.

Литература: [1, т. 1, гл. VII, § 5, с. 285—296]; [2, ч. 1, разд. V, гл. 6, § 1, 2, с. 244—250]; [3, гл. IX, с. 270—278].

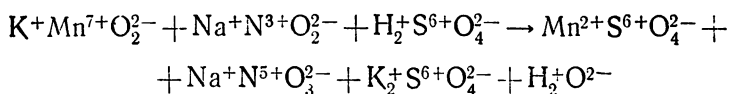
Методика решения типовых задач

Пример 1. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Составьте уравнение реакции окисления нитрита натрия перманганатом калия в кислой среде.

Решение. В молекулярной форме схема реакции записывается следующим образом:

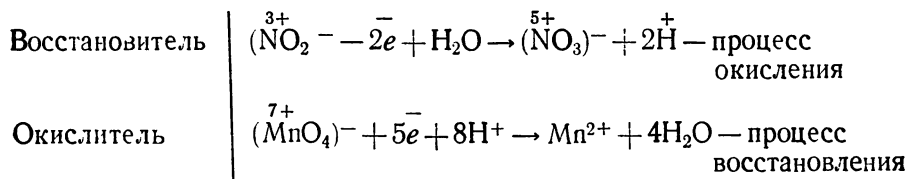


Для написания окислительно-восстановительных реакций определить степень окисления всех элементов

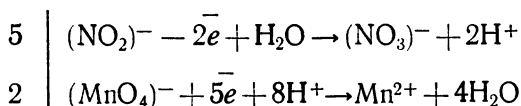


* Положительная величина ΔG°_{298} показывает ничтожно малую диссоциацию иона в растворе. С повышением температуры диссоциация комплексного иона еще уменьшается, а с понижением температуры увеличивается.

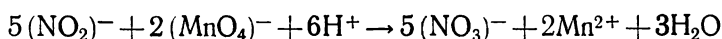
Составить ионно-электронную схему реакции, определить окислитель и восстановитель.



Подобрать коэффициенты у окислителя и восстановителя



После соответствующих преобразований получается

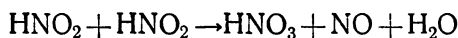


Окончательный вид уравнения реакции

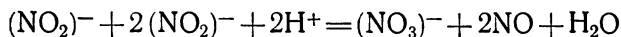
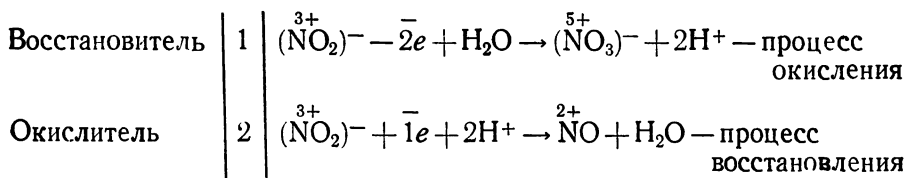


Пример 2. Составление уравнения реакции диспропорционирования азотистой кислоты.

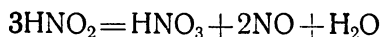
Решение. Реакция диспропорционирования заключается в том, что молекулы одного и того же вещества реагируют друг с другом как окислитель и восстановитель. Схема реакции диспропорционирования



Ионно-электронная схема реакции



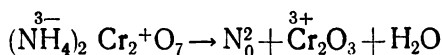
Отсюда окончательный вид уравнения реакции диспропорционирования азотистой кислоты



Пример 3. Составление уравнений внутримолекулярного окисления-восстановления дихромата аммония.

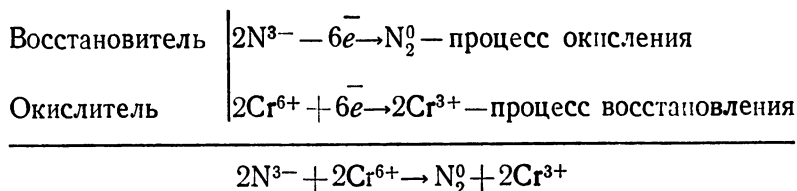
Решение. К этому виду реакций относятся такие реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в составе одной и той же молекулы.

Схема реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

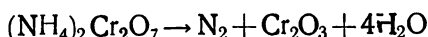


Для составления реакций окисления-восстановления, идущих при нагревании, прокаливании и вообще в отсутствии воды применяется метод электронного баланса, неприемлемый в случае реакций, протекающих в водных растворах.

Схема электронного баланса



В окончательном виде уравнение реакции

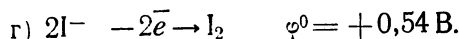
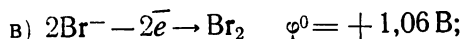
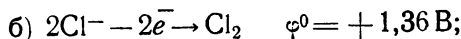
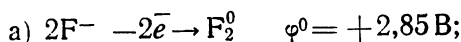


Пример 4. Определение окислительно-восстановительных эквивалентов. Чему равен эквивалент окислителя в реакции $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$.

Решение. Эквивалент окислителя (восстановителя) равен его молекулярной массе, деленной на число принятых (или отданных) электронов. В приведенной реакции окислителем является KMnO_4 , молекулярная масса которого равна 158,0 а. е. м., а процесс восстановления идет по схеме $(\text{Mn}^{7+}\text{O}_4)^- + 3\bar{e} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mn}^{4+}\text{O}_2 + 4\text{OH}^-$. Следовательно, эквивалент окислителя равен:

$$\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4} = \frac{\text{мол. масса}}{3} = \frac{158,0}{3} = 52,66 \text{ а. е. м.}$$

Пример 5. Определение направления окислительно-восстановительной реакции по величине окислительно-восстановительных потенциалов (Red-Ох-потенциалов). Возможно ли в качестве окислителя в кислой среде использовать $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в следующих процессах при стандартных условиях:



Стандартный окислительно-восстановительный потенциал системы

$$\varphi_{(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 14\text{H}^+ / 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,33 \text{ В}.$$

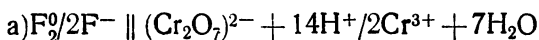
Решение. Для определения направления окислительно-восстановительной реакции необходимо определить ЭДС.

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{окисл}}^0 - \varphi_{\text{восст}}^0,$$

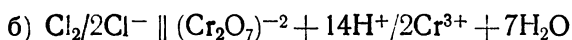
где $\varphi_{\text{окисл}}^0$ — потенциал окислителя; $\varphi_{\text{восст}}^0$ — потенциал восстановителя.

Реакция возможна, если $\text{ЭДС} > 0$.

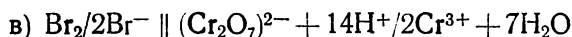
Для выяснения возможности протекания окислительно-восстановительных реакций определяем ЭДС следующих систем:



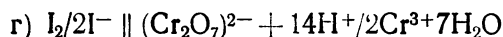
$$\text{ЭДС} = 1,33 - 2,85 = -1,52 \text{ В};$$



$$\text{ЭДС} = 1,33 - 1,36 = -0,03 \text{ В};$$

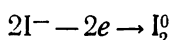
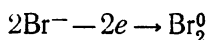


$$\text{ЭДС} = 1,33 - 1,06 = +0,27 \text{ В};$$

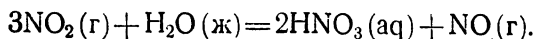


$$\text{ЭДС} = 1,33 - 0,54 = +0,79 \text{ В}.$$

Таким образом, дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ может быть использован в качестве окислителя только для процессов:



Пример 6. Определение возможности протекания окислительно-восстановительной реакции по величине изменения энергии Гиббса (изобарно-изотермического потенциала).

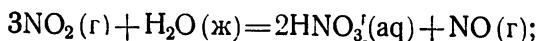


Если стандартные величины энергии Гиббса равны:

$$\Delta G_{298}^0(\text{NO}_2)_{\text{г}} = 51,84 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = -237,5 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^0(\text{HNO}_3)_{\text{aq}} = -79,91 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{298}^0(\text{NO})_{\text{г}} = +86,69 \text{ кДж/моль}.$$

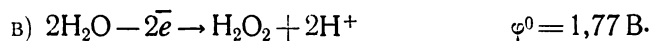
Решение. Определить ΔG_{298}^0 процесса



$$\begin{aligned} \Delta G_{298}^0 &= 2\Delta G_{298}^0(\text{HNO}_3)_{\text{aq}} + \Delta G_{298}^0(\text{NO})_{\text{г}} - 3\Delta G_{298}^0(\text{NO}_2)_{\text{г}} - \Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = \\ &= 2(-79,91) + 86,69 - 3(51,84) - (-237,5) = 8,65 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

Протекание данной реакции возможно только в обратном направлении, т. е. справа налево.

Вопросы для самопроверки: 1. Какие вещества могут быть только окислителями, какие только восстановителями и какие могут проявлять и окислительные и восстановительные свойства в окислительно-восстановительных реакциях? Объясните эти свойства, исходя из электронного строения атомов и ионов. 2. Как определяется окислительно-восстановительный эквивалент? Определите окислительный эквивалент хлората калия, если он в процессе реакции восстанавливается до хлорида калия. 3. Какие окислительно-восстановительные реакции называются реакциями диспропорционирования? Приведите примеры. 4. Какие реакции называются реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления? Приведите примеры. 5. Что такое электродные или окислительно-восстановительные потенциалы (Red-Ox-потенциалы)? 6. Как по величине ЭДС реакции определить направление окислительно-восстановительных систем? 7. В каком направлении будет протекать реакция $\text{CuS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{S}^0 + \text{H}_2\text{O}$, если $\varphi_{\text{S}^0/\text{H}_2\text{S}}^0 = +0,141 \text{ В}$, $\varphi_{\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^0 = +1,77 \text{ В}$? 8. Можно ли использовать KMnO_4 в качестве окислителя в следующих процессах:



9. Как величина энергии Гиббса связана с электродным потенциалом? Как ΔG_{298}^0 характеризует направление окислительно-восстановительных реакций?

2. Электродные потенциалы.

Литература: [1, т. 1, гл. V, § 8, с. 200—211]; [2, ч. 1, разд. V, гл. 6, § 3, с. 251—253]; [3, гл. IX, с. 279—311; гл. XVI, с. 564—570].

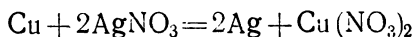
Методика решения типовых задач

Пример 1. Ряд активности металлов, электродных потенциалов. Медная пластинка массой 10,0 г была погружена в раствор нитрата серебра, затем промыта водой и высушена. Масса ее оказалась равной 11,0 г. Сколько серебра из раствора выделилось на пластинке?

Решение. Для решения этой задачи необходимо знать стандартные электродные потенциалы металлов, т. е. место их в ряду напряжений (ряд активности металлов Бекетова).

$$\varphi_{\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,34 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ag}^0/\text{Ag}^+}^0 = +0,80 \text{ В}.$$

Из этих положительных потенциалов стандартный электродный потенциал меди отрицательнее, следовательно, пойдет реакция вытеснения



Для того чтобы вычислить количество серебра, выделившегося на медной пластинке, надо помнить, что медная пластинка в этой реакции и сама растворяется, теряя в массе.

Обозначим количество растворившейся меди через x г, тогда вес медной пластинки с учетом ее растворения будет $(10-x)$ г. Вес выделившегося серебра: $11-(10-x) = (1+x)$ г. Тогда количество выделившегося серебра на основе имеющейся реакции:

$$\begin{array}{r} 64,0 \text{ г Cu} - 2 \cdot 108 \text{ г Ag} \\ x \qquad (1+x) \\ \hline 216x = 64 + 64x \quad 152x = 64 \quad x = 0,42 \text{ г.} \end{array}$$

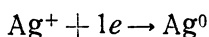
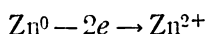
То есть в течение реакции растворилось 0,42 г меди и выделилось $1,0 + 0,42 = +1,42$ г серебра.

Пример 2. Работа гальванического элемента и расчет ЭДС. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента, состоящего из цинковой и серебряной пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией катионов, равной 1 г-ион/л.

Решение. Стандартные электродные потенциалы цинкового и серебряного электродов соответственно равны:

$$\varphi_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}}^0 = -0,76 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Ag}^0/\text{Ag}}^0 = +0,80 \text{ В.}$$

Металл, имеющий более отрицательное значение электродного потенциала при работе гальванического элемента, является анодом. В данном случае протекают реакции:



т. е. цинк, являясь анодом, растворяется при работе гальванического элемента, а серебро осаждается в виде металла на катоде.

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{катода}}^0 - \varphi_{\text{анода}}^0 = \varphi_{\text{Ag}^0/\text{Ag}}^0 - \varphi_{\text{Zn}^0/\text{Zn}^{2+}}^0 = +0,8 - (-0,76) = 1,56 \text{ В.}$$

Пример 3. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Рассчитайте, чему равна ЭДС элемента, составленного из медной и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей, если концентрация катиона у анода 0,1 г-ион/л, а у катода 0,001 г-ион/л.

Решение. Стандартные электродные потенциалы магниевого и медного электродов соответственно равны:

$$\varphi_{\text{Mg}^0/\text{Mg}^{2+}}^0 = -2,38 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,34 \text{ В.}$$

Следовательно, анодом будет магниевый электрод, катодом — медный. Электродный потенциал металла, опущенный в раствор с лю-

бой концентрацией катиона в растворе, определяется по формуле Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg C,$$

где C — концентрация катиона, г-ион/л; n — степень окисления. Отсюда потенциал магниевого электрода

$$\begin{aligned} \varphi &= \varphi^0 + \frac{0,058}{n} \lg 10^{-1} = -2,38 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-1} = -2,38 + 0,029(-1) = \\ &= -2,409 \text{ В.} \end{aligned}$$

Потенциал медного электрода равен

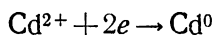
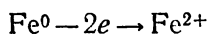
$$\varphi = +0,34 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-3} = +0,34 + 0,029 \cdot (-3) = +0,253 \text{ В,}$$

тогда ЭДС гальванического элемента:

$$\begin{aligned} \text{ЭДС} &= \varphi_{\text{окисл}} - \varphi_{\text{восст}} = \varphi_{\text{Cu}^0/\text{Cu}^{2+}} - \varphi_{\text{Mg}^0/\text{Mg}^{2+}} = \\ &= +0,253 - (-2,409) = 2,662 \text{ В.} \end{aligned}$$

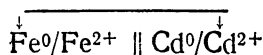
Пример 4. Определение возможности протекания реакций в гальваническом элементе. Исходя из величины стандартных электродных потенциалов и значения энергии Гиббса ΔG^0_{298} , укажите, можно ли в гальваническом элементе осуществить следующую реакцию: $\text{Fe}^0 + \text{Cd}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}^0$.

Решение. Надо составить схему гальванического элемента, отвечающего данной реакции. В этой реакции происходит восстановление ионов кадмия и окисления атомов железа:



В гальваническом элементе отрицательным будет железный электрод, положительный — кадмиевый.

Схема гальванического элемента



Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, определяем ЭДС этого гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = \varphi^0_{\text{окисл}} - \varphi^0_{\text{восст}} = \varphi^0_{\text{Cd}^0/\text{Cd}^{2+}} - \varphi^0_{\text{Fe}^0/\text{Fe}^{2+}} = -0,40 - (-0,44) = 0,04 \text{ В.}$$

Изменение величины энергии Гиббса с величиной ЭДС связано соотношением

$$\Delta G^0_{298} = -n \cdot F \cdot E,$$

где ΔG_{298}^0 — изменение величины энергии Гиббса; n — число электронов, принимающих участие в реакции; F — число Фарадея; E — ЭДС гальванического элемента.

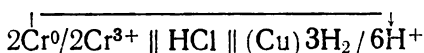
$$\Delta G_{298}^0 = -2 \cdot 96500 \cdot 0,04 = -7720 \text{ Дж.}$$

Так как $E^0 > 0$, $\Delta G_{298}^0 < 0$, следовательно, данную реакцию можно осуществить в гальваническом элементе. Реакция в прямом направлении идет самопроизвольно.

Пример 5. Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла. Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если пара металлов находится в кислой среде (в HCl). Приведите схему образующегося при этом гальванического элемента.

Решение. Исходя из положения металлов в ряду напряжений (т. е. сравнивая величины стандартных электродных потенциалов, видим, что хром является более активным металлом ($\varphi_{\text{Cr}^0/\text{Cr}^{3+}}^0 = -0,744\text{В}$) и в образующейся гальванической паре хром будет анодом. Медь является катодом. $\varphi_{\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}}^0 = +0,337\text{В}$. Хромовый анод растворяется, а на медном катоде выделяется водород.

Схема работающего при коррозии гальванического элемента



анодный процесс $\text{Cr}^0 - 3e \rightarrow \text{Cr}^{3+}$

катодный процесс $2\text{H}^+ + 2e \rightarrow \uparrow \text{H}_2$

Следовательно, окисляется хром.

Вопросы для самопроверки: 1. Как величина φ^0 характеризует электрохимические свойства металла? 2. Приведите формулу Нернста и покажите, как определяется потенциал электрода, опущенный в раствор с любой концентрацией катиона металла в нем. 3. Как определяется ЭДС гальванического элемента? 4. Как величина энергии Гиббса ΔG_{298}^0 характеризует работу гальванического элемента? 5. В чем сущность электрохимической коррозии металлов? Какой из электродов, являясь анодом, разрушается в процессе коррозии? 6. Как протекает атмосферная коррозия железа и его сплавов? Напишите уравнения реакций, помня, что процесс протекает с кислородной деполяризацией. 7. Как протекает коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении целостности покрытий в кислой среде? Составьте уравнения анодного и катодного процессов. 8. Какие гальванические покрытия называются анодными и какие — катодными? Приведите примеры.

3. Электролиз.

Методика решения типовых задач

Пример 1. Расчет количества вещества, выделившегося при электролизе. Сколько граммов меди осаждается на катоде при про-

хождении тока силой 2 А через раствор медного купороса в течение 15 мин?

Решение. Сначала нужно узнать количество электричества, прошедшее через раствор, выразив его в кулонах (кулон — ампер · секунду). Количество электричества $Q = I \cdot \tau = 2 \cdot 15 \cdot 60 = 1800$ Кл. Эквивалент меди (II) равен $64,0/2 = 32$ а. е. м. Следовательно, из следствия к закону Фарадея

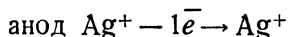
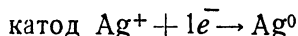
$$\begin{array}{r} 96500 \text{ Кл} - 32 \text{ г меди} \\ 1800 \text{ Кл} - x \\ \hline x = \frac{1800 \cdot 32}{96500} = 0,60 \text{ г Cu} \end{array}$$

Пример 2. Определение электрохимического эквивалента и выхода по току. При электролизе водного раствора AgNO_3 в течение 50 мин при силе тока 3 А на катоде выделилось 9,6 г серебра. Электролиз проводился с растворимым анодом. Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов и определите электрохимический эквивалент серебра в г/Кл и г/А·ч и выход по току.

Решение. Нитрат серебра диссоциирует:



Процессы, протекающие на электродах:



грамм-эквивалент $\text{Ag}^+ = 108,0$ г.

Определяем количество серебра, которое выделилось бы теоретически при прохождении через раствор данного количества электричества:

$$m = \frac{\text{г-экв} \cdot I \cdot \tau}{F} = \frac{108 \cdot 3 \cdot 50 \cdot 60}{96500} = 10,1 \text{ г.}$$

Выход по току

$$\eta = \frac{\text{фактически}}{\text{теоретически}} \cdot 100\% = \frac{9,6}{10,1} \cdot 100 = 95,35\%.$$

Электрохимический эквивалент

$$K = \frac{108}{96500} = 0,00112 = \text{г/Кл}; K = \frac{108}{26,8} = 4,03 \text{ г/А·ч.}$$

Вопросы для самопроверки: 1. Какой процесс называется электролизом? Приведите примеры реакций, происходящих на электродах при электролизе водных растворов NiCl_2 и K_2SO_4 . Электролиз протекает с нерастворимым анодом. 2. Как протекает электролиз

водного раствора $ZnSO_4$ с цинковым электродом? 3. Какие металлы получают электролизом расплавов? Почему их нельзя получить электролизом водных растворов? 4. Что показывает число Фарадея, приведите его значение в кулонах и ампер-часах. 5. Какая величина называется электрохимическим эквивалентом? Определите электрохимический эквивалент меди (II); г/Кл, г/А·ч. 6. Что такое выход по току? Как определить эту величину?

РАЗДЕЛ II

СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Тема 1. Водород и кислород

Литература: [1, т. 1, гл. II, § 3, 4, с. 47—54; гл. IV, § 1, с. 115—122; § 5, с. 147—152]; [2, ч. 2, разд. II, гл. I, с. 287—294; разд. III, гл. I, с. 335—348]; [3, гл. XI, с. 350—358; гл. XIII, с. 382—387].

Вопросы для самопроверки: 1. Почему в периодической системе элементов водород может быть расположен как в первой, так и в седьмой группах? 2. Как метод молекулярных орбиталей описывает следующие частицы: H_2^+ , O_2^+ , H_2 ? 3. Какие изотопы водорода известны? Каков состав ядер атомов изотопов водорода? Что такое тяжелая вода, как она получается и каковы ее свойства? 4. Какого характера соединения образует с неметаллами водород? Какова степень окисления водорода в этих соединениях? 5. Какие типы соединений образует водород с металлами? Как он поляризован в этих соединениях? 6. Какие степени окисления характерны для кислорода? Как поляризованы атомы кислорода в соединениях с фтором? 7. В каких гибридных состояниях могут находиться орбитали в атоме кислорода? Приведите примеры соединений, в которых проявляются sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридные состояния орбиталей кислорода. 8. Какие аллотропические модификации кислорода известны? Обоснуйте с помощью метода МО парамагнитные свойства молекулы O_2 . 9. Каков характер связи в молекуле озона? Каковы его химические свойства? 10. Как метод ВС объясняет строение молекулы воды? Чем объясняется отклонение величины валентного угла $\angle HON$ от величины угла, характерного для sp^3 -гибридизации? 11. В чем проявляется аномалия физических свойств воды? 12. Каков характер химической связи в молекуле H_2O_2 ? Какое строение имеет молекула пероксида водорода? 13. Какова степень окисления кислорода в молекуле H_2O_2 ? Приведите примеры реакций, в которых проявляются окислительные свойства пероксида водорода. 14. Приведите примеры реакций, в которых пероксид водорода может выступать в качестве восстановителя. 15. Напишите уравнение ступенчатой диссоциации пероксида водорода, назовите анионы, получаемые при диссоциации.

Тема 2. Элементы VIII A подгруппы. Благородные газы

Литература: [1, т. 1, гл. II, § 2, с. 40—46]; [2, ч. 2, разд. IX, гл. 1, 2, с. 609—617]; [3, гл. XXII, с. 679—681].

Вопросы для самопроверки: 1. Какова общая характеристика благородных газов? Какие из благородных газов являются полными электронными аналогами? Каков процент содержания благородных газов в воздухе? 2. В результате какой термоядерной реакции, являющейся источником солнечной и звездной энергии, образуется изотоп ${}^4_2\text{He}$ в космосе? 3. Каково строение электронных оболочек атомов благородных газов? Почему молекула благородных газов одноатомна? Докажите на примере молекулы гелия, используя МО. 4. Как метод МО объясняет строение частицы He_2^+ ? 5. Как объяснить уменьшения первого потенциала ионизации в ряду $\text{He} - \text{Ne} - \text{Ar} - \text{Kr} - \text{Xe} - \text{Rn}$? 6. Какие степени окисления может проявлять ксенон в соединениях с фтором? Приведите формулы соединений ксенона с фтором и укажите строение их молекул. 7. Как изменится термическая устойчивость соединений в ряду $\text{KrF}_4 - \text{XeF}_4 - \text{RnF}_4$? 8. Какие оксиды образует ксенон? Какова конфигурация молекул XeO_3 и XeO_4 ? Как получают оксиды ксенона и какими свойствами они характеризуются? 9. Напишите реакцию взаимодействия XeF_4 с KI , в результате которой образуется элементарный ксенон. 10. Напишите реакцию гидролиза XeF_6 , в результате которой образуется XeO_3 . 11. Как в промышленности получают благородные газы и где они применяются?

