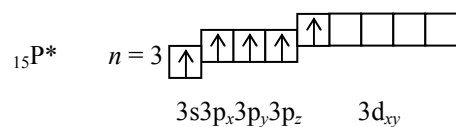
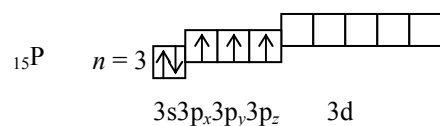


Н.А. АБАКУМОВА

# ХИМИЯ

## КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ



• ИЗДАТЕЛЬСТВО ТГТУ •

ББК Г1я73  
УДК 54(075)  
А132

Рецензенты:

Заведующий кафедрой аналитической и неорганической химии  
ТГУ им. Г.Р. Державина  
доктор химических наук, профессор  
*Л.Е. Цыганкова*

Доцент кафедры ПЗОС ТГТУ, кандидат химических наук  
*И.В. Якунина*

**Абакумова, Н.А.**  
А132 Химия. Контрольные работы : учебное пособие / Н.А. Абакумова. – Тамбов : Изд-во Тамб. гос. техн. ун-та, 2008. – 124 с. – 100 экз. – ISBN 978-5-8265-0717-9.

Даны программа, варианты контрольных работ, список рекомендуемой литературы, краткие теоретические положения, примеры решения задач, приложение.

Предназначено для студентов заочного и очного отделений специальностей 240801, 260601, 261201, 246902, 240401, 240802.

ББК Г1я73  
УДК 54(075)

ISBN 978-5-8265-0717-9

© Абакумова Н.А., 2008

© ГОУ ВПО "Тамбовский государственный  
технический университет" (ТГТУ), 2008

Министерство образования и науки Российской Федерации

ГОУ ВПО "Тамбовский государственный технический университет"

**Н.А. АБАКУМОВА**

# **Х И М И Я**

## **КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ**

*Утверждено Ученым советом университета  
в качестве учебного пособия  
для студентов I курса всех форм обучения  
специальностей 240801, 260601, 261201, 246902, 240401, 240802*



---

Тамбов  
• Издательство ТГТУ •  
2008

Учебное издание

АБАКУМОВА Нина Алексеевна

# **Х И М И Я**

## **КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ**

Учебное пособие

Редактор З.Г. Чернова  
Инженер по компьютерному макетированию М.Н. Рыжкова

Подписано к печати 25.06.2008  
Формат 60 × 84/16. 7,21 усл. печ. л. Тираж 200 экз. Заказ № 308

Издательско-полиграфический центр ТГТУ  
392000, Тамбов, Советская, 106, к. 14

## ВВЕДЕНИЕ

Без достижений науки, в частности химии, невозможен современный научно-технический прогресс. Химия, являясь одной из фундаментальных естественно-научных дисциплин, изучает материальный мир, законы его развития, химическую форму движения материи. Знание химии необходимо для плодотворной творческой деятельности инженера любой специальности. Необходимо прочно усвоить законы и теоретические основы химии, овладеть техникой химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов. Знание химии необходимо для успешного последующего изучения общенаучных и специальных дисциплин.

Основной вид учебных занятий студентов-заочников – самостоятельная работа над учебным материалом: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям, выполнение контрольных заданий, выполнение лабораторного практикума, индивидуальные консультации (очные и письменные); посещение лекций; сдача зачета по лабораторному практикуму; сдача экзамена по всему курсу химии.

**Работа с книгой.** Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. Сначала не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнений реакций: старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах. Затем необходимо усвоить все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций, следует вникать в сущность того или иного вопроса. Изучение любого вопроса на уровне отдельных явлений способствует более глубокому и прочному усвоению материала.

Для лучшего усвоения изучаемого материала, необходимо иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т.п. Во всех случаях, когда материал поддается систематизации, составляйте графики, схемы, диаграммы, таблицы, которые облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала.

Изучение курса должно обязательно сопровождаться выполнением упражнений и решением задач. Решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

**Контрольные работы.** В процессе изучения курса химии студент должен выполнить две контрольные работы. Решения задач и ответы на теоретические вопросы должны быть коротко, но четко обоснованы, нужно приводить весь ход решения и математические преобразования.

Контрольная работа должна быть правильно и аккуратно оформлена: для замечаний рецензента надо оставлять широкие поля, писать четко и ясно, номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании. В конце работы следует дать список использованной литературы с указанием года издания. Работы должны быть датированы, подписаны студентом и представлены на рецензирование.

Если контрольная работа не зачтена, ее нужно выполнить повторно в соответствии с указаниями рецензента и представить на рецензирование вместе с незачтенным заданием. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Варианты контрольных заданий студенты получают на установочных занятиях у ведущих преподавателей. Таблица номеров заданий для контрольных работ в соответствии с вариантом приведены в прил. 1. Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается как сданная.

**Лабораторные занятия.** Для более глубокого изучения химии как науки, основанной на эксперименте, студенты выполняют лабораторный практикум, который развивает навыки научного экспериментирования, исследовательский подход к изучению предмета, логическое мышление. Лабораторный практикум студенты выполняют в период лабораторно-экзаменационной сессии.

**Консультации.** В случае затруднений при изучении курса следует обращаться за консультацией в университет к преподавателю, читающему лекции и рецензирующему контрольные работы.

**Лекции.** В помощь студентам читаются лекции по важнейшим разделам курса, на которых излагаются не все вопросы, представленные в программе, а рассматриваются принципиальные понятия и закономерности, составляющие теоретический фундамент курса химии. На лекциях даются также рекомендации для самостоятельного изучения студентами остальной части курса.

**Зачет.** Выполнив лабораторные и контрольные работы, защитив их, студенты сдают зачет. Для этого надо уметь изложить ход выполнения опытов, объяснить результаты работы и выводы из них, уметь составлять уравнения реакций. Студенты, сдающие зачет, предъявляют лабораторный журнал с пометкой преподавателя о выполнении всех работ, предусмотренных планом практикума.

**Экзамен.** К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили контрольные задания и сдали зачет по лабораторному практикуму.

# ПРОГРАММА

## 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Значение химии в изучении природы и развитии техники. Химия как раздел естествознания – наука о веществах и их превращениях. Понятие о материи, веществе и поле. Предмет химии и связь ее с другими науками. Специфическое значение химии в технологических и экономических вопросах отраслей народного хозяйства. Химия и охрана окружающей среды.

Основные химические понятия и законы. Законы сохранения и взаимосвязи массы и энергии. Стехиометрические законы и атомно-молекулярные представления. Молекулярные и атомные массы. Моль. Молярные массы. Формулы веществ. Химический эквивалент и эквивалентная масса.

## 2. СТРОЕНИЕ АТОМОВ И СИСТЕМАТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер. Изотопы, изобары, изотоны. Современное понятие о химическом элементе. Планетарная модель атома Резерфорда. Постулаты Бора, их недостатки.

Двойственная природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга, волновое уравнение Шредингера. Квантово-механическая модель электрона. Электронная оболочка атома. Квантовые числа и их физический смысл. Энергетические состояния электрона в атоме. Принцип запрета Паули. Правило Гунда (Хунда).

Принцип наименьшей энергии (правила Клечковского). Понятие об s-, p-, d-, f-электронных семействах элементов.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Диалектический характер периодического закона. Экспериментальное обоснование периодической системы. Общенаучное значение периодического закона. Изменение свойств химических элементов по периодам и группам. Энергия ионизации и сродство к электрону, электроотрицательность, радиусы атомов и ионов.

Элементарные частицы. Радиоактивность. Радиоактивные ряды. Использование радиоактивных изотопов. Искусственная радиоактивность. Ядерная энергетика. Торий, уран, плутоний и другие радиоактивные элементы и материалы.

## 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ. ТИПЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ МОЛЕКУЛ

Химическая связь и валентность элементов. Образование молекул из атомов. Основные виды и характеристики химической связи. Основные представления о ковалентной связи. Теория Льюиса-Лондона. Метод валентных связей. Насыщаемость, направленность и поляризуемость связей. Гибридизация валентных орбиталей. Форма молекул. Понятие о  $\sigma$ - и  $\pi$ -связи.

Полярность связи, ее количественная характеристика. Ионная связь. Недостатки метода валентных связей. Метод молекулярных орбиталей, его перспективность и современные возможности.

Агрегация однородных молекул. Конденсация паров и полимеризация. Ван-дер-ваальсовы силы. Водородная связь.

Агрегация разнородных молекул. Комплексообразование. Донорно-акцепторный механизм образования связи в комплексных соединениях. Дативная связь.

Строение кристаллов. Особенности кристаллического строения вещества. Кристаллические системы. Типы кристаллических решеток. Металлическая связь. Реальные кристаллы.

## 4. ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Термохимические расчеты. Энтропия и ее изменения при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса, энергия Гельмгольца и их изменения при химических процессах.

## 5. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Предмет химической кинетики и ее значение. Основные понятия: система, компонент, фаза, реакции гомо- и гетерогенные. Скорость реакции и методы ее определения. Теория активных столкновений. Понятие об энергии активации. Возможные механизмы реакций. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ и растворителей, концентрация, температура, катализаторы. Закон действующих масс для необратимых реакций. Условия необратимости. Правило Бертолле-Михайленко. Реакции в гетерогенных системах. Катализ и катализаторы. Теория катализа. Перспективы развития кинетики и катализа.

Обратимые реакции. Подвижное химическое равновесие. Характеристика химического равновесия. Константа равновесия. Закон действующих масс для обратимых систем. Сдвиг равновесия. Принцип Ле-Шателье. Молекулярность и порядок реакций.

## 6. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

Общие понятия о растворах и дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Способы выражения состава растворов и других дисперсных систем. Растворимость.

Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Плотность и давление паров растворов. Осмос и осмотическое давление. Закон Рауля.

Особенности воды как растворителя. Строение молекул и свойства воды. Природные воды. Основные методы очистки воды. Жесткость воды и способы ее устранения.

Электролитическая диссоциация, ее причины. Отклонения от закона Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов. Ход диссоциации в зависимости от характера связей в молекуле электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов в растворах. Активность.

Ионные реакции и равновесия. Произведение растворимости. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды, водородный показатель. Индикаторы. Буферные растворы. Гидролиз солей. Теория кислот и оснований. Амфолиты. Коллоидное состояние вещества. Методы получения коллоидных систем. Строение коллоидных частиц. Лиофильность и лиофобность. Электрические и оптические свойства коллоидов. Устойчивость коллоидных растворов. Коагуляция, порог коагуляции.

## **7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

Понятие об окислительном числе. Окисление и восстановление. Восстановитель и окислитель. Положение элемента в периодической системе Д.И. Менделеева и его окислительно-восстановительные свойства. Методы составления окислительно-восстановительных реакций: полуреакций и электронного баланса. Эквивалентная масса окислителя и восстановителя. Классификация окислительно-восстановительных реакций, их значение в биологических процессах, лабораторной и промышленной практике. Окислительные свойства концентрированной серной и азотной кислот, восстановительные свойства хлороводородной кислоты.

## **8. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ**

Двойной электрический слой. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы. Электродвижущая сила и ее измерение. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Уравнение Нернста.

Кинетика электродных процессов. Поляризация и перенапряжение. Концентрационная и электрохимическая поляризация. Концентрационные гальванические элементы, электродвижущая сила, напряжение и емкость элементов. Топливные элементы.

Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Выход по току. Практическое применение электролиза: получение и рафинирование металлов. Гальваностегия и гальванопластика. Нанесение металлических покрытий. Получение водорода, кислорода и других продуктов.

## **9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

Строение комплексных соединений. Теория А. Вернера. Понятие о комплексообразователе, лигандах, внутренней и внешней координационных сферах. Химическая связь в комплексных соединениях. Получение комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Понятие о константе устойчивости (нестойкости). Координационное число и факторы на него влияющие. Типы комплексных соединений. Реакции с участием комплексных соединений. Теория кристаллического поля. Внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексы.

## **10. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА В КОНДЕНСИРОВАННОМ СОСТОЯНИИ**

Представления о межмолекулярном взаимодействии: ориентационное, дисперсионное, индукционное. Кристаллическое состояние. Изоморфизм. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая). Зависимость свойств кристаллических веществ от типа кристаллических решеток.

## **11. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. СПЛАВЫ**

Физические свойства металлов. Химические свойства металлов. Взаимодействия различных металлов. Физико-химический анализ металлических сплавов. Интерметаллические соединения и твердые растворы металлов. Полупроводники и диэлектрики.

Распространение и формы нахождения металлических элементов в природе. Извлечение металлов из руд. Основные методы восстановления металлов. Получение чистых и сверхчистых металлов. Вопросы экономики, связанные с получением металлов.

## **12. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

1. s-элементы I и II групп.

1.1. Подгруппа лития. Общая характеристика, нахождение в природе, получение, свойства, применение. Важнейшие соединения. Получение соды.

1.2. Подгруппа бериллия. Нахождение в природе. Общая характеристика. Получение, свойства. Важнейшие соединения. Применение. Токсичность соединений бериллия. Количественный анализ s-элементов по окрашиванию пламени. Жесткость природных вод.

2. p-элементы III – VII групп.

2.1. p-элементы III группы. Бор и его соединения. Нахождение в природе, получение, свойства. Бороводороды, бо-

риды металлов. Борный ангидрид и борные кислоты, галогениды и нитрид бора. Применение.

Алюминий. Нахождение в природе, получение. Оксид, гидроксид алюминия, алюминаты и другие соли алюминия, квасцы. Применение алюминия и его соединений.

Галлий, индий, таллий. Получение, свойства, применение. Полупроводниковые свойства.

2.2. p-элементы IV группы. Углерод. Нахождение в природе, аллотропия. Активированный уголь. Карбиды, оксиды, угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты. Мочевина. Синильная и роданистоводородная кислоты, их соли. Пероксокислоты. Гремучая, циановая, изоциановая кислоты.

Кремний. Нахождение в природе, получение, свойства. Кварц, кварцевое стекло. Растворимые стекла. Силаны, силициды, силикагель, карбид кремния. Кремневые кислоты, силикаты. Кремнийорганика. Применение кремния и его соединений.

Подгруппа германия. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение и свойства. Важнейшие соединения, амфотерность. Растворимость и гидролизуемость солей. Применение элементов и их соединений. Токсичность соединений свинца.

2.3. p-элементы V группы. Азот. Отличие химии азота от химии других p-элементов V группы. Нахождение в природе, получение и свойства. Причины химической инертности азота. Проблема связанного азота и пути ее решения. Водородные соединения азота: аммиак, строение молекулы, получение, свойства; соли аммония, амиды, имида, нитриды, их взаимодействие с водой; гидразин, гидроксилламин, их строение и свойства. Влияние на окружающую среду выбросов оксида азота. Азотистая и азотная кислоты, получение, свойства. Царская водка. Нитриты, нитраты. Применение азота и его соединений.

Фосфор. Нахождение в природе, получение, свойства. Белый, красный, черный фосфор. Фосфин, фосфиды металлов, получение и свойства. Оксиды фосфора(III, V) и фосфорные кислоты. Токсичность белого фосфора.

Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе, получение, свойства. Кислородные соединения. Кислоты мышьяка. Галогениды, их гидролиз. Применение элементов и их соединений. Токсичность соединений мышьяка и сурьмы.

2.4. p-элементы VI группы. Кислород. Нахождение в природе, получение и свойства. Озон, получение, химическая связь в молекуле озона, свойства; озон как окислитель.

Вода, ее роль в природе, в жизни человека и народном хозяйстве. Квазикристаллическая структура воды. Структура льда. Формы льда. Качество воды. Пероксид водорода. Применение кислорода и его соединений.

Сера, селен, теллур, полоний. Нахождение в природе, получение, свойства. Аллотропия серы. Соединения с водородом. Сульфиды. Кислородные соединения серы(IV, VI): серная, сернистая кислоты, квасцы, пироксерная, тиосерная, пероксодисерная, хлорсульфоновая кислоты. Получение, строение, свойства, применение элементов и их соединений.

2.5. p-элементы VII группы. Водород. Положение водорода в периодической системе Д.И. Менделеева. Нахождение в природе, получение, свойства. Гидриды. Применение водорода и его соединений. Водородная энергетика.

Галогены. Нахождение в природе, получение и свойства. Особенности химии фтора. Фторид кислорода. Соединения с водородом. Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода, сопоставление их кислотных и окислительных свойств. Применение галогенов и их соединений. Токсичность хлорсодержащих продуктов, пестициды, гербициды.

2.6. Химия d-элементов VI и VII групп. Общая характеристика d-элементов и особенности изменения свойств по группам и периодам. Нестехиометрические соединения.

Подгруппа хрома. Нахождение в природе, получение, свойства. Соединения хрома(III–VI). Хроматы и дихроматы. Хромовая смесь и ее окислительные свойства. Соединения молибдена и вольфрама. Применение элементов и их соединений. Токсичность соединений хрома.

Подгруппа марганца. Нахождение в природе, получение, свойства. Важнейшие соединения марганца(II, IV, VI, VII). Перманганаты, их получение и свойства. Применение марганца, технеция и рения и их соединений.

2.7. Химия d-элементов VIII группы.

Семейство железа. Нахождение в природе, получение, свойства. Чугун и сталь. Важнейшие соединения. Применение железа, кобальта, никеля и их соединений.

Платиновые металлы. Общая характеристика, нахождение в природе, получение, свойства. Характеристика соединений. Комплексные соединения. Применение металлов и их соединений.

2.8. Химия d-элементов I и II групп.

Подгруппа меди. Общая характеристика, нахождение в природе, получение, свойства. Соединения с кислородом, галогенами. Соли, их растворимость и гидролиз. Комплексные соединения меди, серебра и золота. Применение металлов и их соединений.

Подгруппа цинка. Нахождение в природе, получение и свойства. Соединения с кислородом, галогенами. Соединения ртути(I, II). Комплексные соединения. Применение металлов и их соединений. Токсичность ртути и кадмия и их соединений.

2.9. Химия d-элементов IV–V групп.

Подгруппа титана. Общая характеристика, нахождение в природе и получение. Важнейшие соединения. Применение титана, циркония, гафния и их соединений.

Подгруппа ванадия. Общая характеристика, нахождение в природе, получение, свойства. Соединения d-элементов V группы. Применение ванадия, ниобия и тантала и их соединений.

### 13. ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Строение и свойства органических соединений. Изомерия. Особенности свойств органических соединений. Классификация, номенклатура. Углеводороды и галогенпроизводные, кислород- и азотсодержащие органические соединения. Важнейшие представители. Реакции полимеризации и поликонденсации. Свойства полимеров. Полиэтилен, полистирол, полиметилметакрилат, каучук. Конструкционные полимерные материалы. Органические диэлектрики и полупроводники.

## СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – М. : Высшая школа, 2006. – 743 с.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – Л. : Химия, 1988. – 704 с.; 2004. – 728 с.
3. Фролов, В.В. Химия / В.В. Фролов. – М. : Высшая школа, 1986. – 543 с.
4. Лучинский, Г.П. Курс химии / Г.П. Лучинский. – М. : Высшая школа, 1985. – 416 с.
5. Коровин, Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М. : Высшая школа, 1998. – 559 с.
6. Некрасов, Б.В. Основы общей химии / Б.В. Некрасов. – М. : Химия, 2003. – Т. 1. – 656 с.; Т. 2. – 688 с.
7. Карапетьянц, М.Х. Общая и неорганическая химия / М.Х. Карапетьянц, С.И. Дракин. – М. : Химия, 1993. – 588 с.
8. Березин, Б.Д. Курс современной органической химии / Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М. : Высшая школа, 1999. – 768 с.
9. Несмеянов, А.Н. Начала органической химии / А.Н. Несмеянов, Н.А. Несмеянов. – М. : Химия, 1974. – 1 кн. – 623 с.; 2 кн. – 704 с.

## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 1

### 1.1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Международная система единиц измерения (СИ) содержит основные единицы: длина  $l$  – метр (м), масса  $m$  – килограмм (кг), время  $t$  – секунда (с), сила тока  $I$  – ампер (А), термодинамическая температура  $T$  – кельвин (К), единица количества вещества моль (моль).

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.), сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода С. Моль вещества соответствует числу Авогадро  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup> структурных элементов. При применении понятия "моль" следует указывать, какие структурные элементы имеются в виду, например, моль атомов Н, моль молекул Н<sub>2</sub>, моль протонов, моль электронов и т.п. Так, заряд моля электронов равен  $6,02 \cdot 10^{23} e$  и отвечает количеству электричества, равному 1 фарадею (F). Масса моля атомов или масса моля молекул (мольная или молярная масса М), выраженная в граммах (г/моль), есть грамм-атом данного элемента или соответственно грамм-молекула данного вещества в прежнем понимании.

**Пример 1.** Выразить в молях: а)  $6,02 \cdot 10^{21}$  молекул СО<sub>2</sub>; б)  $1,20 \cdot 10^{24}$  атомов кислорода; в)  $2,00 \cdot 10^{23}$  молекул воды. Чему равна мольная (молярная) масса указанных веществ?

**Решение.** Моль – это количество вещества, в котором содержится число частиц любого определенного сорта, равное постоянной Авогадро ( $6,02 \cdot 10^{23}$ ). Отсюда; а)  $6,02 \cdot 10^{21}$  составляет 0,01 моль; б)  $1,20 \cdot 10^{24}$  составляет 2 моль; в)  $2,00 \cdot 10^{23}$  составляет 1/3 моль.

Масса моля вещества выражается в кг/моль или г/моль. Мольная (молярная) масса (М) вещества в граммах численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе, выраженной в атомных единицах массы (а.е.м.).

Так как молекулярные массы СО<sub>2</sub> и Н<sub>2</sub>О и атомная масса кислорода соответственно равны 44, 18 и 16 а.е.м., то их мольные (молярные) массы равны: а)  $M(\text{CO}_2) = 44$  г/моль; б)  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль; в)  $A(\text{O}) = 16$  г/моль.

**Пример 2.** Найти молекулярную массу легко летящей жидкости, если масса 250 см<sup>3</sup> паров этой жидкости при 87 °С и давлении 96 000 Па (паскалей) равна 0,465 г?

**Решение.** Запишем уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = mRT/M,$$

где  $P$  – давление газа в Па;  $V$  – объем газа в м<sup>3</sup>;  $m$  – масса газа в кг;  $T$  – температура по шкале Кельвина;  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль·К;  $M$  – молекулярная масса газа в г/моль.

Находим молекулярную массу газа:

$$M = mRT/PV = 0,465 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 360 / 96\,000 \cdot 250 \cdot 10^{-6} = 58 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 58 \text{ г/моль}.$$

**Пример 3.** Вычислить молекулярную массу газа, если относительная плотность его по азоту равна 1,57.

**Решение.** Из формулы  $D(\text{N}_2) = M_{\text{газа}} / M(\text{N}_2)$  находим  $M_{\text{газа}}$ , равную  $D(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 1,57 \cdot 28 = 44$  г/моль.

**Пример 4.** Определите эквивалент (Э) и эквивалентную массу (Эм) азота, серы и хлора в соединениях NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCl.

**Решение.** Масса вещества и количество вещества – понятия неидентичные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества – в молях.

Эквивалент элемента (Э) – это такое количество вещества, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Масса 1 эквивалента элемента называется его эквивалентной массой (Эм). Таким образом, эквиваленты выражаются в молях, а эквивалентные массы – в г/моль.

В данных соединениях с 1 молем атомов водорода соединяется 1/3 моля атомов азота, 1/2 моля атомов серы и 1 моль



атомов хлора. Отсюда  $\mathcal{E}(\text{N}) = 1/3$  моль атомов азота,  $\mathcal{E}(\text{S}) = 1/2$  моль атомов серы,  $\mathcal{E}(\text{Cl}) = 1$  моль атомов хлора.

Исходя из мольных масс этих элементов, определяем их эквивалентные массы:  $\mathcal{E}m(\text{N}) = 1/3 \cdot 14 = 4,67$  г/моль;  $\mathcal{E}m(\text{S}) = 1/2 \cdot 32 = 16$  г/моль;  $\mathcal{E}m(\text{Cl}) = 1 \cdot 35,45 = 35,45$  г/моль.

**Пример 5.** На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н.у.). Вычислить эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

**Решение.** Нормальные условия по Международной системе единиц (СИ): давление 101 325 Па (760 мм рт. ст. = 1 атм), температура 273 К или 0 °С.

Согласно закону эквивалентов, массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ  $m_1$  и  $m_2$  пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):

$$m_1 / \mathcal{E}m_{(1)} = m_2 / \mathcal{E}m_{(2)};$$

$$m_{(\text{MeO})} / \mathcal{E}m_{(\text{MeO})} = m(\text{H}_2) / \mathcal{E}m(\text{H}_2).$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах ( $\text{см}^3$ , л,  $\text{м}^3$ ). Объем, занимаемый при данных условиях мольной или эквивалентной массой газообразного вещества, называется мольным или эквивалентным объемом этого вещества. Мольный объем любого газа при н.у. равен 22,4 л. Отсюда эквивалентный объем водорода  $\mathcal{E}_V(\text{H}_2)$ , молекула которого состоит из двух атомов, т.е. содержит два моля атомов водорода, равен  $22,4/2 = 11,2$  л. Отношение  $m_{\text{H}} / \mathcal{E}m(\text{H}_2)$  заменяем равным ему отношением  $V_0(\text{H}_2) / \mathcal{E}_V(\text{H}_2)$ , где  $V_0(\text{H}_2)$  – объем водорода при н.ф.у.,  $\mathcal{E}_V(\text{H}_2)$  – эквивалентный объем водорода:

$$m_{\text{MeO}} / \mathcal{E}m_{(\text{MeO})} = V_0(\text{H}_2) / \mathcal{E}_V(\text{H}_2).$$

Отсюда находим эквивалентную массу оксида металла

$$7,09 / \mathcal{E}m_{(\text{MeO})} = 2,24 / 11,2;$$

$$\mathcal{E}m_{(\text{MeO})} = 7,09 \cdot 11,2 / 2,24 = 35,45 \text{ г/моль.}$$

Согласно закону эквивалентов  $\mathcal{E}m_{(\text{MeO})} = \mathcal{E}m_{(\text{Me})} + \mathcal{E}m_{(\text{O})}$ , отсюда

$$\mathcal{E}m_{(\text{Me})} = \mathcal{E}m_{(\text{MeO})} - \mathcal{E}m_{(\text{O})} = 35,45 - 8 = 27,45 \text{ г/моль.}$$

Мольная масса металла определяется из соотношения

$$\mathcal{E}m = A/B,$$

где  $\mathcal{E}m$  – эквивалентная масса металла;  $A$  – мольная (атомная) масса металла;  $B$  – стехиометрическая валентность элемента

$$A = \mathcal{E}m B = 27,45 \cdot 2 = 54,9 \text{ г/моль.}$$

Так как атомная масса в а.е.м. численно равна мольной (молярной) массе, выражаемой в г/моль, то искомая атомная масса металла 54,9 а.е.м.

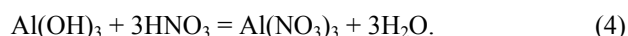
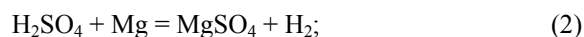
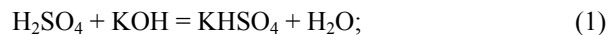
**Пример 6.** Сколько металла, эквивалентная масса которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310  $\text{см}^3$  кислорода при нормальных условиях?

**Решение.** Так как мольная (молярная) масса  $\text{O}_2$  32 г/моль при н.у. занимает объем 22,4 л, то объем эквивалентной массы кислорода 8 г/моль будет  $22,4 : 4 = 5,6$  л ( $5600 \text{ см}^3$ ). По закону эквивалентов:

$$m_{(\text{Me})} / \mathcal{E}m_{(\text{Me})} = V_0(\text{O}_2) / \mathcal{E}_V(\text{O}_2) \text{ или } m_{(\text{Me})} / 12,16 = 310 / 5600;$$

$$m_{(\text{Me})} = 12,16 \cdot 310 / 5600 = 0,673 \text{ г.}$$

**Пример 7.** Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в реакциях, выраженных уравнениями:



**Решение.** Эквивалент (эквивалентная масса) сложного вещества, как и эквивалент (эквивалентная масса) элемента, может иметь различные значения и зависит от того, в какую реакцию обмена вступает это вещество. Эквивалентная масса кислоты (основания) равна мольной массе ( $M$ ), деленной на число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл (на число вступающих в реакцию гидроксильных групп). Следовательно, эквивалентная масса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в реакции (1)  $\mathcal{E}m = M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$  г/моль, а в реакции (2)  $M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2 = 49$  г/моль. Эквивалентная масса  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в реакции (3) равна  $M(\text{Al}(\text{OH})_3) = 78$  г/моль, а в реакции (4)  $M(\text{Al}(\text{OH})_3)/3 = 26$  г/моль.

Задачу можно решить и другим способом. Так как  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взаимодействует с одной эквивалентной массой  $\text{KOH}$  и двумя эквивалентными массами магния, то ее эквивалентная масса равна в реакции (1)  $M/1$  г/моль и в реакции (2)  $M/2$

г/моль.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  взаимодействует с одной эквивалентной массой  $\text{HCl}$  и тремя эквивалентными массами  $\text{HNO}_3$ , поэтому его эквивалентная масса в реакции (3) равна  $M/1$  г/моль, в реакции (4)  $M/3$  г/моль. Эквиваленты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в уравнениях (1) и (2) соответственно равны 1 молю и 1/2 моля; эквиваленты  $\text{Al}(\text{OH})_3$  в уравнениях (3) и (4) соответственно равны 1 моль и 1/3 моля.

**Пример 8.** Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Вычислить эквивалентную массу металла  $\mathcal{E}m_{(\text{Me})}$ .

**Решение.** При решении задач следует иметь в виду: а) эквивалент (эквивалентная масса) гидроксида равен сумме эквивалентов (эквивалентных масс) металла и гидроксильной группы; б) эквивалент (эквивалентная масса) соли равен сумме эквивалентов (эквивалентных масс) металла и кислотного остатка.