Тема 3. Элементы VII A подгруппы. Галогены

Литература: [1, т. 1, гл. VII, § 1, 2, с. 238–265; § 4, с. 270–285]; [2, ч. 2, разд. II, гл. 2, 3, 4, с. 295–323]; [3, гл. XII, с. 359–380].

Вопросы для самопроверки: 1. Дайте общую характеристику элементов VII A подгруппы, исходя из их положения в периодической системе. 2. Какие степени окисления характерны для атомов галогенов? Ответ обоснуйте, опираясь на электронную конфигурацию атомов галогенов. 3. В виде каких соединений встречаются галогены в природе? Как могут быть получены галогены в свободном состоянии? 4. Почему в ряду галогенов от фтора к йоду повышается температура плавления и кипения? 5. Какие соединения с водородом образуют галогены? Каков характер их водных растворов? На основании ΔH_{298}^0 и S_{298}^0 галогеноводородов вычислите их ΔG_{298}^0 . Как изменяется величина ΔG_{298}^0 в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Какой из галогеноводородов — наиболее сильный восстановитель? 6. Как изменяются сила, устойчивость и окислительные свойства в ряду кислот $\text{HOCl} - \text{HOBr} - \text{HOI}$? 7. Какая из кислот HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 проявляет в наибольшей степени окислительные свойства и почему? 8. Как реагируют галогены с водой, щелочами, кислотами? Приведите примеры соответствующих реакций для йода. 9. В какой последовательности галогены вытесняют друг друга из галидов? Ответ подтвердите величинами окислительно-восстановительных потенциалов. 10. Какие кислородсодержащие кислоты образуют хлор? Как они называются? Какая из них является одной из самых сильных кислот?

11. Какие соли образуют кислородсодержащие кислоты хлора? Как они называются и какими свойствами обладают? Приведите примеры химических реакций, подтверждающих свойства солей. 12. В чем заключается химическая сущность травления стекла плавиковой кислотой? Приведите соответствующую химическую реакцию. 13. Как получаются и какими свойствами обладают кислородные соединения фтора OF_2 и O_2F_2 ? В качестве чего применяются эти соединения в ракетных топливах? 14. Чем объясняется высокая устойчивость молекулы Cl_2 ? Постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей для молекулы Cl_2 ? 15. Какие оксиды образует хлор? По какому типу связи построены их молекулы? Как их получают и какими свойствами они обладают? Приведите примеры соответствующих реакций. 16. Как взаимодействуют галогеноводороды с концентрированной H_2SO_4 ? Покажите на примере взаимодействия HBr с H_2SO_4 .

Тема 4. Элементы VI A подгруппы. Халькогены

1. Сера.

Литература: [1, т. 1, гл. VIII, § 1, 2, с. 311—345; § 4, с. 351—364]; [2, ч. 2, разд. III, гл. 2, 3, с. 349—370]; [3, гл. XIII, с. 388—405].

Вопросы для самопроверки: 1. Охарактеризуйте элементы VI A подгруппы, исходя из их положения в периодической системе. Какие степени окисления характерны для этих элементов? В каком виде эти элементы встречаются в природе? 2. Какие аллотропные модификации известны для серы, селена и теллура? Как меняется состав молекулы серы, селена и теллура для разных модификаций? 3. Как в ряду $\text{S}—\text{Se}—\text{Te}—\text{Po}$ изменяется окислительно-восстановительная активность элементов? 4. Как от серы к полонию изменяется склонность к образованию sp^3 -гибридных орбиталей при возникновении химической связи? 5. Какие соединения с водородом образуют элементы VI A подгруппы? Как меняется устойчивость, окислительно-восстановительные и кислотные свойства водородных соединений в ряду от серы к полонию? 6. На основании ΔH_{298}^0 и S_{298}^0 веществ H_2S , H_2Se , H_2Te вычислите изменение энергии Гиббса (ΔG_{298}^0) для них и определите, какие из них можно получить синтезом из элементов. 7. Как получают сероводород? Какое строение имеет молекула сероводорода? По какому типу связи она построена? Какие молекулы и ионы находятся в равновесии в водном растворе сероводорода? Сульфиды, их растворимость в воде и свойства. 8. Какое строение имеют молекулы диоксидов серы, селена, теллурия, полония? Каковы их свойства? 9. Как меняется сила кислот в ряду $\text{H}_2\text{SO}_3—\text{H}_2\text{SeO}_3—\text{H}_2\text{TeO}_3$? Какие соединения называются сульфитами, селенитами и теллуритами? Приведите примеры указанных веществ. 10. Как можно получить диоксид серы? Какие равновесия устанавливаются при растворении SO_2 в воде? Какие таутомерные формы образует ион HSO_3^- ? 11. Окислительно-восстановительные свойства H_2SO_3 и ее

солей. Приведите примеры соответствующих реакций. 12. Какие кислородные соединения образуют сера (VI), селен (VI), теллур (VI)? Их получение, строение молекул и свойства. Как изменяются кислотные свойства оксидов EO_3 и сила соответствующих им кислот в ряду S—Se—Te ? 13. Какое строение имеет молекула серной кислоты, по какому типу связи она построена? Какими свойствами обладает серная кислота? Как взаимодействует она с металлами и неметаллами? Приведите примеры соответствующих реакций. 14. Как получают и какими свойствами обладают сульфаты и двойные сульфаты? 15. Как получают тиосульфат натрия? Какова структура его молекулы? Какую степень окисления имеют атомы серы в молекуле $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$? Приведите пример реакции, подтверждающей восстановительные свойства тиосульфата натрия. 16. Как получают полисерные кислоты? Какова структура их молекул? Олеум и его применение. 17. Окислительные свойства полисерных кислот и их солей. Напишите реакцию взаимодействия персульфата (пероксосульфата) аммония с серебром. 18. Какие соединения серы с галогенами известны? Что получается при взаимодействии этих веществ с водой?

Тема 5. Элементы V A подгруппы

Литература: [1, т. 1, гл. IX, § 1, с. 382—406; § 3, 4, 5, 6, с. 413—478]; [2, ч. 2, разд. IV, гл. 1, 2, 3, с. 389—434]; [3, гл. XIV, с. 406—440].

Вопросы для самопроверки: 1. Дайте общую характеристику элементов V A подгруппы, исходя из их положения в периодической системе. Какие степени окисления характерны для элементов этой подгруппы? 2. Как в ряду N—P—As—Sb—Bi изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов? 3. Какова максимальная ковалентность азота и какова фосфора? Ответ обоснуйте, исходя из положения этих элементов в различных периодах и строения их атомов. 4. По какому типу химической связи построена молекула N_2 ? Какова кратность связи в молекуле азота? Как объяснить малую реакционную способность азота? 5. Какие степени окисления характерны для азота? В каких гибридных состояниях могут находиться валентные орбитали атома азота? Приведите примеры соединений азота с различным типом гибридизации его валентных орбиталей? 6. При каких условиях осуществляется синтез аммиака? Какими свойствами обладает аммиак? Какова форма молекулы NH_3 ? Какую среду имеет водный раствор аммиака? 7. Чем объясняется, что молекула NH_3 является донором электронной пары? Какое строение имеет ион NH_4^+ ? 8. Какие кислородные соединения образует азот? Какое строение имеют молекулы оксидов азота? Какие из оксидов азота являются кислотообразующими? 9. Какое строение имеет молекула азотистой кислоты? Какие две таутомерные структуры известны для HNO_2 ? Чем можно объяснить малую термическую устойчивость HNO_2 ? 10. Приведите примеры реакций, подтверждающих окислительно-восстановительные

свойства HNO_2 и ее солей. 11. Как получают оксид азота (V) и какими свойствами он обладает? 12. Как объясняется большая устойчивость азотной кислоты в сравнении с азотистой? Какая из кислот HNO_2 или HNO_3 более сильная и почему? 13. Как действует азотная кислота различной концентрации (например, 3, 35 и 70%) на активные и неактивные металлы? Приведите примеры соответствующих реакций для цинка и меди. Что такое «царская водка» и как она действует на золото и платину? 14. Как получают оксиды азота (II) и (IV) и какими свойствами они обладают? Какой тип связи в молекулах этих оксидов? Чем можно объяснить склонность NO_2 к образованию димера N_2O_4 ? 15. Как действует HNO_3 на неметаллы? Рассмотрите на примере реакций азотной кислоты с серой и фосфором. 16. Какие аллотропные модификации известны для фосфора? При каких условиях белый фосфор превращается в красный? Чем можно объяснить свечение белого фосфора? 17. В виде каких соединений фосфор встречается в природе? Какие фосфорные удобрения применяются в сельском хозяйстве? 18. Какое строение имеет молекула фосфина и ион фосфония? Как получают соли фосфония? Как соли фосфония взаимодействуют с водой? 19. Почему аммиак лучше растворяется в воде, чем фосфин? Ответ обоснуйте, опираясь на величины дипольных моментов молекул NH_3 и PH_3 . ($\mu_{\text{NH}_3}=0,49 \cdot 10^{29}$ Кл·м, $\mu_{\text{PH}_3}=0,18 \cdot 10^{29}$ Кл·м.) 20. Какое строение имеет молекула оксида фосфора (III)? Как получают фосфористую кислоту и какими свойствами она обладает? Как называются соли фосфористой кислоты? 21. Какой тип гибридизации валентных орбиталей имеет место при образовании оксида фосфора (V)? Каков состав и строение его молекулы в парообразном состоянии? Какие модификации P_2O_5 известны? 22. Какие процессы протекают при гидратации P_2O_5 ? Напишите реакции получения *мета*-, *пиро*- и *орто*фосфорной кислот. 23. Как гидролизуются соли ортофосфорной кислоты? Напишите уравнения реакций гидролиза одно-, двух- и трехзамещенных фосфатов натрия. Почему в этих трех случаях величина pH раствора различна? 24. Какие соединения образует фосфор с галогенами? Какими свойствами обладают эти соединения? Какое строение имеют их молекулы? Напишите реакции взаимодействия PCl_3 и PCl_5 с водой? 25. В виде каких соединений находятся As, Sb и Bi в природе? Как их получают в свободном состоянии? Каково электронное состояние атомов этих элементов и в чем их отличие в строении и свойствах от азота и фосфора? 26. Какие водородные соединения образуют As, Sb и Bi? Как они называются? Как их получают и какими свойствами они обладают? 27. Как в ряду N—P—As—Sb—Bi изменяется полярность и прочность связи Э—Н? Как изменяется величина валентного угла $\angle \text{HЭН}$? 28. Какие оксиды образуют As, Sb и Bi? Как получают оксиды (III) этих элементов? Каков характер связи в молекулах этих оксидов? 29. Как в ряду P—As—Sb—Bi меняются кислотнo-основные свойства оксидов (III) и соответствующих гидроксидов этих элементов? 30. Как в ряду $\text{As (V)—Sb (V)—Bi (V)}$ изменяется прочность оксидов, галидов и сульфидов этих элемен-

тов? **31.** Чем объяснить, что в ряду As (III)—Sb (III)—Bi (III) ослабляется восстановительная активность элементов, а в ряду As (V)—Sb (V)—Bi (V) усиливается их окислительная активность? Приведите примеры соответствующих реакций. **32.** Как относятся сульфиды As, Sb и Bi к кислотам и раствору сульфида аммония? Напишите уравнения следующих реакций: $\text{Sb}_2\text{S}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$; $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$; $\text{As}_2\text{S}_5 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow$. **33.** Как получают галиды As, Sb и Bi? Какими свойствами они обладают? Что получается при гидролизе галидов этих элементов? Закончите уравнение следующих реакций: $\text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{BiI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{AsCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

Тема 6. Элементы IV A подгруппы

Литература: [1, т. 1, гл. X, § 1, с. 492—535; § 3, 4, 5, 6, с. 569—643]; [2, ч. 2, разд. V, гл. 1, 2, 3, с. 446—496]; [3, гл. XV, с. 441—459, 517—539].

Вопросы для самопроверки: 1. Какое положение в периодической системе занимают C, Si, Ge, Sn, Pb? Какая общая формула выражает электронную конфигурацию этих элементов? Какие степени окисления для них характерны? 2. Как изменяются неметаллические и окислительно-восстановительные свойства элементов в ряду C—Si—Ge—Sn—Pb? 3. Какова электронная конфигурация атома углерода в нормальном и возбужденном состоянии? 4. Какие аллотропные модификации известны для углерода? Опишите характер связи и структуру алмаза, графита и карбина. 5. Какие гибридные состояния характерны для валентных орбиталей атома углерода при образовании химических связей? Какой тип гибридизации атомных орбиталей имеет место при образовании следующих соединений: CH_4 , C_2H_4 , C_2H_2 ? Сколько σ - и π -связей в молекуле каждого из этих веществ? Какова пространственная структура молекул этих веществ? 6. Чем обусловлена высокая адсорбционная способность угля? Каков характер адсорбционных сил и на каком расстоянии они действуют? В чем сущность процесса активирования угля? 7. Как получают карбиды металлов и какими свойствами они обладают? Напишите уравнения следующих химических реакций: $\text{CaO} + \text{C} \rightarrow$; $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{C} \rightarrow$; $\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$. 8. Какие степени окисления проявляет углерод в кислородных соединениях? Какова структура молекул оксида и диоксида углерода? 9. Каков характер тройной химической связи в молекуле CO? Привести примеры реакций, в которых проявляются восстановительные свойства оксида углерода. 10. Как получают диоксид углерода и какими свойствами он обладает? Какова пространственная конфигурация молекулы CO_2 ? 11. Какое равновесие устанавливается при растворении CO_2 в воде? Как смещается равновесие при добавлении растворов кислот и щелочей? 12. Какое строение имеет ион CO_3^{2-} ? Какова растворимость в воде термически устойчивых карбонатов и гидрокарбонатов? 13. Какова структура молекул галидов? Как в ряду соединений CF_4 — CCl_4 — CBr_4 меняет-

ся устойчивость? Фреоны и их применение. 14. Какие соединения образуют углерод с азотом? Как получают и какими свойствами обладает цианамид? Какими свойствами обладает роданид водорода? Какому гибриднему состоянию орбиталей атома углерода соответствуют анионы CN^- и SCN^- ? Приведите примеры комплексных соединений с монодентатными лигандами SCN^- . 15. Какова структура молекулы цианида водорода? Какие таутомерные формы известны для цианида водорода? Каковы способы получения и свойства дициана? Какова химическая связь в молекуле дициана? Каково строение его молекулы? 16. Какими свойствами (окислительными или восстановительными) обладают соли синильной кислоты? Чем объясняется, что цианид-ионы могут быть лигандами в комплексных соединениях? Приведите примеры комплексных соединений с лигандами цианид-ионами. 17. В виде каких соединений встречается кремний в природе? Как можно получить кремний в свободном состоянии? 18. Чем объясняется высокая прочность и полимерный характер оксида кремния (IV) в сравнении с мономерным характером оксида углерода (IV)? Обоснуйте, опираясь на строение атомов углерода и кремния. 19. Как относится кремний к кислотам и щелочам? Допишите следующие реакции: $Si + HNO_3 + HF \rightarrow H_2[SiF_6] + \dots$; $Si + KOH + H_2O \rightarrow K_2SiO_3 + \dots$ 20. Как получают и какими свойствами обладают водородные соединения кремния? Какой общей формуле отвечает гомологический ряд силанов? Какая химическая связь в молекулах силанов? 21. В каком гибридном состоянии находятся атомные орбитали кремния в молекулах галидов кремния? Какими свойствами обладают галиды кремния? Гидролиз галидов кремния разберите на примере $SiCl_4$. 22. Как получают кремнефтористоводородную кислоту? Какими свойствами она обладает? Каково строение иона $[SiF_6]^{2-}$? 23. Какова структура и свойства кремниевых кислот? Какое применение находят соли кремниевых кислот — силикаты? 24. Как получают стекло в промышленности? Какие существуют разновидности стекла? Что такое ситаллы? Что представляет собой хрусталь? 25. Как в ряду $C-Si-Ge-Sn-Pb$ изменяется координационное число и степень окисления? 26. В виде каких аллотропных модификаций существует олово? При каких условиях одна модификация переходит в другую? Какое явление называется «оловянной чумой»? 27. Как относятся Ge , Sn , Pb к воде, кислотам и щелочам? Закончите уравнения следующих химических реакций: $Ge + HNO_3 \rightarrow H_2GeO_3 + \dots$; $Sn + HNO_3 \rightarrow$; $Pb + KOH + H_2O \rightarrow K_2[Pb(OH)_4] + \dots$ 28. Как гидролизуются соли Sn (II) и Pb (II)? Приведите примеры соответствующих реакций. 29. Как получают и какими свойствами обладают оксиды Ge (II), Sn (II) и Pb (II) и соответствующие им гидроксиды? Как в этом ряду соединений изменяются кислотно-основные и восстановительные свойства? 30. Какие равновесия существуют в растворах гидроксидов Ge (IV), Sn (IV), Pb (IV)? Как изменяются их кислотно-основные свойства? 31. Как получают α - и β -оловянные кислоты?

Тема 7. Элементы III A подгруппы

Литература: [1, т. II, гл. XI, § 1, 2, с. 5—51; § 4, с. 59—71]; [2, ч. 2, разд. VI, гл. 1, 2, 3, с. 508—543]; [3, гл. XX, с. 639—649].

Вопросы для самопроверки: 1. Какова электронная конфигурация атома бора в нормальном и возбужденном состоянии? Какая степень окисления характерна для бора? Какое гибридное состояние атомных орбиталей характерно для бора? 2. В виде каких соединений бор находится в природе? Как его получают в свободном состоянии? 3. Как относится бор к кислотам и щелочам? Закончите уравнения реакций: $B + HNO_3 \rightarrow$; $B + NaOH + H_2O \rightarrow$. 4. Что по-

лучается

лучается при гидролизе галидов бора? Приведите примеры соответствующих реакций. 5. Какими свойствами обладают бориды и где они применяются? 6. Как получают оксид бора B_2O_3 и каковы его свойства? Какие борные кислоты известны? Какое строение в твердом состоянии имеет ортоборная кислота и как ее получают? 7. Какие соли образует борная кислота? Какими свойствами они обладают и где применяются? Приведите примеры солей борной кислоты и дайте им названия. 8. Какими формулами выражается состав гидридов бора? Химическая связь в молекулах бороводородов. Изобразите с помощью метода молекулярных орбиталей молекулу диборана B_2H_6 . Какими свойствами обладают бороводороды? 9. Как электронная структура предвнешнего слоя и размеры атомов бора и алюминия влияют на их свойства? Какие координационные числа и типы гибридизации характерны для алюминия? 10. В виде каких соединений встречается алюминий в природе? Как получают алюминий в промышленности? Какими свойствами обладает алюминий? В чем сущность процесса алюминотермии? 11. Как получают Al_2O_3 ? Напишите реакции, с помощью которых можно получить оксид алюминия из нефелина. 12. Как получают и каковы свойства $Al(OH)_3$? Какова его структура? 13. Закончите уравнения реакций: $Al + NaOH + H_2O \rightarrow$; $Al_2O_3 + NaOH \rightarrow$; $AlCl_3 + Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow$. 14. Как гидролизуются соли алюминия? Напишите реакции гидролиза следующих солей алюминия: $AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $Al(CH_3COO)_3$. 15. Как получают галиды алюминия? Какую структуру в парообразном состоянии имеют молекулы хлорида алюминия? Галогеноалюминаты, их получение и свойства. Напишите реакцию получения гексафтороалюмината натрия. 16. Чем объясняется, что атомный радиус галлия меньше, чем у алюминия, а потенциал ионизации больше? Как в ряду от В к Тl изменяются неметаллические свойства элементов и их степени окисления? 17. Какими физическими и химическими свойствами обладают Ga, In, Tl? Где находят применение эти металлы и их соединения? Как ведут себя Ga, In, Tl на воздухе, как относятся к металлам, кислотам и щелочам? 18. Как получают оксиды Ga, In, Tl и каковы их свойства? Как в ряду Ga_2O_3 — In_2O_3 — Tl_2O_3 меняются основные свойства и растворимость в кислотах? 19. Как получают гидроксиды Ga, In, Tl? Как в ряду B — Al — Ga — In — Tl из-

меняются кислотно-основные свойства гидроксидов? Какие продукты получаются при растворении оксидов и гидрооксидов Ga, In и Tl в кислотах и щелочах? 20. Какова структура, устойчивость и растворимость в воде галидов Ga, In, Tl? Что получается при взаимодействии галидов этих металлов с основными галидами (KF, KCl, KBr, KI). Приведите примеры соответствующих реакций. 21. Какая степень окисления наиболее типична для таллия? Чем объясняется, что соединения Tl (I) похожи по своим свойствам на соединения щелочных металлов? Как можно соединения Tl (III) перевести в соединения Tl (I) и наоборот? Приведите примеры соответствующих реакций.

Тема 8. Элементы I A подгруппы. Щелочные металлы

Литература: [1, т. II, гл. XIII, § 1, с. 210—244]; [2, ч. 2, разд. VIII, гл. 1, 2, 3, с. 587—596]; [3, гл. XVII, с. 571—578].

Вопросы для самопроверки: 1. Какое положение в периодической системе занимают щелочные металлы? Как в ряду от Li к Cs изменяется размер атомов элементов и металлические свойства элементов? Какой из щелочных металлов образует наиболее прочную двухатомную молекулу? Опишите эту молекулу с помощью метода молекулярных орбиталей. 2. В виде каких соединений встречаются щелочные металлы в природе? Как можно получить щелочные металлы в свободном виде? 3. Какими физическими и химическими свойствами обладают щелочные металлы. Где они применяются? 4. Как получают оксиды щелочных металлов и какими свойствами они обладают? Как в ряду $\text{Li}_2\text{O}—\text{Na}_2\text{O}—\text{K}_2\text{O}—\text{Rb}_2\text{O}—\text{Cs}_2\text{O}$ изменяется химическая активность? 5. Какие из щелочных металлов при сгорании образуют оксиды E_2O , а какие пероксиды E_2O_2 и надпероксиды EO_2 ? Какова структура этих соединений? Приведите примеры соответствующих реакций получения этих кислородных соединений. Где применяются кислородные соединения щелочных металлов? 6. Какова термическая устойчивость и растворимость в воде гидроксидов щелочных металлов? Как называются гидроксиды щелочных металлов? Каким способом получают гидроксиды в промышленности? Разберите процесс электролиза водного раствора хлорида калия на графитовых электродах. 7. Каков характер связи в молекулах гидридов щелочных металлов? Какие продукты получаются при гидролизе гидридов? В чем заключается окислительно-восстановительный механизм этой реакции? 8. Как можно получить нитриды щелочных металлов? Какова их термическая устойчивость? Что получается при гидролизе нитридов? Напишите реакцию гидролиза нитрида лития. 9. Как растворяются в воде соли щелочных металлов, каковы их свойства? Приведите примеры малорастворимых солей щелочных металлов. Какие соли щелочных металлов гидролизуются? Соли какого из щелочных металлов применяются в качестве удобрений. 10. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей Na_2CO_3 , K_2S , K_3PO_4 , NaHCO_3 .

Тема 9. Элементы II A подгруппы. Бериллий и щелочноземельные металлы

Литература: [1, т. II, гл. XII, § 1, с. 112—126; § 3, с. 159—182]; [2, ч. 2, разд. VII, гл. 1, 2, 3, с. 564—578]; [3, гл. XIX, с. 617—629].

Вопросы для самопроверки: 1. Как изменяются восстановительные свойства *s*-элементов II A подгруппы? Подтвердите ответ величинами ионизационных потенциалов. 2. Какие элементы II A подгруппы называются щелочноземельными элементами и почему? 3. Гидроксид какого *s*-элемента II A подгруппы обладает амфотерными свойствами? Приведите уравнения реакций, подтверждающие это его свойство. 4. Как изменяются свойства гидроксидов щелочноземельных металлов? 5. Какие *s*-элементы образуют соединения, в которых водород отрицательно поляризован? Как они называются? Напишите уравнения реакций их с водой. 6. Приведите формулы кислородных соединений — оксидов, пероксидов и надпероксидов *s*-элементов II A подгруппы. Какими свойствами обладают эти соединения? 7. При каких условиях достигается полное осаждение BaCrO_4 из раствора, если в качестве осадителя взят раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? 8. Присутствие каких солей в воде обуславливают временную (карбонатную) и каких постоянную жесткость воды (некарбонатную)? 9. В каких единицах выражается общая жесткость воды и из чего она складывается? 10. Какие способы существуют для устранения временной и постоянной жесткости воды?

Тема 10. Элементы III B и IV B подгрупп

Литература: [1, т. II, гл. XI, § 5, с. 71—78; т. I, гл. X, § 7, с. 643—657]; [2, ч. 2, разд. VI, гл. 4, с. 544—547; разд. V, гл. 4, с. 497—507]; [3, гл. XX, с. 651—652; гл. XXI, с. 659—661].

Вопросы для самопроверки: 1. Каковы особенности строения атома *d*-элементов? Приведите электронные формулы скандия и титана? Сколько свободных *d*-орбиталей в атомах каждого элемента? 2. Какую степень окисления проявляют скандий, иттрий? Приведите формулы оксидов и гидроксидов? 3. Какой гидроксид $\text{Sc}(\text{OH})_3$, $\text{Y}(\text{OH})_3$, $\text{La}(\text{OH})_3$ проявляет большие основные свойства? Объясните причину изменения свойств гидроксидов *d*-элементов III B подгруппы? 4. Какая комплексная соль образуется при реакции взаимодействия нитрата скандия с избытком гидроксида аммония? Напишите уравнения реакции, назовите комплексный катион. 5. Приведите по два примера ацидокомплексов скандия с монодентантными и двудентантными лигандами. 6. Какими свойствами обладают оксиды и гидроксиды: Ti^{2+} , Ti^{3+} , Ti^{4+} ? 7. Напишите уравнения реакции диоксида титана с плавиковой кислотой, помня, что при этом образуется гексофтортитановая кислота. 8. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования? Напишите уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме $\text{TiCl}_3(\text{т}) \rightarrow \text{TiCl}_2(\text{т}) \rightarrow \text{TiCl}_4(\text{т})$.

Тема 11. Элементы V В и VI В подгрупп

Литература: [1, т. 1, гл. VIII, § 5, с. 364—381; гл. IX, § 7, с. 478—491]; [2, ч. 2, разд. IV, гл. 4, с. 435—445; разд. III, гл. 4, с. 371—388]; [3, гл. XXI, с. 662—672].

Вопросы для самопроверки: 1. Каковы особенности строения атомов *d*-элементов V В и VI В подгрупп? Приведите электронные формулы атомов ванадия, ниобия и тантала. 2. Как изменяются кислотные свойства в ряду $\text{HVO}_3\text{—HNbO}_3\text{—HTaO}_3$? 3. Как изменяются свойства гидроксидов ванадия V (II), V (III), V (IV), V (V)? 4. Какая комплексная кислота образуется при растворении тантала в смеси HNO_3 и HF ? 5. Какие продукты образуются при реакции фторида ванадия (III) в избытке фторида калия? Координационное число V (III) равно 6. 6. Напишите уравнение реакции, идущей по схеме $\text{VCl}_3(\text{т}) \xrightarrow{t} \text{VCl}_2(\text{т}) + \text{VCl}_4(\text{т})$. 7. Напишите уравнения реакции, идущей по схеме $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{VOCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Производные ванадия (V) в кислой среде проявляют окислительные свойства. 8. Какой оксид ванадия применяется в качестве гетерогенного катализатора при получении серной кислоты? 9. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов хрома Cr (II), Cr (III), Cr (VI)? 10. Какие кислоты образует хром (VI)? Дайте названия солей этих кислот и приведите примеры. 11. Как можно осуществить переход хромат $\rightleftharpoons$ дихромат? 12. Как изменяется сила и окислительная способность хромовой, молибденовой, вольфрамовой кислот? 13. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, дайте название полученному соединению хрома $\text{HCrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{CrO}(\text{O}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$. 14. Какие кислоты называются надхромовыми? Напишите их формулы и укажите характерные свойства.

Тема 12. Элементы VII В подгруппы

Литература: [1, т. 1, гл. VII, § 6, с. 296—310]; [2, ч. 2, разд. II, гл. 5, с. 324—335]; [3, гл. XXI, с. 673—678].

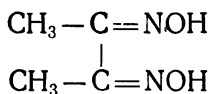
Вопросы для самопроверки: 1. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления? 2. Какая кислота является более сильной в ряду H_2MnO_4 , H_2TcO_4 или H_2ReO_4 ? Объясните причину этого явления. 3. Как изменяются сила и окислительные свойства кислот HMnO_4 , HTcO_4 , HReO_4 ? 4. Сопоставьте физические и химические свойства элементов в соединениях Mn_2O_7 и Cl_2O_7 ; MnO и Cl_2O , HMnO_4 и HClO_4 . 5. Почему гидроксид Mn (II) буреет на воздухе? Какое соединение образуется при окислении этого гидроксида? Составьте уравнение реакций. 6. В какой из приведенных реакций пероксид водорода является окислителем и в какой восстановителем? Ответ подтвердите величинами окислительно-восстановительных потенциалов: $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$. 7. Напишите окислительно-восстановительную реак-

цию, которая применяется для обнаружения в растворе ионов $Mn(II)$. Как изменится цвет раствора? $MnSO_4 + NaBiO_3 + H_2SO_4 \rightarrow NaMnO_4 + Bi_2(SO_4)_3 + Na_2SO_4 + H_2O$. 8. Почему в результате окислительно-восстановительной реакции раствор приобретает ярко-зеленую окраску: $MnCl_2 + KClO_3 + NaOH \rightarrow Na_2MnO_4 + KCl + NaCl + H_2O$? 9. Как изменяются окислительные свойства d -элементов в высшей степени окисления по периодам? Сравните свойства $HVO_3 \rightarrow H_2CrO_4 \rightarrow HMnO_4$. 10. Почему зеленый раствор марганата калия постепенно превращается в бурый? Приведите уравнение реакции, объясняющей этот процесс. 11. Какая из солей $MnSO_4$ или $Mn(SO_4)_2$ в большей степени подвергается гидролизу? Почему?

Тема 13. Элементы VIII В подгруппы. Семейства железа и платиновых металлов

Литература: [1, т. 1, гл. XIV, § 1, 2, с. 318—414]; [2, ч. 2, разд. IX, гл. 3, 4, 5, с. 618—657; [3, гл. XXII, с. 682—713].

Вопросы для самопроверки: 1. Каковы особенности строения атомов элементов «семейства железа» — Fe, Co, Ni? Как можно с точки зрения заполнения 3 d -орбиталей в атомах этих элементов объяснить магнитные свойства этих металлов? 2. Какую степень окисления проявляют железо, кобальт и никель в соединениях? Напишите формулы оксидов и гидроксидов. Каков их характер? 3. Почему гидроксид железа (II) неустойчив на воздухе? Ответ подтвердите уравнением реакции. 4. Как можно гидроксид кобальта (II) и гидроксид никеля (II) превратить в гидроксид никеля (III), в гидроксид кобальта (III)? 5. Какая из солей $FeCl_2$ или $FeCl_3$ в большей степени гидролизует? Напишите уравнения происходящих реакций. 6. Как исходя из оксида железа (III) можно получить феррат калия K_2FeO_4 ? 7. Как гидроксиды $Co(OH)_3$ и $Ni(OH)_3$ взаимодействуют с концентрированной соляной кислотой? Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. 8. Ионы Fe (II) в растворе можно обнаружить по появлению синего окрашивания турнбуллевой сини. Напишите уравнение реакций хлорида железа (II) с красной кровяной солью. 9. Напишите уравнения реакции взаимодействия диметилглиоксима



с сульфатом никеля (II). В результате этой реакции получается характерный ярко-красный осадок никель (II) диметилглиоксима (реакция Чугаева). 10. Какие из элементов ^{26}Fe , ^{44}Ru и ^{76}Os проявляют степень окисления, равную номеру группы? Приведите примеры оксидов элементов и соответствующих им гидроксидов в степени окисления $8+$. 11. В атомах каких из платиновых элементов наблюдается явление провала электронов? У какого элемента су-

существует «двойной провал электронов»? 12. Как можно получить платинохлористоводородную кислоту гексахлорплатинат (IV) водорода? Напишите уравнения реакций. 13. Какие вещества образуются при растворении палладия в царской водке? 14. Какой из металлов платиновой группы растворяется в концентрированной азотной кислоте? Напишите уравнение реакции. 15. Какие соединения называются карбонилами? Какой тип связи имеет место в молекуле октакарбонила кобальта $\text{Co}_2(\text{CO})_8$? Напишите формулы карбониллов железа и никеля.

Тема 14. Элементы I В подгруппы

Литература: [1, т. II, гл. XIII, § 2, с. 244—279]; [2, ч. 2, разд. VIII, гл. 4, с. 597—608]; [3, гл. XVII, с. 579—591].

Вопросы для самопроверки: 1. Какие степени окисления проявляют в соединениях медь, серебро, золото? 2. Гидроксид меди (I) окисляется на воздухе: $\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$. Объясните разную устойчивость оксидов Cu (I) и Cu (II). 3. Какие из гидроксидов элементов I В группы проявляют амфотерные свойства? Напишите уравнения реакций. 4. Какие из металлов — медь, серебро, золото — растворяются в азотной и горячей концентрированной серной кислотах? Напишите уравнения реакций. 5. В чем можно растворить хлорид серебра? Напишите уравнения реакций. 6. Как протекает реакция взаимодействия оксида серебра с водным раствором глюкозы? 7. Как можно получить металлическое золото? Приведите уравнения реакции получения золота по методу Багратиона.

Тема 15. Элементы II В подгруппы

Литература: [1, т. II, гл. XII, § 4, с. 182—209]; [2, ч. 2, разд. VII, гл. 4, с. 579—586]; [3, гл. XIX, с. 629—638].

Вопросы для самопроверки: 1. При взаимодействии какого металла (элемента II В подгруппы) со щелочью выделяется водород? Назовите комплексное соединение, которое при этом образуется? 2. Какие вещества образуются при растворении цинка в очень разбавленной азотной кислоте? Напишите уравнение реакции, учитывая, что нитрат-ион восстанавливается до иона аммония. 3. Какая соль ZnCl_2 или CdCl_2 лучше гидролизуется? Напишите уравнения реакций. 4. Почему в щелочи растворяется только гидроксид цинка, а в аммиаке растворяются $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cd}(\text{OH})_2$? Напишите уравнения реакций, назовите образующиеся при этом комплексные соединения. 5. Какое из комплексных соединений легче разрушается при действии соляной кислоты $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ или $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$? ($K_{\text{II}} = 2 \cdot 10^{-9}$; $K_{\text{II}} = 2,7 \cdot 10^{-7}$). 6. Почему при пропускании сероводорода через раствор ZnCl_2 осаждение мало растворимого сульфида цинка происходит не полностью? Как можно

практически полностью осадить ZnS ? 7. Какие реакции протекают при взаимодействии хлоридов ртути (I) (каломель) и ртути (II) (сулемы) с аммиаком? Напишите уравнения реакций, учитывая, что в обоих случаях образуется амидохлорид ртути (II). 8. Как протекает реакция гидролиза нитрата ртути? Напишите уравнение реакции, укажите характер среды.

Тема 16. Лантаноиды и актиноиды

Литература: [1, т. II, гл. XI, § 6, 7, с. 78—111]; [2, ч. 2, разд. VI, гл. 5, 6, с. 548—563]; [3, гл. XX, с. 652—656].

Вопросы для самопроверки: 1. Каковы особенности строения атомов лантаноидов и актиноидов? 2. В чем заключается явление «лантаноидного сжатия» и какова его причина? 3. Какой из элементов III группы скандий или лантан взаимодействует с водой, выделяя газообразный водород и образуя гидроксид

$$\varphi_{Sc^0/Sc^{3+}}^0 = -1,88 \text{ В}; \varphi_{La^0/La^{3+}}^0 = -2,24 \text{ В}.$$

4. Как изменяются растворимость в воде и кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду $Sc(OH)_3 \rightarrow Y(OH)_3 \rightarrow La(OH)_3 \rightarrow Ac(OH)_3$? 5. Какие оксиды образуют Th(IV), Ru(V), Ru(IV)? Напишите уравнения соответствующих реакций. 6. Напишите уравнения реакции $ThCl_3 + H_2O \rightarrow Th(OH)_2Cl_2 + Cl_2 + HCl$, помня, что соединения Th(III), Pr(III), U(III), Np(III) — сильные восстановители; например, они разлагают воду. 7. Напишите уравнение полного гидролиза хлорида протактиния V и определите, какая кислота HVO_3 или $HPaO_3$ является более сильной. 8. Напишите уравнение реакции гидролиза нитрата уранила $UO_2(NO_3)_2 + H_2O \rightleftharpoons$. 9. Какую степень окисления проявляет торий в соединениях? Приведите ацидокомплексы Th(IV), помня, что координационное число его равно 6? 10. Соединения актиноидов (VI): урана (VI), нептуния (VI), плутония (VI), америция (VI) — напоминают d -элементы подгруппы хрома, но гидроксиды актиноидов состава H_2EO_4 обладают большими основными свойствами. Напишите уравнения реакции получения ураната калия (сплавнение) $H_2UO_4 + KOH \rightarrow$.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

1. Вычислите объем 3 кг азота при давлении $1,030 \cdot 10^5$ Па и температуре 50°C . (Ответ: $2,8 \text{ м}^3$.)

2. При нормальных условиях масса $0,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа равна $1,806 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Определите плотность газа по воздуху и этану C_2H_6 и молекулярную массу газа. (Ответ: 2,8; 2,7.)

3. Плотность газа по воздуху равна 2,562. Вычислите массу $3,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа при нормальных условиях. (Ответ: $11,6 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$.)

4. Вычислите молекулярную массу вещества, зная, что масса $0,7 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ его паров при 91°С и давлении $0,97 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $2,68 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. (Ответ: 119,4.)

5. Газ, плотность которого по воздуху 0,55, содержится в сосуде емкостью $0,02 \text{ м}^3$ под давлением $1,038 \cdot 10^5 \text{ Па}$ при температуре 20°С . Определите массу газа в этом сосуде. (Ответ: 13,6 г.)

6. Какова масса 10^{-3} м^3 ацетилена C_2H_2 при -13°С и давлении $5,065 \cdot 10^5 \text{ Па}$. (Ответ: 6,1 г.)

7. Газометр емкостью 10^{-2} м^3 наполнен водородом. Давление в газометре при 27°С равно $1 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Вычислите массу водорода в газометре, если давление водяного пара в газометре равно 3565 Па . (Ответ: 0,77 г.)

8. Рассчитайте молекулярную массу газа, если $7 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ его при 20°С и $0,253 \cdot 10^5 \text{ Па}$ занимают объем $22,18 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. (Ответ: 30,4.)

9. При каком давлении масса $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ хлора составит $2,5 \times 10^{-3} \text{ кг}$, если $t^\circ = 23^\circ \text{С}$? (Ответ: 10832 Па.)

10. Определите давление $0,005 \text{ кг}$ этана в сосуде емкостью $4 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ при $t^\circ = -5^\circ \text{С}$. (Ответ: 92844 Па.)

11. Молекула некоторого вещества имеет массу, равную $1,2 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$. Выразите массу молекулы вещества в атомных единицах массы. (Ответ: 72,2.)

12. Масса 10^{-3} м^3 газа при нормальных условиях равна $1,175 \times 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу газа и массу одной молекулы газа. (Ответ: 26,3; $0,44 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$.)

13. Масса $43,5 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ пара при температуре 62°С и давлении $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $0,12 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу и массу одной молекулы вещества. (Ответ: 76,1; $1,26 \cdot 10^{-25} \text{ кг}$.)

14. Сколько молекул SO_2 получается при сгорании $2,0 \cdot 10^{-6} \text{ кг}$ серы? (Ответ: $0,38 \cdot 10^{20}$.)

15. В какой массе четыреххлористого углерода CCl_4 содержится столько же молекул, сколько их в $5,0 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ воды? (Ответ: 42,7 г.)

16. Найти точную атомную массу элемента, если из $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ этого элемента получается $3,63 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ хлорида этого элемента. Удельная теплоемкость этого элемента $0,347 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}$. (Ответ: 75.)

17. Определите атомную массу и название элемента, если этот элемент образует несколько газообразных соединений, молекулярная масса которых равна 46, 44 и 30 а. е. м., содержание элемента в этих соединениях соответственно составляет 30,4; 63,6; 46,7%. (Ответ: 14.)

18. Металл, удельная теплоемкость которого равна $0,241 \text{ кДж/кг} \cdot \text{К}$, образует оксид, содержащий 6,9% кислорода. Найти степень окисления металла. (Ответ: 1.)

19. На окисление $3,06 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ металла расходуется $0,56 \times 10^{-3} \text{ м}^3$ кислорода (н. у.). Удельная теплоемкость металла равна $0,138 \text{ кДж/кг} \cdot \text{К}$. Вычислите точную атомную массу металла. (Ответ: 183,6.)

20. Элемент образует несколько газообразных соединений с водородом. Рассчитайте атомную массу элемента и назовите этот элемент, если:

Соединение элемента с водородом	I	II	III	IV
Плотность по водороду	8	15	22	29
Содержание элемента, %	75,0	80,0	81,8	82,7

(Ответ: 12.)

21. $2,14 \cdot 10^{-3}$ кг металла вытесняют из кислоты $2 \cdot 10^{-3}$ м³ водорода (н. у.). Вычислите эквивалент металла. (Ответ: 12,0.)

22. Определите массу металла, вытеснившего из кислоты $0,7 \times 10^{-3}$ м³ водорода (н. у.), если эквивалент металла равен 28. (Ответ: $1,75 \cdot 10^{-3}$ кг.)

23. Оксид металла содержит 28,57% кислорода, а фторид того же металла — 48,72% фтора. Найдите эквивалент фтора. (Ответ: 19,0.)

24. Для растворения $8,43 \cdot 10^{-3}$ кг металла потребовалось 0,147 кг 5%-ного раствора H₂SO₄. Рассчитайте эквивалент металла и объем выделившегося водорода (н. у.). (Ответ: 56,2; $1,68 \times 10^{-3}$ м³.)

25. Вычислите эквивалент H₃PO₄ при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.

26. На восстановление $3,6 \cdot 10^{-3}$ кг оксида металла израсходовалось $1,7 \cdot 10^{-3}$ м³ водорода (н. у.). Рассчитайте эквивалент металла. (Ответ: 16.)

27. Найдите эквивалент H₂SO₄ и Cu(OH)₂ в следующих реакциях: а) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$.

28. Олово образует два оксида. Первый содержит 78,8, второй — 88,2% олова. Вычислите эквиваленты олова в этих оксидах. (Ответ: 29,7; 59,8.)

29. На нейтрализацию $1,125 \cdot 10^{-3}$ кг щавелевой кислоты потребовалось 10^{-3} кг NaOH. Определите эквивалент кислоты. (Ответ: 45.)

30. Одно и то же количество металла соединяется с $0,6 \cdot 10^{-3}$ кг кислорода и $9,534 \cdot 10^{-3}$ галогена. Рассчитайте эквивалент галогена. (Ответ: 127,1.)

31. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^5$ выпишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m , m_s , определяющие каждый из элементов в нормальном состоянии. (См. табл. на с. 63.)

32. Сколько свободных d -орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные формулы атомов этих элементов.

33. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n=4$, $l=0$.

Квантовые числа	Номер электрона								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
n									
l									
m_l									
m_s									

$m_l=0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

34. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по квантовым ячейкам, отвечающим низшему энергетическому состоянию атомов: хрома, фосфора, серы, германия, никеля.

35. Для атома бора возможны два различных электронных состояния $1s^2 2s^2 2p'$ и $1s^2 2s' 2p^2$. Как называются эти состояния? Как перейти от первого состояния ко второму?

36. Атому какого из элементов отвечает каждая из приведенных электронных формул:

а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$;

б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;

в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$;

г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$;

д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$?

37. Атомам каких элементов и каким состояниям этих элементов отвечают следующие электронные формулы $1s^2 2s^2$ и $1s^2 2s' 2p'$; $1s^2 2s^2 2p^2$ и $1s^2 2s' 2p^3$?

38. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по квантовым ячейкам, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: марганца, азота, кислорода, кремния, кобальта.

39. Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего электронных слоев:

а) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;

б) $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;

в) $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$;

г) $4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$;

д) $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$?

40. Назовите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами для элементов с порядковыми номерами 12, 25, 31, 34, 45.

41. Пользуясь правилом Гунда распределите электроны по энергетическим ячейкам, соответствующим низшему энергетическому состоянию, для атомов элементов с порядковыми номерами 26, 39, 49, 74, 52.

42. Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) лития, бериллия, углерода; б) азота, кислорода, фтора.

43. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех четырнадцати электронов, для которых главное и орбитальное числа соответственно равны 4 и 3.

44. Определите по правилу Клечковского порядок заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $n+l$ соответственно равны 4; 5 и 6.

45. Сколько свободных f -орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 61, 62, 91, 92? Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атомов этих элементов.

46. В атомах каких элементов IV периода наибольшее число непарных d -электронов? Представьте структуру d -подуровней атомов этих элементов.

47. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного электронного слоя следующие: а) 2, 0, 0, $+1/2$; 2, 0, 0, $-1/2$; б) 3, 1, -1 , $-1/2$; 3, 1, 0, $-1/2$; 3, 1, $+1$, $-1/2$.

48. Составьте электронные формулы еще не открытых элементов № 108 и 113 и укажите, какое место они займут в периодической системе.

49. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:



50. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного (последнего) и предпоследнего электронных слоев следующие: а) 6, 0, 0, $+1/2$; 6, 0, 0, $-1/2$; 6, 1, -1 , $+1/2$; б) 3, 2, -2 , $+1/2$; 3, 2, -1 , $+1/2$; 4, 0, 0, $+1/2$; 4, 0, 0, $-1/2$.

51. Исходя из величин потенциалов ионизации, укажите, какой из приведенных элементов: Be, Mg, Ca, Sr, Ba — проявляет наиболее ярко выраженные мегаллические свойства?

52. Укажите, как в приведенном ряду элементов O, S, Se, Te изменяется способность принимать электроны, если известны величины электроотрицательности атомов этих элементов.

53. Как изменяются свойства элементов II периода периодической системы с увеличением заряда ядра атома элемента? Ответ подтвердите характером формирования электронных оболочек атомов элементов.

54. Укажите, какое из сравниваемых двух соединений является более сильным основанием: а) NaOH или CsOH ; б) Ca(OH)_2 или Ba(OH)_2 ; в) Zn(OH)_2 или Cd(OH)_2 .

55. Какое из перечисленных газообразных водородных соединений наиболее прочно: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ? Ответ мотивируйте сравнением величин ΔG^0_{298} этих соединений.

56. Как меняется восстановительная способность и сила кислот в ряду $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$?

57. У какого из элементов четвертого периода — ванадия или мышьяка — сильнее выражены металлические свойства и почему?

58. Какие водородные соединения образуют *p*-элементы второго периода? Как изменяются прочность и кислотные свойства этих соединений в периоде слева направо?

59. Элемент в периодической системе имеет порядковый номер 25. Какие оксиды образует этот элемент? Какие свойства проявляют оксиды этого элемента? Образует ли этот элемент газообразные соединения с водородом?

60. Определите степень окисления фосфора в соединениях: PH_3 ; H_3PO_4 ; $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$; Mg_3P_2 ; NaNH_2PO_3 .

61. Какое строение электронных слоев у элементов подгруппы хрома при степени их окисления +3? Как изменяются основные свойства гидроксидов этих металлов по подгруппе сверху вниз?

62. Каков характер изменения свойств элементов в V периоде периодической системы? Какой порядок заполнения электронных оболочек атомов элементов этого периода?

63. Структуры внешнего и предвнешнего электронных слоев атомов элементов следующие: $3s^23p^63d^54s^2$; $4s^24p^64d^55s^2$; $5s^25p^65d^56s^2$. Назовите эти элементы. К какому электронному семейству они относятся? Как меняются окислительные свойства оксидов этих элементов, отвечающих высшим степеням их окисления?