Вообще эквивалент (эквивалентная масса) химического соединения равен сумме эквивалентов (эквивалентных масс) составляющих его частей. Учитывая сказанное, подставляем соответствующие данные:

$$3,85/1,60 = [\mathcal{E}m_{(\text{MeO})} + \mathcal{E}m(\text{NO}_3^-)] / [\mathcal{E}m_{(\text{Me})} + \mathcal{E}m(\text{OH}^-)];$$

$$3,85/1,60 = [\mathcal{E}m_{(\text{Me})} + 62] / [\mathcal{E}m_{(\text{Me})} + 17];$$

$$\mathcal{E}m_{(\text{Me})} = 15 \text{ г/моль.}$$

**Пример 9.** В какой массе  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  содержится столько же эквивалентов, сколько в 312 г  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

**Решение.** Эквивалентная масса  $\text{Al}(\text{OH})_3$  равна 1/3 его мольной массы, т.е.  $78/3 = 26$  г/моль. Следовательно, в 312 г  $\text{Al}(\text{OH})_3$  содержится  $312/26 = 12$  эквивалентов. Эквивалентная масса  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  равна 1/2 его мольной массы, т.е. 37 г/моль. Отсюда, 12 эквивалентов составляют  $37 \text{ г/моль} \cdot 12 \text{ моль} = 444$  г.

### ЗАДАНИЯ

1. Как найти объем газа, зная количество вещества этого газа? Какой объем занимают  $3,01 \cdot 10^{25}$  атомов аргона?
2. Какой объем при н.у. займут газы: водород, хлор, оксид углерода(II), массы которых соответственно равны: 30 г, 106,5 г, 112 г?
3. Вычислить объем газа при н.у., если при 30 °С и давлении 47 988 Па газ занимает объем 1900 см<sup>3</sup>.
4. При 25 °С и давлении 95 кПа объем газа равен 6 л. Какой объем будет занимать этот газ при 37 °С и давлении 700 мм рт. ст.?
5. Масса газа объемом 2 л (н.у.) равна 4,2 г. Рассчитать его мольную массу и плотность по водороду и фтору.
6. В газонаполненных лампах содержится смесь газов, имеющая объемный состав: 86 % аргона и 14 % азота. Каково парциальное давление каждого из газов, если общее давление 39 990 Па?
7. Вычислить мольные массы газов, если их относительные плотности равны: а) по водороду 8; б) по воздуху 0,897; в) по хлору 0,42. Найти плотность последнего газа по азоту.
8. Какой объем оксида азота(II) образуется при взаимодействии  $0,5 \cdot 10^{21}$  молекул азота с кислородом?
9. Вычислить массу 1 л  $\text{Ag}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NO}$  при 20 °С и 99 975 Па.
10. Вычислить мольную массу газа, если масса 0,7924 г его имеет объем 250 см<sup>3</sup> при 273,15 К и 101 325 Па.
11. Масса газа объемом 1,248 л при 17 °С и давлении 780 мм рт. ст. равна 3,12 г. Вычислить мольную массу газа.
12. Плотность газа по кислороду 0,875. Найти мольную массу газа. Какова его плотность по азоту?
13. Сколько молекул газа содержится в 1 м<sup>3</sup> газа при 32 °С в космосе при давлении  $133,3 \cdot 10^{16}$  Па?
14. Сколько молей составляют  $6,02 \cdot 10^{25}$  молекул этана;  $30,1 \cdot 10^{24}$  атомов неона;  $12,04 \cdot 10^{21}$  молекул аммиака?
15. Какой объем займет азот массой 0,5 кг при 20 °С и давлении 120 000 Па?
16. Масса 171 см<sup>3</sup> паров легко летучей жидкости при 91 °С и 102 344 Па равна 0,185 г. Найти молекулярную массу жидкости.
17. Баллон емкостью 20 л содержит 3 кг кислорода. Вычислить давление в баллоне при 20 °С.
18. Вычислить массу воздуха объемом 3 м<sup>3</sup> при 290 К и давлении 41 600 Па. Найти плотность воздуха по аммиаку.
19. В баллоне емкостью 40 л находятся 77 кг оксида углерода(IV) при 106 640 Па. Определить температуру газа.
20. При какой температуре находятся 5 кг азота, имеющие объем 50 л и давление 172 мм рт. ст.?
21. Определить эквиваленты и эквивалентные массы фосфора, теллура и йода в соединениях  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{HJO}_3$ .
22. В какой массе  $\text{NaOH}$  содержится столько же эквивалентов, сколько в 500 г  $\text{KOH}$ ?
23. Оксид трехвалентного элемента содержит 68,42 % элемента. Найти эквивалентную и атомную массы этого элемента.
24. Найти эквивалентную массу металла, если на восстановление 4,068 г его оксида израсходовалось 1,12 л водорода (н.у.)?
25. Вычислить эквивалентную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.
26. В 9,92 г оксида одновалентного металла содержится 7,36 г металла. Вычислить эквивалентные массы металла и его оксида.
27. На окисление 9 г двухвалентного металла требуется 4,14 л кислорода (н.у.). Вычислить эквивалентную и атомную массы металла. Указать металл.
28. Написать уравнения реакций  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  с азотной кислотой, при которых образуются: а) нитрат дигидроксожелеза; б) динитрат гидроксожелеза; в) нитрат железа. Вычислить эквивалентные массы  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  в каждой из этих реакций.
29. На растворы а) дигидрофосфата калия и б) хлорида дигидроксовисмута(III) подействовали избытком раствора

КОН. Написать уравнения реакций и определить эквивалентные массы названных солей.

30. В какой массе  $\text{Al}(\text{OH})_3$  содержится столько же эквивалентов, сколько в 58,32 г  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ?

31. На растворы гидрокарбоната магния и дихлорида гидроксохрома(III) действовали избытком соляной кислоты. Написать уравнения реакций и определить эквивалентные массы названных солей.

32. При окислении 33,48 г двухвалентного металла образовалось 43,08 г оксида. Найти эквивалентные массы металла и его оксида, атомную массу металла.

33. При взаимодействии 6,48 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 8,06 л водорода, измеренного при н.у. Найти эквивалентную и атомную массы металла.

34. На нейтрализацию 39,188 г ортофосфорной кислоты израсходовано 31,992 г  $\text{NaOH}$ . Найти эквивалентную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и ее основность в этой реакции. Написать уравнение реакции по расчетным данным.

35. На реакцию с 5,671 г фосфористой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$  израсходовано 7,746 г КОН. Найти эквивалентную массу и основность фосфористой кислоты. Написать уравнение реакции.

36. После обработки нитратом серебра 0,98 г хлорида некоторого металла образовалось 1,72 г осадка. Вычислить эквивалентную массу металла во взятом хлориде. Какова эквивалентная масса хлорида?

37. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 2,98 г хлорида некоторого одновалентного металла, образуется 2,2 г его сульфида. Какова эквивалентная масса металла?

38. Рассчитать объемный эквивалент азота при образовании аммиака  $\text{NH}_3$  и при образовании оксида азота(II).

39. Из 4,60 г металла получается 36,28 г его нитрата. Найти эквивалентную массу этого металла.

40. Из 9,28 г нитрата металла получается 6,68 г его хлорида. Вычислить эквивалентную массу металла.

## 1.2. ВЫВОД ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ

Формулы веществ показывают, какие элементы и в каком количестве входят в состав вещества. Различают формулы простейшие и истинные (молекулярные). Простейшая формула выражает наиболее простой возможный атомный состав молекул вещества, соответствующий отношениям масс между элементами, образующими данное вещество. Истинная (молекулярная) формула показывает действительное число атомов каждого элемента в молекуле для веществ молекулярного строения. Для вывода простейшей формулы вещества достаточно знать его состав и атомные массы образующих данное вещество элементов.

**Пример 1.** При полном сжигании соединения серы с водородом образуется 3,6 г воды и 12,8 г оксида серы(IV). Определить формулу исходного вещества.

**Решение.** Представим формулу соединения в виде  $\text{H}_x\text{S}_y$ , где  $x, y$  – число молей атомов водорода и серы, содержащихся в 1 моль вещества. Молярные массы воды и оксида серы(IV) равны 18 г/моль и 64 г/моль, соответственно. На основании условия задачи имеем:  $\text{H}_2\text{O} - 2\text{H}$  18 г  $\text{H}_2\text{O} - 2$  г  $\text{H}_2$

$$3,6 \text{ г } \text{H}_2\text{O} - a \text{ г } \text{H}_2;$$

$$a = 3,6 \cdot 2 / 18 = 0,4 \text{ г } \text{H}_2.$$

Число молей атомов водорода равно  $x = 0,4 / 1 = 0,4$ .

Аналогично имеем для  $\text{SO}_2$ :

$$\text{SO}_2 - \text{S};$$

$$64 \text{ г } \text{SO}_2 - 32 \text{ г } \text{S};$$

$$12,8 \text{ г } \text{SO}_2 - b \text{ г } \text{S};$$

$$b = 12,8 \cdot 32 / 64 = 6,4 \text{ г}.$$

Тогда число молей атомов серы равно  $y = 6,4 / 32 = 0,2$  моль.

$$x : y = 0,4 : 0,2 = 2 : 1.$$

Формула исходного соединения  $\text{H}_2\text{S}$ .

**Пример 2.** При обезвоживании 1,197 г кристаллогидрата хлорида меди(II) потеря в массе составила 0,252 г. Установить формулу кристаллогидрата хлорида меди.

**Решение.** Пусть формула кристаллогидрата будет  $m\text{CuCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ , где  $n$  – число молей воды (искомая величина).

$$M(\text{CuCl}_2) = 135 \text{ г/моль}; \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}.$$

Масса безводной соли равна  $1,197 - 0,252 = 0,945$  г.

Число молей  $\text{CuCl}_2(m)$  равно  $0,945 / 135 = 0,007$  моль.

Число молей  $\text{H}_2\text{O}(n)$  равно  $0,252 / 18 = 0,014$  моль.

Отношение молей  $m : n = 1 : 2$ .

Формула кристаллогидрата  $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

**Пример 3.** Определить молекулярную формулу соединения, содержащего 30,43 % азота и 69,57 % кислорода. Плотность этого вещества по водороду равна 46.

**Решение.** Истинные молекулярные формулы показывают действительное число атомов каждого элемента в мо-

лекуле. Для вывода истинной формулы вещества, кроме его количественного состава, надо знать и его молекулярную массу.

Формулу вещества, данного в задаче, представим так:  $N_xO_y$ . Определяем соотношение между числом атомов азота и кислорода:

$$x : y = 30,43/14 : 69,57/16 = 2,17 : 4,34 = 1 : 2.$$

Соотношение между числом атомов азота и кислорода в молекуле 1 : 2, т.е. простейшая формула этого вещества  $NO_2$ . Молекулярная масса молекулы равна 46. Молекулярная масса вещества равна:  $M = 2D(H_2) = 2 \cdot 46 = 92$ . Следовательно, в молекуле вещества должно содержаться:  $92/46 = 2$  группы  $NO_2$ . Истинная формула вещества  $N_2O_4$ .

**Пример 4.** Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 % (масс.) водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найти молекулярную формулу соединения.

**Решение.** Находим отношение числа атомов азота ( $x$ ) к числу атомов водорода ( $y$ ) в молекуле соединения:

$$x : y = 87,5/14 : 12,5/1 = 6,25 : 12,5 = 1 : 2.$$

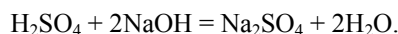
Простейшая формула соединения  $NH_2$ . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16. Истинную молекулярную массу вещества находим из его плотности по водороду:  $M = 2 \cdot 16 = 32$ .

Таким образом, истинная молекулярная масса вещества вдвое больше вычисленной по его простейшей формуле. Следовательно, истинная молекулярная формула соединения  $N_2H_4$ .

В уравнении химической реакции каждая формула изображает один моль соответствующего вещества. Поэтому, зная молярные массы участвующих веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате ее протекания. Если в реакции участвуют вещества в газообразном состоянии, то уравнение реакции позволяет найти их объемные отношения.

**Пример 5.** Найти массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

**Решение.** Уравнение протекающей реакции



Молекулярные массы  $H_2SO_4$  и  $NaOH$  соответственно равны 98 и 40; следовательно, их молярные массы составляют 98 и 40 г/моль.

Согласно уравнению реакции, 1 моль  $H_2SO_4$  реагирует с 2 молями  $NaOH$ , т.е.

$$98 \text{ г } H_2SO_4 \text{ нейтрализует } 80 \text{ г } NaOH$$

$$x \text{ г } H_2SO_4 \text{ нейтрализует } 20 \text{ г } NaOH,$$

отсюда  $x = 98 \cdot 20 / 80 = 24,5$  г.

**Пример 6.** Хлор может быть получен действием серной кислоты на смесь  $MnO_2$  с  $NaCl$ . Реакция протекает по уравнению



Какой объем хлора (н.у.) можно получить из 100 г хлорида натрия?

**Решение.** Согласно уравнению реакции, из 2 молей  $NaCl$  получается 1 моль  $Cl_2$ . Рассчитав массу 2 молей  $NaCl$  (117 г), составляем пропорцию:

$$117 \text{ г } NaCl \text{ дают } 22,4 \text{ л } Cl_2$$

$$100 \text{ г } NaCl \text{ дают } x \text{ л } Cl_2$$

Следовательно,  $x = 22,4 \cdot 100 / 117 = 19,15$  л.

## ЗАДАНИЯ

41. Установить формулу углеводорода, если при сгорании 1,344 г этого углеводорода образуется 4,224 г  $CO_2$  и 1,728 г воды. Плотность углеводорода по водороду 63.

42. При полном сжигании 15,2 г вещества образовалось 8,8 г углекислого газа и 25,6 г сернистого газа. Найти простейшую формулу вещества и его плотность по азоту.

43. Вывести формулу кремневодорода, если при сжигании 24,8 г его образуется 48 г диоксида кремния. Плотность кремневодорода по воздуху 2,14.

44. Найти формулу вещества, содержащего 93,75 % углерода и 6,25 % водорода, если плотность этого вещества по кислороду равна 4.

45. При сгорании 4,3 г углеводорода образовалось 13,2 г углекислого газа. Плотность углеводорода по азоту равна 3,07. Найти формулу углеводорода.

46. Определить формулу углеводорода, содержащего 82,76 % углерода и 17,24 % водорода; 2,24 л этого углеводорода в газообразном состоянии имеют массу 5,8 г.

47. Определить формулу кристаллогидрата сульфата железа(II), если при прокаливании 11,12 г кристаллогидрата потеря в массе составила 5,04 г.

48. В состав органического соединения входят углерод, водород, хлор; массовые доли элементов составляют (%): углерода – 37,2; водорода – 7,8; хлора – 54,9. Плотность паров вещества по воздуху 2,22. Установить молекулярную формулу соединения.

49. При сжигании 0,24 г некоторого соединения азота с водородом получено 0,27 г H<sub>2</sub>O и 168 мл азота (при 0 °С и 101,3 кПа). Плотность пара азотсодержащего вещества по воздуху 1,1. Какова истинная формула вещества.

50. Вещество содержит углерод, водород и бром. При полном сгорании 0,752 г этого вещества было получено 0,352 г CO<sub>2</sub> и 0,144 г H<sub>2</sub>O. Плотность вещества по кислороду 5,875. Какова формула вещества?

51. Состав вещества выражается в массовых долях процента: углерода 12,12 %; кислорода 16,16 %; хлора 71,72 %. Плотность по кислороду 3,094. Найти формулу вещества.

52. Соединение серы с фтором содержит 62,8 % S и 37,2 % F. Масса 118 мл данного соединения в форме газа, измеренного при 7 °С и 98,64 кПа равна 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

53. Фторид водорода содержит 95 % F. При некоторой температуре плотность его пара по водороду равна 20. Какова истинная формула фторида водорода? Каков будет состав молекулы, если плотность при повышении температуры достигнет 10?

54. При сжигании неизвестного вещества массой 10,8 г в кислороде образовалось: 5,6 г азота; 17,6 г углекислого газа и 3,6 г воды. Определить формулу вещества, если его молярная масса равна 27 г/моль.

55. Найти формулу соединения бора с водородом (борана), имеющего состав в массовых долях процента: бора – 78,57; водорода – 21,43, если масса 1 л этого газа равна массе 1 л азота при нормальных физических условиях.

56. Некоторая кислота содержит водород (массовая доля 2,2 %), йод (55,7 %) и кислород (42,1 %). Определить простейшую формулу этой кислоты.

57. Найти формулу соединения, имеющего состав в массовых долях процента: кальция – 29,4; водорода – 0,74; фосфора – 22,8; кислорода – 47,06. Плотность по азоту 4,857.

58. Некоторое соединение содержит 75,76 % As и 24,24 % O. Плотность его пара по воздуху составляет 13,65. Найти истинную формулу соединения. Какова будет его истинная формула, если при повышении температуры плотность пара уменьшится в два раза?

59. Определить формулу кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента: натрия – 16,08; углерода – 4,20; кислорода – 72,72; водорода – 7,00.

60. Определить формулу кристаллогидрата, имеющего состав в массовых долях процента: магния – 9,81; серы – 13,0; кислорода – 26,0; воды – 51,2.

61. К раствору, содержащему 26,1 г нитрата бария, добавили раствор, содержащий 0,25 моль сульфата натрия. Полученный осадок отфильтровали. Какие вещества содержатся в фильтрате? Определите их количества.

62. При растворении в кислоте 2,33 г смеси железа и цинка было получено 986 мл водорода. Сколько граммов каждого из металлов содержалось в смеси?

63. В стакан со 100 мл воды опустили кусочек лития массой 28 г. Рассчитать, на сколько граммов уменьшилась масса содержимого стакана после окончания реакции?

64. Песок массой 2 кг сплавляли с избытком гидроксида калия, получилось 3,82 кг силиката калия. Каков выход продукта реакции, если массовая доля оксида кремния(IV) в песке 90 %.

65. В некоторой порции пентагидрата сульфата меди содержится 0,25 моль воды. Какова масса этой порции кристаллогидрата?

66. Галогенид кальция массой 0,2 г по реакции с раствором нитрата серебра образовал 0,376 г галогенида серебра. Какой галогенид кальция участвовал в реакции?

67. Для получения чистого азота нагревают нитрит аммония:  $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

Над водой было собрано 7 л азота при 27 °С и давлении влажного газа 770 мм рт. ст. Какое количество соли было подвергнуто разложению?

68. Сколько килограммов 20 %-ной фосфорной кислоты можно получить из 500 кг фосфорита, содержащего 70 % Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>?

69. Определить степень чистоты теллура, если при сжигании 12,76 г его до диоксида теллура требуется 2,3 л кислорода, объем которого был измерен при 17 °С и 780 мм рт. ст.

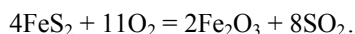
70. Определить содержание углерода в угле, если из 205,8 г угля был получен при н.у. 1 м<sup>3</sup> газа, содержащего 2 % CH<sub>4</sub>, 29 % CO и 2 % CO<sub>2</sub>.

71. При разложении галогенида аммония массой 4,9 г получили аммиак, объем которого при нормальных физических условиях равен 1,12 л? Какой галогенид был взят?

72. При гидролизе 2,88 г карбида алюминия горячей водой выделилось 1,23 л метана, собранного при 20 °С и 770 мм рт. ст. Составить уравнение гидролиза и определить степень чистоты карбида алюминия.

73. Какое количество кислорода по массе и по объему (н.у.) получится при разложении одинаковых количеств (10 г) BaO<sub>2</sub> и HgO?

74. Вычислить, какой объем воздуха (н.у.) потребуется для обжига пирита, чтобы получилось 1000 м<sup>3</sup> оксида серы(IV). Объемное содержание кислорода в воздухе принять равным 20 %. Уравнение реакции:



75. Какой объем хлора при н.ф.у. потребуется для хлорирования смеси меди и железа массой 60 г? Массовая доля меди в смеси составляет 53,3?

76. При сгорании технической серы массой 20 г выделился газ, который пропустили через избыток раствора гидроксида натрия. В реакцию вступил гидроксид массой 24 г. Определить массовую долю серы в техническом продукте.

77. Рассчитать массу (г) гидроксида алюминия и объем (н.у.) сероводорода, полученных при взаимодействии 50,05 г

сульфида алюминия с избытком воды.

78. Раствор, содержащий 25,5 г  $\text{AgNO}_3$ , смешивают с раствором, содержащим сульфид натрия массой 7,8 г. Какая масса осадка образовалась в результате реакции?

79. На восстановление оксида неизвестного металла(II) массой 6,4 г израсходовано 2,56 л водорода, измеренного при н.у. Определить, какой это металл, как этот металл взаимодействует с водородом? Написать соответствующие уравнения реакций.

80. При пропускании сероводорода объемом 2,8 л при н.ф.у. через избыток раствора сульфата меди(II) образовался осадок массой 11,4 г. Определить выход продукта реакции.

### 1.3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

При решении вопросов, связанных с электронной структурой атомов, следует исходить из того, что любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел  $n$ ,  $l$ ,  $m$  и  $s$ . Состояние электрона в атоме, отвечающее определенным значениям квантовых чисел  $n$ ,  $l$  и  $m$ , называется *атомной электронной орбиталью*.

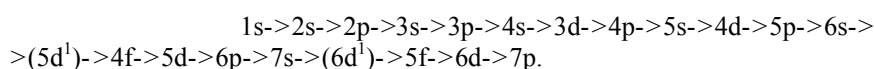
Каждая атомная орбиталь (АО) характеризуется определенным распределением в пространстве волновой функции  $\Psi$ , квадрат которой определяет вероятность обнаружения электрона в соответствующей области пространства. Атомные орбитали, которым отвечают значения  $l$ , равные 0, 1, 2 и 3, называются соответственно s-, p-, d- и f-орбиталями. В графических схемах электронного строения атомов каждая орбиталь обозначается символом  $\square$ .

Согласно *принципу запрета Паули*, в атоме не может быть двух электронов, характеризующихся одинаковым набором квантовых чисел. Из этого следует, что каждая атомная орбиталь может быть занята не более чем двумя электронами, причем их спиновые квантовые числа должны быть различными, что символически обозначают так:  $\uparrow\downarrow$ .

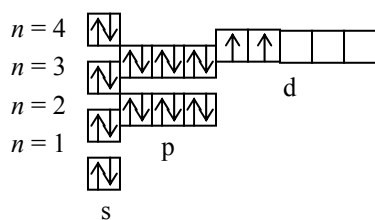
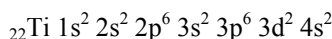
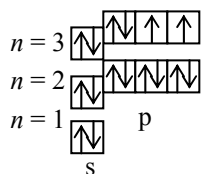
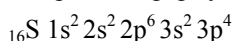
Устойчивому (невозбужденному) состоянию многоэлектронного атома отвечает такое распределение электронов по АО, при котором энергия атома минимальна. Поэтому АО заполняются в порядке последовательного возрастания их энергий (при этом не должен нарушаться принцип запрета Паули). Порядок заполнения электронами АО определяется *правилами Клечковского*, которые учитывают зависимость энергии орбитали от значений как главного ( $n$ ), так и орбитального ( $l$ ) квантовых чисел. Согласно этим правилам, АО заполняются электронами в порядке последовательного увеличения суммы  $n + l$  (1-е правило Клечковского, т.е. сначала заполняется тот подуровень, где сумма меньше), а при одинаковых значениях этой суммы – в порядке последовательного возрастания главного квантового числа  $n$  (2-е правило Клечковского, т.е. заполняется подуровень с меньшим  $n$  и бóльшим  $l$ ).

**Пример 1.** Составить электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22. Показать распределение электронов этих атомов по атомным электронным орбиталям.

**Решение.** Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов  $nl^x$ , где  $n$  – главное квантовое число;  $l$  – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s, p, d, f);  $x$  – число электронов в данном подуровне (орбиталях). При этом следует учитывать, что электрон занимает тот энергетический подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией – меньшая сумма  $n + l$  (правило Клечковского). Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней следующая:



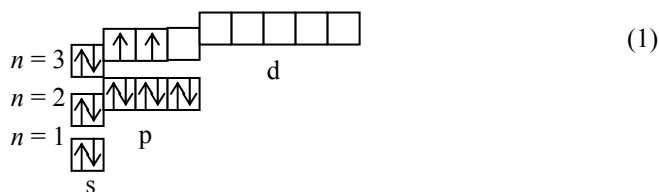
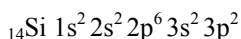
Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И. Менделеева, то для элементов  $Z = 16$  (сера) и  $Z = 22$  (титан) электронные формулы имеют вид:



**Пример 2.** Составить электронную и электронно-графическую формулы атома кремния в нормальном и возбужденном состояниях.

**Решение.** Составляем электронную формулу атома кремния:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ . Валентными орбиталями в этом

атоме являются орбитали внешнего, третьего, энергетического уровня, т.е. 3s-, 3p- и незаполненные 3d-орбитали. Графическая схема заполнения электронами орбиталей имеет следующий вид:



Размещение электронов на 3p-подуровне показано здесь в соответствии с правилом Хунда: суммарный спин атома имеет при этом максимальное значение (1). Другие возможные размещения электронов на 3p-подуровне, например:



или

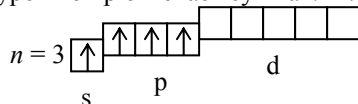


отвечают нулевому значению суммарного спина атома.

При затрате некоторой энергии один из 3s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь; при этом энергия атома возрастает, так что возникающая электронная конфигурация ( $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ ) также соответствует одному из возможных возбужденных состояний кремния:

**Пример 3.** Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения подуровня 4p?

**Решение.** Подуровню 4p отвечает сумма  $n + l$ , равная  $4 + 1 = 5$ . Такой же суммой  $n + l$  характеризуются подуров-



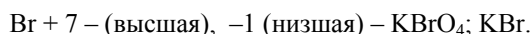
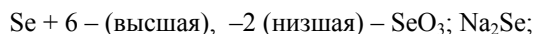
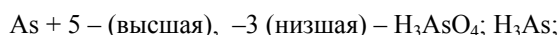
ни 3d ( $3 + 2 = 5$ ) и 5s ( $5 + 0 = 5$ ). Но состоянию 3d отвечает меньшее значение  $n$  ( $n = 3$ ), чем состоянию 4p; поэтому подуровень 3d будет заполняться раньше, чем подуровень 4p. Значит, после заполнения подуровня 4p будет заполняться подуровень 5s, которому отвечает на единицу большее значение  $n$  ( $n = 5$ ).

Размещение электронов по АО в пределах одного энергетического подуровня определяется правилом Хунда (Гунда), согласно которому минимальной энергии атома соответствует такое распределение электронов на АО данного подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально; при любом другом размещении электронов атом будет находиться в возбужденном состоянии, т.е. будет характеризоваться более высокой энергией.

**Пример 4.** Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составить формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

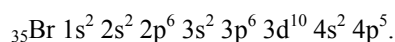
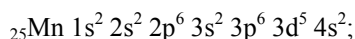
**Решение.** Высшую степень окисления элемента определяет номер группы периодической системы Д.И. Менделеева, в которой он находится. Низшая степень окисления определяется тем условным зарядом, который приобретает атом при присоединении того количества электронов, которое необходимо для образования устойчивой восьмиэлектронной оболочки ( $ns^2 np^6$ ) или разностью  $N - 8$ , где  $N$  – номер группы, в которой находится элемент-неметалл.

Данные элементы находятся соответственно в V, VI, VII группах в главных подгруппах и имеют структуру внешнего энергетического уровня  $s^2 p^3$ ,  $s^2 p^4$  и  $s^2 p^5$ . Следовательно, степени окисления мышьяка, селена, брома и соединения тако-



**Пример 5.** У какого из элементов четвертого периода – марганца или брома – сильнее выражены металлические свойства?

**Решение.** Электронные формулы данных элементов

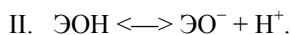
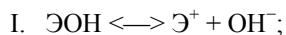
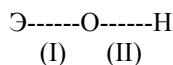


Марганец – d-элемент VII группы побочной подгруппы, а бром – p-элемент VII группы главной подгруппы. На внешнем энергетическом уровне у атома марганца два электрона, а у атома брома – семь. Атомы типичных металлов характеризуются наличием небольшого числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, тенденцией терять эти электроны. Они обладают только **восстановительными** свойствами и не образуют элементарных отрицательных ионов. Элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат более трех электронов, обладают определенным сродством к электрону, а следовательно, приобретают отрицательную степень окисления и даже образуют элементарные отрицательные ионы. Таким образом, марганец, как и все металлы, обладает только восстановительными свойствами, тогда как для брома, проявляющего слабые восстановительные свойства, более свойственны окислительные функции. Общей закономерностью для всех групп, содержащих p- и d-элементы, является преобладание металлических

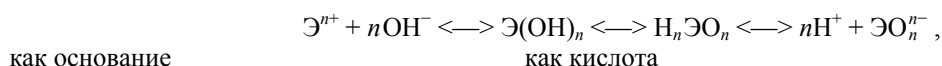
свойств у d-элементов. Следовательно, металлические свойства у марганца сильнее выражены, чем у брома.

**Пример 6.** Как зависят кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов элементов, их образующих? Какие гидроксиды называются амфотерными (амфолитами)?

**Решение.** Если данный элемент проявляет переменную степень окисления и образует несколько оксидов и гидроксидов, то с увеличением степени окисления свойства последних меняются от основных к амфотерным и кислотным. Это объясняется характером электролитической диссоциации (ионизации) гидроксидов ЭОН, которая в зависимости от сравнительной прочности и полярности связей Э–О и О–Н может протекать по двум типам:

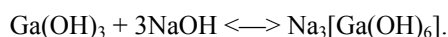
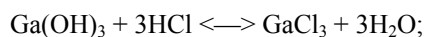


Полярность связей, в свою очередь, определяется разностью электроотрицательностей компонентов, размерами и эффективными зарядами атомов. Диссоциация по кислотному типу (II) протекает, если  $E_{\text{O-H}} \ll E_{\text{Э-O}}$  (высокая степень окисления), а по основному типу, если  $E_{\text{O-H}} \gg E_{\text{Э-O}}$  (низкая степень окисления). Если прочности связей О–Н и Э–О близки или равны, диссоциация гидроксида может одновременно протекать и по (I), и по (II) типам. В этом случае речь идет об амфотерных электролитах (амфолитах):



где Э – элемент;  $n$  – его степень окисления.