64. Как изменяется устойчивость и сила кислот в ряду $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3$?

65. Вычислите степень окисления серы в соединениях: $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$; $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$; Na_2S_5 ; S_8 .

66. Какое положение занимает химический элемент хлор в периодической системе элементов Д. И. Менделеева? Какие степени окисления характерны для хлора? Как изменяются кислотные и окислительные свойства и термическая устойчивость в ряду кислотосодержащих кислот хлора?

67. Как изменяется сила кислот в ряду $\text{HOCl} \rightarrow \text{HOBr} \rightarrow \text{HOI}$? Какова прочность этих кислот? Как изменяются окислительные свойства кислот в этом ряду?

68. Как изменяется термическая устойчивость, растворимость в воде и основные свойства гидроксидов щелочных металлов в ряду $\text{LiOH} \rightarrow \text{CsOH}$?

69. Почему в ряду Ca—Sr—Ba уменьшается поляризующее действие элементов? Объясните эту закономерность на примере термического разложения карбонатов и гидроксидов щелочноземельных элементов.

70. Как изменяются основные свойства гидроксидов в ряду $\text{Ce}^{3+} \rightarrow \text{Ln}^{3+}$? Ответ мотивируйте сравнением радиусов ионов этих элементов. Как меняется растворимость гидроксидов в этом ряду?

71. В природной смеси бора находится 18,83% стабильного изотопа ^{10}B и 81,17% стабильного изотопа ^{11}B . Рассчитайте среднюю атомную массу бора. (Точные массовые числа изотопов. $^{10}\text{B} = 10,012933$ а. е. м.; $^{11}\text{B} = 11,009305$ а. е. м.) (Ответ: 10,885.)

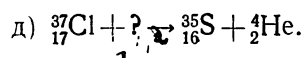
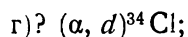
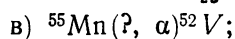
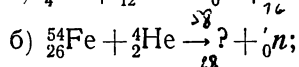
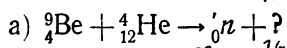
72. Природная смесь углерода состоит из стабильных изотопов ^{12}C и ^{13}C . Точные массовые числа изотопов: $M^{12}\text{C} = 12,000000$ а. е. м.; $M^{13}\text{C} = 13,003354$ а. е. м. Средняя атомная масса углерода равна 12,011150 а. е. м. Найдите процентное содержание каждого изотопа в природной смеси. (Ответ: 98,99%; 1,01%.)

73. Какой тип радиоактивного превращения имел место в следующих переходах ядер: а) $^{111}\text{Pd} \rightarrow ^{111}\text{Ag}$; б) $^{222}\text{Rn} \rightarrow ^{218}\text{Po}$; в) $^{185}\text{Os} \rightarrow ^{185}\text{Ir}$; г) $^{62}\text{Cu} \rightarrow ^{62}\text{Ni}$; д) $^{80}\text{Br} \rightarrow ^{80}\text{Se}$?

74. Ядра каких элементов получатся, если ядра следующих элементов потеряют; а) $^{235}\text{U} - 7\alpha - 7\beta^+ \rightarrow$; б) $^{232}\text{Th} - 6\alpha - 4\beta^+ \rightarrow$; в) $^{210}\text{Po} - 3\alpha - 6\beta^- \rightarrow$? Составьте уравнения соответствующих реакций.

75. При делении ядра ^{238}U образуется два осколка (один из них изотоп рубидия $^{87}_{37}\text{Rb}$) и испускается два нейтрона. Определите заряд и массовое число второго осколка. Для полученных изотопов характерен электронный β^- -распад. Напишите уравнения происходящих при этом превращений.

76. Закончите уравнения следующих ядерных реакций:



77. Элемент нептуний $^{239}_{93}\text{Np}$ получается путем бомбардировки ядер $^{238}_{92}\text{U}$ нейтронами и последующего излучения полученным элементом β^- -частиц. Составьте уравнения протекающих реакций.

78. В результате бомбардировки ядра $^{10}_5\text{B}$ α -частицами оно превращается в ядро $^{13}_7\text{N}$. Напишите полные и сокращенные уравнения ядерной реакции. Какая вторичная частица выделяется в результате этой реакции?

79. Период полураспада изотопа ^{55}Fe равен 4 годам. Через сколько лет от 1 г железа, взятого в виде указанного изотопа,

вследствие радиоактивного распада останется $0,072 \text{ г}^3$ (Ответ: 15,2 года.)

80. Какая доля радиоизотопа (в процентах) с периодом полураспада 10 дней останется после его хранения в течение 50 дней? (Ответ: 3,12%.)

81. Ковалентный радиус атома иода равен $1,33 \cdot 10^{-10} \text{ м}$. Рассчитайте приблизительные ядерные расстояния в молекулах иода и иодида водорода, если ковалентный радиус водорода равен $0,30 \times 10^{-10} \text{ м}$. (Ответ: $2,66 \cdot 10^{-10} \text{ м}$; $1,63 \cdot 10^{-10}$.)

82. Вычислите длину связи C—H в CH_4 по следующим данным: длины связей C—C и H—H соответственно равны: $1,54 \cdot 10^{-10} \text{ м}$ и $0,74 \cdot 10^{-10} \text{ м}$. (Ответ: $1,14 \cdot 10^{-10}$.)

83. Произведите приблизительную оценку длины связей в молекулах NO и SO, если межъядерные расстояния в молекулах N_2 , O_2 и S_2 соответственно равны $1,09 \cdot 10^{-10} \text{ м}$, $1,20 \cdot 10^{-10} \text{ м}$, $1,92 \cdot 10^{-10} \text{ м}$. (Ответ: $1,14 \cdot 10^{-10} \text{ м}$; $1,56 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.)

84. Вычислите энергию s — p -ковалентной связи H—S в молекуле H_2S по следующим данным: $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) - 40,30 \text{ кДж}$; энергии связей H—H и S—S соответственно равны $-435,9 \text{ кДж/моль}$ и $-417,6 \text{ кДж/моль}$. (Ответ: $-332,43 \text{ кДж/моль}$.)

85. Вычислите энергию катной связи (σ и π) в молекуле этилена, если стандартная теплота образования C_2H_4 из простых веществ равна $52,28 \text{ кДж/моль}$. Теплота возгонки графита равна $+715,88 \text{ кДж/моль}$, а энергия диссоциации водорода равна $435,9 \text{ кДж/моль}$. Энергия связи C—H равна $-423,4 \text{ кДж/моль}$. (Ответ: $-557,68 \text{ кДж/моль}$.)

86. Определите среднюю энергию связи P—H в молекуле PH_3 , если $1/2\text{P}_2(\text{г}) + 3/2\text{H}_2(\text{г}) = \text{PH}_3 + 17,17 \text{ кДж}$, а энергии диссоциации P_2 и H_2 соответственно равны $489,1 \text{ кДж/моль}$ и $435,9 \text{ кДж/моль}$. (Ответ: $-293,74 \text{ кДж/моль}$.)

87. Рассчитайте среднюю энергию связи кислород—водород в молекуле воды, если энергии связей водород—водород и кислород—кислород соответственно равны $-435,9 \text{ кДж/моль}$ и $-498,7 \text{ кДж/моль}$, а при сгорании 2 молей водорода выделяется $483,68 \text{ кДж}$ теплоты. (Ответ: $-463,55 \text{ кДж/моль}$.)

88. Дипольный момент молекулы NO равен $0,053 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$. Вычислите длину диполя молекулы NO. (Ответ: $0,03 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.)

89. Длина диполя молекулы HF равна $0,4 \cdot 10^{-10} \text{ м}$. Рассчитайте дипольный момент молекулы HF. (Ответ: $0,64 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$.)

90. Дипольный момент молекулы NO_2 равен $0,091 \cdot 10^{-29} \text{ Кл} \cdot \text{м}$. Найдите длину диполя этой молекулы. (Ответ: $0,057 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.)

91. С помощью метода валентных связей опишите молекулу H_2O . Как можно объяснить величину угла $\angle \text{HOH}$ в молекуле H_2O ?

92. Какую ковалентность может проявлять иод в своих соединениях? Изобразите структуру атома иода в нормальном и возбужденном состоянии.

93. Изобразите электронную конфигурацию следующих частиц: P^{3-} ; Cr^{3+} ; Ni^{2+} ; $\text{Mn}^{7+}(\text{MnO}_4^-)$; $\text{Cr}^{6+}(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-})$.

94. Как изменяется величина валентного угла $\angle \text{HЭН}$ в ряду $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$? Ответ дайте на основании метода валентных связей.

95. Что такое sp^3 -гибридизация электронных облаков? Какую пространственную конфигурацию имеют молекулы веществ с таким типом гибридизации? Приведите примеры соответствующих соединений.

96. Каково взаимное расположение электронных облаков при sp^2 -гибридизации? Приведите примеры соединений с таким типом гибридизации. Какова пространственная структура молекул этих веществ?

97. Как взаимно расположены электронные облака при sp -гибридизации? Приведите примеры молекул с таким типом гибридизации.

98. Какой тип гибридизации у молекул следующих веществ: BeH_2 , BF_3 , HgCl_2 , ZnCl_2 ?

99. Изображая перекрывание электронных облаков, покажите образование σ -связи в молекулах H_2 , Br_2 и HBr .

100. Сколько σ - и π -связей в молекулах этилена и ацетилена?

101. Объясните на примере молекулы NH_3 , как влияет на величину валентного угла участие неподеленных электронных пар в образовании гибридных электронных облаков.

102. На примере ряда соединений $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3$ объясните, как влияет на устойчивость гибридного состояния центрального атома плотность гибридуемых облаков.

103. Как изменится склонность к гибридизации валентных орбиталей центрального атома и устойчивость ионов в ряду $\text{SiO}_4^{4-} \rightarrow \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{ClO}_4^-$?

104. На примере молекул NH_3 и NF_3 объясните, как на величину дипольного момента молекул влияют несвязывающие электронные пары?

105. Сколько σ - и π -связей в молекулах N_2 и CO ? Изобразите перекрывание электронных облаков в этих молекулах.

106. Изобразите схему образования молекулярных орбиталей в молекуле CH_4 из атомов углерода и водорода.

107. Расположите электроны на молекулярных орбиталях в молекуле BeH_2 . Изобразите энергетическую диаграмму этой молекулы.

108. Опишите с помощью метода молекулярных орбиталей молекулу N_2 .

109. Расположите электроны на молекулярных орбиталях в молекуле F_2 . Изобразите схему образования молекулярных орбиталей в молекуле из атомов фтора.

110. Расположите электроны на молекулярных орбиталях в молекуле O_2 . Изобразите схему образования молекулярных орбиталей в этой молекуле.

111. Тепловой эффект реакции $\text{C} + 2\text{N}_2\text{O} = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2$ равен $-560,0$ кДж. Вычислите стандартную теплоту образования N_2O . (Ответ: $83,24$ кДж/моль.)

112. Рассчитайте ΔH_{298} Cu_2O , если известно, что $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{S} = 6\text{Cu} + \text{SO}_2 + 115,90$ кДж. (Ответ: $-165,24$ кДж/моль.)

113. Окисление аммиака протекает по уравнению $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) - 1528$ кДж. Определите $\Delta H_{298}\text{NH}_3(\text{г})$ и $\text{NH}_4\text{OH}(\text{р})$, если теплота растворения $\text{NH}_3(\text{г})$ в воде равна $-34,65$ кДж. (Ответ: $-46,76$ кДж/моль; $-367,25$ кДж/моль.)

114. Рассчитайте расход тепловой энергии при реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$, если было получено 336 г железа. (Ответ: $-2561,0$ кДж.)

115. Сколько теплоты выделится при сгорании 825 л ацетилен C_2H_2 , если конечными продуктами сгорания являются $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$. (Ответ: $-46244,5$ кДж.)

116. Найдите изменение внутренней энергии при испарении 75 г этилового спирта при температуре кипения, если удельная теплота его испарения равна $857,7$ Дж/г, а удельный объем пара при температуре кипения равен 607 см³/г. Объемом жидкости пренебречь. (Ответ: $59,72$ кДж.)

117. Определите ΔU при испарении 350 г воды при 20°C , допуская, что пары воды подчиняются законам идеальных газов и что объем жидкости незначителен по сравнению с объемом пара. Удельная теплота парообразования воды 2451 Дж/г. (Ответ: $810,6$ кДж.)

118. Изменение внутренней энергии системы $\text{Fe}(\text{к}) + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{FeCl}_2(\text{к})$ равно $-334,0$ кДж. Рассчитайте ΔH^0 для этой реакции. Условия стандартные. (Ответ: $-336,3$ кДж.)

119. На основе значений ΔG^0_{298} приведенных ниже оксидов германия, олова и свинца, укажите, какие из них являются окислителями, какие — восстановителями: $\text{GeO}_2(\text{к}) + \text{Ge}(\text{к}) = 2\text{GeO}(\text{к})$; $\text{SnO}_2(\text{к}) + \text{Sn}(\text{к}) = 2\text{SnO}(\text{к})$; $\text{PbO}_2(\text{к}) + \text{Pb}(\text{к}) = 2\text{PbO}(\text{к})$.

120. Подсчитав ΔG^0 реакции $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_2$, определите, возможна ли она. $\Delta G^0_{\text{NH}_4\text{NO}_2} = 115,94$ кДж/моль.

121. Пользуясь значениями ΔG^0_{298} реагирующих веществ, рассчитайте ΔG^0 реакции и определите возможность ее протекания: $\text{PbO}(\text{к}) + \text{C}(\text{к}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{Pb}(\text{к})$.

122. Пользуясь значениями ΔG^0_{298} реагирующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции $\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) = 3\text{S}(\text{к}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ и определите, может ли она осуществиться при стандартных условиях.

123. Можно ли использовать при стандартных условиях приведенную реакцию для получения аммиака: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{к}) + \text{NaOH}(\text{к}) = \text{NaCl}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{NH}_3(\text{г})$? Ответ обоснуйте подсчетом ΔG^0_{298} реакции.

124. Вычислите ΔS^0 в ходе реакции: $1/2\text{H}_2(\text{г}) + 1/2\text{Cl}_2(\text{г}) = \text{HCl}(\text{г})$. (Ответ: $9,9$ Дж/(моль·К).)

125. Определите ΔS^0 системы $\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$. (Ответ: $160,4$ Дж/моль·К.)

126. Подсчитав ΔS^0 реакций, определите, какая из двух термодинамически возможна: $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$; $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

127. Вычислите значения ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} , ΔS^0_{298} для процесса $2\text{HCl}(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$. В каком направлении эта реакция протекает самопроизвольно при стандартных условиях?

128. Тепловой эффект и изменение энергии Гиббса при 25°C для реакции $\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ соответственно равны $-253,02$ кДж/моль и $-130,1$ кДж/моль. Определите ΔS^0 для этой реакции. (Ответ: $-412,4$ Дж/(моль·К).)

129. Подсчитав ΔG^0_{298} реакции на основании ΔH^0_{298} и ΔS^0_{298} реагирующих веществ, определите возможность протекания реакции $\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г})$ при стандартных условиях:

$$\Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5(\text{к})} = -1549,19 \text{ кДж/моль};$$

$$S^0_{\text{P}_2\text{O}_5(\text{к})} = +136,08 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$\Delta H^0_{\text{PH}_3(\text{г})} = 16,17 \text{ кДж/моль};$$

$$S^0_{\text{PH}_3(\text{г})} = 211,02 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

130. Определите возможность превращения при стандартных условиях ацетилена в бензол. Ответ дайте, подсчитав ΔG^0_{298} процесса на основе ΔH^0_{298} и S^0_{298} ; $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$ и $\text{C}_6\text{H}_6(\text{ж})$.

131. Начальные концентрации реагирующих веществ реакции $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ были равны (моль/л): $C_{\text{CO}}=0,8$; $C_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})}=0,9$; $C_{\text{CO}_2}=0,7$; $C_{\text{H}_2}=0,5$. Вычислите концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как 75% CO прореагировало. (Ответ: 0,2 моль/л; 0,3 моль/л; 1,3 моль/л; 1,1 моль/л.)

132. Константа скорости реакции: $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C}$ равна $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальные концентрации $C_{\text{A}}=5,0$ моль/л и $C_{\text{B}}=3$ моль/л. В результате реакции концентрация вещества В стала равной 1,0 моль/л. Какова стала концентрация вещества А и скорость реакции? (Ответ: 4 моль/л; 2,4 моль/л·с.)

133. Разложение N_2O протекает по уравнению $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$. Константа скорости данной реакции $5 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Начальная концентрация N_2O 6,0 моль/л. Определите скорость реакции в начальный момент и в тот момент, когда разложится 50% N_2O . (Ответ: 0,018 моль/л·мин; 0,0045 моль/л·мин.)

134. Реакция идет по уравнению $4\text{HCl} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$. Как изменится скорость реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза? (Ответ: в 243 раза.)

135. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45°C реакция замедлилась в 30 раз. (Ответ: 2,13.)

136. При 393 К реакция заканчивается за 25 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 443 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5? (Ответ: 15,3 с.)

137. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3. (Ответ: 47° С.)

138. Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию N_2 увеличить в 3 раза, а H_2 в 5 раз? (Ответ: в 375 раз.)

139. Окисление аммиака идет по уравнению $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$. Через некоторое время после начала реакции концентрации реагирующих веществ были (моль/л): $C_{NH_3}=0,9$; $C_{O_2}=2,0$; $C_{NO}=0,3$. Вычислите концентрацию H_2O в этот момент и начальные концентрации NH_3 и O_2 . (Ответ: 0,450 моль/л; 1,20 моль/л; 2,375 моль/л.)

140. Константа равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ равна 0,1 л²/моль². Равновесные концентрации (моль/л): $C_{H_2}=3$ и $C_{NH_3}=9$. Вычислите исходную и равновесную концентрации N_2 . (Ответ: 34,5 моль/л; 30 моль/л.)

141. Равновесные концентрации реагирующих веществ реакции $Cl_2 + CO \rightleftharpoons COCl_2$ были (моль/л): $C_{Cl_2}=5,0$; $C_{CO}=3,6$; $C_{COCl_2}=6,4$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода. (Ответ: 11,4 моль/л; 10 моль/л.)

142. Равновесие в системе $2Cl_2(г) + 2H_2O(г) = 4HCl(г) + O_2(г)$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $C_{Cl_2}=0,8$; $C_{H_2O}=2,2$; $C_{HCl}=1,1$; $C_{O_2}=1,6$. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации Cl_2 и H_2O . (Ответ: 0,75 моль/л; 4,0 моль/л; 5,4 моль/л.)

143. Реакция протекает по уравнению $2A \rightleftharpoons B$. Исходная концентрация вещества А равна 0,5 моль/л. Константа равновесия реакции 0,5 л/моль. Найдите равновесные концентрации веществ. (Ответ: 0,067 моль/л; 0,366 моль/л.)

144. Константа равновесия диссоциации HI равна:

$$K_c = \frac{C_{H_2} \cdot C_{I_2}}{C_{HI}^2} = 0,12.$$

Найдите равновесные концентрации реагирующих веществ, если сначала было взято 5 молей HI. Объем сосуда, в котором происходит реакция, равен 10 л. (Ответ: 0,1 моль/л; 0,4 моль/л.)

145. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции $2Cl_2(г) + 2H_2O(г) = 4HCl(г) + O_2(г)$ при уменьшении объема в 3 раза?

146. Сместится ли равновесие обратимой реакции $N_2O \rightleftharpoons 2N_2 + O_2$ — 163,1 кДж, если увеличить давление в системе в 3 раза и одновременно повысить температуру на 50° С, причем температурный коэффициент прямой реакции равен 3,3, а обратной 2,7?

147. Реакция протекает по уравнению $2NO + Cl_2 \rightleftharpoons 2NOCl$ — 73,6 кДж. В сторону какой реакции сместится равновесие, если общее давление в системе понизить в 2 раза и одновременно повы-

силь температуры на 30°C (температурные коэффициенты прямой и обратной реакций соответственно равны 2 и 3.)

148. Константа равновесия обратимой реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}_2$ при некоторой температуре равна 1. Равновесные концентрации веществ были (моль/л): $C_{\text{H}_2\text{O}}=0,6$; $C_{\text{H}_2}=0,8$; $C_{\text{CO}_2}=0,8$. Вычислите исходную концентрацию CO . (Ответ: 1,87 моль/л.)

149. По диаграмме состояния воды рассчитайте число степеней свободы в «тройной точке».

150. Найдите число степеней свободы по диаграмме состояния воды в точке, находящейся на кривой, отвечающей равновесию между льдом и водяным паром.

151. Определите величину осмотического давления раствора, в 1 л которого содержится 0,4 моля неэлектролита при $t=17^{\circ}\text{C}$. (Ответ: 9,62 Па.)

152. Чему равно осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л раствора 3,1 г анилина, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ при $t=21^{\circ}\text{C}$. (Ответ: $0,8 \cdot 10^5$ Па.)

153. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 190,08 г глюкозы, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, в 4 л раствора при $t=27^{\circ}\text{C}$. (Ответ: $3,12 \cdot 10^5$ Па.)

154. Рассчитайте, чему равно осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 18,4 г глицерина, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$, при $t=0^{\circ}\text{C}$. (Ответ: $4,54 \cdot 10^5$ Па.)

155. В 0,5 л раствора содержится 2 г неэлектролита, и этот раствор при $t=0^{\circ}\text{C}$ имеет осмотическое давление, равное $0,51 \times 10^5$ Па. Определите молекулярную массу растворенного вещества. (Ответ: 178,0 а. е. м.)

156. Определите давление пара 10%-ного раствора мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ в воде при $t=100^{\circ}\text{C}$. (Ответ: $0,98 \cdot 10^5$ Па.)

157. Определите молекулярную массу анилина, зная что при $t=30^{\circ}\text{C}$ давление пара раствора, содержащего 3,09 г анилина, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 370,0 г эфира $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$ равно $0,858 \cdot 10^5$ Па, а давление чистого эфира при той же температуре $0,864 \cdot 10^5$ Па. (Ответ: 92 а.е.м.)

158. Давление пара водного раствора неэлектролита при $t=80^{\circ}\text{C}$ равно $0,14 \cdot 10^5$ Па. Сколько молей воды приходится на 1 моль растворенного вещества в этом растворе, если давление пара воды при этой температуре равно 47375 Па. (Ответ: 2,4 моля.)

159. Давление водяного пара при $t=65^{\circ}\text{C}$ равно 25003 Па. Определите давление водяного пара над раствором, содержащим 34,2 г сахара, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, в 90,0 г воды при той же температуре. (Ответ: 24512 Па.)

160. Давление пара воды при $t=50^{\circ}\text{C}$ равно 12334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50,0 г этиленгликоля, $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900,0 г воды. (Ответ: 12140 Па.)

161. При растворении 3,24 г серы в 40,0 г бензола температура кипения повысилась на $0,91^{\circ}\text{C}$. Из скольких атомов состоит молекула серы в растворе, если $K_{\text{эб}}$ бензола равна $2,57^{\circ}\text{C}$. (Ответ: 8.)

162. Раствор, содержащий 80 г нафталина C_{10}H_8 в 200,0 г диэтилового эфира кипит при $t=35,7^{\circ}\text{C}$, а чистый эфир при $t=35,0^{\circ}\text{C}$.

Определите эбуллиоскопическую константу эфира. (Ответ: 2,25° С.)

163. Определите температуру кристаллизации раствора, содержащего 54,0 г глюкозы, $C_6H_{12}O_6$, в 250,0 г воды. (Ответ: —2,23° С.)

164. При какой температуре будет кипеть 50%-ный раствор сахара, $C_{12}H_{22}O_{11}$, в воде, если $K_{эб\ H_2O} = 0,52^\circ C$. (Ответ: 102,0° С.)

165. Вычислите количество этиленгликоля, $C_2H_4(OH)_2$, которое необходимо прибавить на каждый килограмм воды для приготовления раствора с температурой кристаллизации —15° С. (Ответ: 500,0 г.)

166. Для приготовления низкотемпературной жидкости (антифриза) на 20,0 л воды взято 6,0 г глицерина, плотность которого $\rho = 1,26\text{ кг/м}^3$. Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза? (Ответ: —7,6° С.)

167. Раствор, содержащий 4,6 глицерина, $C_3H_5(OH)_3$, в 200,0 г ацетона, кипит при температуре 56,73° С. Чистый ацетон закипает при $t = 56,30^\circ C$. Вычислите эбуллиоскопическую постоянную ацетона. (Ответ: 1,72.)

168. При какой температуре будет кристаллизоваться 45%-ный раствор метилового спирта в воде? (Ответ: —25,6° С.)

169. Раствор, содержащий 3,04 г камфоры, $C_{10}H_{16}O$, в 100,0 г бензола кипит при $t = 80,714^\circ C$. Температура кипения бензола $t = 80,20^\circ C$. Определить $K_{эб}$ бензола. (Ответ: 2,57.)

170. Сколько граммов карбамида $CO(NH_2)_2$ необходимо растворить в 125,0 г воды, чтобы температура кипения повысилась на 0,26° С. Эбуллиоскопическая постоянная воды 0,52° С.

✓171. Сколько граммов соляной кислоты содержится в 250 мл (0,25 л) 15%-ного раствора HCl , если плотность его $\rho = 1,035\text{ г/см}^3$? (Ответ: 38,5 г.)

172. Сколько граммов хлорида кальция потребуется для приготовления 2 л 20%-ного раствора, плотность которого $\rho = 1,177\text{ г/см}^3$. (Ответ: 470,8 г.)

173. Вычислите молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 0,2 л (200,0 мл) которого содержится 17,4 г растворенного вещества. (Ответ: 0,5 м/л.)

174. Сколько граммов хлорида бария содержится в 25,0 мл 0,5 н. раствора? (Ответ: 1,3 г.)

175. Определите молярность и нормальность 98%-ного раствора H_2SO_4 , плотность которого 1,84 г/см³. (Ответ: 18,4 м/л; 36,8 г-экв/л.)

176. Из 3,0 л 50%-ного раствора едкого кали, плотность которого $\rho = 1,51\text{ г/см}^3$, нужно приготовить 10%-ный раствор ($\rho = 1,09\text{ г/см}^3$). Сколько воды нужно взять для приготовления указанного раствора? (Ответ: 17,12 кг.)

177. Сколько миллилитров 40%-ного раствора H_3PO_4 ($\rho = 1,250\text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 3,0 л 0,15 н. раствора ортофосфорной кислоты? (Ответ: 29,7 мл.)

178. Смешаны 400 мл 1,2 М раствора NaOH и 600 мл 1,8 М раствора NaOH. Какова молярность полученного раствора? (Ответ: 1,56 м.)
179. Сколько воды и концентрированной H_2SO_4 ($\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$) нужно смешать, чтобы приготовить 8,0 л аккумуляторной серной кислоты, плотность которой $\rho = 1,280 \text{ г/см}^3$. (Ответ: 1 : 2.)
180. К 780,0 мл 20%-ного раствора едкого натра ($\rho = 1,225 \text{ г/см}^3$) прибавили 140,0 мл 10%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,115 \text{ г/см}^3$). Определите процентную концентрацию полученного раствора. (Ответ: 18,6%.)
181. Во сколько раз концентрация водородных ионов в 0,1 н. растворе HCl ($\alpha = 0,92$) больше, чем в растворе 0,01 н. HCl ($\alpha = 0,98$). (Ответ: в 9,4 раза.)
182. Степень диссоциации H_3PO_4 по первой ступени в 0,1 М растворе равна 0,17. Не учитывая диссоциацию по следующим ступеням, вычислите концентрацию водородных ионов в растворе. (Ответ: 0,017 г-ион/л.)
183. Степень диссоциации 0,1 н. раствора NH_4OH равна 1,3%. Сколько растворенных частиц (молекул и ионов) содержится в 1 л такого раствора? (Ответ: $6,18 \cdot 10^{22}$.)
184. При какой молярной концентрации муравьиной кислоты HCOOH 95% ее молекул будут находиться в недиссоциированном состоянии, если $K_d = 2,1 \cdot 10^{-4}$. (Ответ: 0,08 м/л.)
185. Константа диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени $K_{d1} = 9 \cdot 10^{-8}$. Определите концентрацию водородных ионов в 0,1 М растворе H_2S . (Ответ: $0,95 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л.)
186. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода в растворе, если $K_d = 4,6 \cdot 10^{-4}$. (Ответ: $0,21 \cdot 10^{-2}$ г-ион/л.)
187. Какова концентрация водородных ионов $[\text{H}^+]$ в 0,1 н. растворе синильной кислоты HCN, если ее константа диссоциации $K_d = 7 \cdot 10^{-10}$? (Ответ: $8,4 \cdot 10^{-6}$ г-ион/л.)
188. Определить степень диссоциации и концентрацию ионов $[\text{OH}^-]$ в 0,01 н. растворе NH_4OH , если $K_d = 2 \cdot 10^{-5}$. (Ответ: $4,4 \times 10^{-4}$ г-ион/л.)
189. Концентрация насыщенного при $t = 20^\circ \text{C}$ раствора сероводородной кислоты H_2S составляет 0,13 моль/л. Константа диссоциации по первой ступени $K_{d1} = 1 \cdot 10^{-7}$. Определите концентрации ионов $[\text{H}^+]$ и $[\text{HS}^-]$. (Ответ: $1,1 \cdot 10^{-4}$ г-ион/л.)
190. Вычислите степень диссоциации α и $[\text{H}^+]$ в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты, если $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$. (Ответ: $7,0 \cdot 10^{-4}$; $7,0 \times 10^{-5}$.)
191. Составьте уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ. Уравнения реакций напишите в молекулярной и ионной формах: а) $\text{Na}_2\text{S} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$; б) $\text{K}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$; в) $\text{Pb}^{2+} + \text{HCl} \rightarrow$.
192. Составьте уравнения реакций (в молекулярной и ионной форме), протекающих в растворах при взаимодействии следующих

веществ: а) карбоната натрия и серной кислоты; б) сульфата меди и едкого натра; в) нитрата бария и фосфата калия.

193. В молекулярной и ионной форме напишите уравнения реакций, протекающих в растворах следующих веществ: а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; в) $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow$.

194. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими краткими ионными уравнениями: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^-$; б) $\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-}$; в) $\text{NH}_4\text{OH} + 2\text{H}^+$.

195. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов следующих веществ: а) $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3$; б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$; в) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$.

196. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия: а) хлорида бария и сульфата алюминия; б) ацетата калия и серной кислоты; в) хлорида аммония и едкого кали (при нагревании).

197. Смешивают попарно растворы: а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; б) $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$; г) $\text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$; д) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CaCl}_2$.

В каких из приведенных случаев реакции пойдут до конца? Составьте для них молекулярные и ионные уравнения.

198. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между следующими веществами: д) дигидрофосфатом натрия и едким кали; б) карбонатом кальция и соляной кислотой; в) гидроксидом олова (II) и едким натром.

199. Составьте по два молекулярных уравнения реакций для каждого ионного уравнения: а) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$; б) $\text{Ba}^{2+} + (\text{PO}_4)^{3-}$; в) $\text{CH}_3\text{COO}^- + 2\text{H}^+$.

200. Составьте молекулярные и ионные уравнения, протекающие в растворах следующих веществ: а) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$; б) $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4$; в) $\text{MgCO}_3 + \text{HCl}$.

201. Произведение растворимости сульфата кальция CaSO_4 равно $6,26 \cdot 10^{-5}$. Выпадает ли осадок, если смешать равные объемы 0,01 н. раствора CaCl_2 и 0,02 н. раствора Na_2SO_4 ?

202. Растворимость BaCO_3 равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости карбоната бария. (Ответ: $7,9 \cdot 10^{-9}$.)

203. Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов Pb^{2+} и ионов I^- в насыщенном растворе иодида свинца. (Ответ: $1,3 \cdot 10^{-2}$ г-ион/л; $2,6 \cdot 10^{-2}$ г-ион/л.)

204. При $t = 20^\circ \text{C}$ в 1 л насыщенного раствора иодида серебра AgIO_3 содержится 0,044 г соли. Вычислите произведение растворимости. (Ответ: $3,03 \cdot 10^{-7}$.)

205. В 6,0 л насыщенного раствора PbSO_4 содержится 0,186 г иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости. (Ответ: $2,25 \cdot 10^{-8}$.)

206. Произведение растворимости Ag_3PO_4 равно $1,8 \cdot 10^{-18}$. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ и $(\text{PO}_4)^{3-}$ в насыщенном растворе этой соли. (Ответ: $1,627 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л; $4,88 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л.)

207. Произведение растворимости дихромата серебра $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равно $2,0 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок при смешивании равных объемов 0,01 н. растворов AgNO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?

208. Произведение растворимости сульфата свинца $\text{PbSO}_4 = 2,3 \cdot 10^{-8}$. Образуются ли осадок, если к 0,1 М раствору Na_2SO_4 прибавить равный объем 0,1 н. раствора ацетата свинца $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$?

209. В пробирке при комнатной температуре смешаны 1,0 мл 0,2 н. нитрата свинца и 2,0 мл 0,01 н. раствора хлорида натрия. Выпадет ли осадок, если $\text{Pr}_{\text{PbCl}_2} = 1,70 \cdot 10^{-5}$?

210. Произведение растворимости иодида серебра $8,5 \cdot 10^{-7}$. Образуются ли осадок, если смешать равные объемы 0,02 н. раствора KI и 0,04 н. раствора AgNO_3 ?

211. Определить pH 0,001 М раствора KOH , считая диссоциацию полной.

212. Концентрация ионов водорода в растворе $2,5 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л, определить pH и pOH.

213. Определите pH раствора, в 3 л которого содержится $0,81 \cdot 10^{-3}$ г-ионов $(\text{OH})^-$.

214. Определите константу диссоциации кислоты, если водородный показатель в 0,08 н. растворе одноосновной кислоты $\text{pH} = 2,4$. (Ответ: $2,0 \cdot 10^{-4}$.)

215. Чему равен pH 0,05 М раствора NH_4OH , константа диссоциации которого $1,77 \cdot 10^{-5}$?

216. Какая величина называется степенью гидролиза соли? Какая из солей имеет большую степень гидролиза FeCl_2 или FeCl_3 ? Ответ мотивируйте, составьте уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

217. Почему изменение температуры раствора влияет на степень гидролиза соли? Составьте уравнения гидролиза по первой ступени для следующих солей CuSO_4 и Na_3PO_4 , укажите pH.

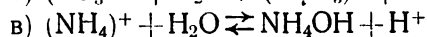
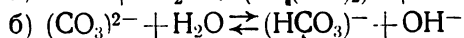
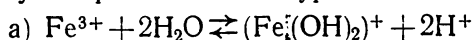
218. При смешении растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S в осадок выпадает гидроксид и выделяется газ. Укажите причину этого процесса и составьте соответствующие молекулярные и ионные уравнения.

219. Какую реакцию имеют растворы следующих солей: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; K_2CO_3 ; KNO_3 ; NaCN ? Ответы подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и в ионном виде.

220. В какую сторону сместится равновесие гидролиза KCN , если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту. Напишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

221. Почему растворы K_2CO_3 и NaCN имеют щелочную реакцию, а растворы NH_4Cl и ZnCl_2 — кислую? Ответ подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

222. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из кратких ионных уравнений:



223. При сливании растворов CrCl_3 и Na_2CO_3 образуется осадок гидроксида хрома (III). Объясните причину этого явления и напишите соответствующие уравнения в молекулярном и ионном виде.

224. Водородный показатель 0,003 п. раствора гипохлорита калия KClO равен 9,5. Вычислите степень гидролиза этой соли и напишите уравнения реакции гидролиза в молекулярном и ионном виде.

225. Определите степень гидролиза (для первой ступени) и pH в 0,001 М растворе K_2S ($K_{\text{a}'\text{H}_2\text{S}} = 1,1 \cdot 10^{-7}$) и Na_2CO_3 ($K_{\text{a}'\text{H}_2\text{CO}_3} = 4,45 \cdot 10^{-7}$). Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

226. Какая связь называется донорно-акцепторной? Какой атом или ион является донором и какой акцептором в комплексных ионах: $[\text{BF}_4]^-$; $[\text{PtF}_6]^{2-}$; $[\text{H}_3\text{O}]^+$; $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$.

227. Определите степень окисления комплексного иона и координационное число комплексообразователя в соединениях: $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{TiCl}_8]$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3 \times (\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_2$.

228. Какие ионы являются комплексообразователями в следующих комплексных соединениях: $\text{K}[\text{Pt}(\text{NH}_3)\text{Cl}_5]$; $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$? Определите степень окисления комплексообразователя и координационное число.

229. Как метод валентных связей объясняет тетраэдрическое строение комплексного катиона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Объясните, почему координационное число Zn^{2+} равно четырем?

230. Какие соединения называются внутрикомплексными? Составьте координационные формулы следующих соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$, помня, что координационное число платины (4+) равно шести. Какое из них является внутрикомплексным? Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

231. Определите, чему равен заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Напишите уравнения диссоциации комплексных соединений в водных растворах.

232. Какой тип гибридизации атомных орбиталей имеет место при образовании комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ и $[\text{CoF}_6]^{3-}$? Каково пространственное строение? Пользуясь методом валентных связей предскажите их магнитные свойства.

233. Составьте формулы ацидокомплексных соединений ванадия V^{3+} с ионами F^- , $(\text{CNS})^-$, $(\text{NO}_2)^-$ в качестве лигандов, помня, что координационное число V^{3+} равно 6. Дайте названия полученным комплексным соединениям.

234. Пользуясь номенклатурой ИЮПАК, дайте название следующим комплексным соединениям: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6] \times \text{Cl}_3$; $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$; $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.

235. Растворы солей Cd^{2+} образуют со щелочью осадок $\text{Cd}(\text{OH})_2$, а с сероводородом осадок CdS . Напишите уравнения реакции тетрацианокадмата (II) калия с KOH и с Na_2S , объясните, почему образуется осадок в результате реакции комплексного соединения с сульфидом натрия и не образуется осадка при реакции со щелочью?

236. При добавлении азотной кислоты к раствору хлорида диаминсеребра (I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ образуется осадок хлорида серебра. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций, объясните причину разрушения комплексного иона.

237. Напишите выражение константы нестойкости для комплексных ионов $[\text{CdI}_4]^{2-}$, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$. Численно они соответственно равны $7,94 \cdot 10^{-7}$ и $1,4 \cdot 10^{-17}$. В растворе какого комплексного соединения будет содержаться больше ионов Cd^{2+} при одинаковой молярной концентрации взятых растворов?

238. Константы нестойкости комплексных ионов равны:

$$K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1 \cdot 10^{-21}; K_{\text{н}}[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-} = 5,13 \cdot 10^{-31}; K_{\text{н}}[\text{Au}(\text{CN})_2]^- = 5 \cdot 10^{-39}; K_{\text{н}}[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} = 3,02 \cdot 10^{-42}.$$

В растворе какой из комплексных солей $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$; $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4]$ при концентрации каждой соли в растворе 1 моль/л концентрация иона $(\text{CN})^-$ будет наименьшей?

239. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, если константа нестойкости комплексного иона равна $5,89 \cdot 10^{-8}$. Раствор соли содержит 5 г/л NH_3 . (Ответ: $7,01 \times 10^{-8}$ м/л.)

240. Константа нестойкости иона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ равна $7,94 \cdot 10^{-7}$. Вычислите концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, содержащем 0,1 моля KI в литре раствора. (Ответ: $7,94 \cdot 10^{-4}$ м/л.)

241. Сколько ионов цинка находится в 0,5 л 0,05 М раствора $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$, содержащем 0,05 моля KCN . Степень диссоциации KCN равна 85%, $K_{\text{н}}[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} = 1,0 \cdot 10^{-16}$. (Ответ: $4,58 \cdot 10^{-11}$ м/л.)

242. Константа нестойкости $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ равна $2,0 \cdot 10^{-9}$. Определите содержание ионов цинка в 0,3 л 0,02 н. раствора соли $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

243. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ равна $2,75 \cdot 10^{-7}$. Выпадает ли осадок карбоната кадмия, если к 0,01 М раствору $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ добавить равный объем 0,0001 М раствора Na_2CO_3 ? $\text{Pr}_{\text{CaCO}_3} = 2,5 \cdot 10^{-14}$.

244. Сколько граммов ртути в виде ионов содержится в 0,1 л 0,01 М раствора соли $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, в котором находится 5,0 г NaI $K_{\text{н}}[\text{HgI}_4]^{2-} = 1,38 \cdot 10^{-30}$. (Ответ: $2,33 \cdot 10^{-25}$ г.)

245. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ равна $1,0 \cdot 10^{-31}$. Вычислите концентрацию ионов Fe^{3+} в 0,3 н. растворе соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

246. Какое количество нитрата серебра AgNO_3 содержалось в растворе, если из этого раствора было вытеснено медью 4,32 г серебра? (Ответ: 6,8 г.)

247. Сколько технического железа, содержащего 10% примесей, потребуется для вытеснения из раствора сульфата меди 8,12 г меди? (Ответ: 8,0 г.)

248. В 200 мл 0,1 М раствора CuSO_4 опущена железная пластинка весом 10,112 г. Какова будет масса пластинки после вытеснения всей меди из раствора? (Ответ: 10,27 г.)

249. В раствор сулемы HgCl_2 опущена медная пластинка весом 18,0 г. По окончании реакции пластинку вынули из раствора, промыли, высушили и взвесили. Масса ее оказалась 22,52 г. Сколько граммов сулемы HgCl_2 было в растворе? (Ответ: 8,69 г.)

250. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе гальванического элемента, составленного из медной и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией катионов 1 г-ион/л. Определите ЭДС этого элемента.

251. Какие процессы происходят на электродах гальванического элемента, образованного железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией Fe^{2+} 10^{-3} г-ион/л, и серебром, погруженным в раствор его соли. Определите концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли, если ЭДС этого элемента 1,152 В. (Ответ: 10^{-3} г-ион/л.)

252. Какие процессы происходят у электродов магниевого концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов концентрация ионов Mg^{2+} равна 1 г-ион/л, а у другого 10^{-3} г-ион/л? По какому направлению движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента? (Ответ: 0,087 В.)

253. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного кадмиевым электродом, погруженным в 0,001 М раствор CdSO_4 , и цинковым электродом, погруженным в 0,002 М раствор ZnSO_4 , если степень диссоциации этих электролитов при данных концентрациях равна 80%. (Ответ: 0,363 В.)

254. Гальваническая концентрационная цепь составлена из серебряных электродов, погруженных в растворы нитрата серебра. Концентрация ионов серебра в растворе при положительном электроде равна 0,05 г-ион/л. Чему равна нормальность раствора AgNO_3 при отрицательном электроде, если ЭДС цепи равна 0,118 В? (Ответ: $5 \cdot 10^{-4}$ н.)

255. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения никелевого покрытия? Коррозия происходит в кислой среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом, напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов.

256. Исходя из величин ΔG^0_{298} , определите, какие из приведенных металлов — магний, медь, золото — будут подвергаться коррозии во влажном воздухе. Процесс идет по уравнению $\text{Me} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Me}(\text{OH})_n$.

257. Никелевое изделие покрыто серебром. Какой из металлов будет окисляться при коррозии в случае разрушения поверхности покрытия? Дайте схему образующегося при этом гальванического элемента, помня, что коррозия протекает во влажном воздухе, содержащем CO_2 .

258. Железо находится в контакте с цинком в сернокислой среде. Какой из металлов будет разрушаться при этих условиях? Ответ мотивируйте расчетом ЭДС процесса коррозии и ΔG_{298}^0 образующегося гальванического элемента. Представьте схему коррозии и напишите уравнение анодного и катодного процессов.

259. При электролизе током силой 4 А в течение 40 мин выделилось на катоде 9,084 г металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в г/А·ч. (Ответ: 100,36 г.)

260. При рафинировании меди (электролиз раствора CuSO_4 с растворимым медным анодом) током силой 50 А в течение 4 ч выделяется 224 г меди. Определите выход по току. (Ответ: 93,8%.)

261. Сколько граммов меди выделится на катоде при пропускании через раствор CuSO_4 тока силой 8 А в течение 10 мин. Выход по току 90%. Напишите уравнения реакций, происходящих на электроде, если электролиз проводится с нерастворимым угольным анодом. (Ответ: 1,422 г.)

262. Анодное окисление сульфата хрома (III) протекает по уравнению $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + 3/2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$. Сколько ампер-часов электричества потребуется для получения таким путем 1 кг дихромовой кислоты при выходе по току 45%? (Ответ: 328,0 А·ч.)

263. Напишите схему процесса электролиза водного раствора сульфата меди и рассчитайте объем кислорода (н. у.), выделившегося на аноде, если на катоде за то же время выделилось 0,318 г меди. (Ответ: 0,056 л.)

264. При электролизе соли некоторого металла за 2 ч 24 мин 45 с при силе тока 8 А на катоде выделилось 6,48 г этого металла. Вычислите эквивалент этого металла. (Ответ: 9,01 г.)

265. Ток силой 10 А проходит через электролизер, в котором находится 0,5 л 4,5%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,05 \text{ кг/м}^3$). Через сколько часов концентрация NaOH в растворе достигнет 10%? Напишите полную схему электролиза раствора NaOH , если электролиз идет на платиновых электродах. (Ответ: 86,0 ч.)

266. Электролизер содержит раствор нитрата свинца (II), анод — свинцовый. Продолжительность электролиза 2 ч 40 мин 50 с, сила тока 5 А. Вычислите теоретическую убыль в весе свинцового анода. Напишите уравнения реакций, происходящих на электродах. (Ответ: 51,75 г.)

267. Какие процессы происходят на электродах при электролизе раствора хлорида никеля (II), если оба электрода сделаны из никеля? Как изменится масса анода после пропускания тока силой 3,2 А в течение 30 мин? (Ответ: 1,76 г.)

268. Для получения 1 м³ хлора при электролизе водного раствора хлорида магния было пропущено через раствор 2432 А·ч элект-

тричества. Вычислите выход по току. Приведите полную схему электролиза раствора MgCl_2 с применением графитовых электродов.

269. Какова нормальность раствора AgNO_3 , если для выделения всего серебра из 0,065 л этого раствора потребовалось пропустить ток силой 0,6 А в течение 20 мин? Электролиз раствора нитрата серебра идет на графитовых электродах. Приведите полную схему электролиза. (Ответ: 0,11 н.)

270. Через раствор сульфата магния пропускают ток силой 5,2 А в течение 18 мин. Какие вещества и в каком количестве выделяются на электродах? Приведите полную схему процесса электролиза. (Ответ: 0,65 л; 0,32 л.)

271. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании ионно-электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$.

272. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, подберите коэффициенты, составив ионно-электронный баланс: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$.

273. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Какое свойство проявляет нитрит калия в данной реакции? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, составив ионно-электронный баланс: $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

274. Закончите следующее уравнение окислительно-восстановительной реакции, подберите коэффициенты, составив ионно-электронный баланс: $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \dots$

275. Исходя из степени окисления хрома в молекуле дихромата натрия, определите, какими свойствами обладает данное соединение. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составив ионно-электронный баланс: $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

276. Составьте ионно-электронные уравнения и на основании их подберите коэффициенты в уравнениях следующих реакций: а) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{HI} + \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

277. Исходя из степени окисления серы в сульфиде железа и азота в азотной кислоте определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, составьте ионно-электронные уравнения и расставьте коэффициенты в следующей реакции: $\text{FeS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

278. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, подберите коэффициенты, составив ионно-электронный баланс. Какие свойства проявляет нитрит калия в данном процессе: $\text{Zn} + \text{KNO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{NH}_3$?

279. Составьте ионно-электронные уравнения и подберите коэффициенты для следующих окислительно-восстановительных ре-

акций: а) $\text{MnO}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$.