В кислой среде амфолит проявляет основной характер, а в щелочной среде – кислотный характер:



Электромагнитное излучение атома связано с переходом электронов с более удаленных от ядра стационарных орбит на более близкие, при этом происходит излучение фотонов. При переходе в обратном направлении – поглощение фотонов, энергия которых  $E$  определяется уравнением Планка:

$$E = h\nu,$$

где  $h$  – постоянная Планка, или квант действия, равна  $6,626 \cdot 10^{-34}$  Дж·с;  $\nu$  – частота излучения, которая связана со скоростью света  $c$  и длиной волны  $\lambda$  соотношением  $\nu = c/\lambda$ .

Можно вычислить массу фотона  $m$ , используя закон взаимосвязи массы и энергии:  $E = mc^2$ . Сочетая приведенные уравнения получаем выражение:  $\lambda = h/mc$ , которое связывает массу движущегося фотона с длиной его волны.

В 1924 г. де Бройль пришел к выводу, что двойственная природа характерна не только для фотонов и что каждая частица, имеющая массу покоя, при своем движении обладает также и волновыми свойствами. Длина волны  $\lambda$ , возникающей при движении материальной частицы, зависит от ее массы покоя  $m$ , скорости  $v$  и определяется уравнением

$$\lambda = h/mv.$$

Волны, возникающие при движении материальных частиц, получили название *волн де Бройля*.

**Пример 7.** Вычислить массу фотона, отвечающего длине волны  $589 \cdot 10^{-9}$  м.

**Решение.** Масса фотона вычисляется по уравнению  $\lambda = h/mc$ . Принимая скорость фотона равной скорости света  $c = 3 \cdot 10^8$  м/с, а длину волны  $\lambda = 589 \cdot 10^{-9}$  м, находим

$$m = h/\lambda c = 6,626 \cdot 10^{-34} / 589 \cdot 10^{-9} \cdot 3 \cdot 10^8 = 3,75 \cdot 10^{-36} \text{ кг.}$$

Ядро атома: структурными единицами атомного ядра являются протоны (p) и нейтроны (n), представляющие собой два различных состояния одной и той же частицы – нуклона. Возможный переход нуклона из одного состояния в другое сопровождается появлением электрона  $e^-$  или позитрона  $e^+$  вместе с частицей, не имеющей заряда и массы покоя – нейтрино  $\nu$ :  $p \rightarrow n + e^+ + \nu$ ;  $n \rightarrow p + e^- + \nu$ .

В ядре между нуклонами действуют силы притяжения, называемые ядерными. Для них характерно: 1) действие между всеми частицами ядра; 2) высокая мощность, благодаря которой плотность ядерного вещества достигает огромного значения, порядка  $10^{14}$  г/см<sup>3</sup>; 3) способность действовать только на очень малых расстояниях, не превышающих размера самого ядра ( $10^{-13}$  см).

Число протонов в ядре равно заряду ядра ( $Z$ ) и порядковому номеру элемента в периодической системе. Общая сумма протонов и нейтронов называется массовым числом ( $A$ ), которое равно целому числу, ближайшему к относительной атомной массе данного элемента ( $A_r$ ). Разность ( $A - Z$ ) определяет число нейтронов в ядре.

Дефектом массы ( $\Delta m$ ) называют разность между массой ядра и арифметической суммой масс протонов и нейтронов, входящих в его состав. Дефект массы связан с энергией, выделяющейся при образовании ядра, соотношением Эйнштейна



$\Delta E = \Delta mc^2$ . Чем больше  $\Delta m$ , тем больше энергия связи между частицами в ядре и тем выше его устойчивость. Благодаря большим значениям  $\Delta m$  для ядерных реакций применим не закон сохранения массы, а общий закон сохранения материи:  $\Sigma m + \Sigma E = \text{const}$ .

Ядерные реакции: первая ядерная реакция была осуществлена бомбардировкой  $\alpha$ -частицами (ядра атома гелия) атомов азота и привела к открытию протона (Э. Резерфорд, 1919):  ${}^{14}_7\text{N} + {}^4_2\text{He} = ({}^{18}_9\text{F}) = {}^{17}_8\text{O} + {}^1_1\text{H}$ . Уравнение этой же реакции в общепринятой краткой символической форме:  ${}^{14}_7\text{N}(\alpha, p), {}^{17}_8\text{O}$ , т.е. указывается: ядро-мишень, бомбардирующая частица («снаряд»), вылетающая частица и образовавшееся ядро. Большая часть ядерных реакций протекает в две стадии: 1) захват «снаряда» ядром-мишенью и 2) распад неустойчивого продукта захвата с образованием конечного ядра – продукта реакции.

Радиоактивность – это самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого, которое сопровождается испусканием элементарных частиц или ядер (например, ядер атома гелия). Явление радиоактивности, открытое А. Беккерелем (1896), было объяснено Э. Резерфордом и Ф. Содди (1903). Радиоактивными называют элементы, все изотопы которых радиоактивны: технеций  ${}_{43}\text{Tc}$ , прометий  ${}_{61}\text{Pm}$  и все элементы конца периодической системы, начиная с полония  ${}_{84}\text{Po}$ . Есть элементы, которые кроме стабильных изотопов, например  ${}^{39}\text{K}$ ,  ${}^{86}\text{Rb}$ ,  ${}^{139}\text{La}$ , имеют радиоактивные долгоживущие изотопы  ${}^{40}\text{K}$ ,  ${}^{87}\text{Rb}$ ,  ${}^{138}\text{La}$ .

Согласно правилу смещения (Ф. Содди и К. Фаянс, 1913) образующийся при радиоактивном распаде элемент оказывается смещенным относительно исходного или в направлении начала периодической системы, если выбрасываемая ядром частица имеет положительный заряд, или в направлении конца периодической системы, если выбрасываемая частица заряжена отрицательно. Число клеток, на которое происходит смещение (изменение порядкового номера), равно числу зарядов выбрасываемой частицы.

Существует несколько видов радиоактивного распада. Например, 1)  $\alpha$ -распад:  ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^4_2\text{He}$ ; 2) электронный или  $\beta^-$ -распад:  ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^{14}_7\text{N} + e^-$ ; 3) позитронный или  $\beta^+$ -распад, обнаруженный у изотопов, образующихся при бомбардировке ядер легких элементов  $\alpha$ -частицами (Ирен и Фредерик Жолио Кюри, 1934):  ${}^{27}_{13}\text{Al} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{31}_{15}\text{P} \rightarrow {}^{31}_{14}\text{Si} + e^+$ ; 4) электронный захват (Л. Альварец, 1933), при котором ядро захватывает электрон с ближайшего электронного слоя – К-захват, и этот электрон вместе с одним из протонов ядра превращается в нейтрон:  $p + e^- \rightarrow n$ .  ${}^{40}_{19}\text{K} + e^- \rightarrow {}^{40}_{18}\text{Ar} + \gamma$ ; 5) спонтанное деление – это самопроизвольный распад тяжелых ядер ( $Z \geq 90$ ) на два (редко на 3 или на 4) осколка, которыми являются ядра элементов середины периодической системы. Деление сопровождается испусканием нейтронов (от 2 до 4). Радиоактивный распад часто сопровождается  $\gamma$ -излучением ( $\lambda = 0,0004 \dots 0,02$  нм), который является результатом перехода возбужденного ядра на более низкий энергетический уровень.

Деление атомных ядер тяжелых элементов вызывается и действием сравнительно медленных «тепловых» нейтронов в ядерных реакторах:  ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0n \rightarrow {}^{92}_{36}\text{Kr} + {}^{141}_{56}\text{Ba} + 2^1_0n$ . Нейтроны большей энергии захватываются ядром урана, после чего за счет  $\beta^-$ -распада последовательно образуются два первых трансурановых элемента – нептуний Np и плутоний Pu:  ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{239}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{239}_{93}\text{Np} \rightarrow {}^{239}_{94}\text{Pu}$ .

Радиоактивность элементов возникает при таком количественном соотношении протонов и нейтронов ( $Z/A$ ), при котором ядро переходит в возбужденное состояние. Ядро оказывается наиболее устойчивым при соотношении  $Z/A$ , равным 0,5 для легких изотопов и 0,38 для тяжелых ( $Z \approx 100$ ). Позитронный распад и электронный захват увеличивают число нейтронов, поэтому характерны для изотопов легких элементов с дефицитом нейтронов ( $Z/A$  больше оптимального). Тяжелым элементам с избытком нейтронов и значением  $Z/A$  меньшим оптимального свойственен  $\beta^-$ -распад, уменьшающий число нейтронов в ядре. Для тяжелых ядер, даже в случае приближения  $Z/A$  к оптимальному значению,  $E_{\text{св}}$   $\alpha$ -частиц уменьшается настолько, что становится энергетически выгодным  $\alpha$ -распад или спонтанное деление.

За единицу радиоактивного распада в СИ принят беккерель (Бк) – радиоактивность, при которой за 1 с происходит 1 акт распада ( $\text{с}^{-1}$ ). внесистемная единица кюри (Ку) равна  $3,7 \cdot 10^{10}$  Бк (число  $\alpha$ -частиц, которые испускает радий массой в 1 г в 1 с).

Периодом полураспада  $T_{1/2}$  называют время, за которое распадается половина первоначального количества радиоактивного элемента. Для  ${}^{212}_{84}\text{Po}$  и  ${}^{50}_{23}\text{V}$  эта величина соответственно равна  $3 \cdot 10^{-7}$  с и  $6 \cdot 10^{15}$  лет. Константой радиоактивного распада  $\lambda$  ( $\text{с}^{-1}$ ) называют величину, которая показывает, какая доля наличного числа атомов радиоактивного изотопа распадается в единицу времени. Обратная величина  $1/\lambda$  (с) – среднее время жизни радиоактивного элемента – указывает, из какого числа ядер распадается одно ядро в течение 1 с. Константа распада и период полураспада связаны между собой соотношением:  $\lambda T_{1/2} = \ln 2 = 0,693$ .

**Пример 8.** Из скольких атомов изотопа  ${}^{40}\text{K}$  каждую секунду распадается одно ядро, если константа радиоактивного распада для него равна  $1,7 \cdot 10^{-17} \text{с}^{-1}$ ?

**Решение.**  $1/\lambda = 1 / (1,7 \cdot 10^{-17}) = 6 \cdot 10^{16}$  с. Таким образом, за 1 секунду из  $6 \cdot 10^{16}$  ядер изотопа  ${}^{40}\text{K}$  распадается одно ядро.

**Пример 9.** Период полураспада радия 1617 лет. Как это определяет константу радиоактивного распада радия? Из скольких атомов и сколько атомов радия распадается за 1 с?

**Решение.** 1). Так как  $\lambda T_{1/2} = 0,693$ , то  $\lambda(\text{Ra}) = 0,693 / T_{1/2}(\text{Ra}) = 0,693 / (1617 \cdot 365 \cdot 24 \cdot 3600) = 1,36 \cdot 10^{-11} \text{с}^{-1}$ .

2) Если  $\lambda(\text{Ra}) = 1,36 \cdot 10^{-11} \approx 1,4 \cdot 10^{-11} = 14 \cdot 10^{-12} = 14/10^{12}$ , то из  $10^{12}$  атомов за 1 с распадутся 14 атомов радия.

Уравнения ядерных реакций (в том числе и реакций радиоактивного распада) должны удовлетворять *правилу равенства сумм индексов*: 1) сумма массовых чисел частиц, вступающих в реакцию, равна сумме массовых чисел частиц, образующихся в результате реакции; при этом массы электронов, позитронов и фотонов не учитываются; 2) суммы зарядов частиц, вступающих в реакцию и частиц – продуктов реакции, равны между собой.

## ЗАДАНИЯ

81. Изотоп какого элемента имеет относительную молекулярную массу 135 и 79 нейтронов в ядре? Написать электронную конфигурацию иона этого элемента.
82. Составить формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы Д.И. Менделеева, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Написать уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.
83. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 5s или 4d; 6s или 5p, 4f или 6p? Почему? Написать электронную и электронно-графическую формулы атома элемента с порядковым номером 43, указать его электронное семейство.
84. Для какого элемента электронная структура атома не укладывается в общее эмпирическое правило: «На внешнем электронном слое атомов не бывает больше 8 электронов»? Почему аномалия в электронной структуре атома этого элемента мало сказывается на его химических свойствах?
85. Что такое изотопы? Чем можно объяснить, что у большинства элементов периодической системы атомные массы выражаются дробными числами? Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковую массу? Написать электронную и электронно-графическую формулы атома элемента с порядковым номером 51.
86. Привести полную электронную конфигурацию атомов элементов со следующей конфигурацией их внешних слоев:  $3s^2; 6s^1; 7s^2p^2$ . У какого из этих элементов и почему наиболее выражены металлические свойства?
87. Привести примеры соединений, в состав которых входят: а) анион с конфигурацией  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  и катион с конфигурацией  $1s^22s^22p^6$ ; б) катион с конфигурацией  $1s^22s^22p^63s^23p^6$  и анион с конфигурацией  $1s^22s^22p^6$ .
88. Рассчитать число протонов и нейтронов в ядре атома технеция (изотоп с атомной массой 99) и ядре атома радия (изотоп с атомной массой 226). Показать распределение электронов по уровням и подуровням у этих атомов.
89. Масса ядра атома некоторого изотопа равна 181 у.е. В электронной оболочке атома 73 электрона. Указать: а) сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома; б) какой это элемент; в) написать электронную структуру этого атома.
90. Что такое электроотрицательность? Как она изменяется у р-элементов в периоде, в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему? Написать электронную и электронно-графическую формулы атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 49.
91. Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего энергетических уровней: а)  $2s^22p^63s^23p^1$ ; б)  $3s^23p^63d^34s^2$ ; в)  $3s^23p^63d^{10}4s^24p^5$ ; г)  $4s^24p^64d^75s^1$ ; д)  $4s^24p^64d^{10}5s^0$ ?
92. Дописать уравнения ядерных реакций: а)  ${}_{92}^{239}\text{U} \longrightarrow {}_{93}^{239}\text{Np} + \dots$ ; б)  ${}_{25}^{55}\text{Mn} + n \longrightarrow {}_{23}^{52}\text{V} + \dots$ .
93. Какие орбитали заполняются электронами раньше: 5d или 6p; 7s или 6p, 6d или 4f? Почему? Написать электронную и электронно-графическую формулы атома элемента с порядковым номером 48. Указать электронное семейство элемента.
94. Исходя из положения металлов в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов более сильное основание:  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  или  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sr}(\text{OH})_2$ ?
95. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d-, и f-орбитали данного энергетического уровня? Почему? Написать электронную и электронно-графическую формулы атома элемента с порядковым номером 45.
96. Какова современная формулировка периодического закона? Изотоп какого элемента имеет относительную молекулярную массу 70 и 40 нейтронов в ядре? Написать электронную конфигурацию иона этого элемента.
97. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой: а)  $5s^25p^4$ ; б)  $3d^54s^1$ ; в)  $3d^{10}4s^1$ ; г)  $5d^16s^2$ . Определить порядковый номер и названия элементов, указать их электронное семейство.
98. Описать электронную конфигурацию атома висмута и иона  $\text{Bi}^{3+}$ ; атома хрома и иона  $\text{Cr}^{2+}$ ; атома церия и иона  $\text{Ce}^{3+}$ .
99. Указать особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Сколько 4s-электронов содержат возбужденные атомы этих элементов? Что происходит при возбуждении? Указать электронное семейство этих элементов и написать формулы всех их гидроксидов.
100. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов, дать мотивированный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов является более сильным основанием:  
 $\text{CuOH}$  или  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  или  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  или  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ .
- Написать уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова(II).
101. Вычислить массу фотона, соответствующую линии серии Бальмера, если отвечающая ей длина волны  $\lambda = 6563 \cdot 10^{-10}$  м.
102. Вычислить длину волны де Бройля, которая соответствует электрону с массой  $9,1 \cdot 10^{-31}$  кг, движущемуся со скоростью  $6 \cdot 10^{10}$  м/с.
103. Вычислить длину волны де Бройля, которая соответствует  $\alpha$ -частице с массой  $6,6 \cdot 10^{-27}$  кг, движущейся со скоростью 70 м/с.
104. Какова длина волны, соответствующая частице с массой 0,1 г, движущейся со скоростью 10 м/с?
105. Какова должна быть скорость движения электрона ( $m = 9,1 \cdot 10^{-31}$  кг) в м/с, чтобы соответствующая ей длина волны составляла  $1 \cdot 10^{-11}$  м?
106. Найти число протонов и нейтронов в ядрах атомов He, C, Na, Co, Br, Cs, Bi и Ra. Указать элементы, ядра атомов которых содержат: а) 9p и 10n; б) 25p и 30n; в) 35p и 45n.
107. Какое число протонов и нейтронов содержится в ядрах: а) атома кальция и его двух изотопов с массовыми числами 42 и 43; б) изотопов водорода; назвать их и указать для каждого массовое число. Ядра каких атомов содержат а) 80p

и  $^{120}\text{Pb}$ ; б)  $^{43}\text{P}$  и  $^{56}\text{P}$ ?

108. Написать полные уравнения реакций, краткая запись которых имеет вид: а)  $^{63}_{29}\text{Cu}(p, n)^{63}_{30}\text{Zn}$ ; б)  $^{98}_{42}\text{Mo}(n, e^-)^{99}_{43}\text{Tc}$ ; в)  $^{55}_{25}\text{Mn}(n, \alpha)^{52}_{23}\text{V}$ ; г)  $^{53}_{24}\text{Cr}(d, n)^{54}_{25}\text{Mn}$  (–дейтрон  $^2_1\text{H}$ ).

109. В чем проявляется ограниченность закона сохранения массы? Какой закон применим без нарушений ко всем видам реакций?

110. Какие «снаряды» используют при осуществлении ядерных реакций? Нейтрон был открыт при облучении  $\alpha$ -частицами ядер  $^9\text{Be}$  (Д. Чэдвак, 1932). Какое ядро образуется как нестойчивый промежуточный продукт в этой реакции? Написать уравнение в полной и краткой форме.

111. Самый тяжелый галоген астат  $\text{At}$  был получен в 1940 г. при облучении  $^{209}_{83}\text{Bi}$   $\alpha$ -частицами. Какой изотоп астата образуется, если возбужденное ядро выбрасывает два нейтрона?

112. Технеций  $\text{Tc}$  – первый элемент, полученный синтетическим путем при облучении  $^{98}_{42}\text{Mo}$  дейтронами ( $^2_1\text{H}$ ). Какое возбужденное ядро при этом образуется и в ядро какого элемента оно превращается после выброса нейтрона?

113. Определить исходное ядро, если из него при бомбардировке дейтронами ( $d$ ) образуется изотоп марганца  $^{54}_{25}\text{Mn}$  с выбросом нейтрона.

114. Бомбардировкой америция  $^{243}_{95}\text{Am}$  ядрами неона в Дубне (1967) были получены два изотопа 105-го элемента с массовыми числами 260 и 261. Написать два соответствующих уравнения и определить число нейтронов, которые выбрасываются в каждом случае.

115. Сколько  $\alpha$ -частиц теряет ядро радона, если в результате образуется изотоп свинца  $^{214}_{82}\text{Pb}$ ? Составить уравнение.

116. Согласно правилу смещения, определить, изотопы каких элементов образуются при  $\beta^-$ -распаде  $^{11}_6\text{C}$ ,  $^{214}_{83}\text{Bi}$ ,  $^{210}_{82}\text{Pb}$  и при  $\beta^+$ -распаде  $^{13}_7\text{N}$ ,  $^{11}_6\text{C}$ ,  $^{61}_{29}\text{Cu}$ .

117. Если из  $10^{12}$  атомов радия каждую секунду распадается 14 атомов, то чему равна для радия константа радиоактивного распада и из скольких атомов  $\text{Ra}$  распадается один атом за 1 с?

118. При облучении дейтронами ядер изотопа  $^{41}_{19}\text{K}$  образуется возбужденное ядро, выбрасывающее протон. Какой конечный изотоп получен в результате этой реакции?

119. При бомбардировке протонами ядер: а) изотопа  $^{21}_{10}\text{Ne}$  вылетают  $\alpha$ -частицы; б) меди  $^{63}_{29}\text{Cu}$  – нейтроны. Какие изотопы и каких элементов при этом образовались?

120. При бомбардировке ядер бора  $^{10}_5\text{B}$  нейтронами был получен изотоп лития  $^7_3\text{Li}$ . Определить промежуточное ядро и выброшенную частицу.

#### 1.4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Описание химической связи в любой молекуле представляет собой описание распределения в ней электронной плотности. По характеру этого распределения химические связи подразделяют на ковалентные, ионные, металлические.

*Ковалентная связь* – химическая связь между двумя атомами, осуществляемая общей для этих атомов парой электронов ( $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ).

*Ионная связь* – результат электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, обладающих обобщенными друг от друга электронными оболочками ( $\text{Cs}^+\text{F}^-$ ,  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ ).

Чисто ионная связь представляет собой лишь предельный случай. В подавляющем большинстве молекул химические связи имеют характер, промежуточный между чисто ковалентными и чисто ионными связями. Это полярные ковалентные связи, которые осуществляются общей для двух атомов парой электронов, смещенной к ядру одного из атомов-партнеров. Если такое смещение невелико, то связь по своему характеру приближается к чисто ковалентной; чем это смещение больше, тем ближе связь к чисто ионной.

Для оценки способности атома данного элемента оттягивать к себе электроны, осуществляющие связь, пользуются значением *относительной электроотрицательности* ( $\chi$ ). Чем больше электроотрицательность атома, тем сильнее притягивает он обобщенные электроны. Иными словами, при образовании ковалентной связи между двумя атомами разных элементов общее электронное облако смещается к более электроотрицательному атому, и в тем большей степени, чем больше разность электроотрицательностей ( $\Delta\chi$ ) взаимодействующих атомов. Поэтому с ростом  $\Delta\chi$  степень ионности связи возрастает. Значения электроотрицательности атомов некоторых элементов по отношению к электроотрицательности фтора, принятой равной 4,1, приведены в прил. 2.

Степень полярности ковалентной связи оценивается значением электрического момента диполя  $\mu$ , равного произведению абсолютного значения заряда электрона ( $q = 1,6 \cdot 10^{-19}$  Кл) на длину диполя  $l$ :  $\mu = ql$ . Длиной диполя  $l$  является расстояние между центрами (+) и (–) зарядов в системе (электрическом диполе), когда межъядерная электронная плотность смещается к атому с большей электроотрицательностью. Заряды равны по величине, но противоположны по знаку ( $\delta^+$  и  $\delta^-$ ). Например, если  $l(\text{H}-\text{Cl}) = 0,022$  нм или  $22 \cdot 10^{-12}$  м, то  $\mu(\text{H}-\text{Cl}) = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 22 \cdot 10^{-12} = 3,53 \cdot 10^{-30}$  Кл·м. Единицей измерения электрического момента диполя является дебай  $\text{D}$  –  $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30}$  Кл·м.

Принято считать связь ионной, если разница электроотрицательностей атомов  $\Delta\chi > 1,9$ . Значения  $\mu$  ионных молекул лежат в пределах  $1,33 \cdot 10^{-30} \dots 3,66 \cdot 10^{-30}$  Кл·м.

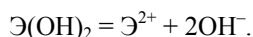
Ионная связь, в отличие от ковалентной, характеризуется: 1) ненаправленностью, так как сферическое поле вокруг ионов во всех направлениях равноценно; 2) ненасыщаемостью, поскольку при взаимодействии ионов не происходит полной компенсации их силовых полей; 3) координационными числами в ионных соединениях, которые определяются не электронной структурой атомов, а соотношением радиусов взаимодействующих атомов.

**Пример 1.** Вычислить разность относительных электроотрицательностей атомов для связей  $\text{H}-\text{O}$  и  $\text{O}-\text{Э}$  в соединениях  $\text{Э}(\text{OH})_2$ , где  $\text{Э} = \text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$  или  $\text{Sr}$ , и определить: а) какая из связей  $\text{H}-\text{O}$  или  $\text{O}-\text{Э}$  характеризуется в каждой молекуле большей степенью ионности; б) каков характер диссоциации этих молекул в водном растворе?

**Решение.** По данным прил. 2 вычисляем разность электроотрицательностей для связей О–Э:  $\Delta\chi_{\text{Mg-O}} = 3,5 - 1,23 = 2,27$ ;  $\Delta\chi_{\text{Ca-O}} = 3,5 - 1,04 = 2,46$ ;  $\Delta\chi_{\text{Sr-O}} = 3,5 - 0,99 = 2,51$ .

Разность электроотрицательностей для связи О–Н составляет 1,4.

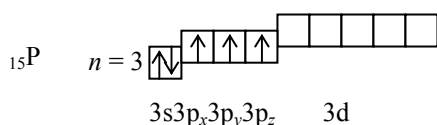
Таким образом, а) во всех рассмотренных молекулах связь Э–О более полярна, то есть характеризуется большей степенью ионности; б) диссоциация на ионы в водных растворах будет осуществляться по наиболее ионной связи в соответствии со схемой:



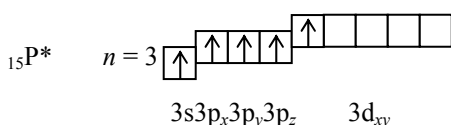
Следовательно, все рассматриваемые соединения будут диссоциировать по типу оснований.

**Пример 2.** Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спинвалентность), может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (\*) состояниях?

**Решение.** Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора  $3s^23p^3$  (учитывая правило Хунда,  $3s^23p_x3p_y3p_z$ ) по квантовым ячейкам имеет вид



Атомы фосфора имеют свободные d-орбитали, поэтому возможен переход одного 3s-электрона в 3d-состояние:

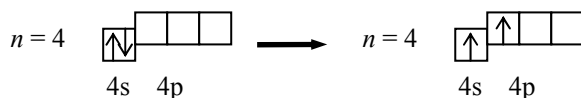


Отсюда валентность (спинвалентность) фосфора в нормальном состоянии равна трем, а в возбужденном – пяти.

**Пример 3.** Определить тип гибридизации и форму молекулы в соединении  $\text{ZnCl}_2$ .

**Решение.** В образовании связи  $\text{Zn-Cl}$  участвуют электроны 4s-подуровня атома Zn в нормальном состоянии, так как электронная формула цинка  $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^2$ . При этом электроны "распариваются" и один из них переходит с 4s- на 4p-подуровень (возбужденное состояние атома цинка):

Один s- и один p-электрон участвуют в образовании двух sp-гибридных орбиталей, расположенных под углом  $180^\circ$ ,



которые при образовании связей  $\text{ZnCl}_2$  перекрываются с p-орбиталями атома хлора. Следовательно, молекула  $\text{ZnCl}_2$  линейна, гибридизация sp.

**Пример 4.** Как изменяется прочность связи Н–Э в ряду  $\text{H}_2\text{O-H}_2\text{S-H}_2\text{Se-H}_2\text{Te}$ ?

**Решение.** В указанном ряду размеры валентных электронных облаков элементов (O, S, Se, Te) возрастают, что приводит к уменьшению степени их перекрывания с электронным облаком атома водорода и к возрастающему удалению области перекрывания от ядра атома соответствующего элемента. Это вызывает ослабление притяжения ядер взаимодействующих атомов к области перекрывания электронных облаков, т.е. ослабление связи. К этому же результату приводит возрастающее экранирование ядер рассматриваемых элементов в ряду O–S–Se–Te вследствие увеличения числа промежуточных электронных слоев. Таким образом, при переходе от кислорода к теллуру прочность связи Н–Э уменьшается.

**Пример 5.** Длина диполя молекулы HCl равна  $0,22 \cdot 10^{-8}$  см. Вычислить электрический момент диполя.

**Решение**

$$\begin{aligned}
 q &= 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}; \quad l = 2,2 \cdot 10^{-11} \text{ м}; \\
 \mu &= ql = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 2,2 \cdot 10^{-11} = 3,52 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м} = \\
 &= 3,52 \cdot 10^{-30} / (3,33 \cdot 10^{-30}) = 1,06 \text{ D}.
 \end{aligned}$$

**Пример 6.** Длина связи Н–F равна 0,092 нм, а полярность составляет 45 %. Найти  $\mu$  (Н–F).

**Решение**

$$\begin{aligned}
 1 \text{ нм} &= 10^{-9} \text{ м}. \\
 \mu (\text{H-F}) &= ql \cdot 0,45 = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 0,092 \cdot 10^{-9} \cdot 0,45 = 6,624 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}.
 \end{aligned}$$

## ЗАДАНИЯ

121. Что такое  $\sigma$ -связь,  $\pi$ -связь? Показать строение молекулы азота.

122. Какой способ образования ковалентной связи называют донорно-акцепторным? Какие химические связи в ионах  $\text{NH}_4^+$  и  $\text{BF}_4^-$ ? Изобразить графически.

123. Какую химическую связь называют ковалентной? Основные положения теории ковалентной связи. Свойства ковалентной связи.

124. Полярная ковалентная связь. Мера полярности ковалентной связи. Исходя из значений электроотрицательностей атомов соответствующих элементов, определить, какая из связей: HCl, JCl, BrF, NaJ, CsF, AsH, PtCl, BrCl – наиболее полярна.

125. Определить валентность и степень окисления углерода в соединениях: C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, CO<sub>2</sub>, HCOOH, CH<sub>3</sub>COOH, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>.

126. Пользуясь таблицей относительных электроотрицательностей (прил. 2), вычислить их разность для связей K-Cl, Ca-F, Fe-Br, Cг-H, Ba-J, Re-O, Al-N. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности?

127. Что такое электрический момент диполя молекулы? В каких единицах он выражается? Какая из молекул: HCl, HBr, HI – имеет наибольший электрический момент диполя? Почему? Вычислить длину диполя молекулы HCN, если ее дипольный момент 2,9D.

128. Какой характер имеют связи в молекулах NCl<sub>3</sub>, CS<sub>2</sub>, JCl<sub>5</sub>, NF<sub>3</sub>, OF<sub>2</sub>, ClF, CO<sub>2</sub>? Указать для каждой из них направление смещения общей электронной пары.

129. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределить эти электроны по энергетическим орбиталам. Какую валентность может проявлять хлор в своих соединениях? Привести примеры соединений для каждой валентности.

130. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H<sub>2</sub>O и HF, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

131. В молекуле LiF, существующей в газовой фазе, межъядерное расстояние равно 0,156 нм, а электрический момент диполя  $2,2 \cdot 10^{-29}$  Кл·м. Какова ионность связи Li-F?

132. Электрические моменты диполей молекул H<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub>S равны соответственно 1,84 и 0,94D. Вычислить длины диполей. В какой молекуле связь более полярна? Указать направления электрических моментов диполя связей в этих молекулах.

133.  $\mu$  (H-F) =  $0,63 \cdot 10^{-29}$  Кл·м. Определить длину диполя и степень ковалентности связи H-F, если ее длина составляет 0,092 нм.

134. Длина связи в молекулах KCl и KBr составляет 0,267 и 0,282 нм. Чему равна степень ионности этих связей, если экспериментально найденные значения  $\mu$  для них соответственно равны  $3,4 \cdot 10^{-29}$  и  $2,5 \cdot 10^{-29}$  Кл·м.

135. Какие типы гибридизации атомных орбиталей углерода соответствуют образованию молекул CH<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, COCl<sub>2</sub>?

136. Электрический момент диполя молекулы PH<sub>3</sub> равен  $0,18 \cdot 10^{-29}$  Кл·м. Вычислить длину диполя молекулы PH<sub>3</sub>.

137. В чем причина различной пространственной структуры молекул BCl<sub>3</sub> и NH<sub>3</sub>?

138. Чему равна длина диполя молекул H<sub>2</sub>O и NH<sub>3</sub>, если их электрические моменты диполей выражаются соответственно величинами:  $6,19 \cdot 10^{-30}$  и  $4,8 \cdot 10^{-30}$  Кл·м?

139. Длина диполя молекулы фтороводорода равна  $4 \cdot 10^{-11}$  м. Вычислить ее электрический момент диполя в дебаях и в кулон-метрах.

140. Электрический момент диполя молекулы H<sub>2</sub>S равен  $0,31 \cdot 10^{-29}$ , а H<sub>2</sub>Se –  $0,08 \cdot 10^{-29}$  Кл·м. Определить, как относятся длины диполей обеих молекул. Каковы длины диполей?

## 1.5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ (Химико-термодинамические расчеты)

При решении задач этого раздела следует пользоваться таблицей энтальпий образования  $\Delta H_{298}^{\circ}$  веществ (прил. 3).

Науку о взаимных превращениях различных видов энергии называют *термодинамикой*. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях.

Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называют *термохимией*. Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называют *экзотермическими*, а те, которые сопровождаются поглощением теплоты, – *эндотермическими*. Теплоты реакций являются мерой изменения свойств системы, и знание их имеет большое значение при определении условий протекания тех или иных реакций. При любом процессе соблюдается закон сохранения энергии как проявление более общего закона природы – закона сохранения материи.

Теплота  $Q$ , поглощенная системой, идет на изменение *внутренней энергии*  $U$  и на совершение работы  $A$ :

$$Q = U + A.$$

Внутренняя энергия системы  $U$  – это общий ее запас, включающий энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярных колебаний атомов и атомных групп, энергию движения электронов, внутриядерную энергию и др. Внутренняя энергия – полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение внутренней энергии  $U$  веществ неизвестно, так как нельзя привести систему в состояние, лишенное энергии. Внутренняя энергия, как и любой вид энергии, является *функцией состояния*, т.е. ее изменение однозначно определяется начальным и конечным состоянием системы и не зависит от пути перехода, по которому протекает процесс  $\Delta U = U_2 - U_1$ , где  $\Delta U$  – изменение внутренней энергии системы при переходе от начального состояния  $U_1$  в конечное  $U_2$ . Если  $U_2 > U_1$ , то  $\Delta U > 0$ . Если  $U_2 < U_1$ , то  $\Delta U < 0$ .

Теплота и работа функциями состояния не являются, ибо они служат формами передачи энергии и связаны с процессом, а не с состоянием системы. При химических реакциях  $A$  – это работа против внешнего давления, то есть в первом приближении  $A = P\Delta V$ , где  $\Delta V$  – изменение объема системы ( $V_2 - V_1$ ). Так как большинство химических реакций проходит

при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ( $P = \text{const}$ ) теплота

$$Q_p = \Delta U + P\Delta V;$$

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P(V_2 - V_1);$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

Сумму  $U + PV$  обозначим через  $H$ , тогда:  $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ .

Величину  $H$  называют *энтальпией*. Таким образом, теплота при  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$  приобретает свойство функции состояния и не зависит от пути, по которому протекает процесс. Отсюда теплота реакции в изобарно-изотермическом процессе  $Q_p$  равна изменению энтальпии системы  $\Delta H$  (если единственным видом работы является работа расширения):  $Q_p = \Delta H$ .

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния; ее изменение ( $\Delta H$ ) определяется только начальным и конечным состояниями системы и не зависит от пути перехода.

Теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе ( $V = \text{const}$ ;  $T = \text{const}$ ), при котором  $\Delta V = 0$ , равна изменению внутренней энергии системы:  $Q_V = \Delta U$ .

Теплоты химических процессов, протекающих при  $P$ ,  $T = \text{const}$  и  $V$ ,  $T = \text{const}$ , называют *тепловыми эффектами*.

При экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ), а при эндотермических – энтальпия системы увеличивается и  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ). В дальнейшем тепловые эффекты всюду выражаются через  $\Delta H$ .

Термохимические расчеты основаны на законе Гесса (1840): «Тепловой эффект реакции зависит только от природы и физического состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути перехода».

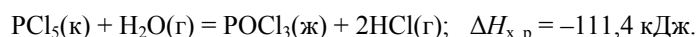
Часто в термохимических расчетах применяют следствия из закона Гесса: «Тепловой эффект реакции ( $\Delta H_{x.p}$ ) равен сумме теплот образования  $\Delta H_{\text{обр}}$  продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции»

$$\Delta H_{x.p} = \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta H_{\text{обр}}^{\text{исх}}.$$

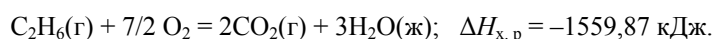
**Пример 1.** При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора(V) с парами воды образуется жидкий  $\text{POCl}_3$  и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Написать термохимическое уравнение этой реакции.

**Решение.** Уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численные значения тепловых эффектов, называют *термохимическими*. В термохимических уравнениях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении  $Q_p$ , равные изменению энтальпии системы  $\Delta H$ . Значение  $\Delta H$  приводят обычно в правой части уравнения, отделяя его запятой или точкой с запятой. Приняты следующие сокращенные обозначения агрегатного состояния веществ: (г) – газообразное, (ж) – жидкое, (к) – кристаллическое. Эти символы опускаются, если агрегатное состояние веществ очевидно.

Если в результате реакции выделяется теплота, то  $\Delta H < 0$ . Учитывая сказанное, составляем термохимическое уравнение реакции, данной в примере:



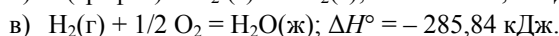
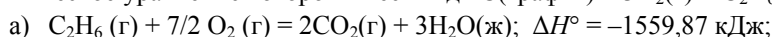
**Пример 2.** Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:



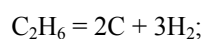
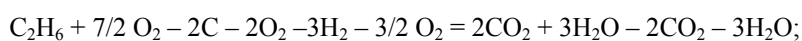
Вычислить теплоту образования этана. Энтальпии образования  $\text{CO}_2(\text{г})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$  указаны в прил. 3.

**Решение.** Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования одного моля этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т.е. к 25 °С (298 К) и 101 325 Па и обозначают через  $\Delta H_{298}^\circ$ .

Так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно, то здесь и в дальнейшем индексы температуры опускаются и тепловой эффект обозначается через  $\Delta H^\circ$ . Следовательно, нужно вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид  $2\text{C}(\text{графит}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$ ;  $\Delta H_{x.p}^\circ = ?$ , исходя из следующих данных:



На основании закона Гесса с термохимическими уравнениями можно оперировать так же, как и с алгебраическими. Для получения искомого результата следует уравнение (б) умножить на 2, уравнение (в) – на 3, а затем сумму этих уравнений вычесть из уравнения (а):



$$\Delta H^\circ = -1559,87 - 2(-393,51) - 3(-285,84) = +84,67 \text{ кДж};$$

$$\Delta H^\circ = -1559,87 + 787,02 + 857,52;$$

$$\Delta H^\circ = +84,67 \text{ кДж.}$$

Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то  $\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = -84,67 \text{ кДж/моль}$ . К тому же результату придем, если для решения задачи применить вывод из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{x, p}}^\circ = 2\Delta H(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) - \Delta H(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) - 7/2 \Delta H(\text{O}_2(\text{г})).$$

Учитывая, что теплоты образования простых веществ условно приняты равными нулю, имеем

$$\Delta H(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = 2\Delta H(\text{CO}_2(\text{г})) + 3\Delta H(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) - \Delta H_{\text{x, p}}^\circ;$$

$$\Delta H(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})) = -84,67 \text{ кДж/моль.}$$

**П р и м е р 3.** Реакция горения этилового спирта выражается следующим уравнением:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ ;  $\Delta H^\circ = ?$  Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная (молярная) теплота парообразования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$  равна  $+42,36 \text{ кДж/моль}$  и известны теплоты образования:  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г})$ ;  $\text{CO}_2(\text{г})$ ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ .

**Р е ш е н и е.** Для определения  $\Delta H^\circ$  реакции необходимо знать теплоту образования  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$ . Последнюю найдем из данных:

$$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{г}); \Delta H^\circ = +42,36 \text{ кДж/моль};$$

$$42,36 = -235,31 - \Delta H^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}));$$

$$\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})) = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж/моль.}$$

Вычисляем  $\Delta H^\circ$  химической реакции, применяя следствия из закона Гесса:

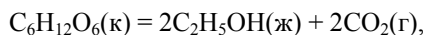
$$\Delta H_{\text{x, p}}^\circ = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж.}$$

### ЗАДАНИЯ

141. Вычислить стандартную энтальпию образования  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , если известно, что для реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{CO}(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{CO}_2(\text{г})$   $\Delta H_{298}^\circ$  реакции  $= -28,42 \text{ кДж}$

142. Газообразный этиловый спирт  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  получают при взаимодействии этилена  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$  и водяного пара. Написать термохимическое уравнение этой реакции и вычислить тепловой эффект. Сколько тепла выделится при образовании 138 г этилового спирта?

143. Сколько теплоты выделится при разложении 54 г глюкозы по реакции

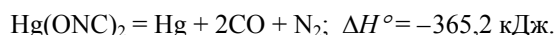


если  $\Delta H_{298}^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{к})) = -1273,0 \text{ кДж/моль}$ ;  $\Delta H_{298}^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})) = -277,6 \text{ кДж/моль}$ .

144. При взаимодействии цинка с сероводородом выделилось 22,3 кДж тепла. Какой объем водорода при этом выделится (н.ф.у.)?  $\Delta H^\circ(\text{H}_2\text{S}(\text{г})) = -20,9 \text{ кДж/моль}$ ;  $\Delta H^\circ(\text{ZnS}(\text{к})) = -203,0 \text{ кДж/моль}$ . Это экзо- или эндотермическая реакция?

145. Написать термохимическое уравнение реакции между  $\text{CO}(\text{г})$  и водородом, в результате которой образуется  $\text{CH}_4(\text{г})$  и  $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ . Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 150 л метана, при н.у.?

146. Разложение гремучей ртути при взрыве идет по уравнению



Определить объем выделившихся газов при н.ф.у. и количество теплоты, выделившейся при взрыве 1,5 кг  $\text{Hg}(\text{ONC})_2$ .

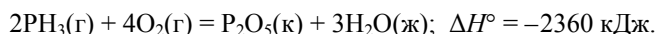
147. Вычислить стандартную теплоту образования сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ , если тепловой эффект реакции  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12\text{O}_2 = 12\text{CO}_2 + 11\text{H}_2\text{O}(\text{г})$  равен  $-5677,24 \text{ кДж}$ .

148. При сгорании 9,3 г фосфора выделяется 229,5 кДж теплоты. Рассчитать  $\Delta H_{298}^\circ$  оксида фосфора(V).

149. При нейтрализации 0,5 моль  $\text{KOH}$  соляной кислотой выделилось 27,95 кДж теплоты. Рассчитать, сколько молей воды образовалось при этом и теплоту нейтрализации. Записать термохимическое уравнение реакции.

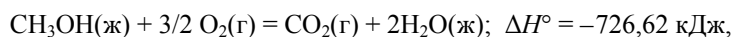
150. Используя значения  $\Delta H_{298}^\circ$  реагирующих веществ, определить тепловой эффект реакции восстановления оксидом углерода диоксида свинца до оксида с образованием диоксида углерода.

151. Определить стандартную энтальпию  $\Delta H_{298}^\circ$  образования  $\text{PH}_3$ , исходя из уравнения



Сколько теплоты выделится, если в реакции участвуют 89,6 л фосфина  $\text{PH}_3$ ?

152. Исходя из уравнения реакции



вычислить  $\Delta H_{298}^{\circ}$  образования метанола  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж})$ . Сколько теплоты выделится, если в реакцию вступают 96 г метанола?

153. Какое количество теплоты выделяется при превращении 1 кг красного фосфора в черный, если  $\Delta H^{\circ}(\text{P}(\text{красный})) = -18,41$  кДж/моль,  $\Delta H^{\circ}(\text{P}(\text{черный})) = -43,20$  кДж/моль?

154. Теплота образования пероксида водорода  $\Delta H^{\circ}(\text{H}_2\text{O}_2) = -187,86$  кДж/моль. Какое количество тепла выделится при восстановлении 1 моль  $\text{H}_2\text{O}_2$  до жидкой воды?

155. Определить  $\Delta H^{\circ}(\text{BiCl}_3(\text{к}))$ , если  $\Delta H^{\circ}(\text{BiCl}_3(\text{г}))$  равна  $-270,70$  кДж/моль, а  $\Delta H^{\circ}$  возгонки  $\text{BiCl}_3(\text{к})$  составляет  $113,35$  кДж/моль.

156. Определить тепловой эффект реакции  $\text{NaN}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{NaOH}(\text{р}) + \text{H}_2(\text{г})$  по стандартным теплотам образования веществ, участвующих в реакции, если  $\Delta H^{\circ}(\text{NaOH}(\text{р})) = -469,47$  кДж/моль,  $\Delta H^{\circ}(\text{NaN}(\text{к})) = -56,94$  кДж/моль.

157. Разложение хлората калия идет по уравнению  $\text{KClO}_3(\text{к}) = \text{KCl}(\text{к}) + 1,5\text{O}_2(\text{г})$ . Какое количество тепла выделилось, если объем кислорода после реакции равен 2,24 л (н.у.)?

158. Вычислить теплоту разложения 1 кг  $\text{FeSO}_4$  по уравнению  $2\text{FeSO}_4(\text{к}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{SO}_2(\text{г}) + 0,5\text{O}_2(\text{г})$ .

159. Вычислить стандартную теплоту образования бензола  $\text{C}_6\text{H}_6$  из элементов, если стандартная теплота его сгорания равна  $-3301,3$  кДж/моль, а  $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CO}_2)(\text{г}) = -393,5$  кДж/моль и  $\Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O})(\text{ж}) = -285,8$  кДж/моль.

160. Теплота нейтрализации сильной кислоты сильным основанием при стандартных условиях равна  $-55,9$  кДж/моль ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Вычислить, сколько теплоты выделится при смешении 100 мл 0,5М раствора  $\text{HCl}$  с 100 мл 0,5М раствора  $\text{NaOH}$ .

## 1.6. ХИМИЧЕСКОЕ СРОДСТВО

При решении задач этого раздела следует пользоваться таблицами стандартной энергии Гиббса  $\Delta G_{298}^{\circ}$  образования некоторых веществ и стандартных абсолютных энтропий  $S_{298}^{\circ}$  (прил. 3 и 5).

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением теплоты.

Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре проходит с поглощением теплоты. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), к уменьшению  $\Delta H$ ; с другой стороны, система стремится к беспорядку (деагрегации). Первая тенденция растет с понижением, а вторая – с повышением температуры. Тенденцию к беспорядку характеризует величина, которую называют *энтропией*  $S$ .

Энтропия  $S$ , так же как внутренняя энергия  $\Delta U$ , энтальпия  $\Delta H$ , объем  $V$  и др., является свойством вещества.  $S$ ,  $\Delta U$ ,  $\Delta H$ ,  $V$  обладают аддитивностью, т.е. суммируются. Энтропия отражает движение частиц вещества и является *мерой неупорядоченности системы*. Она возрастает с увеличением движения частиц: при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы, связанные с упорядоченностью системы: конденсация, кристаллизация, сжатие, упрочнение связей, полимеризация и т.п., – ведут к уменьшению энтропии. Энтропия является функцией состояния, т.е. ее изменение ( $\Delta S$ ) зависит только от начального ( $S_1$ ) и конечного ( $S_2$ ) состояния и не зависит от пути процесса:

$$\Delta S_{\text{х.п}}^{\circ} = \Sigma S_{\text{прод}}^{\circ} - \Sigma S_{\text{исх}}^{\circ};$$

$$\Delta S = S_2 - S_1. \text{ Если } S_2 > S_1, \text{ то } \Delta S > 0. \text{ Если } S_2 < S_1, \text{ то } \Delta S < 0.$$

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка  $\cong T\Delta S$ . Энтропия выражается в Дж/(моль·К). Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремления к упорядочению ( $H$ ) и стремлению к беспорядку ( $TS$ ). При  $P = \text{const}$  и  $T = \text{const}$  общую движущую силу процесса, которую обозначают  $\Delta G$ , можно найти из соотношения

$$\Delta G = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1); \quad \Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Величина  $G$  называется *изобарно-изотермическим потенциалом* или *энергией Гиббса* ( $G$ ). Мерой химического сродства является убыль энергии Гиббса, которая зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому

$$\Delta G_{\text{х.п}} = \Sigma \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \Sigma G_{\text{обр}}^{\text{исх}}.$$

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала и, в частности, в сторону уменьшения  $\Delta G$ . Если  $\Delta G < 0$ , процесс принципиально осуществим; если  $\Delta G > 0$ , процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше  $\Delta G$ , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия, при котором  $\Delta G = 0$  и  $\Delta H = T\Delta S$ .

Из соотношения  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$  видно, что самопроизвольно могут протекать и процессы, для которых  $H > 0$  (эндотермические). Это возможно, когда  $\Delta S > 0$ , но  $|T\Delta S| > |\Delta H|$ , и тогда  $\Delta G < 0$ . С другой стороны, экзотермические реакции ( $\Delta H < 0$ ) самопроизвольно не протекают, если при  $\Delta S < 0$  окажется, что  $\Delta G > 0$ .

**Пример 1.** В каком состоянии энтропия 1 моля вещества больше: в кристаллическом или в парообразном при той же температуре?

**Решение.** Энтропия есть мера неупорядоченности состояния вещества. В кристалле частицы (атомы, ионы) расположены упорядоченно и могут находиться лишь в определенных точках пространства, а для газа таких ограничений



нет. Объем 1 моля газа гораздо больше, чем объем 1 моля кристаллического вещества; возможность хаотичного движения молекул газа больше. А так как энтропию можно рассматривать как количественную меру хаотичности атомно-молекулярной структуры вещества, то энтропия 1 моля паров вещества больше 1 моля его кристаллов при одинаковой температуре.

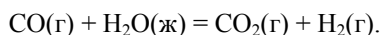
**Пример 2.** Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе  $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$ ?

**Решение.** Для ответа на вопрос следует вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  прямой реакции. Значения  $\Delta G_{298}^\circ$  соответствующих веществ приведены в прил. 4. Зная, что  $\Delta G$  есть функция состояния и что  $\Delta G^\circ$  для простых веществ, находящихся в устойчивых при стандартных условиях агрегатных состояниях, равны нулю, находим  $\Delta G_{298}^\circ$  процесса:

$$\Delta G_{298}^\circ = 2(-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63 \text{ кДж.}$$

То, что  $\Delta G_{298}^\circ > 0$ , указывает на невозможность самопроизвольного протекания прямой реакции при  $T = 298 \text{ К}$  и равенстве давлений взятых газов  $101\,325 \text{ Па}$  ( $760 \text{ мм рт. ст.} = 1 \text{ атм}$ ).

**Пример 3.** На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии веществ вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



**Решение.**  $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ .  $\Delta H$  и  $S$  – функции состояния, поэтому

$$\Delta H_{\text{х.п}}^\circ = \sum \Delta H_{\text{прод}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{исх}}^\circ;$$

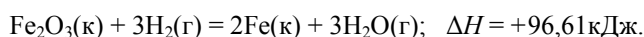
$$\Delta S_{\text{х.п}}^\circ = \sum S_{\text{прод}}^\circ - \sum S_{\text{исх}}^\circ;$$

$$\Delta H_{\text{х.п}}^\circ = (-393,51 + 0) - (-110,52 - 285,84) = +2,85 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{\text{х.п}}^\circ = (-213,65 + 130,59) - (197,91 + 69,94) = +76,39 = \\ = 0,07639 \text{ кДж}/(\text{моль} \cdot \text{К});$$

$$\Delta G^\circ = +2,85 - 298 \cdot 0,07639 = -19,91 \text{ кДж.}$$

**Пример 4.** Реакция восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  водородом протекает по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии  $\Delta S^\circ = 0,1387 \text{ кДж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ ? При какой температуре начнется восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ?

**Решение.** Вычисляем  $\Delta G^\circ$  реакции, используя данные прил. 3 и 5 по значениям энтальпии и энтропии:

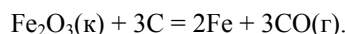
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,61 - 298 \cdot 0,1387 = +55,28 \text{ кДж.}$$

Так как  $\Delta G > 0$ , то реакция при стандартных условиях невозможна; наоборот, при этих условиях идет обратная реакция окисления железа (коррозия). Найдем температуру, при которой  $\Delta G = 0$ :

$$\Delta H = T\Delta S; \quad T = \Delta H/\Delta S = 96,61/0,1387 = 696,5 \text{ К.}$$

Следовательно, при температуре  $696,5 \text{ К}$  начнется реакция восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

**Пример 5.** Вычислить  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$  и  $\Delta G_T^\circ$  реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли реакция восстановления  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  углеродом при температурах  $500$  и  $1000 \text{ К}$ ?

**Решение.**  $\Delta H_{\text{х.п}}^\circ$  и  $\Delta S_{\text{х.п}}^\circ$  находим по следствию из закона Гесса, т.е. так же, как в примере 3:

$$\Delta H_{\text{х.п}}^\circ = [3 \cdot (-110,52) + 2 \cdot 0] - [-822,10 + 3 \cdot 0] = \\ = -331,56 + 822,10 = +490,54 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{\text{х.п}}^\circ = (2 \cdot 27,2 + 3 \cdot 197,91) - (89,96 + 3 \cdot 5,69) = 541,1 \text{ Дж}/\text{К.}$$

Энергию Гиббса при соответствующих температурах находим из соотношения  $\Delta G_T^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ :

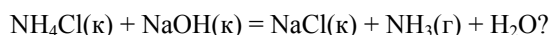
$$\Delta G_{500}^\circ = 490,54 - 500 \cdot 541,1/1000 = +219,99 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{1000}^\circ = 490,54 - 1000 \cdot 541,1/1000 = -50,56 \text{ кДж.}$$

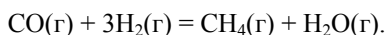
Так как  $\Delta G_{500}^\circ > 0$ , а  $\Delta G_{1000}^\circ < 0$ , то восстановление  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  углеродом возможно при  $1000 \text{ К}$  и невозможно при  $500 \text{ К}$ .

## ЗАДАНИЯ

161. Можно ли при стандартной температуре получить аммиак по реакции

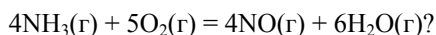
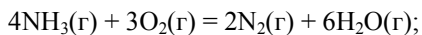


162. На основании стандартных энтальпий и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



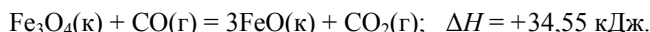
Возможна ли данная реакция при стандартных условиях?

163. Какая из приведенных ниже реакций характеризуется минимальным значением  $\Delta G$ :



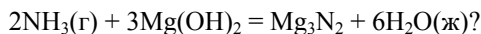
Ответ подтвердить, рассчитав  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций.

164. Определить, при какой температуре начнется реакция восстановления  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ , протекающая по уравнению



165. Уменьшится или увеличится энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислить  $\Delta S_{298}^\circ$  для каждого превращения. Сделать вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях.

166. Можно ли при стандартных условиях получить нитрид магния по реакции



Ответ мотивировать, вычислив  $\Delta G_{298}^\circ$  прямой реакции, с помощью таблиц энтальпии и энтропии.

167. При какой температуре наступит равновесие системы

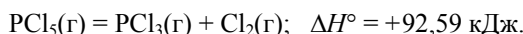


168. Пользуясь справочными данными, определить, какая из приведенных реакций термодинамически предпочтительнее: 1)  $2\text{H}_2\text{S(г)} + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{SO}_2(\text{г})$  или 2)  $2\text{H}_2\text{S(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{S(т)}$ .

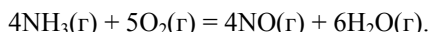
169. Какие из карбонатов:  $\text{BeCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$  или  $\text{BaCO}_3$  можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с  $\text{CO}_2$ ? Какая реакция идет наиболее энергично?

170. Возможно ли при 25 °С горение кальция в атмосфере оксида углерода(II) по реакции  $\text{Ca(к)} + \text{CO(г)} = \text{CaO(к)} + \text{C(к)}$ ?

171. Вычислить, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению

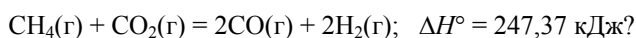


172. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



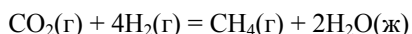
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

173. При какой температуре наступит равновесие системы



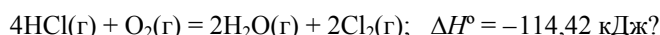
174. Рассчитать  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции  $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O(ж)} = \text{NH}_4\text{NO}_2(\text{к})$  и сделать вывод о возможности ее протекания.  $\Delta G_{298}^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94 \text{ кДж/моль}$ .

175. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции, протекающей по уравнению



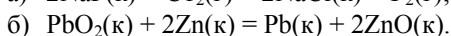
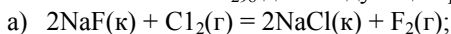
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

176. При какой температуре наступит равновесие системы



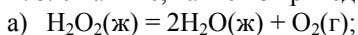
Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем? При каких температурах?

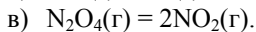
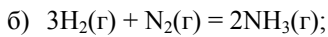
177. Вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  для следующих реакций:



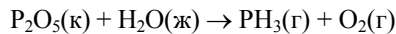
Можно ли получить фтор по реакции а) и восстановить  $\text{PbO}_2$  цинком по реакции б)?

178. Укажите, какие из приведенных реакций протекают самопроизвольно и являются экзотермическими:





179. Определить возможность протекания реакции

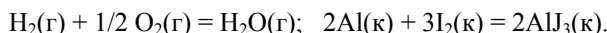


при стандартных условиях.

180. Рассчитать, по какому уравнению реакции при стандартной температуре возможно разложение пероксида водорода: а)  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж}) = \text{H}_2 + \text{O}_2(\text{г});$  б)  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + 0,5\text{O}_2(\text{г}).$  Привести расчеты.

## 1.7. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Кинетика – учение о скорости химических реакций. Критерием принципиальной осуществимости реакций является неравенство  $\Delta G_{P,T} < 0$ . Но это неравенство не является еще полной гарантией фактического течения процесса в данных условиях, не является достаточным для оценки кинетических возможностей реакции. Так,  $\Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = -228,59$  кДж/моль, а  $\Delta G_{298}^0(\text{AlJ}_3(\text{к})) = -313,8$  кДж/моль, то при  $T = 298$  К и  $P = 101\,325$  Па возможны реакции, идущие по уравнениям



Однако, эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализатора (платины для первой и воды для второй). Катализатор изменяет величину энергетического барьера, снижает энергию активации. Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализатора. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

**Пример 1.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе  $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{г})$ , если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

**Решение.** Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $[\text{SO}_2] = a$ ,  $[\text{O}_2] = b$ ,  $[\text{SO}_3] = c$ . Согласно закону действия масс скорости  $v$  прямой и обратной реакции до изменения объема:  $v_{\text{пр}} = ka^2b$ ;  $v_{\text{обр}} = k_1c^2$ .

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза:  $[\text{SO}_2] = 3a$ ,  $[\text{O}_2] = 3b$ ,  $[\text{SO}_3] = 3c$ . При новых концентрациях скорости  $v$  прямой и обратной реакции:

$$v'_{\text{пр}} = k(3a)^2 \cdot (3b) = 27ka^2b; \quad v'_{\text{обр}} = k_1(3c)^2 = 9k_1c^2.$$

Отсюда

$$v'_{\text{пр}}/v_{\text{пр}} = 27ka^2b/ka^2b = 27; \quad v'_{\text{обр}}/v_{\text{обр}} = 9k_1c^2/k_1c^2 = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной только в 9 раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования  $\text{SO}_3$ .