280. Исходя из степеней окисления серы, азота, определите, какими свойствами обладают вещества, участвующие в приведенных ниже окислительно-восстановительных реакциях. Составьте ионно-электронные уравнения, подберите коэффициенты: а) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S}^0 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S}^0 + \text{H}_2\text{O}$.

281. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты: а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$; б) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.

282. Составьте уравнения реакций диспропорционирования: а) $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{KBrO} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KBr}$.

283. Закончите уравнения реакций внутримолекулярного окисления-восстановления, подобрав коэффициенты у реагирующих веществ: а) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; б) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$.

284. Напишите уравнения взаимодействия, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, между веществами: а) сульфид калия и азотная кислота, при этом выделяется элементарная сера и оксид азота; б) иодид калия и пероксид водорода, при этом образуется молекулярный ион и едкое кали.

285. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте ионно-электронный баланс; определите эквивалент восстановителя: $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}^0 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$.

286. Определите окислительный эквивалент, написав окислительно-восстановительную реакцию $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$.

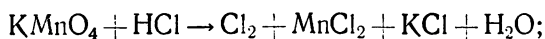
287. Сколько литров хлора (н. у.) можно получить из 200,0 г поваренной соли, если реакция идет по уравнению $\text{NaCl} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. (Ответ: 38,3 л.)

288. Какой объем 0,2 н. раствора KNO_2 необходим для восстановления 0,05 л 0,1 н. раствора KMnO_4 в кислой среде. Реакция идет по уравнению $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. (Ответ: 0,025 л.)

289. Сколько граммов сульфита натрия Na_2SO_3 потребуется для восстановления 0,05 л 0,1 н. раствора перманганата калия в присутствии серной кислоты? Реакция взаимодействия веществ протекает по уравнению $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. (Ответ: 0,315 л.)

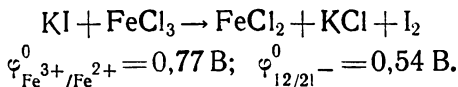
290. К подкисленному раствору иодида калия KI добавили 0,04 л 0,3 н. раствора нитрита калия KNO_2 . Вычислите массу выделившегося иода и объем NO (н. у.), если реакция протекает по уравнению $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. (Ответ: 1,52 г; 0,27 л.)

291. Напишите уравнение реакции, составив ионно-электронный баланс. Рассчитайте ЭДС, используя величины Red—Ox потенциалов:



$$\varphi_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}}^0 = 1,36 \text{ В}; \quad \varphi_{(\text{MnO}_4)^- + 8\text{H}^+/\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,52 \text{ В}.$$

292. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, на основании ионно-электронного баланса подберите коэффициенты, рассчитайте ЭДС и определите возможность протекания реакции, пользуясь величинами Red—Ox потенциалов:



293. В каком направлении будет протекать реакция



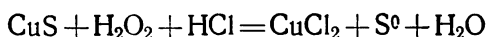
если $\varphi_{(\text{CrO}_4)^{2-} + 3\text{e}^- + \text{OH}^- / 2\text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}}^0 = -0,13 \text{ В};$

$$\varphi_{\text{Br}_2/2\text{Br}^-}^0 = 1,06 \text{ В.}$$

294. Возможна ли реакция между KClO_3 и MnO_2 в кислой среде, если

$$\varphi_{(\text{ClO}_3)^- / \text{Cl}_2}^0 = 1,47 \text{ В}; \quad \varphi_{(\text{MnO}_4)^- / \text{MnO}_2}^0 = 1,69 \text{ В?}$$

295. В каком направлении будет протекать реакция



если $\varphi_{2\text{H}^+ + \text{S}^0 / \text{H}_2\text{S}}^0 = 0,141 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}}^0 = 1,77 \text{ В?}$

296. Можно ли использовать перманганат калия KMnO_4 в качестве окислителя в следующих процессах при стандартных условиях, если

$$\varphi_{(\text{MnO}_4)^- + 5\text{e}^- + 8\text{H}^+ / \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,51 \text{ В};$$

а) $\text{H}_2\text{S} - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{S}^0; \varphi^0 = 0,141 \text{ В};$

б) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_3^- + 3\text{H}^+; \varphi^0 = 0,94 \text{ В};$

в) $2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+; \varphi^0 = 1,77 \text{ В.}$

297. Можно ли при стандартных условиях окислить в щелочной среде

Fe^{2+} в Fe^{3+} с помощью хромата калия K_2CrO_4 ?

$$\varphi_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 = 0,771 \text{ В}; \quad \varphi_{(\text{CrO}_4)^{2-} / (\text{CrO}_4)^{2-}}^0 = -0,21 \text{ В.}$$

298. Будет ли при стандартных условиях протекать следующая реакция: $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{S}^0 + \text{H}_2\text{O}$, если величины энергии Гиббса для реагирующих веществ следующие:

$$\Delta G_{298\text{H}_2\text{S}(\text{aq})}^0 = -27,36 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G_{298\text{H}_2\text{SO}_3(\text{aq})}^0 =$$

$$= -538,41 \text{ кДж/моль}; \quad \Delta G_{298\text{H}_2\text{O}(\text{ж})}^0 = -237,5 \text{ кДж/моль.}$$

299. Можно ли при стандартных условиях окислить хлористый водород до хлора Cl_2 с помощью серной кислоты, если

$$\Delta G_{298\text{HCl (г)}}^0 = -95,27 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{298\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)}}^0 = -742,00 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298\text{H}_2\text{S (г)}}^0 = -33,02 \text{ кДж/моль}; \Delta G_{298\text{H}_2\text{O (ж)}}^0 = -237,50 \text{ кДж/моль?}$$

300. Какой из окислителей KMnO_4 , PbO_2 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ лучше всего использовать для получения хлора из HCl ? Стандартные Red—Ox потенциалы равны:

$$\varphi_{(\text{MnO}_4)^-/\text{Mn}^{2+}}^0 + 8\text{H}^+ = 1,51 \text{ В}; \varphi_{(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}/2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}}^0 = 1,33 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{PbO}_2/\text{Pb}}^0 = 1,456 \text{ В}; \varphi_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-}^0 = 1,36 \text{ В}.$$

301. Составьте уравнения реакций: а) получения гидрида калия; б) взаимодействия гидрида калия с водой. Какой газ и в каком объеме получится при взаимодействии 5,3 г гидрида калия с водой? (Ответ: 2,97 л.)

302. Пропуская водяной пар над раскаленным углем, получают водяной газ. Сколько водяного газа (н. у.) можно получить из 2,5 кг угля, содержащего 30% примесей? (Ответ: 6,53 л.)

303. Какой объем водорода, измеренный при $t=22^\circ\text{C}$ и $p=1,03 \cdot 10^5 \text{ Па}$, необходимо затратить для получения 3,55 г молибдена из молибденового ангидрида MoO_3 ? (Ответ: 2,63 л.)

304. Составьте уравнения реакций взаимодействия пероксида водорода: а) с дихроматом калия в кислой среде; б) с хромитом натрия в щелочной среде.

305. К подкисленному водному раствору иодида калия добавили 50 г водного раствора пероксида водорода. В результате реакции выделилось 20 г иода. Каково процентное содержание пероксида водорода в растворе? (Ответ: 5,34%.)

306. Колба емкостью 0,75 л, наполненная кислородом, при 15°C имеет массу 115,0 г. Масса пустой колбы 111,5 г. Определите давление газа в колбе. (Ответ: 349204 Па.)

307. Какими химическими свойствами обладает озон? Закончите уравнения: $\text{Ag} + \text{O}_3 \rightarrow$; $\text{Na}_2\text{S} + \text{O}_3 \rightarrow$; $\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

308. Как можно получить озон из кислорода? Сколько процентов озона (по объему) содержалось в озонированном кислороде, если после разложения озона объем озонированного кислорода увеличился на 5%? (Ответ: 10%.)

309. Какова масса 2%-ного раствора NaOH , необходимого для получения 63,3 л дифторида кислорода? (Ответ: 11,3 кг.)

310. Сколько литров кислорода можно получить из 0,75 кг пероксида натрия при действии на него диоксида углерода? (Ответ: 107,7 л.)

311. Закончите реакции диспропорционирования: а) $\text{XeF}_2 \rightarrow \text{Xe} + \text{F} \dots$; б) $\text{XeF}_6 \rightarrow \text{Xe} + \dots$; в) $\text{XeF}_6 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Xe} + \text{BaXeO}_4 + \dots$

312. Составьте уравнение реакций, которые надо провести, чтобы осуществить превращения: $\text{XeF}_2 \rightarrow \text{XeF}_4 \rightarrow \text{XeF}_6 \rightarrow \text{XeOF}_4 \rightarrow \text{XeO}_3 \rightarrow \text{Na}_4\text{XeO}_6$.

313. Сколько иода выделится при взаимодействии 0,05 кг триоксида ксенона XeO_3 с иодидом калия в кислой среде? Рассчитайте эквивалентную массу окислителя в данной реакции. (Ответ: 0,212 кг; 29,9.)

314. Закончите уравнения гидролиза соединений ксенона: $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{XeOF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{XeF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{Xe} + \text{O}_2 + \dots$

315. При обработке 0,01 кг платины смесью XeF_4 и HF образуется комплексная гексафторплатиновая кислота. Сколько кислоты образуется и какой объем ксенона при этом выделится? (Ответ: 0,016 кг; 1,15 л.)

316. Закончите химические реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$; $\text{CaOCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$. К каждой из реакций составьте электронно-ионную схему и рассчитайте ЭДС.

317. Сколько граммов белильной извести $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ может быть получено, если через раствор, содержащий 1,7 г гашеной извести, пропустить 5,6 л хлора? (Ответ: 1,64 г.)

318. Тепловой эффект реакции $2\text{NaCl}(\text{к}) + \text{F}_2(\text{г}) = 2\text{NaF}(\text{к}) + \text{Cl}_2(\text{г})$ равен $-316,29$ кДж. Рассчитайте $\Delta H_{298}^\circ \text{NaF}$. (Ответ: $-569,04$ кДж/моль.)

319. Составьте уравнения реакций, которые надо провести, чтобы осуществить превращения: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl}$.

320. Какие продукты и в каком количестве образуются при разложении 1,23 г бертолетовой соли по двум возможным вариантам (в присутствии катализатора и без катализатора)? (Ответ: 0,74 г; 0,34 л; 2,08 г; 0,34 л.)

321. Какова процентная концентрация раствора NaOCl_3 , если 0,15 кг раствора NaOCl_3 , реагируя с избытком иодида калия в сернокислом растворе, образует 0,013 кг иода? (Ответ: 1,65%.)

322. Сколько литров фтора надо пропустить через раствор NaBrO_3 в щелочной среде, чтобы получить 0,05 кг NaBrO_4 ? Вычислите эквивалентную массу восстановителя в этой реакции. (Ответ: 3,71 л; 75,5.)

323. С помощью каких химических реакций можно осуществить превращения: $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{K}[\text{I}_3]$?

324. Сколько хлора можно получить при электролизе 0,250 л 0,5 н. водного раствора NaCl ? Какие еще продукты и в каком количестве получают при электролизе? (Ответ: 1,4 л; 5,0 г.)

325. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием галогенов и их соединений: $\text{KCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; $\text{KClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

326. Какой объем воздуха потребуется для окисления 0,185 кг FeS_2 ? Сколько литров диоксида серы при этом образуется? (Ответ: 455,0 л; 69,0 л.)

327. Какой объем хлора (измеренный при $t = 27^\circ \text{C}$ и $1,030 \times 10^5$ Па) необходимо пропустить через 0,35 л и 0,2 н. раствора

тиосульфата натрия до окисления его в серную кислоту? (Ответ: 0,84 л.)

328. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \dots$; $\text{Al} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \dots$; $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; $\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{HCl} + \dots$

329. Какой объем диоксида серы (н. у.) необходимо для полного восстановления $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, содержащегося в 0,75 л 4%-ного раствора ($\rho = 1026 \text{ кг/м}^3$), до CrCl_3 в солянокислом растворе? Рассчитайте эквивалентные массы окислителя и восстановителя. (Ответ: 7,03 л; 49,0; 32,0.)

330. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$.

331. Какой объем 20%-ного раствора HCl ($\rho = 1098 \text{ кг/м}^3$) необходим для восстановления 23 г селеновой кислоты до селенистой кислоты? Какой объем хлора при этом выделится? (Ответ: 0,053 л; 3,55 л.)

332. Теллур прокипятили в 0,25 л 12%-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1100 \text{ кг/м}^3$). Сколько теллурита и теллурида калия при этом получится, если в щелочи растворили 32 г теллура? (Ответ: 21,2 г; 17,2 г.)

333. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием элементов VI А подгруппы: $\text{BaS}_2\text{O}_8 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{O}_2 + \dots$; $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \dots$; $\text{Te} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_3 + \dots$; $\text{Po} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Po}(\text{NO}_3)_4 + \dots$

334. Какой объем тетрафторида серы (н. у.) подвергся гидролизу, если для окисления полученной сернистой кислоты потребовалось 0,1 л 0,2 н. раствора HIO_3 ? (Ответ: 0,224 л.)

335. С помощью каких химических реакций можно осуществить превращения: $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4$?

336. Какой объем азота может быть получен при термическом разложении 1 кг нитрита аммония, если потери составляют 12%? (Ответ: 308,0 л.)

337. Каким тепловым эффектом сопровождается окисление аммиака по уравнению $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$? Для решения задачи воспользуйтесь данными табл. 1 приложения. (Ответ: 904, 8 кДж.)

338. Сколько литров 67% HNO_3 ($\rho = 1400 \text{ кг/м}^3$) может быть получено из 325 л NH_3 (н. у.), если при производстве теряется 15% оксида азота (II)? (Ответ: 0,83 л.)

339. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Bi}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Bi} \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{BiCl}_3 \rightarrow \text{KBiO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{S}_3$.

340. Как получают «двойной» суперфосфат? Сколько «двойного» суперфосфата можно получить из 5 кг фосфата кальция, содержащего 13% примесей? (Ответ: 9,85 кг.)

341. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием элементов V А подгруппы: $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$;

$\text{AsH}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$; $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{SbO}_4 + \dots$;
 $\text{KBiO}_3 + \text{MnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \dots$

342. Напишите реакцию взаимодействия между оксидом мышьяка (III) и цинком в солянокислой среде. Сколько As_2O_3 участвовало в реакции, если при этом получилось 14,5 л арсина, измеренного при 15°C и 10^5 Па ? (Ответ: 59,7 г.)

343. Какой объем 6%-ного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho = 1040\text{ кг/м}^3$) требуется для окисления в сернокислом растворе KNO_2 , содержащегося в 0,15 л 0,5 М раствора? (Ответ: 0,118 л.)

344. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{P}_4 + \dots$; $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} \rightarrow \dots$;
 $\text{As} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \dots$; $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$

345. Сколько граммов Bi получится при действии на $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ 0,250 л 0,3 н. раствора $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$ в щелочной среде? (Ответ: 5,23 г.)

346. В каком объемном соотношении надо смешать 60%-ную азотную кислоту ($\rho = 1367\text{ кг/м}^3$) и 30%-ную плавиковую кислоту ($\rho = 1102\text{ кг/м}^3$), чтобы 45 г кремния полностью перевести в гексафторокремневую кислоту? (Ответ: 1 : 1,5.)

347. Какой объем метана выделится при разложении водой 120 г метанида алюминия? Сколько гидроксида алюминия при этом получится? (Ответ: 56,0 л; 0,26 кг.)

348. Процесс получения карбамида протекает при 130°C и давлении 9806650 Па. Какой объем при этих условиях будут занимать CO_2 и NH_3 , необходимые для получения 500 кг $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$? (Ответ: $2,85\text{ м}^3$; $5,70\text{ м}^3$.)

349. Какой объем тетрахлорида кремния можно получить при нагревании 150 г диоксида кремния в смеси с углеродом в атмосфере хлора? Сколько CO при этом выделится? (Ответ: 56,0 л; 112,0 л.)

350. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $\text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$.

351. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{Ge} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$; $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] + \text{NaOH} \rightarrow \dots$;
 $\text{PbO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$; $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2 \rightarrow \dots$

352. Образуется ли осадок PbSO_4 , если к 0,2 л 0,1 н. раствора H_2SO_4 прибавить 0,3 л 0,3 н. раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pr}_{\text{PbSO}_4} = 1,8 \cdot 10^{-8}$? (Ответ: образуется.)

353. На восстановление 0,25 л 10%-ного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ($\rho = 1070\text{ кг/м}^3$) в солянокислом растворе потребовалось 0,15 л раствора SnCl_2 . Вычислите нормальность раствора SnCl_2 . (Ответ: 3,64 н.)

354. С помощью каких химических реакций можно осуществить превращения: $\text{PbS} \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$?

355. Какой объем 30%-ного раствора NaOH ($\rho = 1328\text{ кг/м}^3$) необходимо добавить к 0,5 л 0,2 н. раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, чтобы его полностью перевести в тетрагидроксоп्लомбит? (Ответ: 0,02 л.)

356. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: $B \rightarrow B_2O_3 \rightarrow BCl_3 \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow NaBO_2 \cdot Cr(BO_2)_3$.

357. Сколько теплоты выделится при сгорании 3 кг термита ($75\% Al + 25 Fe_3O_4$) по реакции $8Al + 3Fe_3O_4 = 9Fe + 4Al_2O_3$? $\Delta H_{Fe_3O_4}^0 = -1117,51$ кДж/моль. (Ответ: 3487,0 кДж.)

358. Какой объем 30%-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1287$ кг/м³) необходим для перевода всего алюминия из 0,25 л 20%-ного раствора сульфата алюминия ($\rho = 1226$ кг/м³): 1) в гидроксид алюминия; 2) в тетрагидроксоалюминат калия? (Ответ: 0,156 л; 0,208 л.)

359. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $AuCl_3 + B + H_2O \rightarrow Au + H_3BO_3 + \dots$; $B_2H_6 + KClO_3 \rightarrow H_3BO_3 + \dots$; $Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow \dots$; $TiCl_3 + H_2S \rightarrow \dots$

360. Сколько криолита Na_3AlF_6 можно получить из 1,5 кг $Al(OH)_3$ и 2,5 л 50%-ного раствора HF ($\rho = 1155$ кг/м³)? Сколько соды при этом необходимо добавить? (Ответ: 2,53 кг; 1,91 кг.)

361. Составьте уравнение реакции окисления сульфата $Tl(I)$ перманганатом калия в сернокислой среде. Какой объем 6%-ного раствора $KMnO_4$ ($\rho = 1041$ кг/м³) необходим для окисления 58 г Tl_2SO_4 ? (Ответ: 0,232 л.)

362. Сколько теплоты выделится при сгорании 28 л B_2H_6 ? Сколько литров этана (как топлива) можно заменить этим объемом диборана, если теплота сгорания этана равна $-1560,0$ кДж/моль? (Ответ: 2691,0 кДж; 38,64 л.)

363. С помощью каких химических реакций можно осуществить превращения: $Ga \rightarrow Ga_2O_3 \rightarrow GaCl_3 \rightarrow Li[GaH_4] \rightarrow Ga(OH)_3 \rightarrow K_3[Ga(OH)_6]$?

364. Сколько галлия можно растворить в 0,5 л 40%-ного раствора $NaOH$ ($\rho = 1430$ кг/м³)? Какой объем водорода при этом выделяется? (Ответ: 167,0 г; 80,0 л.)

365. Сколько алюминия можно получить при электролизе расплава Al_2O_3 , если в течение 2,5 ч пропускать ток силой 20000 А при выходе по току 85%? (Ответ: 14,3 кг.)

366. Технический бикарбонат содержит 82,5% $NaHCO_3$. Сколько карбоната натрия можно получить при прокаливании 0,5 кг этого бикарбоната? (Ответ: 0,26 кг.)

367. Какой объем диоксида углерода и аммиака (н. у.) требуется для приготовления 50 кг бикарбоната натрия по аммиачному способу? (Ответ: 13,3 м³.)

368. Напишите уравнения реакций, в результате которых можно осуществить превращения: $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CH_3COONa$.

369. На нейтрализацию 1,125 г двухосновной кислоты израсходовалось 1,4 г гидроксида калия. Вычислите эквивалент кислоты. (Ответ: 45,0.)

370. Составьте уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с диоксидом углерода. Какой объем кислорода выделится, если в реакции участвует 0,25 кг Na_2O_2 ? (Ответ: 35,9 л.)

371. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; $\text{LiH} + \text{Cl}_2 \rightarrow$; $\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; $\text{KO}_2 + \text{CO} \rightarrow$.

372. Какой объем водорода выделится при гидролизе 0,12 кг гидроксида лития? Сколько гидроксида лития при этом образуется? (Ответ: 336,0 л; 0,36 кг.)

373. Какие продукты получаются при электролизе расплава гидроксида калия? Какой силы ток надо пропускать в течение 3 ч через расплав, чтобы при выходе по току 40% получить 0,1 кг металлического калия? (Ответ: 57,2 А.)

374. Озонид калия KO_3 получается при действии озона на твердый гидроксид калия. Какой объем озона необходим для получения 0,09 кг KO_3 ? Какой объем кислорода при этом выделяется? (Ответ: 23,2 л; 5,8 л.)

375. Сколько пероксида натрия можно получить, нагревая 15 г металлического натрия в смеси нитрата и гидроксида натрия? Сколько NaNO_3 и NaOH необходимо для реакции? (Ответ: 76,3 г; 27,7 г; 39,1 г.)

376. Водные растворы BeCl_2 , CaCl_2 вступают в реакцию с содой Na_2CO_3 . Напишите уравнения реакций в молекулярном и молекулярно-ионном виде, объясните различный характер образовавшихся в результате реакций соединений.

377. Напишите уравнения реакций $\text{BeCl}_2 + \text{NaF}_{(\text{тв})} \rightarrow$, учитывая склонность Be^{2+} к комплексообразованию.

378. Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнение реакции взаимодействия гидроксида бериллия с гидроксидом натрия. Какие соли называются бериллатами? а) $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; б) $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$.

379. Жесткость данного образца воды обуславливается только содержанием сульфата магния. При обработке 0,15 л воды карбонатом натрия в осадок выпало 37,8 мг MgCO_3 . Чему равна постоянная жесткость воды? (Ответ: 6 мг-экв/л.)

380. Определите процентное содержание примесей в образце карбида кальция CaC_2 , если при полном разложении образца водой из 1,8 кг технического карбида кальция образовалось 560,0 л ацетилена (н. у.).

381. Чему равно произведение растворимости оксалата кальция CaC_2O_4 , если растворимость этой соли при $t = 18^\circ\text{C}$ равна $5,1 \times 10^{-5}$ моль/л? (Ответ: $2,6 \cdot 10^{-9}$.)

382. Произведение растворимости SrSO_4 равно $2,8 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок этой соли, если смешать равные объемы 0,004 н. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ и 0,006 н. K_2SO_4 .

383. На титрование 0,1 л пробы воды пошло 0,0068 л 0,1 н. раствора HCl . Определите, чему равна гидрокарбонатная жесткость воды? (Ответ: 6,8 мг-экв/л.)

384. Вычислите ΔG^0_{298} , ΔS^0_{298} и ΔH^0_{298} реакций разложения: а) $\text{BeCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{BeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; б) $\text{MgCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{MgO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$; в) $\text{CaCO}_3(\text{к}) \rightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г})$.

385. Чему равна сила тока, если при электролизе водного раствора хлорида магния в течение 1 ч выделилось 16,8 л водорода (н. у.)? Определите объем газа, выделившегося на аноде.

386. При пропускании диоксида углерода через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ выпадает белый осадок, который при избытке CO_2 растворяется. Составьте уравнения происходящих реакций и рассчитайте объем CO_2 (н. у.), необходимый для растворения 0,5 г полученного осадка.

✓387. При реакции 21,04 г технического гидрида кальция с водой выделилось 9,3 л водорода (н. у.). Определить процентное содержание CaH_2 в образце.

388. Образуется ли осадок хромата стронция, если смешать равные объемы 0,02 н. SrCl_2 и 0,01 М K_2CrO_4 , $\text{Pr}_{\text{SrCrO}_4} = 3,6 \cdot 10^{-5}$?

389. При взаимодействии растворов хлорида бария и дихромата калия образуется осадок хромата бария BaCrO_4 . Написать уравнения соответствующих реакций и объяснить, почему в осадок выпадает хромат бария, а не дихромат:

390. Вычислите процентное содержание фосфорного ангидрида в двойном суперфосфате, состав которого выражается формулой $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

391. Сколько граммов скандия растворилось в 0,08 л разбавленной HNO_3 ($\rho = 1,05 \text{ кг/м}^3$), если азотная кислота восстанавливается до нитрата аммония.

392. Напишите ядерные реакции: а) $^{45}_{21}\text{Sc} (\alpha, n) \rightarrow$;

б) $^{48}_{22}\text{Ti} (p, n) \rightarrow$; в) $^{50}_{23}\text{V} (p, \gamma) \rightarrow$

393. Напишите в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакции гидролиза: а) $\text{TiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$; б) $\text{ScCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$; в) $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$.

394. Мелкораздробленный цирконий растворяется в плавиковой кислоте; реакция идет по уравнению $\text{Zr} + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2[\text{ZrF}_6] + \text{H}_2$. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, назовите комплексное соединение, определите, сколько циркония растворилось, если при этом выделилось 5,6 л водорода (н. у.).

395. Напишите уравнения реакций растворения титана в концентрированной азотной кислоте, рассчитайте, сколько граммов титана вступило в реакцию, если выделилось 3,6 л NO_2 .

396. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) $\text{TiCl}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}_{(\text{разб})} \rightarrow$; б) $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$. Какими свойствами обладают соединения $\text{Ti}(\text{OH})_3$?

397. Фторид ванадия (III) взаимодействует с фторидом калия, образуя комплексное соединение. Написать уравнение реакции, дать название комплексного соединения.

398. Оксид ванадия (V) получают термическим разложением ванадата аммония, реакция идет по уравнению $\text{NH}_4\text{VO}_3 \rightarrow \text{V}_2\text{O}_5 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Определите, сколько оксида образовалось, если при реакции выделилось 16,8 л аммиака.

399. Сколько хлороксида ванадия VOCl_2 может быть получено при обработке соляной кислотой 0,25 кг руды, содержащей 90% V_2O_5 ? $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{VOCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. (Ответ: 0,323 кг.)

400. Напишите уравнения реакции диспропорционирования:
а) $\text{TiCl}_3(\text{r}) \rightarrow \text{TiCl}_2(\text{r}) + \text{TiCl}_4(\text{r})$; б) $\text{TiCl}_2(\text{r}) \rightarrow \text{Ti}(\text{т}) + \text{TiCl}_4(\text{л})$.

401. Какое количество сульфата титана (III) содержится в 1 л раствора, если при титровании 0,03 л этого раствора потребовалось 0,045 л 0,15 н. раствора KMnO_4 ?

402. Вычислите, сколько дихромата калия потребуется для приготовления 0,15 л 0,2 н. раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (по отношению к реакциям окисления в кислой среде).

403. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, составив ионно-электронный баланс: а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$; б) $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

404. На восстановление 0,05 л 0,2 н. раствора дихромата калия в присутствии разбавленной соляной кислоты затрачено 0,20 л раствора хлорида олова (II). Вычислите нормальность и титр раствора SnCl_2 . (Ответ: 0,05 н.; 0,00474 г/мл.)

405. Определите, сколько граммов диоксида свинца вступает в реакцию с 0,15 л 0,2 н. раствора хромита калия в щелочной среде? (Ответ: 3,59 г.)

406. Сколько граммов иода выделится при взаимодействии раствора иодида калия с 0,125 л 0,1 н. раствора дихромата калия в кислой среде? (Ответ: 1,59 г.)

407. Напишите реакции, протекающие при следующих превращениях: а) $\text{CrCl}_3 + \text{KOH}_{(\text{изб})} \rightarrow$; б) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$. Объясните изменение зеленой окраски раствора на желтую.

408. Напишите уравнения реакций окисления арсенита натрия перманганатом калия в щелочной среде, определите объем 0,1 н. раствора KMnO_4 , необходимый для окисления 5,0 г Na_3AsO_3 .

409. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) $\text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$; в) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

410. Составьте уравнения реакций, протекающих при следующих превращениях: $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{KMnO}_4$.

411. Сколько молекул кристаллизационной воды входит в состав пиролюзита $\text{MnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, содержащего 44,5% марганца.

412. Напишите окислительно-восстановительные реакции. Какие свойства проявляет диоксид марганца в реакциях: а) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$; б) $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

413. Напишите формулы соли Мора и железозамещенных квасцов. Определите процентное содержание железа в каждой из солей. (Ответ: 14,26% и 11,59%.)

414. При взаимодействии раствора соды на раствор хлорида железа (III) в осадок выпадает гидроксид железа (III). Объясните это явление и напишите соответствующие уравнения реакций.

415. Напишите уравнения ядерных реакций: а) ${}^{54}_{26}\text{Fe} (\alpha, 2n) \rightarrow$; б) ${}^{55}_{25}\text{Mn} (\alpha, n) \rightarrow$; в) ${}^{59}_{28}\text{Ni} (d, 2n) \rightarrow$.

416. Сколько чистого хрома можно получить из 5,0 т хромистого железняка $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, содержащего 15% примесей. (Ответ: 197,28 кг.)

417. Сколько граммов иода выделится при взаимодействии раствора иодистого калия с 0,025 л 0,1 н. раствора дихромата калия в кислой среде? (Ответ: 3,18 г.)

418. Составьте уравнения реакций, протекающих при осуществлении превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{F}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$. К окислительно-восстановительным реакциям напишите ионно-электронный баланс.

419. Напишите уравнения реакций, дайте характеристику свойств гидроксидов, укажите цвет соединений: а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$; б) $\text{Co}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$; в) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

420. Составьте уравнения реакций, протекающих в превращениях: $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CoCl}_2$.

421. Составьте уравнения реакций получения феррата калия при взаимодействии хлорида железа (III) с бромом в щелочной среде.

422. Какая из приведенных солей в большей степени подвергается гидролизу: FeCl_2 , FeCl_3 , NaFeO_4 ? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

423. Составьте уравнения реакций, происходящих в превращениях: $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$. Для окислительно-восстановительных реакций составьте ионно-электронный баланс.

424. Напишите уравнения реакции растворения платины в «царской водке» (3 объема $\text{HCl}_{\text{конц}}$ + 1 объем $\text{HNO}_3_{\text{конц}}$). Составьте ионно-электронный баланс этой реакции.

425. Образуется ли осадок сульфида кобальта, если в реакцию вступают равные объемы 0,006 н. CoCl_2 и 0,004 н. K_2S , а произведение растворимости $\text{Pr}_{\text{CoS}} = 4 \cdot 10^{-21}$. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

426. Почему сульфиды никеля и кобальта нерастворимы в разбавленной соляной кислоте, но растворяются при нагревании в азотной? Напишите уравнения происходящих реакций.

427. В отличие от платины палладий растворяется в азотной и горячей концентрированной серной кислотах. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, учитывая наиболее характерную степень окисления палладия.

428. Напишите уравнения реакций: а) $\text{Ir} + \text{Cl}_2 + \text{KCl} \rightarrow$; б) $\text{Ir}(\text{OH})_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$, помня, что иридий образует устойчивые соединения, где проявляет степень окисления +4.

429. Напишите уравнения реакции получения рутената калия K_2RuO_4 окислением рутения нитратом калия в щелочной среде. Составьте ионно-электронный баланс, помня, что в результате реакции выделяется азот.

430. Латунь — сплав меди и цинка. Кусок латуни весом 0,8 г растворили в азотной кислоте. При электролизе этого раствора на

катоде выделилось 0,496 г меди. Напишите уравнения реакций и определите марку латуни (т. е. процентное содержание меди).

431. Томпак — сплав 90% Cu и 10% Zn — растворили в разбавленной азотной кислоте. Затем раствор нейтрализовали аммиаком и добавили избыток NaOH. В виде каких соединений находятся медь и цинк в полученной гетерогенной системе? Напишите уравнения соответствующих реакций.

432. Составьте уравнения реакций, протекающих по схеме $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$. Укажите возможность разрушения комплексного соединения.

433. При добавлении к раствору нитрата серебра AgNO_3 разбавленного раствора NaOH образуется бурый осадок Ag_2O , растворяющийся в избытке аммиака. Написать уравнения реакций.

434. Вычислите концентрацию иона Ag^+ в насыщенных растворах Ag_2CrO_4 ($\text{Pr} = 1,1 \cdot 10^{-12}$) и AgI ($\text{Pr} = 8,3 \cdot 10^{-17}$). Определите, будет ли происходить растворение осадков, если $\text{Pr}_{\text{Ag}_2\text{S}} = 6,3 \cdot 10^{-50}$
а) $\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow$; б) $\text{AgI} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$.

435. Напишите уравнения реакций: а) $\text{Zn} + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$; б) $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$; в) $\text{HgCl}_2 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$.

436. 80 г амальгамы натрия, содержащей 25% натрия, обрабатывали 1,0 л воды. Определите процентную концентрацию полученной щелочи. (Ответ: 3,48%.)

437. Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих по схеме $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Na}[\text{Zn}(\text{OH})_3] \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$.

438. Напишите уравнения реакций, помня, что в этих процессах образуются свободные металлы: а) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; б) $\text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$; в) $\text{AgNO}_3 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCON} \rightarrow$.
(формальдегид)

439. Напишите окислительно-восстановительные реакции: 1) $\text{Cu} + \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow$; 2) $\text{CuCl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$; 3) $\text{AuCl} \rightarrow$; 4) $\text{CuS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S}^0 + \text{SO}_2 + \dots$

440. При обезвоживании кристаллогидрата хлорида меди (II) из 2,046 г кристаллогидрата получено 1,614 г безводной соли. Определите состав кристаллогидрата. (Ответ: $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.)

441. Сколько электричества (в ампер-часах) необходимо для электрохимической очистки (рафинирования) 1 т черновой меди, если выход по току равен 98,5%? (Ответ: 860 600 А·ч.)

442. Атомная масса меди 63,546 а. е. м. Природная смесь состоит из двух изотопов $^{63}_{29}\text{Cu}$ и $^{65}_{29}\text{Cu}$. Определите процентное содержание каждого изотопа (весовые %).

443. Напишите ядерные реакции получения изотопов лантаноидов: а) $^{131}_{55}\text{Cs} (\alpha, 2n) \rightarrow$; б) $^{136}_{56}\text{Ba} (\alpha, n) \rightarrow$; в) $^{142}_{59}\text{Pr} (d, p) \rightarrow$.

444. Определите атомную массу европия, если природная смесь содержит 47,77% $^{151}_{63}\text{Eu}$ и 52,23% $^{153}_{63}\text{Eu}$.

445. Определите радиоактивную постоянную и среднюю продолжительность жизни гадолиния $^{161}_{64}\text{Gd}$, если период полураспада $T_{1/2}$ равен 3,63 мин. (Ответ: $3,18 \cdot 10^{-3}$ с; $3,14 \cdot 10^{-4}$ с.)

446. Оксид лантана (III) получается разложением нитрата при нагревании. Реакция разложения идет по схеме $\text{La}(\text{NO}_3)_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{La}_2\text{O}_3 + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$. Какое количество нитрата лантана разложилось и сколько образовалось оксида лантана, если образовалось 5,6 л диоксида азота (н. у.)?

447. Какой объем при н. у. занимает водород, выделившийся при разложении 70,96 г гидроксида лантана? Напишите уравнения реакции.

448. Восстановление нитрата церия (III) перманганатом калия легче всего протекает в щелочной среде. Реакция идет по схеме $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{CeO}_2 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. Какое количество диоксида церия образовалось, если в реакцию вступило 0,05 л 0,1 н. раствора KMnO_4 ?

449. Реакция взаимодействия гидроксида церия (IV) с соляной кислотой идет по схеме $\text{Ce}(\text{OH})_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CeCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Определите, сколько гидроксида церия вступило в реакцию, если при этом выделилось 0,3584 л хлора (н. у.), а потери хлора составили 10%.

450. Треххлористый уран разлагает воду, процесс разложения идет по реакции $\text{UCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{U}(\text{OH})_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2 + \text{HCl}$. Сколько хлорида урана (III) вступило в реакцию, если на титрование получившейся соляной кислоты пошло 0,02 л 0,2 н. NaOH ?

ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Варианты контрольной работы 1

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
1	1	12	23	34	55	71	90	110	111	132
2	2	13	24	35	56	72	89	109	112	134
3	3	14	25	36	57	73	88	108	113	136
4	4	15	26	37	58	74	87	107	114	138
5	5	16	27	38	59	75	86	106	115	140
6	6	17	28	39	60	76	85	105	116	142
7	7	18	29	40	61	77	84	104	117	144
8	8	19	30	41	62	78	83	103	118	146
9	9	20	21	42	63	79	82	102	119	148
10	10	11	22	43	64	80	81	101	120	150
11	2	13	30	44	65	71	82	100	121	149
12	4	15	28	45	66	73	84	99	122	147
13	6	17	26	46	67	75	86	98	123	145
14	8	19	24	47	68	77	88	97	124	143
15	10	12	22	48	69	79	90	96	125	141
16	1	14	21	49	70	72	81	95	126	139
17	3	16	23	50	51	74	83	94	127	137
18	5	18	25	31	52	76	85	93	128	135
19	7	20	27	32	53	78	87	92	129	133
20	9	11	29	33	54	80	89	91	130	131
21	10	12	21	31	70	79	90	110	129	150
22	8	14	30	33	51	78	81	108	127	149
23	6	16	22	35	69	77	89	106	125	148
24	4	18	29	37	52	76	82	104	123	147

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
25	2	20	23	39	68	75	88	102	121	146
26	9	11	28	41	53	74	83	100	119	145
27	7	13	24	43	67	73	87	98	117	144
28	5	15	27	45	54	72	84	96	115	143
29	3	17	25	47	66	71	86	94	113	142
30	1	19	26	49	55	80	85	92	111	141
31	10	13	30	32	65	71	89	109	130	140
32	9	14	29	34	56	80	87	107	128	139
33	8	15	28	36	64	72	85	105	126	137
34	7	16	27	38	57	79	83	103	124	135
35	6	17	26	40	63	73	81	101	122	133
36	5	18	25	42	58	78	90	99	120	131
37	4	19	24	44	62	74	88	97	118	138
38	3	20	23	46	59	77	86	95	116	136
39	2	11	22	48	61	75	84	93	114	134
40	1	12	21	50	60	76	82	91	112	132
41	9	14	22	31	70	80	81	92	111	131
42	7	15	24	50	68	71	90	94	112	150
43	5	16	26	32	66	79	82	96	113	132
44	3	17	28	49	64	72	89	98	114	149
45	1	18	30	33	62	78	83	100	115	133
46	2	19	21	48	60	73	88	102	116	148
47	4	20	23	34	58	77	84	104	117	134
48	6	11	25	47	56	74	87	106	118	147
49	8	12	27	35	54	76	85	108	119	135
50	10	13	29	46	52	75	86	110	120	146
51	1	20	23	36	69	71	81	91	121	136
52	3	19	24	45	67	73	83	93	122	145
53	5	18	25	37	65	75	85	95	123	137
54	7	17	26	44	63	77	87	97	124	144
55	9	16	27	38	61	79	89	99	125	138
56	2	15	8	43	59	72	83	101	126	143
57	4	14	29	39	57	74	84	103	127	139
58	6	13	30	42	55	76	86	105	128	141
59	8	12	21	40	53	78	88	107	129	140
60	10	11	22	41	51	80	90	109	130	142
61	1	13	30	50	52	78	81	91	112	149
62	2	15	21	49	54	76	82	93	114	147
63	3	17	29	48	56	74	83	95	116	145
64	4	19	22	47	58	72	84	97	118	143
65	5	11	28	46	60	80	85	99	120	141
66	6	12	23	45	62	79	86	101	122	139
67	7	14	27	44	64	77	87	103	124	137
68	8	16	24	43	66	75	88	105	126	137
69	9	18	26	42	68	73	89	107	128	133
70	10	20	25	41	70	71	90	109	130	131
71	2	13	22	40	51	72	81	92	113	150
72	4	15	24	39	53	74	83	94	113	148
73	6	17	26	38	55	76	85	96	115	146
74	8	19	28	37	57	78	87	98	117	144
75	10	12	30	36	59	80	89	100	119	142
76	9	14	21	35	61	79	90	102	121	140
77	7	16	23	34	63	77	88	104	123	138
78	5	18	25	33	65	75	85	106	125	136

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
79	3	11	27	32	67	73	84	108	127	134
80	1	20	29	31	69	71	82	110	129	132
81	10	12	30	32	70	80	89	109	111	150
82	8	19	28	34	51	79	87	107	112	149
83	6	13	26	36	69	78	85	105	113	148
84	4	18	24	38	52	77	83	103	114	147
85	2	14	22	40	68	76	81	101	115	146
86	1	17	29	42	53	75	82	99	116	145
87	3	15	27	44	67	74	84	97	117	144
88	5	16	25	46	54	73	86	95	118	143
89	7	20	23	48	66	72	88	93	119	142
90	9	11	21	50	55	71	90	91	120	141
91	1	19	25	31	65	80	81	110	121	140
92	2	17	26	33	56	71	90	108	122	139
93	3	15	27	35	64	79	82	106	123	138
94	4	13	28	37	57	72	89	104	124	137
95	5	11	29	39	63	73	83	102	125	136
96	6	20	30	41	58	73	84	100	126	135
97	7	18	24	43	62	77	84	98	127	134
98	8	16	22	45	59	74	87	96	128	133
99	9	14	23	47	61	76	85	94	129	132
100	10	12	24	49	60	75	86	92	130	131

Варианты контрольной работы 2

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
1	151	171	181	191	216	226	246	259	271	291
2	152	172	182	192	217	227	247	260	272	292
3	153	173	183	194	218	228	248	261	273	293
4	154	174	184	195	219	229	249	262	274	294
5	155	175	185	196	220	230	250	263	275	295
6	156	176	186	197	221	231	251	264	276	296
7	157	177	187	198	222	232	252	265	277	297
8	158	177	188	199	223	232	253	266	278	298
9	159	190	189	200	224	233	254	267	280	299
10	160	171	190	201	225	234	255	268	281	300
11	161	173	181	202	216	235	256	269	282	299
12	162	175	183	203	217	236	257	270	283	298
13	163	177	185	204	218	237	258	268	284	297
14	164	179	189	205	219	238	246	266	285	296
15	165	180	187	206	220	239	247	264	286	295
16	166	171	182	207	221	240	248	262	287	294
17	167	172	184	208	222	241	249	260	288	293
18	168	173	186	209	223	242	250	261	289	292
19	169	175	185	210	224	243	251	263	290	291
20	170	176	190	211	225	244	252	261	276	300
21	151	177	181	212	224	245	253	259	275	299
22	152	178	182	213	223	226	254	260	274	298
23	153	170	183	214	222	227	255	261	273	297
24	154	179	184	215	221	228	256	262	272	296

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
25	155	171	185	291	220	229	257	263	271	295
26	160	171	186	215	225	230	258	264	276	294
27	161	172	187	214	224	231	257	265	277	293
28	159	173	188	213	223	232	256	266	278	292
29	158	174	190	212	216	233	255	267	279	291
30	157	175	181	211	217	234	254	268	280	292
31	156	176	183	210	218	235	253	269	281	293
32	162	177	185	209	219	236	252	270	282	294
33	163	178	187	208	220	237	251	266	283	295
34	164	179	189	207	221	238	250	268	284	296
35	165	180	182	206	222	239	249	262	285	297
36	170	171	184	205	223	240	248	260	286	298
37	169	172	186	204	224	241	247	261	287	299
38	168	173	188	203	225	242	246	263	288	300
39	167	175	190	202	216	243	248	265	290	292
40	166	174	181	201	217	244	250	267	271	294
41	151	175	182	191	218	245	252	269	273	296
42	153	176	183	192	219	235	254	270	275	298
43	155	178	184	193	220	236	256	261	277	300
44	157	177	185	194	221	237	258	262	279	291
45	159	173	186	195	222	238	251	263	281	293
46	161	174	187	196	223	240	253	264	283	295
47	163	175	188	197	224	226	255	265	285	297
48	165	176	189	198	225	227	257	266	287	299
49	167	177	190	199	216	238	249	267	289	291
50	169	178	181	200	218	236	245	268	272	292
51	152	180	182	220	228	247	269	277	293	210
52	154	171	183	211	222	230	248	270	276	294
53	156	172	184	212	224	234	249	260	278	295
54	158	173	185	213	217	226	250	266	280	296
55	160	174	186	214	219	240	251	264	282	297
56	162	175	187	215	221	245	252	265	284	298
57	164	175	188	214	223	244	253	266	286	299
58	166	176	190	213	225	243	254	268	288	300
59	168	177	185	212	216	242	255	269	290	291
60	170	178	186	211	224	241	256	270	276	293
61	151	173	187	210	223	240	257	261	275	295
62	152	174	188	209	222	239	258	259	274	297
63	153	175	189	208	221	238	253	263	273	299
64	154	180	190	207	220	237	255	265	272	292
65	155	174	191	206	216	236	253	270	271	294
66	156	172	182	204	217	235	251	269	290	296
67	157	173	183	205	218	234	249	263	289	298
68	158	174	185	203	219	233	248	266	288	299
69	159	175	184	202	220	232	247	268	287	300
70	160	176	181	201	221	231	246	264	286	291
71	161	172	190	191	222	234	258	259	285	292
72	162	173	182	192	223	236	257	261	284	293
73	163	174	183	193	224	238	256	263	283	294
74	164	175	185	194	225	245	255	265	282	295
75	165	176	186	195	216	226	254	267	281	296
76	166	177	187	196	217	227	253	269	280	297
77	167	178	188	197	218	228	252	260	279	298
78	168	179	189	198	219	229	250	262	278	299
79	169	180	185	199	220	230	246	264	277	300

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
80	170	175	186	200	221	231	247	266	276	296
81	152	176	187	201	222	231	248	268	275	295
82	156	178	189	203	224	234	250	259	273	294
83	158	180	190	204	225	235	251	260	272	292
84	160	179	181	205	219	236	252	261	271	291
85	151	171	182	206	216	237	253	262	271	294
86	153	172	183	207	217	238	254	263	272	295
87	155	173	184	208	218	239	255	264	273	296
88	157	174	185	209	219	240	256	265	274	297
89	159	175	186	210	220	241	257	266	275	298
90	161	176	187	211	221	242	258	267	276	299
91	163	177	188	212	222	243	246	268	277	300
92	165	178	189	213	223	244	247	269	278	297
93	167	179	190	214	224	245	248	270	279	299
94	169	180	181	215	225	248	249	265	280	291
95	166	173	183	191	216	232	250	264	281	293
96	168	175	185	195	218	234	251	263	282	292
97	164	177	187	197	220	238	252	262	283	294
98	162	179	189	200	221	240	253	261	284	295
99	170	176	186	210	223	242	254	260	285	296
100	158	178	188	212	225	244	256	259	286	297

Варианты контрольной работы 3

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
1	301	316	335	336	346	366	391	415	416	450
2	302	317	334	345	347	367	392	414	417	448
3	303	318	333	337	348	368	393	413	418	446
4	304	319	332	344	349	369	394	412	419	444
5	305	320	331	338	350	370	395	411	420	449
6	306	321	330	343	351	371	396	410	421	447
7	307	322	329	339	352	372	397	409	422	445
8	308	323	328	342	353	373	398	408	423	443
9	309	324	327	340	354	374	399	407	424	450
10	310	325	326	341	355	375	400	406	425	449
11	311	316	335	345	356	376	391	405	426	448
12	312	318	333	334	357	377	393	404	427	447
13	313	320	331	343	358	378	395	403	429	446
14	314	322	329	342	359	379	397	402	429	445
15	315	324	327	341	360	380	399	401	430	444
16	301	317	326	340	361	381	400	415	431	443
17	315	319	328	339	362	382	398	413	432	450
18	302	321	330	338	363	383	396	411	433	443
19	314	323	332	337	364	384	394	409	434	459
20	303	325	334	336	365	385	392	407	435	444
21	313	316	326	345	346	386	400	405	436	458
22	304	325	327	343	348	387	399	403	437	445
23	312	317	328	341	350	388	398	401	438	447
24	305	324	329	339	352	389	397	414	439	446
25	311	318	330	337	354	390	396	412	440	443