**Пример 2.** Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma$  равен 2?

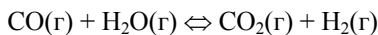
**Решение.** Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(T_2 - T_1)/10};$$

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(70-30)/10} = v_{T_1} \cdot 2^4 = 16 v_{T_1}.$$

Следовательно, скорость реакции  $v_{T_2}$  при температуре 70 °С больше скорости реакции  $v_{T_1}$  при температуре 30 °С в 16 раз.

**Пример 3.** Константа равновесия гомогенной системы



при 850 °С равна 1. Вычислить концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации:  $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$  моль/л,  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$  моль/л.

**Решение.** При равновесии скорости прямой и обратной реакций равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$v_{\text{пр}} = k_1[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]; \quad v_{\text{обр}} = k_2[\text{CO}_2][\text{H}_2];$$

$$K_{\text{равн}} = k_1/k_2 = [\text{CO}_2][\text{H}_2] / [\text{CO}][\text{H}_2\text{O}].$$

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение  $K_{\text{равн}}$  входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации  $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = X$  моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также  $X$  моль/л. По столько же молей ( $X$  моль/л)  $\text{CO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$  расходуется для образования по  $X$  молей  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$ . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ:  $[\text{CO}_2]_{\text{р}} = [\text{H}_2]_{\text{р}} = X$  моль/л;  $[\text{CO}] = (3 - X)$  моль/л;  $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{р}} = (2 - X)$  моль/л. Зная константу равновесия, находим значение  $X$ , а затем исходные концентрации всех веществ:

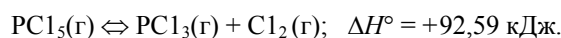
$$1 = X^2 / (3 - X)(2 - X); \quad X^2 = 6 - 2X - 3X + X^2; \quad 5X = 6; \quad X = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

$$[\text{CO}_2]_{\text{р}} = 1,2 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}_2]_{\text{р}} = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}]_{\text{р}} = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

**Пример 4.** Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения  $\text{PCl}_5$ ?

**Решение.** Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле-Шателье: а) так как реакция разложения  $\text{PCl}_5$  эндотермическая ( $\Delta H > 0$ ), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение  $\text{PCl}_5$  ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации  $\text{PCl}_5$ , так и уменьшением концентрации  $\text{PCl}_3$  или  $\text{Cl}_2$ .

### ЗАДАНИЯ

181. Начальные концентрации веществ в реакции  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$  были равны (моль/л):  $[\text{CO}] = 0,5$ ;  $[\text{H}_2\text{O}] = 0,6$ ;  $[\text{CO}_2] = 0,4$ ;  $[\text{H}_2] = 0,2$ . Вычислить концентрации всех участвующих в реакции веществ после того, как прореагировало 60 %  $\text{H}_2\text{O}$ .

182. Во сколько раз изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 100 до 50 °С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Привести пример гомогенной реакции.

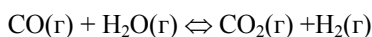
183. В гомогенной системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  равновесные концентрации реагирующих веществ при некоторой температуре равны:

$$[\text{CO}] = 0,4 \text{ моль/л}; \quad [\text{Cl}_2] = 0,6 \text{ моль/л}; \quad [\text{COCl}_2] = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Вычислите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{Cl}_2$  и  $\text{CO}$ .

184. Константа скорости реакции  $\text{A} + 2\text{B} \rightleftharpoons 3\text{C}$  равна  $k = 0,6$ . Начальные концентрации:  $[\text{A}] = 2,0$  моль/л;  $[\text{B}] = 2,5$  моль/л. В результате реакции концентрация вещества В оказалась равной 0,5 моль/л. Вычислить, какова концентрация вещества А и скорость прямой реакции при этих условиях.

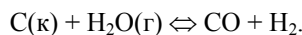
185. Константа равновесия гомогенной системы



при некоторой температуре равна 1. Вычислить равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации:

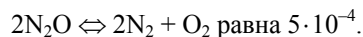
$$[\text{CO}]_{\text{исх}} = 0,30 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 1,20 \text{ моль/л.}$$

186. Написать выражение для константы равновесия гетерогенной системы



Как изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие влево? Как увеличить скорость прямой реакции в три раза? Как повлияет уменьшение давления?

187. Константа скорости реакции разложения  $\text{N}_2\text{O}$



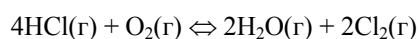
Начальная концентрация  $\text{N}_2\text{O} = 8$  моль/л. Рассчитать начальную скорость реакции и скорость, когда разложится 40 %  $\text{N}_2\text{O}$ .

188. При синтезе фосгена существует равновесие реакции  $\text{Cl}_2 + \text{CO} \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ . Определить исходные концентрации хлора и оксида углерода, если равновесные концентрации равны (моль/л):  $[\text{Cl}_2] = 2,5$ ;  $[\text{CO}] = 1,8$ ;  $[\text{COCl}_2] = 3,2$ .

189. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз? Температурный коэффициент скорости реакции  $\gamma$  равен 2,7.

190. Константа равновесия реакции  $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{г})$  при некоторой температуре равна  $10^{-4}$ . Вычислить концентрацию иодоводорода в равновесной смеси, если при заданной температуре были смешаны водород и йод с концентрациями по 0,1 моль/л.

191. Равновесие гомогенной системы при некоторой температуре



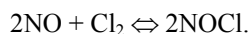
установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:

$$[\text{H}_2\text{O}]_p = 0,28 \text{ моль/л}; [\text{Cl}_2]_p = 0,28 \text{ моль/л};$$

$$[\text{HCl}]_p = 0,40 \text{ моль/л}; [\text{O}_2]_p = 0,52 \text{ моль/л}.$$

Найти константу равновесия и исходные концентрации HCl и O<sub>2</sub>.

192. Исходные концентрации:  $[\text{NO}]_{\text{исх}} = 0,8$  моль/л и  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}} = 0,4$  моль/л в системе

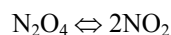


Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40 % NO?

193. Как изменяется скорости прямых реакций в системах, если объемы каждой из них уменьшить в 5 раз: а)  $\text{S}(\kappa) + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{r})$ ; б)  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ ? Как повлияет увеличение давления?

194. Куда сместится равновесие системы  $4\text{HCl}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}_2(\text{r}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$ , если: а) увеличить концентрацию O<sub>2</sub>; б) понизить давление; в) увеличить объем реакционного сосуда; г) понизить концентрацию H<sub>2</sub>O; д) повысить концентрацию Cl<sub>2</sub>? Написать выражение константы равновесия.

195. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации



равна 0,26. Равновесная концентрация NO<sub>2</sub> равна 0,28 моль/л. Вычислить равновесную и первоначальную концентрации N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. Какая массовая доля в % этого вещества продиссоциировала к моменту установления равновесия?

196. В системе  $\text{CO}(\text{r}) + \text{Cl}_2(\text{r}) \rightleftharpoons \text{COCl}_2(\text{r})$  начальная концентрация CO и Cl<sub>2</sub> была равна 0,28 моль/л и 0,09 моль/л, равновесная концентрация CO равна 0,20 моль/л. Найти константу равновесия.

197. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции  $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$  установилось при концентрации диоксида азота, равной 0,8 моль/л, оксида азота 2,2 моль/л. Вычислить константу равновесия для этой температуры и исходную концентрацию диоксида азота. Как влияет повышение давления на смещение равновесия?

198. Равновесные концентрации веществ в обратимой реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$  составляют (моль/л):  $[\text{N}_2] = 4$ ;  $[\text{H}_2] = 9$ ;  $[\text{NH}_3] = 6$ . Вычислить исходные концентрации азота и водорода и константу равновесия.

199. Реакция идет по уравнению  $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightleftharpoons 2\text{HJ}$ . Константа скорости  $k$  этой реакции при некоторой температуре равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ:  $[\text{H}_2] = 0,4$  моль/л;  $[\text{J}_2] = 0,5$  моль/л. Вычислить начальную скорость реакции и ее скорость, когда  $[\text{H}_2] = 0,3$  моль/л.

200. Вычислить равновесные концентрации  $[\text{H}_2]$  и  $[\text{I}_2]$  в реакции  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ , если их начальные концентрации составляли 0,5 и 1,5 моль/л соответственно. Равновесная концентрация  $[\text{HI}] = 0,8$  моль/л. Вычислить константу равновесия.

## 1.8. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или известном объеме раствора или растворителя.

**Пример 1.** Вычислить: а) процентную ( $C\%$ ); б) молярную ( $C_M$ ); в) эквивалентную ( $C_n$ ); г) моляльную ( $C_m$ ) концентрации раствора H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см<sup>3</sup> воды, если плотность его 1,031 г/см<sup>3</sup>. Чему равен титр Т этого раствора?

**Решение.** а) Массовая процентная концентрация показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащегося в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см<sup>3</sup> воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора  $18 + 282 = 300$  г.

$$300 \text{ г р-ра} - 18 \text{ г H}_3\text{PO}_4$$

$$100 \text{ г р-ра} - X \text{ г H}_3\text{PO}_4$$

и, следовательно,  $X = C\% = 100 \cdot 18 / 300 = 6\%$ .

б) Молярно-объемная концентрация, или молярность  $C_M$ , показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Масса 1 л раствора 1031 г. Массу кислоты в литре раствора находим из соотношения

$$300 \text{ г р-ра} - 18 \text{ г H}_3\text{PO}_4$$

$$1031 \text{ г р-ра} - X \text{ г H}_3\text{PO}_4$$

$$X = 1031 \cdot 18 / 300 = 61,86 \text{ г}.$$

Молярность  $C_M$  раствора получим делением числа граммов H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> в 1 л раствора на молярную массу H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (98 г/моль):

$$C_M = 61,86 / 98 = 0,63 \text{ моль/л}.$$

в) Эквивалентная концентрация, или нормальность,  $C_n$  показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

Так как эквивалентная масса H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> =  $M/3 = 98/3 = 32,67$  г/моль

$$C_n = 61,86 / 32,67 = 1,89 \text{ моль/л (эквивалентных масс)}.$$

г) Молярно-массовая концентрация, моляльность  $C_m$ , показывает число молей растворенного вещества, содержащего в 1000 г растворителя. Массу  $H_3PO_4$  в 1000 г растворителя  $H_2O$  находим из соотношения

$$282 \text{ г } H_2O - 18 \text{ г } H_3PO_4$$

$$1000 \text{ г } H_2O - X \text{ г } H_3PO_4$$

$$X = 1000 \cdot 18 / 282 = 63,83 \text{ г } H_3PO_4.$$

Отсюда  $C_m = 63,83 / 98 = 0,65$  моль / 1 кг растворителя.

*Титром*  $T$  раствора называется число граммов растворенного вещества в 1 см<sup>3</sup> (мл) раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то  $T = 61,86 / 1000 = 0,06186$  г/см<sup>3</sup>.

Зная нормальность раствора и эквивалентную массу ( $\mathcal{E}_m$ ) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = C_n \mathcal{E}_m / 1000.$$

**Пример 2.** На нейтрализацию 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты израсходовано 25 см<sup>3</sup> 0,5-нормального раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

*Решение.* Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных соотношениях, то растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, т.е.  $V_1 / V_2 = C_{(н.2)} / C_{(н.1)}$  или  $V_1 C_{(н.1)} = V_2 C_{(н.2)}$ :

$$50 C_{(н.1)} = 25 \cdot 0,5,$$

откуда  $C_{(н.1)} = 25 \cdot 0,5 / 50 = 0,25$  н.

**Пример 3.** К 1 л 10 %-ного раствора KOH (пл. 1,092 г/см<sup>3</sup>) прибавили 0,5 л 5 %-ного раствора KOH (пл. 1,045 г/см<sup>3</sup>). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

*Решение.* Масса одного литра 10 %-ного раствора KOH 1092 г. В этом растворе содержится  $1092 \cdot 10 / 100 = 109,2$  г KOH. Масса 0,5 л 5 %-ного раствора  $1,045 \cdot 500 = 522,5$  г. В этом растворе содержится  $522,5 \cdot 5 / 100 = 26,125$  г KOH.

В общем объеме полученного раствора (2 л) содержание KOH составляет

$$109,2 + 26,125 = 135,325 \text{ г.}$$

Отсюда молярность этого раствора  $C_M = 135,325 / 2 \cdot 56 = 1,2$  М, где 56 г/моль – молярная масса KOH.

**Пример 4.** Какой объем 96 %-ной серной кислоты плотностью 1,84 г/см<sup>3</sup> потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора?

*Решение.* Эквивалентная масса  $H_2SO_4 = M / 2 = 98 / 2 = 49$  г/моль. Для приготовления 3 л 0,4 н. раствора требуется  $49 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$  г  $H_2SO_4$ . Масса 1 см<sup>3</sup> 96 %-ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится  $1,84 \cdot 96 / 100 = 1,766$  г  $H_2SO_4$ .

Следовательно, для приготовления 3 л 0,4 н. раствора надо взять  $58,848 : 1,766 = 33,32$  см<sup>3</sup> этой кислоты.

## ЗАДАНИЯ

201. Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли?
202. Какой объем 2,5 %-ного раствора NaOH (плотность раствора 1,03 г/мл) можно приготовить из 80 мл 35 %-ного раствора плотностью 1,38 г/мл?
203. Какой объем раствора фосфорной кислоты с массовой долей  $H_3PO_4$  36 % и плотностью 1,216 г/мл требуется для приготовления 13 л 0,15 н. раствора  $H_3PO_4$ ?
204. Какой объем воды надо прибавить к 200 мл 20 %-ного раствора  $H_2SO_4$  плотностью 1,14 г/мл, чтобы получить 5 %-ный раствор?
205. Сколько миллилитров 70 %-ной  $H_2SO_4$  (плотность раствора 1,622 г/мл) надо взять для приготовления 25 мл 2М раствора?
206. Какое количество  $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$  и воды надо взять для приготовления 3 кг раствора, содержащего 4 % безводной соли?
207. Сколько миллилитров 49 %-ного раствора  $H_3PO_4$  (плотность раствора 1,33 г/мл) потребуется для приготовления 2 л 0,1 н. раствора?
208. Смешаны 0,8 л 1,5 н. NaOH и 0,4 л 0,6 н. NaOH. Какова нормальность полученного раствора?
209. Смешаны 800 мл 3 н. раствора KOH и 1,2 л 12 %-ного раствора KOH плотностью 1,1 г/мл. Вычислить нормальную концентрацию полученного раствора.
210. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 1 н. раствора NaOH, чтобы получить 0,05 н. раствор?
211. В каком количестве воды надо растворить 14,2 г оксида фосфора(V), чтобы получить 2 %-ный раствор ортофосфорной кислоты?
212. Вычислить молярность и нормальность 40 %-ного раствора  $H_3PO_4$ , плотность раствора 1,25 г/мл.
213. На нейтрализацию 20 мл раствора, содержащего в 1 литре 12 г щелочи, израсходовано 24 мл 0,25 н. раствора кислоты. Найти нормальную концентрацию щелочи и эквивалентную массу щелочи.
214. Растворимость сероводорода при 20 °С и давлении  $1,0133 \cdot 10^5$  Па равна 2,91 л на 1 л воды. Вычислить массовую долю  $H_2S$  в полученном растворе.
215. Вычислить мольные доли этилового спирта и воды в 56 %-ном растворе.
216. В воде массой 128 г растворили метиловый спирт объемом 40 мл и плотностью 0,8 г/мл. Определить молярную

концентрацию полученного раствора, если его плотность равна 0,97 г/мл.

217. На нейтрализацию 50 мл раствора щелочи израсходовано 30 мл 0,2 н. раствора  $H_2SO_4$ . Какова нормальность раствора щелочи? Сколько 0,1 н. раствора  $HCl$  потребовалось бы для той же цели?

218. Какую массу медного купороса  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  и воды надо взять для приготовления раствора сульфата меди(II) массой 40 г с массовой долей  $CuSO_4$  2 %.

219. Сколько граммов 5 %-ного раствора  $AgNO_3$  требуется для обменной реакции со 120 мл 0,6 н. раствора  $AlCl_3$ ?

220. Плотность раствора  $Na_2CO_3$  равна 1,102 г/мл. Из 4 л этого раствора при действии соляной кислоты получено 66,6 л  $CO_2$  (н. у.). Вычислить массовую долю (%)  $Na_2CO_3$  в растворе.

## КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 2

### 2.1. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Разбавленные растворы неэлектролитов обладают рядом свойств (коллигативные свойства), количественное выражение которых зависит только от числа находящихся в растворе частиц растворенного вещества и от количества растворителя. Некоторые коллигативные свойства растворов используются для определения молекулярной массы растворенного вещества.

Зависимость этих свойств от концентрации выражается уравнениями:

1. Понижение давления пара растворителя над раствором,  $\Delta P$  (закон Рауля):

$$P_1 = N_1 P_0; \quad \Delta P = P_0 - P_1 = N_2 P_0 = P_0 n_2 / (n_1 + n_2),$$

где  $P_1$  – парциальное давление насыщенного пара растворителя над раствором;  $P_0$  – давление насыщенного пара растворителя над чистым растворителем;  $N_1$  – мольная доля растворителя;  $N_2$  – мольная доля растворенного вещества;  $n_1$  – количество растворителя;  $n_2$  – количество растворенного вещества.

2. Понижение температуры кристаллизации раствора

$$\Delta t_{\text{крст}} = k C_m,$$

где  $k$  – криоскопическая постоянная растворителя;  $C_m$  – моляльная концентрация растворенного вещества.

3. Повышение температуры кипения раствора

$$\Delta t_{\text{кип}} = E C_m,$$

где  $E$  – эбуллиоскопическая постоянная растворителя.

4. Осмотическое давление

$$P_{\text{осм}} = C_M R T, \text{ кПа},$$

где  $C_M$  – молярная концентрация растворенного вещества;  $R$  – универсальная газовая постоянная 8,314 Дж/моль·К;  $T$  – температура, К.

Значения криоскопических и эбуллиоскопических постоянных некоторых растворителей:

	$K$	$E$		$K$	$E$
Вода	1,86	0,52	Анилин	5,87	3,69
Бензол	5,1	2,57	Метиловый спирт	–	0,84
Этиловый спирт	–	1,16	Бензойная кислота	8,8	–
Диэтиловый эфир	1,73	2,02	Нитробензол	8,1	–
Ацетон	2,40	1,50			

Рассмотрим примеры решения задач с использованием приведенных соотношений.

**Пример 1.** При 25 °С давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Найти при той же температуре давление насыщенного пара над 5 %-ным водным раствором карбамида (мочевины)  $CO(NH_2)_2$ .

**Решение.** Для расчета по формуле  $P_1 = N_1 P_0$  нужно вычислить мольную долю растворителя  $N_1$ . В 100 г раствора содержится 5 г карбамида (мольная масса 60 г/моль) и 95 г воды (мольная масса 18 г/моль). Количества вещества воды и карбамида соответственно равны:

$$n_1 = 95/18 = 5,272 \text{ моль}; \quad n_2 = 5/60 = 0,083 \text{ моль}.$$

Находим мольную долю воды

$$N_1 = n_1 / (n_1 + n_2) = 5,272 / (5,272 + 0,083) = 5,272 / 5,355 = 0,985.$$

Следовательно,

$$P_1 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (или 23,31 мм рт. ст.)}.$$

**Пример 2.** Рассчитать, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

**Решение.** При пересчете на 1000 г  $H_2O$  содержание глюкозы в растворе равно 216 г. Поскольку мольная масса

глюкозы составляет 180 г/моль, то моляльность раствора равна  $C_m = 216/180 = 1,2$  моля на 1000 г  $H_2O$ .

По формуле  $\Delta t_{\text{крист}} = kC_m$  находим  $\Delta t_{\text{крист}} = 1,86 \cdot 1,20 = 2,23^\circ$ . Следовательно, раствор будет кристаллизоваться при  $-2,23^\circ C$ .

**Пример 3.** Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при  $36,86^\circ C$ , тогда как чистый эфир кипит при  $35,6^\circ C$ . Определить молекулярную массу растворенного вещества.

**Решение.** Из условия задачи находим:  $\Delta t_{\text{кип}} = 36,86^\circ - 35,6^\circ = 1,26^\circ$ .

Из уравнения  $\Delta t_{\text{кип}} = EC_m$  определяем моляльность раствора:

$$1,26 = 2,02C_m; C_m = 1,26/2,02 = 0,624 \text{ моля на } 1000 \text{ г эфира.}$$

Из условия задачи следует, что в 1000 г растворителя находится 80 г растворенного вещества. Поскольку эта масса соответствует 0,624 моля, то молярную массу вещества найдем из соотношения

$$M = 80/0,624 = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Молекулярная масса растворенного вещества равна 128,2.

Диссоциация электролита приводит к тому, что общее число частиц растворенного вещества (молекул и ионов) в растворе возрастает по сравнению с раствором неэлектролита той же молярной концентрации. Поэтому свойства, зависящие от общего числа находящихся в растворе частиц растворенного вещества (коллигативные свойства), такие, как осмотическое давление, понижение давления пара растворителя над раствором, повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем, проявляются в растворах электролитов в большей степени, чем в равных по концентрации растворах неэлектролитов. Если в результате диссоциации общее число растворенных частиц в растворе электролита возросло в  $i$  раз по сравнению с числом его молекул, то это должно быть учтено при расчете осмотического давления и других коллигативных свойств. Формула для вычисления понижения давления пара растворителя над раствором приобретает в этом случае следующий вид:

$$\Delta P = P_0 i n_2 / (n_1 + n_2).$$

Аналогично понижение температуры кристаллизации  $\Delta t_{\text{крист}}$  и повышение температуры кипения  $\Delta t_{\text{кип}}$  раствора электролита находят по формулам:

$$\Delta t_{\text{крист}} = ikC_m; \Delta t_{\text{кип}} = iEC_m.$$

Для вычисления осмотического давления ( $P_{\text{осм}}$ ) раствора электролита используют формулу:

$$P_{\text{осм}} = iC_M RT.$$

*Изотонический коэффициент*  $i$  представляет собой отношение  $\Delta P$ ,  $\Delta t_{\text{крист}}$ ,  $\Delta t_{\text{кип}}$ ,  $P_{\text{осм}}$ , найденных на опыте, к тем же величинам, вычисленным без учета диссоциации электролита ( $\Delta P_{\text{выч}}$ ,  $\Delta t_{\text{крист. выч}}$ ,  $\Delta t_{\text{кип. выч}}$ ,  $P_{\text{осм. выч}}$ ):

$$i = \Delta P / \Delta P_{\text{выч}} = \Delta t_{\text{крист}} / \Delta t_{\text{крист. выч}} = \Delta t_{\text{кип}} / \Delta t_{\text{кип. выч}} = P_{\text{осм}} / P_{\text{осм. выч}}.$$

Изотонический коэффициент  $i$  связан со степенью диссоциации электролита соотношением

$$i = 1 + \alpha (k - 1) \text{ или } \alpha = (i - 1) / (k - 1).$$

Здесь  $k$  – число ионов, на которые распадается при диссоциации молекула электролита. Например, для  $KCl$   $k = 2$ , для  $BaCl_2$  и  $Na_2SO_4$   $k = 3$ .

**Пример 4.** Раствор, содержащий 0,85 г хлорида цинка в 125 г воды, кристаллизуется при  $-0,23^\circ C$ . Определить кажущуюся степень диссоциации  $ZnCl_2$ .

**Решение.** Найдем прежде всего молярную концентрацию  $C_m$  соли в растворе. Поскольку молярная масса  $ZnCl_2$  равна 136,4 г/моль, то  $C_m = 0,85 \cdot 1000 / (136,4 \cdot 125) = 0,050$  моль/кг растворителя.

Теперь определим понижение температуры кристаллизации без учета диссоциации электролита (криоскопическая константа воды равна  $1,86^\circ$ ):

$$\Delta t_{\text{крист. выч}} = 1,86 \cdot 0,050 = 0,093^\circ.$$

Сравнивая найденное значение с экспериментально определенным понижением температуры кристаллизации, вычисляем изотонический коэффициент  $i$ :

$$i = \Delta t_{\text{крист}} / \Delta t_{\text{крист. выч}} = 0,23 / 0,093 = 2,47.$$

Теперь находим степень диссоциации соли:

$$\alpha = (i - 1) / (k - 1) = (2,47 - 1) / (3 - 1) = 0,735.$$

## ЗАДАНИЯ

221. Навеска вещества массой 12,42 г растворена в воде объемом 500 мл. Давление пара полученного раствора при  $20^\circ C$  равно 3732,7 Па. Давление пара воды при той же температуре 3742 Па. Найти молекулярную массу растворенного



вещества.

222. Определить криоскопическую константу нафталина, если в 20 г расплавленного нафталина ( $t_{пл} = 80,1\text{ }^\circ\text{C}$ ) растворена органическая кислота ( $M_r = 137,12$ ) массой 0,1106 г;  $\Delta t_3$  для этого раствора 0,278  $^\circ\text{C}$ .

223. Анализом установлена эмпирическая формула вещества неэлектролита –  $\text{CH}_2\text{O}$ . Навеска этого вещества массой 1 г была растворена в воде массой 100 г, и для полученного раствора определена температура замерзания  $\Delta t_3 = 0,103\text{ }^\circ\text{C}$ . Определить истинную формулу вещества.

224. Раствор, содержащий фосфор и бензол, масса которых соответственно равна 0,1155 и 19,03 г, замерзает при 5,15  $^\circ\text{C}$ . Чистый бензол замерзает при 5,4  $^\circ\text{C}$  (для бензола  $k = 5,1$ ). Определить, из скольких атомов состоит молекула фосфора.

225. Раствор, содержащий неэлектролит массой 55,40 г в воде объемом 2,5 л, кипит при 100,16  $^\circ\text{C}$ . Какова относительная молекулярная масса растворенного вещества?

226. При растворении вещества массой 1 г в воде массой 50 г получается непроводящий тока раствор, замерзающий при  $-0,81\text{ }^\circ\text{C}$ . Найти молекулярную массу растворенного вещества.

227. Анилин  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  массой 3,1 г растворен в 40,2 г эфира. Давление пара полученного раствора равно 81 390 Па вместо 86 380 Па для чистого эфира при той же температуре. Найти молекулярную массу эфира.

228. Какова молекулярная масса  $M_r$  растворенного вещества, если оно массой 3,52 г образует с 25,2 г воды раствор, давление пара которого при 70  $^\circ\text{C}$  равно 30,728 кПа? При той же температуре давление водяного пара составляет 31,157 кПа.

229. При 25  $^\circ\text{C}$  давление пара воды равно 3168 Па. Найти массу глюкозы, которую надо растворить в воде массой 540 г, чтобы понизить давление пара на 800 Па?

230. Каково давление пара при 100  $^\circ\text{C}$  раствора мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ , в котором ее массовая доля составляет 10 %. Давление пара воды при 100  $^\circ\text{C}$  равно  $1,013 \cdot 10^5$  Па.

231. В ацетоне  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$  массой 50 г растворен неэлектролит массой 5,25 г. Давление пара полученного раствора равно 21854 Па, а для ацетона при той же температуре – 23939 Па. Найти значение  $M_r$  растворенного вещества.

232. Осмотическое давление раствора мочевины  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  при 0  $^\circ\text{C}$  равно  $6,8 \cdot 10^5$  Па. Найти ее массу в этом растворе объемом 1 л.

233. При 10  $^\circ\text{C}$   $p(\text{H}_2\text{O}) = 1227,8$  Па. Для того чтобы понизить давление пара до 1200 Па, в воде какой массы надо растворить  $\text{CH}_3\text{OH}$  массой 16 г?

234. Давление пара раствора, содержащего растворенное вещество количеством 0,05 моль и воду массой 90 г, равно 5267 Па при 34  $^\circ\text{C}$ . Чему равно давление пара чистой воды при этой температуре?

235. Чему равна молярная концентрация раствора неэлектролита, если при 17  $^\circ\text{C}$  его осмотическое давление составляет 1204,5 Па?

236. При растворении гидроксида натрия массой 12 г в воде массой 100 г температура кипения повысилась на 2,65  $^\circ\text{C}$ . Какая степень диссоциации  $\text{NaOH}$  соответствует этим данным?

237. Чему равно при 17  $^\circ\text{C}$  осмотическое давление раствора, содержащего  $\text{CaCl}_2$  массой 11,2 г в растворе объемом 200 мл, если изотонический коэффициент раствора равен 2,5?

238. Раствор, содержащий нитрат цинка количеством вещества 0,0065 моль и воду массой 100 г, замерзает при  $-0,32\text{ }^\circ\text{C}$ . Какое значение  $\alpha$  определяют эти данные?

239. Нитрат калия количеством вещества 1 моль растворен в воде объемом 1 л. Температура замерзания при этом понизилась на 3,01  $^\circ\text{C}$ . Какую степень диссоциации определяют эти данные?

240. Определить моляльность раствора бинарного электролита, если его водный раствор замерзает при  $-0,31\text{ }^\circ\text{C}$ , а  $\alpha = 66,5\%$ .

241. Определить температуру кипения водного раствора глюкозы, если массовая доля  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  равна 10 %.

242. Раствор содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при  $+5,296\text{ }^\circ\text{C}$ . Температура кристаллизации бензола 5,5  $^\circ\text{C}$ . Криоскопическая константа бензола 5,1 $^\circ$ . Вычислить мольную массу растворенного вещества.

243. Найти осмотическое давление раствора неэлектролита, содержащего  $1,52 \cdot 10^{23}$  молекул его в 0,5 л раствора при 0  $^\circ\text{C}$  и при 30  $^\circ\text{C}$ .

244. Водно-спиртовой раствор, содержащий 15 % спирта (плотность раствора 0,97 г/см<sup>3</sup>), кристаллизуется при  $-10,26\text{ }^\circ\text{C}$ . Найти молекулярную массу спирта и осмотическое давление раствора при 293 К.