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
26	306	323	331	344	356	375	395	410	441	444
27	310	319	332	342	358	374	394	408	442	445
28	307	322	333	340	360	373	393	406	429	446
29	309	320	334	338	362	372	392	404	427	447
30	308	321	335	336	364	371	391	402	425	448
31	315	325	326	345	347	370	400	401	423	449
32	313	324	328	336	349	369	391	402	421	450
33	311	323	330	344	351	368	399	403	419	443
34	309	322	332	337	353	364	392	404	417	450
35	307	321	334	343	355	366	398	405	428	444
36	305	320	335	338	357	390	393	406	426	449
37	303	319	333	342	359	329	397	407	424	445
38	301	318	331	339	361	388	394	408	422	448
39	302	317	329	341	363	387	396	409	420	446
40	304	316	327	340	365	386	395	410	418	447
41	306	325	335	336	359	385	391	415	416	443
42	308	316	326	337	357	384	392	414	442	445
43	310	324	334	338	358	383	393	413	440	447
44	312	317	327	339	359	382	394	412	438	449
45	314	323	333	340	360	381	395	411	436	450
46	315	318	328	341	361	380	396	401	434	448
47	314	322	332	342	362	379	397	415	432	446
48	313	319	329	343	363	378	398	402	430	444
49	312	321	331	344	346	377	399	414	441	450
50	311	320	330	345	365	376	400	403	439	449
51	310	317	326	336	346	366	393	413	437	448
52	309	319	335	338	347	368	395	401	435	447
53	308	321	327	340	348	370	397	412	433	446
54	307	322	334	342	349	372	399	405	431	445
55	306	325	328	344	350	374	391	411	416	444
56	305	316	333	337	351	376	400	406	442	443
57	304	318	329	339	352	378	398	410	417	450
58	303	320	332	341	353	380	396	407	441	443
59	302	322	330	343	354	382	394	409	418	449
60	301	324	331	345	355	384	392	408	440	444
61	315	316	326	336	365	386	400	411	419	448
62	301	317	327	345	346	388	399	412	439	445
63	314	318	328	337	364	390	398	413	420	447
64	302	319	329	344	347	367	397	414	438	446
65	313	320	330	338	363	369	396	415	421	450
66	303	321	331	343	348	371	395	410	436	448
67	312	322	332	339	362	373	394	409	422	446
68	304	323	333	342	349	375	393	408	434	444
69	311	324	334	340	361	377	392	407	421	443
70	305	325	335	341	350	379	391	406	433	445
71	310	323	326	337	362	381	400	405	422	447
72	306	321	328	339	351	383	398	404	432	449
73	309	319	330	341	361	385	396	403	423	443
74	308	317	332	343	352	387	394	402	431	444
75	307	325	334	345	360	389	392	401	424	445
76	301	324	335	336	353	366	391	415	437	446
77	302	322	333	338	359	390	393	413	425	447
78	303	320	331	340	354	367	392	411	429	448
79	304	318	329	342	358	389	397	414	426	449
80	305	316	327	344	355	368	399	412	428	450

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данному заданию									
81	306	325	334	345	346	388	400	409	427	443
82	307	324	332	344	365	369	391	407	442	450
83	308	323	330	343	347	387	398	405	441	444
84	309	322	328	342	364	370	392	403	440	449
85	310	321	326	341	348	386	397	401	439	445
86	311	320	327	340	363	371	393	410	438	448
87	312	319	329	339	349	385	396	408	437	446
88	313	318	331	338	362	372	394	408	436	447
89	314	317	333	337	350	384	395	404	435	443
90	315	316	335	336	361	373	399	402	434	444
91	301	325	316	345	351	383	391	401	433	445
92	303	323	325	336	360	374	400	403	432	446
93	305	321	317	344	352	382	392	405	431	447
94	307	319	324	337	359	375	399	407	430	448
95	309	317	318	343	353	381	393	409	429	449
96	317	324	323	338	358	376	398	411	428	450
97	313	322	319	342	354	380	394	413	427	443
98	315	320	322	339	359	377	397	415	426	444
99	302	318	320	341	356	379	395	402	425	445
100	304	316	321	340	357	378	396	404	424	446

ПРИЛОЖЕНИЕ

Т а б л и ц а 1. Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К
Ag (к)	0	0	42,69
AgBr (к)	-99,16	-95,94	107,1
AgCl (к)	-126,8	-109,7	96,07
AgI (к)	-64,2	-66,3	114,2
AgF (к)	-202,9	-184,9	83,7
AgNO ₃ (к)	-120,7	-32,2	140,9
Ag ₂ O (к)	-30,56	-10,82	121,7
Ag ₂ CO ₃ (к)	-506,1	-437,1	167,4
Al (к)	0	0	28,31
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	-1576,4	50,94
Al (OH) ₃ (к)	-1275,7	-1139,72	71,1
AlCl ₃ (к)	-697,4	-636,8	167,0
Al ₂ (SO ₄) ₃ (к)	-3434,0	-3091,9	239,2
As (к)	0	0	35,1
As ₂ O ₃ (к)	-656,8	-575,0	107,1
As ₂ O ₅ (к)	-918,0	-772,4	105,4
Au (к)	0	0	47,65
AuF (к)	-74,3	-58,6	96,4
AuF ₃ (к)	-348,53	-297,48	114,2
Au (OH) ₃ (к)	-418,4	-289,95	121,3
AuCl ₃ (к)	-118,4	-48,53	146,4
B (к)	0	0	5,87
B ₂ O ₃ (к)	-1264,0	-1184,0	53,85
B ₂ H ₆ (г)	31,4	82,8	232,9
Ba (к)	0	0	64,9
BaO (к)	-556,6	-528,4	70,3
BaCO ₃ (к)	-1202,0	-1138,8	112,1
Be (к)	0	0	9,54
BeO (к)	-598,7	-581,6	14,10
BeCO ₃ (к)	-981,57	-944,75	199,4
Bi (к)	0	0	56,9
BiCl ₃ (г)	-270,7	-260,2	356,9
BiCl ₃ (к)	-379,1	-318,9	189,5
Br ₂ (г)	30,92	3,14	245,35
HBr (г)	-36,23	-53,22	198,48
C (алмаз)	1,897	2,866	2,38
C (графит)	0	0	5,74
CO (г)	-110,5	-137,27	197,4
CO ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,6
COCl ₂ (г)	-223,0	-210,5	289,2
CS ₂ (г)	115,3	65,1	237,8
CS ₂ (ж)	87,8	63,6	151,0
C ₂ H ₂ (г)	226,75	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,28	68,12	219,4
CH ₄ (г)	-74,85	-50,79	186,19
C ₂ H ₆ (г)	-84,67	-32,89	229,5
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	124,50	173,2
CH ₃ OH (ж)	-238,7	-166,31	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	-227,6	-174,77	160,7
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	-392,46	159,8
Ca (к)	0	0	41,62

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К
CaO (к)	-635,1	-604,2	39,7
CaF ₂ (к)	-1214,0	-1161,9	68,87
CaCl ₂ (к)	-785,8	-750,2	113,8
CaC ₂ (к)	-62,7	-67,8	70,3
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	104,6
Ca (OH) ₂ (к)	-986,2	-896,76	83,4
CaSO ₄ (к)	-1424,0	-1320,3	106,7
CaSiO ₃ (к)	-1579,0	-1495,4	87,45
Ca ₃ (PO ₄) ₂ (к)	-4125,0	-3899,5	240,9
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
Cl ₂ (г)	0	0	223,0
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HCIO (ж)	-116,4	-80,0	129,7
Cr (к)	0	0	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1141,0	-1046,84	81,1
Cr (CO) ₅ (к)	-1075,62	-982,0	359,4
Cs (к)	0	0	84,35
Cs ₂ O (к)	-317,6	-274,5	123,8
CsOH (к)	-406,5	-355,2	77,8
Cu (к)	0	0	33,3
Cu ₂ O (к)	-167,36	-146,36	93,93
CuO (к)	-165,3	-127,19	42,64
Cu (OH) ₂ (к)	-443,9	-356,90	79,50
CuF ₂ (к)	-530,9	-485,3	84,5
CuCl ₂ (к)	-205,9	-166,1	113,0
CuBr ₂ (к)	-141,42	-126,78	142,34
CuI ₂ (к)	-21,34	-23,85	159,0
Cu ₂ S (к)	-82,01	-86,19	119,24
CuS (к)	-48,5	-48,95	66,5
CuSO ₄ (к)	-771,1	-661,91	113,3
CuCO ₃ (к)	-594,96	-517,98	87,9
Cu (NO ₃) ₂ (к)	-307,11	-114,22	193,3
Fe (к)	0	0	27,15
FeO (к)	-263,68	-244,35	58,79
FeCl ₂ (к)	-341,0	-302,08	119,66
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe (OH) ₃ (к)	-824,25	-694,54	96,23
FeCl ₃ (к)	-405,0	-336,39	130,1
FeSO ₄ (к)	-922,57	-829,69	107,51
FeCO ₃ (к)	-744,75	-637,88	92,9
GeO (к)	-305,4	-276,1	50,2
GeO ₂ (к)	-539,74	-531,4	52,30
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	-117,57	105,86
Hg (к)	0	0	76,1
HgCl ₂ (к)	-230,12	-185,77	144,35
Hg ₂ Cl ₂ (к)	-264,85	-210,66	195,81
I ₂ (к)	0	0	116,73
I ₂ (г)	62,24	19,4	260,58
HI (г)	25,94	1,30	206,33
HIO (ж)	-158,9	-93,7	24,32
K (к)	0	0	64,35

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К
K ₂ O (к)	—361,5	—193,3	87,0
KOH (к)	—425,93	—374,47	59,41
KNO ₃ (к)	—492,71	—393,13	132,93
KNO ₂ (к)	—370,28	—281,58	117,15
K ₂ SO ₄ (к)	—133,44	—1316,37	175,73
KHSO ₄ (ж)	—1158,1	—1043,49	187,89
KH (к)	—56,9	—38,49	67,95
Li (к)	0	0	28,03
Li ₂ O (к)	—595,8	—560,2	37,9
LiOH (к)	—487,8	—443,1	42,81
Mg (к)	0	0	32,55
MgO (к)	—601,24	—569,6	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	—924,66	—833,7	63,14
MgCO ₃ (к)	—1096,21	—1029,3	65,69
MnSO ₄ (к)	—1063,74	—955,96	112,13
N ₂ (г)	0	0	191,5
N ₂ O (г)	81,55	103,6	220,0
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
N ₂ O ₄ (г)	9,37	98,29	304,3
NH ₃ (г)	—46,19	—16,64	192,5
HNO ₃ (ж)	—173,0	—79,91	156,16
NH ₄ Cl (к)	—315,39	—343,64	94,56
NH ₄ OH (ж)	—366,69	—263,8	179,9
Na (к)	0	0	51,42
Na ₂ O (к)	—430,6	—376,6	71,1
NaOH (к)	—426,6	—377,0	64,18
NaCl (к)	—410,9	—384,0	72,36
Na ₂ CO ₃ (к)	—1129,0	—1047,7	136,0
Na ₂ SO ₄ (к)	—1384,00	—1266,8	149,4
Na ₂ SiO ₃ (к)	—1518,0	—1426,7	113,8
O ₂ (г)	0	0	205,03
P (красный)	—18,41	—13,81	22,8
PCl ₃ (г)	—277,0	—286,27	311,7
PCl ₅ (г)	—369,45	—324,55	362,9
HPO ₃ (ж)	—982,4	—902,91	150,6
H ₃ PO ₄ (ж)	—1271,94	—1147,25	200,83
Pb (к)	0	0	64,9
PbO (к)	—217,86	—188,49	67,4
PbO ₂ (к)	—276,6	—218,99	76,44
PbCl ₂ (к)	—359,2	—313,97	136,4
PbSO ₄ (к)	—918,1	—811,24	147,28
PbS (к)	—94,28	—92,68	91,20
Rb (к)	0	0	76,2
Rb ₂ O (к)	—330,12	—290,79	109,6
RbOH (к)	—413,8	—364,43	70,7
S (ромб)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	—296,9	—300,37	248,1
SO ₃ (г)	—395,2	—370,37	256,23
H ₂ S (г)	—20,15	—33,02	205,64
H ₂ S (ж)	—39,33	—27,36	122,2
H ₂ SO ₄ (ж)	—811,3	—742,0	156,9
H ₂ Se (г)	85,77	71,13	221,3
SiO ₂ (к)	—859,3	—803,75	42,09
SnO (к)	—286,0	—257,32	56,74

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К
SnO ₂ (к)	—580,8	—519,65	52,34
SrO (к)	—590,4	—559,8	54,4
SrCO ₃ (к)	—1221,3	—1137,6	97,1
H ₂ Te (г)	154,39	138,48	234,3
Zn (к)	0	0	41,59
ZnO (к)	—349,0	—318,19	43,5
ZnS (к)	—201,0	—198,32	57,7
ZnSO ₄ (к)	—378,2	—871,57	124,6

Условные обозначения: к — кристаллический; г — газообразный; ж — жидкий; ромб — ромбический.

Таблица 2. Относительная электроотрицательность элементов

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
H 2,1								
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0		
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0		
K 0,8	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1,5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,5	Co 1,9	Ni 1,9
	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8		
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,5	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2; 2,2; 2,2	Rh 2,2; 2,2; 2,2
	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5		
Cs 0,7	Ba 0,9	La — Lu 1,0—1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2; 2,2; 2,2	Ir 2,2; 2,2; 2,2
	Hg 1,9		Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2		
Fr 0,7	Ra 0,9							

Таблица 3. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
(по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода при 25° С)

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	ε°, В
Li ⁺	1	Li	3,045
Rb ⁺	1	Rb	—2,925
K ⁺	1	K	—2,925
Cs ⁺	1	Cs	—2,923
Ba ²⁺	2	Ba	—2,900
Sr ²⁺	2	Sr	—2,890
Ca ²⁺	2	Ca	—2,870
Na ⁺	1	Na	—2,714
La ³⁺	3	La	—2,522
Mg ²⁺	2	M	—2,370
AlO ₂ [—] +2H ₂ O	3	Al+4OH [—]	—2,350
Be ²⁺	2	Be	—1,847
Al ³⁺	3	Al	—1,662
ZnO ₂ ^{2—} +2H ₂ O	2	Zn+4OH [—]	—1,216
Mn ²⁺	2	Mn	—1,180
SO ₄ ^{2—} +H ₂ O	2	SO ₃ ^{2—} +2OH [—]	—0,930
2H ₂ O	2	H ₂ +2OH [—]	—0,828
Zn ²⁺	2	Zn	—0,763
Cr ³⁺	3	Cr	—0,744
Fe ²⁺	2	Fe	—0,440
Cd ²⁺	2	Cd	—0,403
Tl ³⁺	1	Tl ²⁺	—0,370
PbSO ₄	2	Pb+(SO ₄) ^{2—}	—0,356
In ³⁺	3	In	—0,343
Tl ⁺	1	Tl	—0,336
Co ²⁺	2	Co	—0,277
Ni ²⁺	2	Ni	—0,250
Sn ²⁺	2	Sn	—0,136
(CrO ₄) ^{2—} +4H ₂ O	3	Cr(OH) ₃ +5OH [—]	—0,130
Pb ²⁺	2	Pb	—0,126
Fe ³⁺	3	Fe	—0,036
2H ⁺	2	H ₂	0,000
(NO ₃) [—] +H ₂ O	2	(NO ₂) [—] +2OH [—]	+0,010
S+2H ⁺	2	H ₂ S	+0,141
Sn ⁴⁺	2	Sn ²⁺	+0,150
Cu ²⁺	1	Cu ⁺	+0,153
(SO ₄) ^{2—} +4H ⁺	2	H ₂ SO ₃ +H ₂ O	+0,170
AgCl	1	Ag+Cl [—]	+0,222
2(SO ₄) ^{2—} +10H ⁺	8	(S ₂ O ₃) ^{2—} +5H ₂ O	+0,290
(ClO ₃) [—] +H ₂ O	2	(ClO ₂) [—] +2OH [—]	+0,330
Cu ²⁺	2	Cu	+0,337
[Fe(CN) ₆] ^{3—}	1	[Fe(CN) ₆] ^{4—}	+0,360
(SO ₄) ^{2—} +8H ⁺	6	S+4H ₂ O	+0,360
(ClO ₄) [—] +H ₂ O	2	(ClO ₃) [—] +2OH [—]	+0,360
O ₂ +2H ₂ O	4	4OH [—]	+0,401
H ₂ SO ₃ +4H ⁺	4	S+3H ₂ O	+0,450
Cu ⁺	1	Cu	+0,521
I ₂	2	2I [—]	+0,536
H ₂ AsO ₄ +2H ⁺	2	HAsO ₂ +2H ₂ O	+0,559
(MnO ₄) [—]	1	(MnO ₄) ^{2—}	+0,564
(MnO ₄) [—] +2H ₂ O	3	MnO ₂ +4OH [—]	+0,588

Окисленная форма	Число получаемых электронов	Восстановленная форма	φ° , В
$(\text{MnO}_4)^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,600
$(\text{ClO}_2)^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$(\text{ClO})^- + 2\text{OH}^-$	+0,660
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	H_2O_2	+0,682
$(\text{BrO})^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,760
Fe^{3+}	1	Fe^{2+}	+0,771
$(\text{NO}_3)^- + 2\text{H}^+$	1	$\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,790
Hg_2^{2+}	2	2Hg	+0,798
Ag^+	1	Ag	+0,799
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ (10^{-7}\text{M})$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+0,815
Hg_2^{2+}	2	Hg	+0,854
$(\text{ClO})^- + \text{H}_2\text{O}$	2	$\text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,890
$(\text{NO}_3)^- + 3\text{H}^+$	2	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,940
$(\text{NO}_3)^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,960
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+$	1	$\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,000
Br_2	2	2Br^-	+1,065
$(\text{IO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,090
$2 (\text{IO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,195
$(\text{ClO}_4)^- + 2\text{H}^+$	2	$(\text{ClO}_3)^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,190
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+$	4	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,230
Ti^{4+}	3	Ti	+1,250
$\text{HBrO} + \text{H}^+$	2	$\text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,330
$(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-} + 14\text{H}^+$	6	$2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,330
Cl_2	2	2Cl^-	+1,359
$(\text{BrO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,440
$(\text{ClO}_3)^- + 6\text{H}^+$	6	$\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,450
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+$	2	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,456
$2 (\text{ClO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,470
Au^{3+}	3	Au	+1,500
$(\text{MnO}_4)^- + 8\text{H}^+$	5	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,510
$2 (\text{BrO}_3)^- + 12\text{H}^+$	10	$\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,520
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	2	$\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,685
$(\text{MnO}_4)^- + 4\text{H}^+$	3	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,695
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	2	$2\text{H}_2\text{O}$	+1,776
Co^{3+}	1	Co^{2+}	+1,810
F_2	2	2F^-	+2,870

Таблица 4. Произведение растворимости малорастворимых веществ в воде при 25° С

Вещество	Пр	Вещество	Пр
AgBr	$6,3 \cdot 10^{-13}$	BaCO_3	$7 \cdot 10^{-9}$
Ag_2CO_3	$6,15 \cdot 10^{-12}$	BaCrO_4	$2,3 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,56 \cdot 10^{-10}$	BaSO_4	$1,08 \cdot 10^{-10}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	CaCO_3	$4,8 \cdot 10^{-9}$
$\text{Ag}_3\text{PO}_4 (20^\circ \text{C})$	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-25}$
Ag_2S	$5,7 \cdot 10^{-51}$	CaSO_4	$6,10 \cdot 10^{-5}$
Ag_2SO_4	$7,7 \cdot 10^{-5}$	CdCO_3	$2,5 \cdot 10^{-14}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1,9 \cdot 10^{-33}$	CuCO_3	$2,86 \cdot 10^{-10}$

Вещество	Пр	Вещество	Пр
Cu (OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	PbCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-13}$
CuS	$4 \cdot 10^{-38}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Fe (OH) ₃ (18° C)	$3,8 \cdot 10^{-38}$	PbS (18° C)	$1,1 \cdot 10^{-29}$
FeS	$3,7 \cdot 10^{-19}$	PbSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-8}$
Mg (OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$	SrCO ₃	$9,42 \cdot 10^{-10}$
MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
MnCO ₃	$5,05 \cdot 10^{-10}$	ZnCO ₃	$6 \cdot 10^{-11}$
MnS (18° C)	$5,6 \cdot 10^{-16}$	Zn (OH) ₂ (20° C)	$4 \cdot 10^{-16}$

Таблица 5. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Уравнение диссоциации комплексного иона	Константа нестойкости, Кн
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$	$5,89 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{-18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 6\text{F}^-$	$1,45 \cdot 10^{-25}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^+ \rightleftharpoons \text{Au}^+ + 2\text{CN}^-$	$5,01 \cdot 10^{-39}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$7,66 \cdot 10^{-18}$
$[\text{CdI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^-$	$7,94 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cd}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,50 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$4,07 \cdot 10^{-5}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 4\text{CN}^-$	$5,13 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$9,33 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-31}$
$[\text{HgCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^-$	$6,03 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$3,02 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$1,29 \cdot 10^{-22}$
$[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$	$1,38 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_3$	$9,77 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$	$1,00 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Zn}(\text{CNS})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CNS}^-$	$5,60 \cdot 10^{-2}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$	$2,00 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$	$7,08 \cdot 10^{-16}$

СОДЕРЖАНИЕ

Общие методические указания	3
Литература	5
Методические указания к темам курса	6

Раздел I. Теоретические основы курса неорганической химии

Тема 1. Введение	6
Тема 2. Строение вещества	9
Тема 3. Общие закономерности протекания химических реакций	19
Тема 4. Растворы	26
Тема 5. Комплексные соединения	34
Тема 6. Электрохимические процессы	38

Раздел II. Свойства химических элементов и их соединений

Тема 1. Водород и кислород	47
Тема 2. Элементы VIII A подгруппы. благородные газы	47
Тема 3. Элементы VII A подгруппы. Галогены	48
Тема 4. Элементы VI A подгруппы. Халькогены	49
Тема 5. Элементы V A подгруппы	50
Тема 6. Элементы IV A подгруппы	52
Тема 7. Элементы III A подгруппы	54
Тема 8. Элементы I A подгруппы. Щелочные металлы	55
Тема 9. Элементы II A подгруппы. Бериллий и щелочноземельные металлы	56
Тема 10. Элементы III B и IV B подгрупп	56
Тема 11. Элементы V B и VI B подгрупп	57
Тема 12. Элементы VII B подгруппы	57
Тема 13. Элементы VIII B подгруппы. Семейства железа и платиновых металлов	58
Тема 14. Элементы I B подгруппы	59
Тема 15. Элементы II B подгруппы	59
Тема 16. Лантаноиды и актиноиды	60
Задания для контрольных работ	60
Варианты контрольных работ	94
Приложение	101

**Людмила Михайловна Романцева, Валерия Алексеевна Суханова,
Зинаида Леонидовна Лещинская**

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Методические указания и контрольные задания
для студентов-заочников химико-технологических специальностей
высших учебных заведений**

Редактор О. Г. Подобедова

Художественный редактор Л. К. Громова

Технический редактор А. К. Нестерова

Корректор В. А. Орлова

**Изд. № УМО/6544. Сдано в набор 16.09.80. Подп. в печать 12.01.81. Формат 60×90¹/₁₆.
Бум. тип. № 2. Гарнитура литературная. Печать высокая Объем 7 усл. печ. л.
7,125 усл. кр. отт. 7,44 уч.-изд. л. Тираж 27 500 экз. Зак. 1052. Цена 20 коп.
Издательство «Высшая школа», Москва, К-51, Неглинная ул., д. 29/14.**

**Московская типография № 8 Союзполиграфпрома
при Государственном комитете СССР
по делам издательств, полиграфии и книжной торговли,
Хохловский пер., 7.**