245. При растворении 6,48 г серы в 80 г бензола температура кипения полученного раствора повысилась на 0,81  $^\circ\text{C}$  по сравнению с температурой кипения чистого бензола. Из скольких атомов состоит молекула серы в полученном растворе?

246. Молекулярная масса неэлектролита равна 123,11. Какая масса неэлектролита должна содержаться в 1 л раствора, чтобы раствор при 20  $^\circ\text{C}$  имел осмотическое давление  $4,56 \cdot 10^5$  Па?

247. Раствор, содержащий 4,2 г КОН в 500 г воды, замерзает при  $-0,519\text{ }^\circ\text{C}$ . Найти изотонический коэффициент для этого раствора.

248. Раствор, содержащий 1,06 г карбоната натрия в 400 г воды, кристаллизуется при  $-0,13\text{ }^\circ\text{C}$ . Найти кажущуюся степень диссоциации соли.

249. Давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона равно 21 854,40 Па. Давление пара ацетона  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$  при этой температуре равно 23 939,35 Па. Найти молекулярную массу неэлектролита.

250. При какой температуре будет замерзать водный раствор этилового спирта, если массовая доля  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$   $\omega = 25\%$ .

251. Какую массу анилина  $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  надо растворить в 50 г этилового эфира, чтобы температура кипения раствора

была выше температуры кипения этилового эфира на  $0,53^\circ$ . Эбуллиоскопическая константа этилового эфира  $2,12^\circ$ .

252. При  $0^\circ\text{C}$  осмотическое давление  $0,05\text{M}$  раствора карбоната калия равно  $272,6\text{ кПа}$ . Определить кажущуюся степень диссоциации  $\text{K}_2\text{CO}_3$  в растворе.

253. Раствор, состоящий из  $9,2\text{ г}$  йода и  $100\text{ г}$  метилового спирта, закипает при  $65,0^\circ\text{C}$ . Сколько атомов входит в состав молекулы йода, находящегося в растворенном состоянии? Температура кипения спирта  $64,7^\circ\text{C}$ , а его эбуллиоскопическая константа  $E = 0,84^\circ$ .

254. Неэлектролит массой  $23\text{ г}$  содержится в  $500\text{ мл}$  раствора. Осмотическое давление этого раствора при  $17^\circ\text{C}$  равно  $12,04 \cdot 10^5\text{ Па}$ . Найти молярную массу неэлектролита.

255. Осмотическое давление раствора, объем которого  $3\text{ л}$ , при  $10^\circ\text{C}$  равно  $1,2 \cdot 10^5\text{ Па}$ . Какова молярная концентрация этого раствора?

256. Давление пара воды при  $50^\circ\text{C}$  равно  $12\,334\text{ Па}$ . Вычислить давление пара раствора, содержащего  $50\text{ г}$  этиленгликоля  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$  в  $900\text{ г}$  воды?

257. Понижение температуры замерзания раствора, содержащего  $0,052\text{ г}$  камфоры в  $26\text{ г}$  бензола равно  $0,067^\circ$ . Какова молекулярная масса камфоры?

258. Раствор, приготовленный из  $2\text{ кг}$  этилового спирта и  $8\text{ кг}$  воды, залили в радиатор автомобиля. Какова температура замерзания раствора?

259. При какой температуре будет кипеть  $40\%$ -ный водный раствор  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ?

260. При растворении  $0,029$  молей неэлектролита в  $100\text{ г}$  ацетона температура кипения последнего повысилась на  $0,43^\circ$ . Найти эбуллиоскопическую константу ацетона.

## 2.2. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ РЕАКЦИИ ОБМЕНА. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ

При решении задач этого раздела необходимо использовать данные прил. 6 и 7.

Ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакций обмена отражают состояние электролита в растворе. В этих уравнениях сильные растворимые в воде электролиты, поскольку они полностью диссоциированы, записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые и газообразные вещества записывают в молекулярной форме. Реакции между растворами солей, оснований и кислот – это реакции между ионами.

В ионно-молекулярном уравнении одинаковые ионы из обеих его частей исключаются. При составлении ионно-молекулярных уравнений следует помнить, что сумма электрических зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме электрических зарядов в правой части уравнения. Знак  $\downarrow$ , стоящий при формуле вещества, указывает, что это вещество удаляется из сферы реакции в виде осадка. Знак  $\uparrow$  указывает на удаление вещества в газообразном виде.

Вода в ничтожной степени диссоциирует по уравнению  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ . Если не учитывать гидратацию катиона водорода, то  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ .

Константа диссоциации крайне слабого электролита воды очень мала:

$$K_{\text{дис}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = 1,8 \cdot 10^{-16} (22^\circ\text{C}).$$

Принимая концентрацию воды  $[\text{H}_2\text{O}]$  величиной практически постоянной, можно записать:

$$K_{\text{дис}} [\text{H}_2\text{O}] = K_W \cong [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \cong 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot [\text{H}_2\text{O}].$$

Концентрация молекул воды равна  $1000/18 = 55,56\text{ моль/л}$ . Отсюда

$$K_W = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}.$$

Произведение молярных концентраций ионов водорода и ионов гидроксила называется *ионным произведением воды*  $K_W$ . Ионное произведение воды – величина постоянная при постоянной температуре.

В чистой воде  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ , т.е. в  $1\text{ л}$  чистой воды содержится  $10^{-7}$  моль катионов  $[\text{H}^+]$  и  $10^{-7}$  моль анионов  $[\text{OH}^-]$ . Это же наблюдается и в нейтральных растворах.

Если к воде прибавить кислоты, то  $[\text{H}^+]$  станет  $> 10^{-7}$ , а  $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$ . Если к воде прибавить щелочи, то  $[\text{OH}^-]$  станет  $> 10^{-7}$ , а  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ . Но как бы не менялись  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$ , их произведение всегда останется равным  $10^{-14}$  (при  $22^\circ\text{C}$ ).

Таким образом, степень кислотности или щелочности раствора можно выразить концентрацией ионов  $[\text{H}^+]$  или  $[\text{OH}^-]$ . Обычно пользуются концентрацией водородных ионов, тогда для растворов:

- кислого  $[\text{H}^+] > 10^{-7}\text{ моль/л}$ ;
- нейтрального  $[\text{H}^+] = 10^{-7}\text{ моль/л}$ ;
- щелочного  $[\text{H}^+] < 10^{-7}\text{ моль/л}$ .

Отрицательный десятичный логарифм молярной концентрации водородных ионов называется *водородным показателем* (рН), т.е.  $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$ . Тогда рН различных растворов будут иметь следующие значения:

- кислый  $\text{pH} < 7$ ;
- нейтральный  $\text{pH} = 7$ ;
- щелочной  $\text{pH} > 7$ .

Кроме этого  $[\text{H}^+] = K_W / [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{OH}^-] = K_W / [\text{H}^+]$ ,  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

**Пример 1.** Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ:

- а) HCl и NaOH; б) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и Na<sub>2</sub>S; в) NaClO и HNO<sub>3</sub>;  
г) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; д) CH<sub>3</sub>COOH и NaOH.

Решение. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:

- а) HCl + NaOH = NaCl + H<sub>2</sub>O;  
б) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Na<sub>2</sub>S = PbS↓ + 2NaNO<sub>3</sub>;  
в) NaClO + HNO<sub>3</sub> = NaNO<sub>3</sub> + HClO;  
г) K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O;  
д) CH<sub>3</sub>COOH + NaOH = CH<sub>3</sub>COONa + H<sub>2</sub>O.

Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, ибо в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H<sub>2</sub>O, HClO), осадка (PbS), газа (CO<sub>2</sub>).

В реакции (д) два слабых электролита, CH<sub>3</sub>COOH и H<sub>2</sub>O, но так как реакции идут в сторону большего связывания ионов и вода – более слабый электролит, чем уксусная кислота, то равновесие реакции смещено в сторону образования воды. Исключив одинаковые ионы из обеих частей равенства а) Na<sup>+</sup> и Cl<sup>-</sup>; б) Na<sup>+</sup> и NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; в) Na<sup>+</sup> и NO<sub>3</sub><sup>-</sup>; г) K<sup>+</sup> и SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>; д) Na<sup>+</sup>, получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:

- а) H<sup>+</sup> + OH<sup>-</sup> = H<sub>2</sub>O;  
б) Pb<sup>2+</sup> + S<sup>2-</sup> = PbS;  
в) ClO<sup>-</sup> + H<sup>+</sup> = HClO;  
г) CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup> = CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O;  
д) CH<sub>3</sub>COOH + OH<sup>-</sup> = CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> + H<sub>2</sub>O.

**Пример 2.** Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:

- а) SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + 2H<sup>+</sup> = SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O;  
б) Pb<sup>2+</sup> + CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> = PbCrO<sub>4</sub>;  
в) HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> + OH<sup>-</sup> = CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O;  
г) ZnOH<sup>+</sup> + H<sup>+</sup> = Zn<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O.

Решение. В левой части данных ионно-молекулярных уравнений указаны свободные ионы, которые образуются при диссоциации растворимых сильных электролитов, следовательно, при составлении молекулярных уравнений следует исходить из соответствующих растворимых электролитов. Например:

- а) Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> + 2HCl = 2NaCl + SO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O;  
б) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> = PbCrO<sub>4</sub>↓ + 2KNO<sub>3</sub>;  
в) KHCO<sub>3</sub> + KOH = K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O;  
г) ZnOHCl + HCl = ZnCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.

**Пример 3.** [H<sup>+</sup>] = 10<sup>-2</sup> моль/л. Вычислить [OH<sup>-</sup>].

Решение.

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}^+] = 10^{-14} / 10^{-2} = 10^{-12} \text{ моль/л.}$$

**Пример 4.** Вычислить pH 0,1 н. раствора HCN, степень диссоциации HCN (α = 0,007 %, или 7·10<sup>-5</sup>).

Решение. Концентрация ионов водорода

$$[\text{H}^+] = C\alpha = 0,1 \cdot 7 \cdot 10^{-5} = 7 \cdot 10^{-6}.$$

Находим pH: pH = lg 7·10<sup>-6</sup> = 6 – 0,85 = 5,15.

## ЗАДАНИЯ

261. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между

- а) KHCO<sub>3</sub> и HCl; б) K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> и H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; в) Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и KJ (изб.);  
г) SrSO<sub>4</sub> и BaCl<sub>2</sub>; д) NaClO и HNO<sub>3</sub>.

262. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между: а) нитратом бария и сульфатом натрия; б) карбонатом натрия и серной кислотой; в) цианидом калия и азотной кислотой; г) сульфатом меди и гидроксидом натрия; д) сульфитом натрия и серной кислотой.

263. Смешивают попарно растворы;

- а) Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; б) BaCl<sub>2</sub> и K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; в) KNO<sub>3</sub> и NaCl;  
г) AgNO<sub>3</sub> и KCl; д) Ca(OH)<sub>2</sub> и HCl.

В каких из приведенных случаев реакции практически дойдут до конца? Составить для этих реакций молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

264. Вычислить pH 3,12 %-ного раствора HCl, плотность которого равна 1,015 г/см<sup>3</sup>.

265. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения реакций:

- а) NH<sub>4</sub>OH + HCN; б) FeS + HCl; в) Fe(OH)<sub>3</sub> + HNO<sub>3</sub>;  
г) AlBr<sub>3</sub> + AgNO<sub>3</sub>; д) NaClO + HNO<sub>3</sub>.

266. Написать в молекулярной форме уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) NO<sub>2</sub><sup>-</sup> + H<sup>+</sup> = HNO<sub>2</sub>; б) Cu<sup>2+</sup> + 2OH<sup>-</sup> = Cu(OH)<sub>2</sub>;  
в) Br<sup>-</sup> + Ag<sup>+</sup> = AgBr; г) Fe<sup>3+</sup> + PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> = FePO<sub>4</sub>; д) Pb<sup>2+</sup> + SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

267. Вычислить величину pH раствора, полученного растворением в 1 л воды 0,44 г углекислого газа. Степень дис-

социации угольной кислоты в таком растворе по первой ступени равна 0,1 %, а диссоциацией по второй ступени можно пренебречь.

268. Вычислить pH и pOH 0,01M раствора HCl, приняв степень диссоциации  $\alpha = 1$ .

269. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а)  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{BaS}$  и  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KOH}$ ;

г)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{FeSO}_4$ ; д)  $\text{NiCl}_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$ .

270. Вычислить молярную концентрацию раствора муравьиной кислоты, если pH равен 3,  $K_{\text{дис}} = 1,76 \cdot 10^{-4}$ .

271. Представить в молекулярном и ионно-молекулярном виде реакции взаимодействия между: а) гидроксидом хрома(III) и серной кислотой; б) метакромистой кислотой и гидроксидом калия; в) метафосфорной кислотой и гидроксидом стронция; г) ацетатом калия и серной кислотой; д) хлоридом аммония и гидроксидом калия при нагревании.

272. Вычислить величину pH в 0,092 %-ном растворе муравьиной кислоты (плотность  $\approx 1 \text{ г/см}^3$ ), если степень диссоциации в этом растворе 5 %.

273. Какое из веществ  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{AgNO}_3$  взаимодействует с раствором гидроксида калия? Написать молекулярные уравнения реакций.

274. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:

а)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{CaCl}_2$ ; б)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{BaCl}_2$ ;

в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{KOH}$  (изб.); г)  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{HCl}$ ; д)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$ .

275. Вычислить концентрацию гидроксильных ионов (в моль/л), считая диссоциацию полной, в 1 %-ном растворе гидроксида бария (плотность  $1,026 \text{ г/см}^3$ ).

276. Вычислить pH 0,01 %-ного раствора HCl, плотность которого равна единице, степень диссоциации принять равной 1.

277. Написать молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:

а)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ ; б)  $\text{Cd}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cd}(\text{OH})_2$ ;

в)  $\text{H}^+ + \text{NO}_2^- = \text{HNO}_2$ ; г)  $\text{Au}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Au}(\text{OH})_4]^-$ ;

д)  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_2] + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ .

278. Вычислить нормальности растворов KOH (степень диссоциации принять равной единице), имеющих следующие значения pH:

а) 11; б) 10,3; в) 10,7.

279. Вычислить концентрацию ионов водорода в растворе, pH которого 12,05. Какова величина pOH и концентрация ионов гидроксидов?

280. Вычислить pH раствора, полученного растворением 1,12 л (н. у.) аммиака в 500 мл воды.

### 2.3. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих продуктов (молекул слабых кислот и оснований, анионов кислых или катионов основных солей) и сопровождающееся изменением pH среды, называется гидролизом.

Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием, то в результате гидролиза в растворе образуются гидроксид-ионы и он приобретает щелочную реакцию. Например:

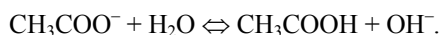
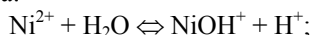


Как видно, в подобных случаях гидролизу подвергается анион соли.

При гидролизе соли, образованной сильной кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергается катион соли; при этом в растворе возрастает концентрация ионов водорода, и он приобретает кислую реакцию. Например:



При взаимодействии с водой соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, гидролизу подвергаются как катион, так и анион соли: например, при гидролизе ацетата никеля  $\text{Ni}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})\text{CH}_3\text{COO} + \text{CH}_3\text{COOH}$  параллельно протекают два процесса:



В этом случае реакция раствора зависит от относительной силы кислоты и основания, образующих соль. Если  $K_{\text{кисл}} = K_{\text{осн}}$ , то катион и анион гидролизуются в равной степени и реакция раствора будет нейтральной; если  $K_{\text{кисл}} > K_{\text{осн}}$ , то катион соли гидролизуеться в меньшей степени, чем анион, так что концентрация ионов  $\text{H}^+$  в растворе будет больше концентрации гидроксид-ионов и реакция раствора будет слабокислой; наконец, если  $K_{\text{кисл}} < K_{\text{осн}}$ , то гидролизу подвергается преимущественно катион соли и реакция раствора будет слабощелочной.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, не гидролизуются, так как в этом случае обратная гидролизу реакция нейтрализации практически необратима, т.е. протекает до конца.

Гидролиз солей, образованных слабыми многоосновными кислотами, протекает ступенчато, причем продуктами первых стадий гидролиза являются кислые соли.

**Пример 1.** Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соли  $\text{K}_2\text{CO}_3$ . Определить реак-

цию среды в результате гидролиза.

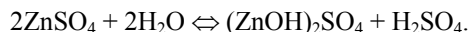
**Р е ш е н и е.** При гидролизе карбоната калия, который идет по аниону, ион  $\text{CO}_3^{2-}$  присоединяет один ион водорода, образуя гидрокарбонат-ион  $\text{HCO}_3^-$ :  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$  или в молекулярной форме  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KHCO}_3 + \text{KOH}$ . Это – первая ступень гидролиза. Накопление в растворе ионов  $\text{OH}^-$  препятствует дальнейшему протеканию гидролиза. Однако, если связывать образующиеся гидроксид-ионы (например, добавляя к раствору кислоту), то анион  $\text{HCO}_3^-$  в свою очередь подвергается гидролизу (вторая ступень гидролиза):  $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$  или в молекулярной форме  $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH}$ . В растворе избыток  $\text{OH}^-$ , поэтому раствор  $\text{K}_2\text{CO}_3$  имеет щелочную реакцию ( $\text{pH} > 7$ ).

Также ступенчато протекает гидролиз солей, образованных слабыми основаниями многовалентных металлов.

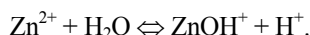
**П р и м е р 2.** Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соли  $\text{ZnSO}_4$ . Определить реакцию среды в результате гидролиза.

**Р е ш е н и е.** Сульфат цинка  $\text{ZnSO}_4$  – соль слабого двухкислотного основания  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и сильной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В этом случае катионы  $\text{Zn}^{2+}$  связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли  $\text{ZnOH}^+$ . Образование молекул  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  не происходит, так как ионы  $\text{ZnOH}^+$  диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуется по катиону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор  $\text{ZnSO}_4$  имеет кислую реакцию ( $\text{pH} > 7$ ).

Вторая ступень гидролиза представляет собой взаимодействие с водой образовавшейся основной соли

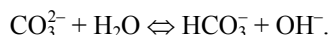
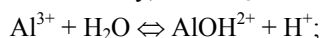


и в ионной форме



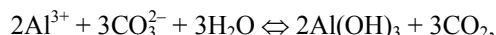
**П р и м е р 3.** Какие продукты образуются при смешении растворов  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции.

**Р е ш е н и е.** Соль  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  гидролизуется по катиону, а  $\text{K}_2\text{CO}_3$  – по аниону:

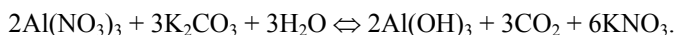


Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, ибо ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  образуют молекулу слабого электролита  $\text{H}_2\text{O}$ . При этом гидролитическое равновесие сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{CO}_2$  ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

Ионно-молекулярное уравнение



молекулярное уравнение



## ЗАДАНИЯ

281. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Rb}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NiI}_2$ ,  $\text{BeCl}_2$ . Какие значения  $\text{pH}$  ( $>7$  <) имеют растворы этих солей?

282. Как сместится равновесие гидролиза следующих солей:  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{KSbO}_2$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})\text{SO}_4$  при добавлении к раствору  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NaAlO}_2$ ?

283. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ . Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих оснований и кислоты.

284. Какая из солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SeO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{TeO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{CuCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$ ? Почему? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

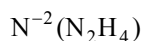
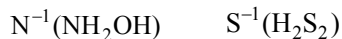
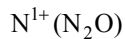
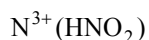
285. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:  $\text{NaCN}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KOC}$ ,  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ,  $\text{NaClO}_4$ ,  $\text{MnSO}_4$ ? Для гидролизующихся солей написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Указать реакцию среды.

286. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах  $\text{KCN}$ ,  $\text{MnJ}_2$ ,  $\text{AlBr}_3$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{NaNO}_3$ ? Обосновать ответ.

287. К раствору  $\text{K}_2\text{CO}_3$  добавили растворы следующих веществ:

а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ; в)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{K}_2\text{S}$ .

В каких случаях гидролиз карбоната калия усилится? Почему? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном видах.



288. При смешивании растворов  $\text{BeSO}_4$  и  $\text{Rb}_2\text{S}$  каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразить этот совместный гидролиз молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

289. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

- а) иодида алюминия; б) цианида цезия; в) нитрата бериллия; г) сульфата железа(III); д) ацетата лития.

290. К раствору  $\text{FeCl}_3$  добавили следующие вещества:

- а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{MgCl}_2$ ; г)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

В каких случаях гидролиз хлорида железа(III) усилится? Почему? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

291. Какие из солей  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{BaS}$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  подвергаются гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение  $\text{pH}$  ( $>7$ ,  $<$ ) имеют растворы этих солей?

292. Можно ли в растворах солей, подвергающихся гидролизу, предотвратить гидролиз? Как это сделать?

293. Указать, какую реакцию среды будут иметь растворы солей, подтвердив это соответствующими уравнениями:  $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{NaAlO}_2$ ,  $\text{NaHS}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KSbO}_2$ .

294. При смешивании растворов  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Rb}_2\text{CO}_3$  каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза.

295. Какая из солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу:  $\text{NaHCOO}$ ,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ,  $\text{NaCN}$  или  $\text{NaClO}$ ;  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CdCl}_2$  или  $\text{ZnCl}_2$ ? Почему? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

296. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{HCOO}$ ,  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CrBr}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{AsO}_4$ . Какое значение  $\text{pH}$  ( $>7$ ,  $<$ ) имеют растворы этих солей?

297. Какие из солей  $\text{NaI}$ ,  $\text{Rb}_2\text{S}$ ,  $\text{Cs}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CoBr}_2$ ,  $\text{KNCS}$ ,  $\text{CrCl}_3$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  подвергаются гидролизу? Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение  $\text{pH}$  ( $>7$ ,  $<$ ) имеют растворы этих солей?

298. При смешивании растворов  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$  каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразить этот совместный гидролиз молекулярным и ионно-молекулярным уравнениями.

299. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей:  $\text{KBrO}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cs}_2\text{S}$ . Какое значение  $\text{pH}$  ( $>7$ ,  $<$ ) имеют растворы этих солей?

300. Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$  и  $\text{CrBr}_3$ . Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

## 2.4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под степенью окисления ( $\pm n$ ) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. Иными словами: степень окисления – это тот условный заряд, который приобрел бы атом элемента, если предположить, что он принял или отдал то или иное число электронов.

Окисление-восстановление – это единый, взаимосвязанный процесс. Окисление приводит к повышению степени окисления восстановителя, а восстановление – к ее понижению у окислителя.

Повышение или понижение степени окисления атомов отражается в электронных уравнениях; окислитель принимает электроны, а восстановитель их отдает. При этом не имеет значения, переходят ли электроны от одного атома к другому полностью и образуются ионные связи или электроны только оттягиваются к более электроотрицательному атому и возникает полярная связь. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные (как окислительные, так и восстановительные) свойства можно судить по степени окисления атомов окислителя и восстановителя.

Атом того или иного элемента в своей высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом же элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Например:

проявляют только окислительные свойства; проявляют окислительные и восстановительные свойства;

проявляют только восстановительные свойства.

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислитель-

но-восстановительной реакции  $\text{H}_2^0 + \text{Cl}_2^0 = 2\text{H}^+\text{Cl}^-$  валентность атомов водорода и хлора до и после реакции равна единице. Изменилась их степень окисления. Валентность определяет число связей, образованных данным атомом, и поэтому знака не имеет. Степень же окисления имеет знак плюс или минус.

**Пример 1.** Исходя из степени окисления ( $n$ ) азота, серы и марганца в соединениях  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{KMnO}_4$ , определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

**Решение.** Степень окисления  $n$  азота (N) в указанных соединениях соответственно равна:  $-3$  (низшая),  $+3$  (промежуточная),  $+5$  (высшая);  $n$  серы (S) соответственно равна:  $-2$  (низшая),  $+4$  (промежуточная),  $+6$  (высшая);  $n$  марганца (Mn) соответственно равна:  $+4$  (промежуточная),  $+7$  (высшая). Отсюда:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  – только восстановители;  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$  – только окислители;  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$  – окислители и восстановители.

**Пример 2.** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами:

а)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ; в)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_4$ ?

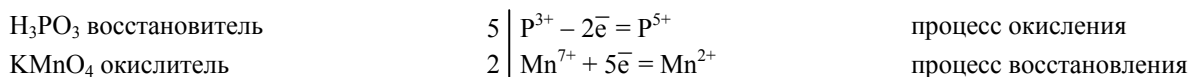
**Решение.** а) Степень окисления  $n(\text{S})$  в  $\text{H}_2\text{S} = -2$ ;  $n(\text{Cl})$  в  $\text{HCl} = -1$ . Так как и сера, и хлор находятся в низшей степени окисления, то оба взятые вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) в  $\text{H}_2\text{S}$   $n(\text{S}) = -2$  (низшая);  $n(\text{S})$  в  $\text{H}_2\text{SO}_3 = +4$  (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем  $\text{H}_2\text{SO}_3$  является окислителем; в)  $n(\text{S})$  в  $\text{H}_2\text{SO}_3 = +4$  (промежуточная);  $n(\text{Cl})$  в  $\text{HClO}_4 = +7$  (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать.  $\text{H}_2\text{SO}_3$  в этом случае будет проявлять восстановительные свойства.

**Пример 3.** Составьте уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме



**Решение.** Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют свою степень окисления восстановитель и окислитель, и отражаем это в электронных уравнениях:

Электронные уравнения



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов десять. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициент перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид

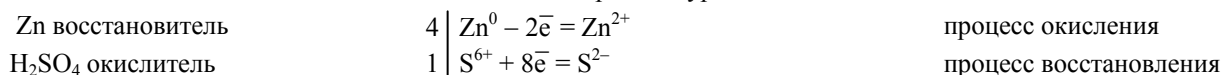


**Пример 4.** Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

**Решение.** Цинк, как любой металл, проявляет только восстановительные свойства. В концентрированной серной кислоте окислительную функцию несет сера ( $+6$ ).

Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы как  $p$ -элемента VI группы равна  $-2$ . Цинк как металл II группы имеет постоянную степень окисления  $+2$ . Отражаем сказанное в электронных уравнениях:

Электронные уравнения



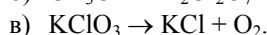
Составляем уравнение реакции:



Перед  $\text{H}_2\text{SO}_4$  стоит коэффициент 5, а не 1, ибо четыре молекулы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  идут на связывание четырех ионов  $\text{Zn}^{2+}$ .

## ЗАДАНИЯ

301. Реакции выражаются схемами:



Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса; указать окислитель и восстановитель; что окисляется и что восстанавливается? К каким классам ОВР относится каждое уравнение окислительно-восстановительной реакции?

302. Какова нормальность 1 М раствора  $\text{KNO}_2$ :

- а) как восстановителя, если  $\text{KNO}_2$  окисляется в  $\text{KNO}_3$ ;
- б) как окислителя, если  $\text{KNO}_2$  восстанавливается до  $\text{NO}$ ?

303. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а)  $\text{PH}_3$  и  $\text{KMnO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HBr}$ ; в)  $\text{HI}$  и  $\text{H}_2\text{Se}$ ? Почему? Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



Указать окислитель и восстановитель.

304. Реакции выражаются схемами:

- а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KI} + \text{CrI}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$ .

Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, что окисляется и что восстанавливается? К каким классам ОВР относятся указанные реакции?

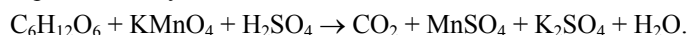
305. Расставить коэффициенты в уравнениях реакций, идущих по схемам:

- а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{P} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ ;
- в)  $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .

Для уравнения б) рассчитать эквивалентные массы окислителя и восстановителя.

306. Составить электронные уравнения и указать, какой процесс окисление или восстановление происходит при следующих превращениях:  $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ ;  $\text{Cl}^{5+} \rightarrow \text{Cl}^-$ ;  $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}^{5+}$ .

Расставить коэффициенты в реакции, идущей по схеме:



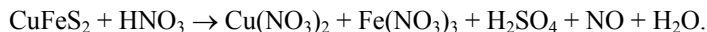
Указать окислитель и восстановитель.

307. Написать уравнения реакций взаимодействия между:

- а) нитратом марганца и диоксидом свинца в присутствии азотной кислоты, при этом нитрат марганца окисляется до марганцевой кислоты;
- б) иодидом водорода и азотистой кислотой, при этом азотистая кислота восстанавливается до оксида азота(II);
- в) разложения нитрата свинца при повышенной температуре.

Найти эквивалентные массы окислителя и восстановителя для реакции а).

308. Какое из веществ:  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KJ}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$  – является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



309. Реакции выражаются схемами:

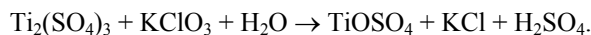
- а)  $\text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{PH}_3$ ;
- б)  $\text{KNCS} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{CO}_2 + \text{NO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ ;
- в)  $\text{J}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{JO}_3)_2 + \text{BaJ}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, что окисляется, что восстанавливается? К каким классам окислительно-восстановительных реакций относятся приведенные реакции?

310. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:

- а)  $\text{PH}_3$  и  $\text{HI}$ ; б)  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ; в)  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{Te}$ ?

Пользуясь методом электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

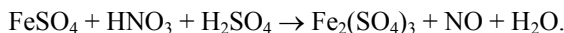


Указать окислитель и восстановитель.

311. Составить электронные уравнения и указать, какой процесс: окисление или восстановление происходит при следующих превращениях:

- а)  $\text{As}^{3-} \rightarrow \text{As}^{5+}$ ; б)  $\text{N}^{3+} \rightarrow \text{N}^{3-}$ ; в)  $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^0$ .

Пользуясь методом электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



312. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты:

- а)  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$ ;
- б)  $\text{PbS} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{S} + \dots$ ;
- в)  $\text{KBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \dots$ .

Указать окислитель и восстановитель.

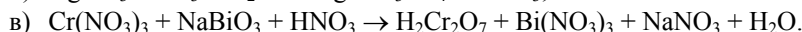
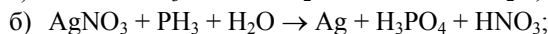
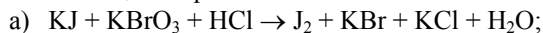
313. Закончить уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставить коэффициенты:

- а)  $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$ ;
- б)  $\text{HgS} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{NO} + \dots$ ;



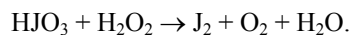


314. Реакции выражаются схемами:



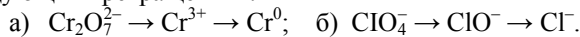
Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, что окисляется и что восстанавливается? К каким классам окислительно-восстановительных реакций относятся приведенные реакции?

315. Какое из веществ:  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_3$  – является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? Пользуясь методом электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



Указать окислитель и восстановитель.

316. Составить электронные уравнения и указать, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях:



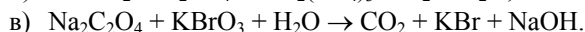
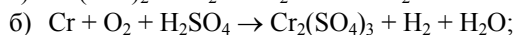
Пользуясь методом электронного баланса, расставить коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:  $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ . Что является окислителем, что восстановителем?

317. Какой объем сероводорода, измеренный при нормальных условиях, прореагирует с раствором молекулярного йода массой 150 г, массовая доля  $\text{J}_2$  составляет 2 %.

318. Рассчитать эквивалентные массы  $\text{KClO}_4$ , если он восстанавливается: а) до диоксида хлора; б) до свободного хлора; в) до хлорид-иона. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



319. Реакции выражаются схемами:



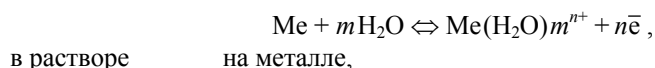
Расставить коэффициенты, пользуясь методом электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель, что окисляется, что восстанавливается? К каким классам окислительно-восстановительных реакций относятся приведенные реакции?

320. К подкисленному раствору  $\text{KI}$  добавили 80 мл 0,15 н. раствора  $\text{KMnO}_4$ . Вычислить массу выделившегося йода.

## 2.5. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОДВИЖУЩАЯ СИЛА

При решении задач этого раздела следует пользоваться данными прил. 8.

Если металлическую пластину опустить в воду, то катионы металла на ее поверхности гидратируются полярными молекулами воды и переходят в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое напряжение между перешедшими в жидкость гидратированными катионами и поверхностью металла. В результате этого в системе устанавливается подвижное равновесие:



где  $n$  – число электронов, принимающих участие в процессе.

На границе металл-жидкость возникает *двойной электрический слой*, характеризующийся определенным скачком потенциала – *электродным потенциалом*. Абсолютные значения электродных потенциалов измерить не удастся. Электродные потенциалы зависят от ряда факторов (природы металла, концентрации, температуры и др.) Поэтому обычно определяют относительные электродные потенциалы в определенных условиях – так называемые *стандартные электродные потенциалы* ( $\varphi^\circ$ ).

Стандартным электродным потенциалом металла называют его электродный потенциал, возникающий при погружении металла в раствор собственного иона с концентрацией (или активностью), равной 1 моль/л, измеренный по сравнению со стандартным водородным электродом, потенциал которого при 25 °С условно принимается равным нулю ( $\varphi^\circ = 0$ ;  $\Delta G = 0$ ).

Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов  $\varphi^\circ$ , получаем так называемый *ряд напряжений*.

Положение того или иного металла в ряду напряжений характеризует его восстановительную способность, а также окислительные свойства его ионов в водных растворах при стандартных условиях. Чем меньше значение  $\varphi^\circ$ , тем большими восстановительными способностями обладает данный металл в виде простого вещества и тем меньше окислительные способности проявляют его ионы, и наоборот. Электродные потенциалы измеряют в приборах, которые получили название гальванических элементов.

Окислительно-восстановительная реакция, которая характеризует работу гальванического элемента, протекает в направлении, в котором ЭДС ( $E$ ) элемента имеет положительное значение. В этом случае  $\Delta G < 0$ , так как  $\Delta G = -nFE$ .

**Пример 1.** Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта. Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л, а потенциал кобальта – в растворе с концентрацией 0,1 моль/л?

**Решение.** Электродный потенциал металла ( $\varphi$ ) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^\circ + (0,059/n) \cdot \lg C,$$

где  $\varphi^\circ$  – стандартный электродный потенциал;  $n$  – число электронов, принимающих участие в процессе;  $C$  – концентрация (при точных вычислениях – активность) гидратированных ионов металла в растворе, моль/л;  $\varphi^\circ$  для никеля и кобальта соответственно равны  $-0,250$  и  $-0,277$  В. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

$$\varphi(\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}) = -0,25 + (0,059/2) \cdot \lg 10^{-3} = -0,339 \text{ В};$$

$$\varphi(\text{Co}^{2+} / \text{Co}) = -0,277 + (0,059/2) \cdot \lg 10^{-1} = -0,307 \text{ В}.$$

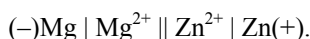
Таким образом, при изменившейся концентрации потенциал кобальта стал больше потенциала никеля.

**Пример 2.** Магниевую пластинку опустили в раствор его соли. При этом электродный потенциал магния оказался равен  $-2,41$  В. Вычислите концентрацию ионов магния (в моль/л).

**Решение.** Подобные задачи также решаются на основании уравнения Нернста (см. пример 1):  $-2,41 = -2,37 + (0,059/2) \lg C$ ,  
 $-0,04 = 0,0295 \cdot \lg C$ ,  $\lg C = -0,04/0,0295 = -1,3559$   $C(\text{Mg}^{2+}) = 4,4 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

**Пример 3.** Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его ЭДС.

**Решение.** Схема данного гальванического элемента



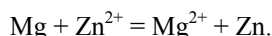
Вертикальная линия обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две линии – границу раздела двух жидких фаз – пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал ( $-2,37$  В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



Цинк, потенциал которого  $-0,763$  В, – катод, т.е. электрод, на котором протекает восстановительный процесс:



Уравнение окислительно-восстановительной реакции, характеризующее работу данного гальванического элемента, можно получить, сложив электронные уравнения анодного (1) и катодного (2) процессов:



Для определения ЭДС гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна 1 моль/л, то ЭДС элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$E = \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) - \varphi^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В}.$$

#### ЗАДАНИЯ

321. Рассчитать равновесные потенциалы двух медных электродов, у которых активности ионов меди  $\text{Cu}^{2+}$  соответственно равны 1,0 и  $10^{-3}$  моль/л. Определить ЭДС следующих элементов:

1)  $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$   $a(\text{Cu}^{2+}) = 10^{-3}$  моль/л;  $a(\text{Cu}^{2+}) = 1$  моль/л,

2)  $\text{Cu} | \text{Cu}^+ || \text{Cu}^+ | \text{Cu}$   $a(\text{Cu}^+) = 10^{-3}$  моль/л;  $a(\text{Cu}^+) = 1$  моль/л.

322. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1М раствор  $\text{AgNO}_3$ , и стандартного водородного электрода. Написать уравнение электродных процессов и суммарной реакции, происходящей при работе данного элемента. Найти ЭДС этого элемента.

323. Определить значение электродного потенциала меди, погруженной в 0,02 н. раствор  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

324. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится в 0,001 М растворе, а другой такой же электрод в 0,01 М растворе сульфата никеля.

325. Рассчитать равновесный потенциал медного и серебряного электродов при  $a(\text{Cu}^{2+}) = a(\text{Ag}^+) = 0,01$  моль/л и ЭДС элемента, составленного из этих электродов:



326. Вычислить потенциал железного электрода, опущенного в раствор, содержащий 0,0699 г FeCl<sub>2</sub> в 0,5 л.

327. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием цинкового электрода в растворе ZnSO<sub>4</sub>, [Zn<sup>2+</sup>] = 0,2 моль/л и свинцового электрода в растворе Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, [Pb<sup>2+</sup>] = 0,012 моль/л.

328. Составить схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженных в растворы их солей, где [Fe<sup>2+</sup>] = 0,01 моль/л, [Pb<sup>2+</sup>] = 0,0001 моль/л. Рассчитать ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.

329. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe<sup>2+</sup>, равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор ее соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС цепи стала равной нулю?

330. Вычислить ЭДС концентрационного элемента, состоящего из цинковых электродов, опущенных в растворы ZnSO<sub>4</sub> с концентрацией 2·10<sup>-2</sup> и 3,2·10<sup>-3</sup> моль/л.

331. Хромовая и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составить схему гальванического элемента и написать электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и катоде.

332. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных: первый в 0,01 н., а второй в 0,1 н. раствор AgNO<sub>3</sub>.

333. Вычислить ЭДС гальванического элемента, образованного сочетанием кадмиевого электрода в растворе CdCl<sub>2</sub>, [Cd<sup>2+</sup>] = 0,01 моль/л и цинкового электрода в растворе ZnCl<sub>2</sub>, [Zn<sup>2+</sup>] = 4·10<sup>-3</sup> моль/л.

334. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса железной пластины при взаимодействии ее с растворами:

а) Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>; б) Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>; в) NiSO<sub>4</sub>?

Почему? Составить электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

335. ЭДС гальванического элемента, образованного никелем, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Ni<sup>2+</sup> 10<sup>-4</sup> моль/л, и серебром, погруженным в раствор его соли, равна 1,108 В. Определить концентрацию ионов Ag<sup>+</sup> в растворе его соли.

336. Исходя из значений стандартных электродных потенциалов, рассчитать для 298 К значения ΔG° реакций:

а) Zn + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = ZnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>; б) Cu + 2Ag<sup>+</sup> = Cu<sup>2+</sup> + 2Ag.

337. Рассчитать стандартную ЭДС гальванического элемента Pb | Pb<sup>2+</sup> || Zn<sup>2+</sup> | Zn по известным значениям стандартных потенциалов электродов. С учетом полученного значения стандартной ЭДС элемента определить стандартное значение энергии Гиббса, протекающей в элементе реакции.

338. В каком направлении пойдет ток в гальваническом элементе, состоящем из водородных электродов, находящихся в растворах с pH = 2 и pH = 13? Какова ЭДС этого элемента?

339. Какие электрохимические процессы происходят у электродов магниевое элемента, составленного следующим образом:



Определить заряды электродов и ЭДС элементов.

340. Какие процессы происходят у электродов медного концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов C(Cu<sup>2+</sup>) = 1 моль/л, а у другого C(Cu<sup>2+</sup>) = 10<sup>-3</sup> моль/л? В каком направлении движутся электроны во внешней цепи? Ответ дать, исходя из величины ЭДС и ΔG<sub>298</sub> этой цепи.

## 2.6. ЭЛЕКТРОЛИЗ

*Электролизом* называется совокупность процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через систему, состоящую из двух электродов и расплава или раствора электролита.

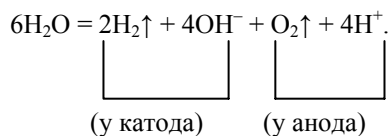
Как и в гальваническом элементе, электрод, на котором при электролизе происходит восстановление, называется *катодом*, а электрод, на котором осуществляется процесс окисления, – *анодом*.

**Пример 1.** Написать уравнения процессов, происходящих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертным анодом.

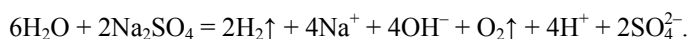
**Решение.** Стандартный электродный потенциал системы Na<sup>+</sup> + e = Na<sup>0</sup> (-2,71 В) значительно отрицательнее потенциала водородного электрода в нейтральной водной среде (-0,41 В). Поэтому на катоде будет происходить электрохимическое восстановление воды, сопровождающееся выделением водорода 2H<sub>2</sub>O + 2e<sup>-</sup> = H<sub>2</sub> + 2OH<sup>-</sup>, а ионы Na<sup>+</sup>, приходящие к катоду, будут накапливаться в прилегающей к нему части раствора (катодное пространство).

На аноде будет происходить электрохимическое окисление воды, приводящее к выделению кислорода 2H<sub>2</sub>O = O<sub>2</sub> + 4H<sup>+</sup> + 4e<sup>-</sup>, поскольку отвечающий этой системе стандартный электродный потенциал (1,23 В) значительно ниже, чем стандартный электродный потенциал (2,01 В), характеризующий систему 2SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> = S<sub>2</sub>O<sub>8</sub><sup>2-</sup> + 2e<sup>-</sup>. Ионы SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, движущиеся при электролизе к аноду, будут накапливаться в анодном пространстве.

Умножая уравнение катодного процесса на два и складывая его с уравнением анодного процесса, получаем суммарное уравнение процесса электролиза:



Приняв во внимание, что одновременно происходит накопление ионов  $\text{Na}^+$  в катодном пространстве и ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  в анодном пространстве, суммарное уравнение процесса можно записать в следующей форме:



(у катода)

(у анода)

Таким образом, одновременно с выделением водорода и кислорода образуется гидроксид натрия в катодном пространстве и серная кислота в анодном пространстве.

Количественная характеристика процесса электролиза определяется законами, установленными Фарадеем. Им можно дать следующую общую формулировку (*закон Фарадея*): «масса электролита, подвергаясь превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ».

Закон Фарадея выражается следующим уравнением:

$$m = \mathcal{E}_m It / F,$$

где  $m$  – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества, г;  $\mathcal{E}_m$  – его эквивалентная масса, г/моль;  $I$  – сила тока, А;  $t$  – время, с;  $F$  – постоянная Фарадея, 96 500 Кл/моль, т.е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

**Пример 2.** Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Найти эквивалентную массу металла.

**Решение.** Решим уравнение Фарадея относительно эквивалентной массы металла и подставим в него данные задачи ( $m = 2,77$  г;  $I = 2,5$  А;  $t = 30$  мин = 1800 с):

$$\mathcal{E}_m = mF/(It) = 2,77 \cdot 96500 / (2,5 \cdot 1800) = 59,4 \text{ г/моль}.$$

**Пример 3.** Ток силой 6 А пропускали через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 часа. Вычислить массу разложившейся воды и объемы выделившихся кислорода и водорода (условия нормальные).

**Решение.** Массу разложившейся воды находим из уравнения закона Фарадея имея в виду, что 1,5 часа = 5400 с и  $\mathcal{E}_m(\text{H}_2\text{O}) = 9$  г/моль:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \mathcal{E}_m It / F = 9 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 3,02 \text{ г}.$$

При вычислении объемов выделившихся газов представим уравнение закона Фарадея в следующей форме:

$$V_0 = \mathcal{E}_V It / F,$$

где  $V_0$  – объем выделившегося газа при н.у.;  $\mathcal{E}_V$  – эквивалентный объем газа, л/моль.

$\mathcal{E}_V$  водорода равен 11,2 л/моль, а кислорода – 5,6 л/моль, то получаем:

$$V_0(\text{H}_2) = 11,2 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 3,76 \text{ л};$$

$$V_0(\text{O}_2) = 5,6 \cdot 6 \cdot 5400 / 96500 = 1,88 \text{ л}.$$

#### ЗАДАНИЯ

341. Проходя через раствор электролита, ток силой 2 А за 44 минуты выделяет 2,3 г металла. Определить эквивалентную массу и электрохимический эквивалент этого металла.

342. Электролиз раствора  $\text{K}_2\text{SO}_4$  проводили при силе тока 5 А в течении 3 часов. Составить электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Каков объем газов при нормальных условиях выделится на катоде и аноде?

343. Сколько электричества надо пропустить через раствор  $\text{LiCl}$ , чтобы получить 2 кг  $\text{LiOH}$ . Составить схему электролиза.

344. При силе тока 2 А за 40 минут на катоде выделилось 4,542 г некоторого металла. Вычислить электрохимический эквивалент этого металла в г/(А·ч).

345. При рафинировании меди током 25 А выделяется 112 г меди за 4 часа. Рассчитать выход по току.

346. Какую массу алюминия можно получить при электролизе расплава  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , если в течение 1 часа пропускать ток силой 20 000 А при выходе по току 85 %? Составить схему электролиза.

347. Через раствор соли  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$  в течение 2,45 часа пропускали ток силой 3,5 А. Определить, на сколько граммов за это время уменьшилась масса никелевого анода? Составить схему электролиза.

348. Определить силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида магния в течение 10 часов при выходе по току 85 %, чтобы получить 0,5 кг металлического магния.

349. При электролизе водного раствора хлорида цинка на аноде выделился хлор объемом 26,88 л (условия нормальные), а на катоде – цинк массой 62,4 г. Считая выход хлора количественным, определить выход цинка.

350. При электролизе водного раствора сульфата никеля(II) на катоде получили никель массой 177 г, выход которого

составил 75 %. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде? Выход кислорода считать количественным.

351. Через раствор сульфата цинка пропускали ток в течение 30 мин. При этом выделилось 0,25 г цинка. Амперметр показывал 0,4 А. Какова ошибка в показаниях амперметра? Составить схему электролиза.

352. Составить уравнения реакций электролиза водных растворов следующих веществ:

а)  $\text{AlCl}_3$ ; б)  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ; в)  $\text{Pt}(\text{NO}_3)_2$ .

Электролиз ведется с инертными электродами.

353. Какова молярная концентрация раствора  $\text{AgNO}_3$ , если для выделения всего серебра из 0,065 л этого раствора на графитовых электродах потребовалось пропустить ток силой 0,6 А в течение 20 минут? Составить схему электролиза раствора  $\text{AgNO}_3$ .

354. Какое количество электричества требуется для выделения из раствора: а) 4 г водорода; б) 8 г кислорода? Привести пример электролиза водного раствора электролита, когда на электродах выделяются водород и кислород.

355. Для получения 1 м<sup>3</sup> хлора при электролизе водного раствора хлорида магния было пропущено через раствор 2423 А·ч электричества. Вычислить выход по току и составить схему электролиза на графитовых электродах.

356. Через серебряный кулонометр пропускали ток в течение 3 часов. Амперметр показывал силу тока, равную 0,9 А. Найти процент погрешности амперметра, если за это время в кулонометре на катоде выделилось 12,32 г Ag.

357. При электролизе раствора  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  током 1 А масса катода возросла на 0,01 кг. Какое количество электричества и в течение какого времени пропущено?

358. Раствор  $\text{NiCl}_2$ , содержащий 129,7 г соли, подвергся электролизу током 5 А в течение 5,36 часов. Сколько хлорида никеля осталось в растворе и какой объем хлора выделился?

359. При электролизе раствора  $\text{CuSO}_4$  с медными электродами масса катода увеличилась на 5 г. Какое количество электричества пропущено? Составить схему электролиза с инертным и с активным анодом.

360. При какой силе тока можно из водного раствора NaOH выделить 6 л кислорода в течение 3 часов? Газ измерен при 17 °С и 98 кПа.

361. Вычислить электрохимические эквиваленты: а) железа в  $\text{FeSO}_4$ ; б) Al в  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ; в) хлора в хлориде любого металла. Составить схему электролиза водного раствора  $\text{FeSO}_4$  с графитовыми электродами.

362. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе растворов: а) хлорида никеля с никелевым анодом; б) сульфата натрия с цинковым анодом; в) гидроксида калия с графитовыми электродами; г) серной кислоты с графитовыми электродами.

363. Рассчитать силу тока в цепи и массу вещества, которое подверглось разложению при электролизе водного раствора сульфата калия с нерастворимым анодом, если на катоде выделилось 0,224 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Время электролиза 1 час.

364. Рассчитать силу тока в цепи, массу вещества, которое подверглось электрохимическому превращению, при электролизе водного раствора сульфата калия с никелевым анодом, а также выход кислорода по току, если на катоде выделилось 0,448 л водорода, а на аноде – 0,14 л кислорода, измеренных при н.у.

365. При электролизе водного раствора сульфата цинка с нерастворимым анодом на катоде выделилось 0,56 л водорода, измеренного при н.у. Время электролиза 1 час, сила тока 2,68 А. Определить выход по току водорода и цинка.

366. При электролизе водного раствора сульфата цинка с нерастворимыми электродами на катоде в течение 2 часов выделилось 0,235 г цинка. Ток в цепи 1,34 А. Рассчитать выход цинка по току.

367. При электролизе водного раствора  $\text{NiSO}_4$  на аноде выделилось 3,8 л кислорода, измеренного при 27 °С и 100 кПа. Сколько граммов Ni выделилось на катоде?

368. Сколько литров водорода выделится на катоде, если вести электролиз водного раствора KOH в течение 2,5 часов при силе тока 1,2 А? Газ измерен при 27 °С и 101,8 кПа.

369. Сколько минут потребуется для выделения 250 мл гремучего газа при электролизе разбавленной серной кислоты? Сила тока 0,5 А. Газ измерен при 7 °С и 102,9 кПа.

370. Ток силой 2,5 А выделил в течение 15 минут 0,72 г меди из раствора  $\text{CuSO}_4$ . Вычислить выход по току.

## 2.7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

*Комплексными соединениями* называются определенные химические соединения, образованные сочетанием отдельных компонентов и представляющие собой сложные ионы и молекулы, способные к существованию как в кристаллическом, так и в растворенном состоянии.

Комплексообразование происходит во всех случаях, когда из менее сложных систем образуются системы более сложные.

В структуре комплексного соединения различают *координационную (внутреннюю) сферу*, состоящую из центральной частицы – комплексообразователя (ион или атом) – и окружающих ее лигандов (ионы противоположного знака или молекулы).

Ионы, находящиеся за пределами координационной сферы, образуют внешнюю сферу комплексного соединения. Число лигандов вокруг комплексообразователя называется его координационным числом. Внутренняя сфера (комплекс) может быть анионом, катионом, и не иметь заряда. Например, в комплексном соединении  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  внешняя сфера –  $3\text{K}^+$ , внутренняя сфера  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ , где  $\text{Fe}^{3+}$  – комплексообразователь, а  $6\text{CN}^-$  – лиганды, причем 6 – координационное число. Таким образом, комплексное соединение (как правило) в узлах кристаллической решетки содержит комплекс, способный к самостоятельному существованию и в растворе.

**Пример 1.** Определить заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окисления комплексо-

образователя в соединениях:

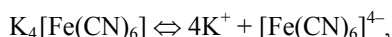
- а)  $K_4[Fe(CN)_6]$ ; б)  $Na[Ag(NO_2)_2]$ ;  
в)  $K_2[MoF_8]$ ; г)  $[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$ .

Решение. Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен ему по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него. Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю. Заряды нейтральных молекул ( $H_2O$ ,  $NH_3$ ) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Отсюда:

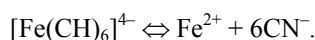
Заряд иона	Координационное число	Степень окисления
а) -4	6	+2
б) -1	2	+1
в) -2	8	+6
г) +2	6	+3

**Пример 2.** Напишите выражение для константы нестойкости комплекса  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ .

Решение. Если комплексная соль гексацианоферрат(II) калия, являясь сильным электролитом, в водном растворе необратимо диссоциирует на ионы внешней и внутренней сфер



то комплексный ион диссоциирует обратимо и в незначительной степени на составляющие его частицы:



Обратимый процесс характеризуется своей константой равновесия, которая в данном случае называется константой нестойкости ( $K_n$ ) комплекса:

$$K_n = [Fe^{2+}] \cdot [CN^-]^6 / [[Fe(CN)_6]^{4-}].$$

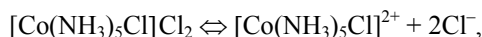
Чем меньше значение  $K_n$ , тем более прочен данный комплекс.

**Пример 3.** Из раствора комплексной соли  $CoCl_3 \cdot 5NH_3$  нитрат серебра осаждает только 2/3 содержащегося в ней хлора. В растворе соли не обнаружено ионов кобальта и свободного аммиака. Измерение электрической проводимости раствора показывает, что соль распадается на три иона. Каково координационное строение этого соединения? Написать уравнение диссоциации комплексной соли.

Решение. Отсутствие в растворе указанной соли ионов  $Co^{3+}$  и свободного аммиака означает, что эти компоненты входят во внутреннюю сферу комплексного соединения. Кроме того, во внутреннюю сферу входит один хлорид-ион, не осаждаемый  $AgNO_3$ . Следовательно, состав внутренней сферы соответствует формуле  $[Co(NH_3)_5Cl]^{2+}$ .

Во внешней сфере находятся два хлорид-иона, компенсирующие заряд внутренней сферы комплекса:  $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$ .

Диссоциация комплексной соли в растворе протекает по схеме



что согласуется с данными по электрической проводимости.

## ЗАДАНИЯ

371. Определить степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях:

- а)  $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ ; б)  $H[Co(CN)_4(H_2O)_2]$ ; в)  $Na_2[Fe(CN)_5NO]$ ;  
г)  $Ba[Cu(SCN)(CN)_3]$ ; д)  $[Cr(NH_3)_4H_2OBr]Cl_2$ ; е)  $K_4[Mo(CN)_8]$ .

372. Определить заряд следующих комплексных ионов:  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$ ,  $[HgBr_4]$ ,  $[Fe(CN)_6]$ ,  $[Fe(CN)_6]$ ,  $[Co(NH_3)_4(NO_2)_2]$ ,  $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$ , если комплексообразователями являются  $Cr^{3+}$ ,  $Hg^{2+}$ ,  $Co^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Fe^{2+}$ . Написать формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.

373. К раствору, содержащему 0,467 г комплексной соли  $CoCl_3 \cdot 4NH_3$  добавили в избытке раствор  $AgNO_3$ . Масса осаждаемого  $AgCl$  составила 0,287 г. Написать координационную формулу соли и диссоциацию этой соли в водном растворе.

374. Найти заряды комплексных частиц и указать среди них катионы, анионы и неэлектролиты:  $[Co(NH_3)_5Br]$ ,  $[Cr(NH_3)_3PO_4]$ ,  $[Ag(NH_3)_2]$ ,  $[Al(OH)_6]$ ,  $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$ ,  $[Cu(H_2O)_4]$ . Для одной из этих солей написать выражение константы нестойкости.

375. Определить степень окисления комплексообразователя в следующих комплексных ионах:  $[Fe(CN)_6]^{4-}$ ,  $[Ni(NH_3)_5Br]^+$ ,  $[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]^-$ ,  $[Cr(H_2O)_4Cl_2]^+$ ,  $[AuCl_4]^-$ ,  $[Hg(CN)_4]^{2-}$ ,  $[Cd(CN)_4]^{2-}$ . Для одной из этих солей написать выражение константы нестойкости.

376. Написать уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений, учитывая, что координационные числа ионов платины и палладия в степени окисления +2 равны 4:

- а)  $PtCl_2 \cdot 2KCl$ ; б)  $PdCl_2 \cdot 2NH_3 \cdot H_2O$ ; в)  $Pd(NO_2)_2 \cdot 2NH_3$ ;

г)  $\text{Pd}(\text{CN})_2 \cdot 2\text{NH}_3$ ; е)  $\text{Pt}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{NaOH}$ .

377. Составить координационные формулы следующих соединений:  $2\text{NH}_4\text{Cl} \cdot \text{PtCl}_4$ ,  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{CuC}_2\text{O}_4$ ,  $\text{KCl} \cdot \text{AuCl}_3$ ,  $2\text{Ca}(\text{CN})_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ ,  $(\text{NH}_4)_2 \cdot \text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ . Для одного из них написать выражение константы нестойкости.

378. При прибавлении раствора  $\text{KCN}$  к раствору  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  образуется растворимое комплексное соединение  $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ . Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций. Константа нестойкости какого иона,  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  или  $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ , больше? Почему? Написать выражение константы нестойкости.

379. Составить формулы ацидокомплексных соединений ванадия(III) с ионами  $\text{F}^-$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  в качестве лигандов. Координационное число  $\text{V}^{3+}$  равно 6. Для одного из соединений написать выражение константы нестойкости.

380. Написать уравнения диссоциации солей  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  и  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа(III)? Написать молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций. Какие комплексные соединения называют двойными солями?

381. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дать этому объяснение и написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

382. Определить степень окисления иона-комплексобразователя в следующих комплексных соединениях:  $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $\text{Al}[\text{Au}(\text{CN})_2\text{I}_2]_3$ ,  $\text{K}_4[\text{Mo}(\text{CN})_8]$ ,  $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_2(\text{C}_2\text{O}_4)]$ . Для одного из соединений написать выражение константы нестойкости.

383. Координационное число  $\text{Os}^{4+}$  и  $\text{Ir}^{4+}$  равно 6. Составить координационные формулы и написать уравнения диссоциации в растворе следующих комплексных соединений этих металлов:  $2\text{NaNO}_2 \cdot \text{OsCl}_4$ ,  $\text{Ir}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{KCl}$ ,  $\text{OsBr}_4 \cdot \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $2\text{RbCl} \cdot \text{IrCl}_4$ ,  $2\text{KCl} \cdot \text{Ir}(\text{C}_2\text{O}_4)_2$ .

384. Имеется комплексная соль состава  $\text{Ba}(\text{CN})_2 \cdot \text{Cu}(\text{SCN})_2$ . При действии раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  весь барий осаждается в виде  $\text{BaSO}_4$ . Написать координационную формулу этой соли. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе, если во взаимодействие вступило 0,125 л 0,25 н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

385. На осаждение ионов  $\text{Br}^-$  из раствора комплексной соли  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$  израсходовано 0,025 л раствора нитрата серебра с массовой долей  $\text{AgNO}_3$ , равной 10 % и плотностью 1,088 г/мл. Какая масса комплексной соли содержалась в растворе?

386. Вычислить эквивалентные массы комплексных солей  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{J}_3$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{J}]\text{J}_2$ ;  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{J}_2]\text{J}$  в реакции с  $\text{AgNO}_3$ .

387. Константа нестойкости иона  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  при 25 °C равна  $7,08 \cdot 10^{-16}$ . Рассчитать  $\Delta G^\circ$  процесса  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$  и указать, какая реакция (прямая или обратная) может протекать в растворе, содержащем эти ионы.

388. Вычислить  $\Delta G^\circ$  процесса  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \leftrightarrow \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$ , если  $K_n = 1,0 \cdot 10^{-22}$  при 25 °C. Указать возможность диссоциации комплексного иона по изменению энергии Гиббса процесса диссоциации.

389. Изменение энергии Гиббса для процесса  $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- \leftrightarrow \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$  при 25 °C равно 137,0 кДж/моль. Вычислить и написать константу нестойкости этого комплексного иона.

390. Константы нестойкости комплексных ионов  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  соответственно равны  $6,2 \cdot 10^{-36}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-37}$ ,  $1,0 \cdot 10^{-44}$ . Какой из этих ионов является более прочным? Написать выражение для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

391. Какое количество 5 %-ного раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  потребуется для полного осаждения меди в виде сульфида из 120 мл 0,1 М раствора  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ?

392. Для связывания аммиака, содержащегося в 20 мл раствора  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , израсходовано 4,4 мл раствора  $\text{HNO}_3$ , титр которой 0,063. Определить молярность раствора  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ .

393. Комплексное соединение содержит  $\text{Co}^{+3}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{Cl}^-$ . Для осаждения  $\text{Cl}^-$  из 11,67 г этой соли потребовалось 8,5 г азотнокислого серебра. При разрушении этого же количества комплексной соли было получено 4,48 л аммиака, приведенного к нормальным условиям. Молекулярная масса соли 233,3 г/моль. Составить координационную формулу комплексного соединения.

394. При реакции окисления 3 %-ного раствора  $\text{H}_2\text{O}_2$  в щелочной среде красной кровяной солью  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  было получено 560 мл  $\text{O}_2$ , измеренного при нормальных условиях. Определить массу израсходованного  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

395. Разбавлением водой 18 %-ного раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (плотность раствора 1,1 г/мл) требуется получить 80 л 8 %-ного раствора (плотность раствора 1,043 г/мл). Рассчитать, какое количество воды и исходного раствора необходимо смешать

## 2.8. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И МЕТОДЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в 1 л воды (мэкв/л). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  или 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Пример 1.** Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

**Решение.** В 1 л воды содержится  $202,5 : 500 = 0,405$  г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , что составляет  $0,405 : 81 = 0,005$  эквивалентных масс или 5 мэкв ( $81$  г/моль – эквивалентная масса  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ). Следовательно, жесткость воды 5 мэкв/л.

**Пример 2.** Сколько граммов  $\text{CaSO}_4$  содержится в 1 м<sup>3</sup> воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв/л?

**Решение.** Молярная масса  $\text{CaSO}_4$  136,14 г/моль; эквивалентная масса равна  $136,14 : 2 = 68,07$  г/моль 1 мэкв  $\text{CaSO}_4$  – 68,07 мг. В 1 м<sup>3</sup> воды жесткостью 4 мэкв/л содержится  $4 \cdot 1000 = 4000$ , или  $4000 \cdot 68,07 = 272\,280$  мг = 272,280 г  $\text{CaSO}_4$ .

Приведенные примеры решают, применяя формулу

$$Ж = m / ЭВ,$$

где  $m$  – масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг;  $\Xi$  – эквивалентная масса этого вещества;  $V$  – объем воды, л.

Решение примера 1.  $J = m / \Xi V = 202\,500 / 81 \cdot 500 = 5$  мэкв/л (81 г/моль – эквивалентная масса  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , равная половине его мольной массы; 1 мэкв  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – 81 мг).

Решение примера 2. Из формулы  $J = m / \Xi V$ ,  $m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272\,280$  мг = 272,280 г  $\text{CaSO}_4$ .

**Пример 3.** Какую массу соды надо добавить к 500 л воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 5 мэкв?

Решение. В 500 л воды содержится  $500 \cdot 5 = 2500$  мэкв солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить  $2500 \cdot 53 = 132\,500$  мг = 132,5 г соды (53 г/моль – эквивалентная масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 1 мэкв  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  – 53 мг).

**Пример 4.** Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что на титрование 100 см<sup>3</sup> этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 6,25 см<sup>3</sup> 0,08 н. раствора  $\text{HCl}$ .

Решение. Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция. Обозначив число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора, т.е. нормальность, через  $X$ , составляем пропорцию:  $6,25/100 = X/0,08$ ;  $X = 0,005$  н., т.е. в 1 литре воды содержится 0,005 эквивалентных масс  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Таким образом, в 1 л исследуемой воды содержится  $0,005 \cdot 1000 = 5$  мэкв  $\text{Ca}^{2+}$  – ионов. Карбонатная жесткость воды 5 мэкв/л.

## ЗАДАНИЯ

396. Требуется уменьшить карбонатную жесткость воды с 10 до 2 мэкв/л. Какую массу гидроксида кальция необходимо затратить для умягчения 500 л такой воды?

397. На титрование 50 см<sup>3</sup> воды израсходовано 8 см<sup>3</sup> 0,05 н. раствора трилона Б. Определить жесткость воды и рассчитать массу хлорида кальция, содержащегося в 5 литрах такой воды.

398. Рассчитать жесткость воды, содержащей в 5 литрах: а) 0,01 моль гидрокарбоната кальция; б) 510 мг гидрокарбоната магния.

399. Жесткость некоторого образца воды обуславливается только сульфатом магния. При обработке 500 см<sup>3</sup> образца воды карбонатом натрия в осадок выпал карбонат магния массой 126 мг. Какова жесткость воды?

400. К 1 м<sup>3</sup> жесткой воды прибавили карбонат натрия массой 132,5 г. На сколько понизилась жесткость?

401. Временная жесткость воды равна 5 мэкв/л. Какое количество  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  содержится в 5 л этой воды?

402. Вода, содержащая только сульфат магния имеет жесткость 10 мэкв/л. Какая масса сульфата магния содержится в 200 л этой воды?

403. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 100 л воды прибавили 42,4 г карбоната натрия?

404. Для устранения временной жесткости воды, вызванной присутствием  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , к 100 л ее прибавили 4 г  $\text{NaOH}$ . Составить уравнение реакции и рассчитать жесткость воды.

405. Сколько граммов гидроксида кальция надо прибавить к 500 л воды, чтобы удалить временную жесткость, равную 6 мэкв/л?

406. Сколько гашеной извести необходимо прибавить к 1 м<sup>3</sup> воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 7,2 мэкв/л?

407. Какая масса  $\text{CaSO}_4$  содержится в 400 л воды, если жесткость, обусловленная этой солью, равна 4 мэкв/л.

408. В 1 л воды содержится 76 мг ионов  $\text{Mg}^{2+}$  и 216 мг ионов  $\text{Ca}^{2+}$ . Найти общую жесткость воды.

409. Какова постоянная жесткость воды, если для ее устранения к 25 л воды добавлено 21,6 г буры  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ .

410. Общая жесткость волжской воды равна 6,52 мэкв/л, а временная 3,32 мэкв/л. Какую массу  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  надо взять, чтобы устранить жесткость 5 л воды?

411. Жесткость некоторого образца воды обуславливается только нитратом кальция. При обработке 0,25 л образца воды карбонатом натрия в осадок выпало 37,8 мг  $\text{CaCO}_3$ . Какова жесткость воды?

412. При определении временной жесткости на титрование 0,1 л воды израсходовано 5,25 мл 0,101 н. раствора  $\text{HCl}$ . Какова временная жесткость воды?

413. Чему равна жесткость 0,005М  $\text{CaCl}_2$ ?

414. Какова временная жесткость воды, если на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл воды, потребовалось 5 мл 0,1 н. раствора  $\text{HCl}$ .

415. Жесткость некоторого образца воды обусловлена только гидрокарбонатом железа. При кипячении 0,25 л воды в осадок выпадает 4 мг  $\text{FeCO}_3$ . Чему равна жесткость воды?

416. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 мэкв/л. Какую массу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  надо взять, чтобы умягчить 1 м<sup>3</sup> воды?

417. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 8 мэкв/л. Какой объем 0,1н. раствора  $\text{HCl}$  потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 150 см<sup>3</sup> этой воды?

418. Растворимость  $\text{CaSO}_4$  в воде при 20 °С равна 0,202 г / 100 г раствора. Плотность насыщенного раствора  $\text{CaSO}_4$  1 кг/л. Вычислить жесткость этого раствора.

419. Какую массу карбоната натрия надо прибавить к 800 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 6 мэкв/л?

420. Вычислить карбонатную жесткость воды, зная что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 400 см<sup>3</sup> воды потребуется 30 см<sup>3</sup> 0,08 н. раствора  $\text{HCl}$ .



## 2.9. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

### ЗАДАНИЯ

421. Описать взаимодействие щелочных металлов со следующими веществами: а) кислородом; б) азотом; в) бромом; г) жидким  $\text{NH}_3$ .

422. Какой из оксидов обладает более кислотными свойствами: а)  $\text{PbO}$  или  $\text{SnO}$ , б)  $\text{PbO}$  или  $\text{PbO}_2$ , в)  $\text{SnO}_2$  или  $\text{GeO}_2$ ? Чем это объясняется?

423. Морская вода содержит в среднем 3,5 % по массе различных солей, из которых 80 % приходится на долю  $\text{NaCl}$ . Вычислить, в каком количестве воды содержится 1 т  $\text{NaCl}$ .

424. При взаимодействии Ga с As и In с Sb образуются интерметаллические соединения типа  $\text{A}^{\text{III}}\text{B}^{\text{V}}$ , в которых содержание Ga и In составляет 48,2 и 48,5 % соответственно. Установить формулы этих соединений.

425. Какое свойство кальция позволяет применять его в металлургии для получения некоторых металлов из их соединений? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций кальция: а) с  $\text{V}_2\text{O}_5$ ; б) с  $\text{CaSO}_4$ . В каждой из этих реакций окислитель восстанавливается максимально, приобретая низшую степень окисления.

426. Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему их необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составить уравнения реакций, происходящих при насыщении гидроксида калия: а) хлором; б) оксидом серы  $\text{SO}_3$ ; в) сероводородом.

427. Получение металлического свинца в промышленности идет по схеме:



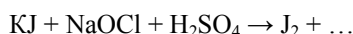
Написать уравнения соответствующих реакций. Вычислить, сколько свинца можно получить из 50 т руды, содержащей 98 %  $\text{PbS}$ .

428. Какой объем оксида азота(II) можно получить при нагревании 20 г медных стружек, содержащих 4 % не реагирующих примесей, с достаточным объемом раствора азотной кислоты?

429. Почему азотистая кислота проявляет и окислительные, и восстановительные свойства? Составить уравнения реакций азотистой кислоты с бромной водой и с иодистым водородом.

430. Чем отличается действие разбавленной азотной кислоты на металлы от действия соляной кислоты и разбавленной серной кислоты? Что является окислителем в каждой из них? Привести примеры.

431. Написать формулы и назвать кислородные кислоты хлора, указать степень окисления хлора в каждой из них. Какая из кислот более сильный окислитель? Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции

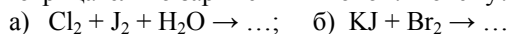


и расставить коэффициенты, учитывая, что хлор здесь приобретает низшую степень окисления.

432. В каком газообразном соединении фосфор проявляет свою низшую степень окисления? Написать уравнения реакций: а) получения этого соединения при взаимодействии фосфида кальция с соляной кислотой; б) горения этого соединения в кислороде.

433. Для дезинфекции животноводческих помещений их заполняют сернистым газом. Определить, какую массу серы надо сжечь, чтобы получить  $300 \text{ м}^3$  сернистого газа. Плотность сернистого газа  $2,86 \text{ г/л}$ .

434. Как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов? Почему? Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций:

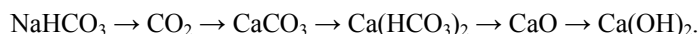


Указать окислитель и восстановитель.

435. Какую степень окисления проявляют мышьяк, сурьма и висмут? Какая степень окисления является более характерной для каждого из них? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций: а) мышьяка с концентрированной азотной кислотой; б) висмута с концентрированной серной кислотой.

436. При действии углекислого газа на раствор аммиака при температуре  $130 \text{ }^\circ\text{C}$  и давлении  $10,13 \text{ МПа}$  получается карбамид (мочевина). Какие объемы  $\text{CO}_2$  и  $\text{NH}_3$  (н.у.) потребуются для получения  $600 \text{ кг}$  карбамида.

437. Как получают оксид углерода(IV) в промышленности и в лаборатории? Написать уравнения соответствующих реакций и реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



438. Чем объясняется большая восстановительная способность щелочных металлов? При сплавлении гидроксида натрия с металлическим натрием идет восстановление водорода щелочи в гидрид-ион. Составить электронные и молекулярные уравнения этой реакции.

439. Как проявляет себя сероводород в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия раствора сероводорода: а) с хлором; б) с кислородом.

440. Какие свойства может проявлять пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? На основании электронных уравнений написать уравнения реакций пероксида водорода: а)  $\text{Ag}_2\text{O}$ ; б) с  $\text{KJ}$ .

441. При постепенном прибавлении раствора  $\text{KJ}$  к раствору  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  образующийся в начале осадок растворяется. Написать уравнения образования и растворения осадка.

442. Осуществить следующие превращения:



443. Феррат калия  $\text{K}_2\text{FeO}_4$  образуется при сплавлении оксида железа(III) с калийной селитрой в присутствии гидроксида калия. Составить электронные и молекулярные уравнения реакций.

444. 38,4 г сульфата меди(II) подвергли обжигу. Образовавшийся газ с резким запахом растворили в 150 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия с плотностью 1,2 г/мл. Определить массовые доли реагентов в полученном растворе.

445. Какую степень окисления проявляет ванадий в соединениях? Составить формулы оксидов ванадия, отвечающих этим степеням окисления. Как меняются кислотно-основные свойства оксидов ванадия при переходе от низшей к высшей степени окисления? Составить уравнения реакций:

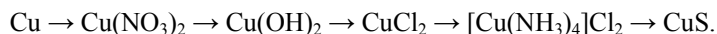
а)  $V_2O_3$  с  $H_2SO_4$ ; б)  $V_2O_5$  с  $NaOH$ .

446. Диоксиды титана и циркония при сплавлении взаимодействуют со щелочами. О каких свойствах оксидов говорят эти реакции? Написать уравнения реакций между: а)  $TiO_2$  и  $BaO$ ; б)  $ZrO_2$  и  $NaOH$ . В первой реакции образуется метатитанат, а во второй – ортоцирконат соответствующих металлов.

447. При действии на титан концентрированной соляной кислоты образуется трихлорид титана, а при действии азотной кислоты – осадок метатитановой кислоты. Составить электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

448. Золото растворяется в царской водке и в селеновой кислоте, приобретая высшую степень окисления. Составить электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

449. Осуществить следующие превращения:



450. К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия прибавили порошок алюминия, при этом оранжевая окраска раствора постепенно переходит в зеленую. Составить электронные и молекулярные уравнения. Написать степени окисления хрома, которые он может принимать, и соответствующие этим степеням окисления формулы гидроксидов хрома.

451. При обработке 9,6 г магния избытком концентрированной серной кислоты выделился газ с плотностью по водороду  $D(H_2) = 17$ . Выделившийся газ растворили в 96,6 г воды. Определить концентрацию кислоты в полученном растворе.

452. Марганец азотной кислотой окисляется до низшей степени окисления, а рений приобретает высшую степень окисления. Какие соединения при этом получаются? Составить электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

453. На основании электронных уравнений составить уравнение реакции получения марганата калия  $K_2MnO_4$  сплавлением оксида марганца(IV) с хлоратом калия  $KClO_3$  в присутствии гидроксида калия. Какие степени окисления проявляет марганец в своих соединениях? Написать формулы гидроксидов марганца, отвечающих этим степеням окисления.

454. Чем отличается взаимодействие гидроксидов кобальта(III) и никеля(III) с кислотами от взаимодействия гидроксида железа(III) с кислотами? Почему? Составить электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций. Какие степени окисления проявляет никель в своих соединениях?

455. В присутствии влаги и диоксида углерода медь окисляется и покрывается зеленым налетом. Как называется и каков состав образующегося соединения? Что произойдет, если на него подействовать соляной кислотой? Написать уравнения соответствующих реакций и расставить коэффициенты.

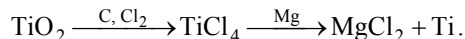
456. Какую степень окисления проявляют медь, серебро и золото в соединениях? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Иодид калия восстанавливает ионы меди(II) в соединение меди со степенью окисления (+1). Составить электронные и молекулярные уравнения взаимодействия  $KI$  с сульфатом меди.

457. При производстве серной кислоты контактным методом из 14 т колчедана  $FeS_2$ , содержащего 42,4 % серы, получено 18 т серной кислоты. Вычислить процент выхода от теоретического.

458. Составить электронные и молекулярные уравнения реакций: а) растворения молибдена в азотной кислоте; б) растворения вольфрама в щелочи в присутствии кислорода. Молибден и вольфрам приобретают высшую степень окисления.

459. Что представляют собой по химическому составу: а) бориды, б) бораны, в) бораты, г) метаалюминаты, д) гидрокоалюминаты? Привести формулы для каждого из этих соединений.

460. Сколько титана можно получить из 18 т природного минерала рутила в процессе магнийтермического восстановления хлорида титана, если исходное сырье содержит 90 %  $TiO_2$ . Схема процесса:



461. К водному раствору сульфата марганца (II) на воздухе добавлено: а) едкий натр, б) сероводородная вода, в) сульфид натрия, г) перманганат калия. Как протекают реакции в каждом отдельном случае? Написать соответствующие уравнения.

462. Определить степени окисления хрома, молибдена и вольфрама в следующих соединениях:  $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ;  $FeCrO_4$ ;  $CaCr_2O_7$ ;  $MoO_2Cl_2$ ;  $MoS_2$ ;  $WS_3$ ;  $(NH_4)_2WO_4$ . Какая степень окисления более характерна для хрома, молибдена и вольфрама? Как изменяется характер оксидов хрома при степени окисления +2, +3, +6?

463. При прокаливании металлического титана на воздухе образуется белый порошок диоксида титана, который растворяется в концентрированной серной кислоте и сплавляется со щелочами. Написать уравнения реакций: а) прокалывания титана на воздухе, б) растворения диоксида титана в серной кислоте, в) сплавления диоксида титана со щелочью.

464. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток щелочи, б) раствор сульфата аммония, в) раствор сульфата натрия, г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Написать уравнения возможных реакций.

465. Написать уравнения реакций взаимодействия пероксида бария с водой, серной кислотой, с окисью серебра; взаимодействия диоксида углерода с нитратом и с гидроксидом бария.

466. Написать уравнения реакций получения гидрида лития из окиси лития и взаимодействия гидрида с водой. Как отличаются гидриды щелочных металлов от водородных соединений неметаллов по характеру химической связи и физи-

ческим свойствам?

467. Как реагирует  $\text{Na}_2\text{O}_2$  с  $\text{CO}_2$  и в каких случаях эта реакция может быть использована? С чем еще может реагировать  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ?

468. Написать уравнения реакций, протекающих при насыщении водного раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ : а) хлором; б) оксидом азота(IV).

469. Аммиачный и солянокислый растворы хлорида меди(I) окисляются кислородом воздуха с образованием соответствующих производных меди(II). Написать уравнения реакций. Какие степени окисления характерны для меди?

470. Что происходит при насыщении оксидом углерода(IV) взвешенных в воде малорастворимых карбонатов магния, кальция, стронция, бария? При каких условиях эти процессы протекают в обратном направлении? Написать уравнения реакций.

471. Написать уравнения реакций, протекающих: а) при сплавлении  $\text{ZnO}$  с  $\text{KOH}$ ; б) при действии на  $\text{ZnO}$  водного раствора щелочи.

472. Как относятся гидроксиды цинка и кадмия к растворам щелочей и к водному раствору аммиака? По отношению к какому реагенту проявляется различие их свойств и в чем оно выражается? Написать уравнения реакций.

473. При взбалтывании растворенного  $\text{KNO}_3$  с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и ртутью образуется  $\text{NO}$  и сульфат ртути (I). Написать уравнение реакции. Что такое сулема и каломель?

474. Чем объясняется устойчивость иона  $[\text{HgI}_4]^{2-}$  по отношению к растворам щелочей и его разложение при добавлении  $\text{H}_2\text{S}$ ? Закончить уравнение реакции  $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{H}_2\text{S}$ .

475. Какое соединение образуется при нейтрализации  $\text{H}_3\text{BO}_3$  щелочью? Что образуется при обработке  $\text{H}_3\text{BO}_3$  избытком щелочи? Написать уравнения реакций. Что такое бура? Где она применяется?

476. Какие изменения претерпевает тетраборат натрия в водном растворе и при обработке соляной или серной кислотой? Написать уравнения реакций.

477. При взаимодействии боратов с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{CH}_3\text{OH}$  освобождающаяся борная кислота образует борнометилловый эфир  $\text{B}(\text{OCH}_3)_3$ . Написать уравнения реакций.

478. Что получится при взаимодействии фосфида алюминия с: а) водой; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{NaOH}$ ? Написать уравнения реакций.

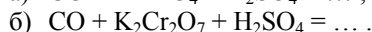
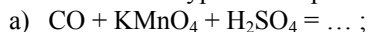
479. Криолит  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$  получают синтетическим путем при растворении  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и соды в водном растворе  $\text{HF}$ . Написать уравнение реакции. Какова роль криолита при получении алюминия?

480. Написать уравнения реакций перехода нитрата галлия(III) в калий гексагидроксогаллат и превращения последнего в сульфат галлия(III).

481. При алюмотермическом восстановлении  $\text{NaPO}_3$  в смеси с  $\text{SiO}_2$  образуется фосфор. Написать уравнение реакции. Зачем добавлен  $\text{SiO}_2$ ?

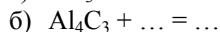
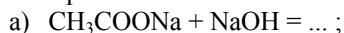
482. Сульфат церия(III) окисляется в щелочной среде кислородом воздуха в гидроксид церия(IV). Как ведет себя полученный гидроксид по отношению к концентрированной соляной кислоте? Написать уравнения реакций.

483. Закончить уравнения реакций:



Катализатором в реакции (а) служит мелкодисперсное серебро, а в реакции (б) – соли ртути.

484. Закончить уравнения реакций, используемых для получения метана в лаборатории, и указать условия, при которых они протекают:



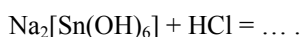
485. При взаимодействии щавелевой кислоты с  $\text{KClO}_3$  образуется диоксид хлора. Написать уравнение реакции. Какие другие оксиды известны для хлора? Какие гидроксиды им соответствуют?

486. В каком направлении и почему будет происходить смещение равновесий: а) при насыщении оксидом углерода(IV) водного раствора  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; б) при прокаливании смеси  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{SiO}_2$ ?

487. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно последовательно из  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{KOH}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  получить  $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$ .

488. Написать уравнение реакции между германием и концентрированной азотной кислотой и сопоставить действие разбавленной и концентрированной азотной кислоты на олово.

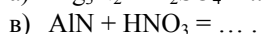
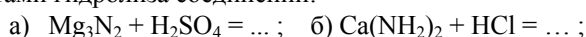
489. Написать уравнения реакций, протекающих при кипячении олова: а) с концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б) с раствором  $\text{NaOH}$  с образованием натрия гексагидроксоостанната(IV). Закончить уравнение реакции:



490. Титан реагирует с концентрированной азотной кислотой подобно олову, а с растворами щелочей – подобно кремнию. Написать уравнения реакций.

491. Как относятся к нагреванию следующие соли аммония: хлорид, сульфат, дихромат, нитрат, нитрит и карбонат? Написать уравнения реакций.

492. Закончить уравнения реакций, протекающих с количеством кислоты, достаточным для солеобразования с продуктами гидролиза соединений:



493. Какие продукты получают при прокаливании нитратов: натрия, кальция, меди, свинца, ртути и серебра? Написать уравнения реакций.

494. При температуре 800 °С плотность паров фосфора по отношению к воздуху составляет 4,27, а при 1500 °С она уменьшается в два раза. Какова атомность молекулы фосфора в обоих случаях? Какой процесс происходит в интервале указанных температур?

495. Какими последовательными реакциями можно получить  $\text{H}_3\text{PO}_2$  из белого фосфора, раствора  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  и серной кислоты?

496. Висмутат натрия окисляет в кислой среде ион  $\text{Mn}^{2+}$  в  $\text{MnO}_4^-$ . Написать уравнение реакции.

497. Дитионит натрия  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$  окисляется в водном растворе кислородом воздуха в гидросульфит натрия  $\text{NaHSO}_3$ . Написать уравнение реакции, определить эквивалентную массу восстановителя.

498. Соли марганца(II) окисляются при нагревании бромом в щелочной среде, переходя при этом в ион  $\text{MnO}_4^-$  (реакции идут в присутствии катализатора – иона  $\text{Cu}^{2+}$ ). Написать уравнение реакции.

499. Закончить уравнения реакций, протекающих при сплавлении:

а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ ; б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ .

500. Написать уравнения реакций: а)  $\text{K}_2\text{FeO}_4$  и иодидом калия в сернокислой среде; б)  $\text{BaFeO}_4$  и концентрированной соляной кислотой.

## 2.10. ХИМИЯ УГЛЕРОДА

### ЗАДАНИЯ

501. Написать структурно-графические формулы первичного, вторичного, и третичного спиртов, которые являются изомерами пентанола.

502. Написать структурно-графические формулы следующих соединений: а) 2-хлорпропаналь; б) 3-гидрокси-4-метилгексаналь; в) 4,4-диметилгексановая кислота; г) 3-метил-2-этилгексановая кислота.

503. Указать первичные, вторичные, третичные и четвертичные атомы углерода в соединениях:

а)  $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH--CH}_2\text{--CH--CH}_2\text{--CH}_3$



б) 2,3-диметил-3-этил-5-изопропилгектан.

504. При гидролизе жира массой 445 г получена предельная одноосновная карбоновая кислота массой 426 г и глицерин. Определить формулу жира и назвать его.

505. При омылении этилацетата получили этанол массой 20,7 г. Определить массу сложного эфира, который вступил в реакцию.

506. Написать уравнения реакций получения глюкозы: а) при фотосинтезе; б) из крахмала; в) из формальдегида; г) из сахарозы. Каковы условия протекания реакций?

507. Написать уравнения реакций образования дипептидов и трипептидов из аспарагиновой кислоты (2-аминобутандиовой кислоты).

508. Написать структурно-графические формулы следующих соединений: а) 3-бромгексанол-2; б) 2-метил-3-этилпентанол-1; в) 2,3,4-трихлорбутановая кислота; г) 2,7-дихлороктандиол-4,4.

509. При нагревании метанола массой 2,4 г и уксусной кислоты массой 3,6 г получили метилацетат массой 3,7 г. Определить выход эфира (метилацетата).

510. Как можно осуществить следующие превращения: целлюлоза  $\rightarrow$   $\rightarrow$  глюкоза  $\rightarrow$  оксид углерода(IV)  $\rightarrow$  глюкоза  $\rightarrow$  молочная кислота. Написать уравнения реакций.

511. При окислении муравьиной кислоты получили газ, который пропустили через избыток раствора гидроксида кальция. При этом образовался осадок массой 20 г. Какая масса муравьиной кислоты взята для окисления?

512. Основным компонентом некоторого жира является тристеарат, массовая доля которого составляет 80 %. Рассчитать массу глицерина и стеариновой кислоты, которые могут быть получены при омылении 445 кг этого жира.

513. Массовая доля крахмала в картофеле равна 20 %. Рассчитать массу глюкозы, которую можно получить из 891 кг картофеля. Выход продукта равен 50 %.

514. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие переходы: этан  $\rightarrow$  этиловый спирт  $\rightarrow$  уксусный альдегид  $\rightarrow$  уксусная кислота  $\rightarrow$  хлоруксусная кислота  $\rightarrow$  аминоксусная кислота  $\rightarrow$  полипептид.

515. Напишите уравнения реакций между следующими веществами: а) 2-метилпропановой кислотой и хлором; б) уксусной кислотой и пропанолом-2; в) уксусной кислотой и гидроксидом кальция; г) 2-метил-бутановой кислотой и хлоридом фосфора(V).

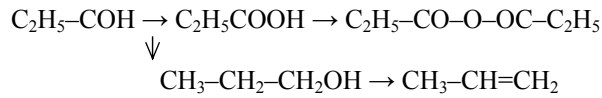
516. Напишите формулы спиртов, окислением которых можно получить следующие карбоновые кислоты: а) 2-метилпропановую; б) 3,3-диметилбутановую; в) бутандиовую. Дайте название спиртам. Напишите уравнения реакций окисления спиртов до карбоновых кислот.

517. В результате спиртового брожения глюкозы получили этанол, который окислили до кислоты. При действии избытка гидрокарбоната калия на всю полученную кислоту выделился газ объемом 8,96 л при н.ф.у. Определить массу глюкозы, подвергнутую брожению.

518. Определить формулу предельного одноатомного спирта, имеющего плотность 1,4 г/мл, если при дегидратации 37 мл этого спирта получен алкен массой 39,2 г.

519. Этилен объемом 2,8 л (нормальные условия) пропустили через раствор перманганата калия. Рассчитать массу этиленгликоля, который может быть выделен из реакционной смеси. Написать уравнение реакции.

520. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Указать условия протекания реакций.

521. Составить формулы следующих эфиров:

- изопропиловый эфир бутановой кислоты;
- метиловый эфир акриловой кислоты;
- бутиловый эфир терефталевой кислоты;
- триглицерид маргариновой кислоты  $\text{C}_{16}\text{H}_{33}\text{COOH}$ .

Написать уравнения реакций омыления этих эфиров.

522. Сколько изомерных третичных спиртов могут иметь эмпирическую формулу  $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$ ? Написать формулы этих спиртов и назвать их.

523. При гидролизе жира массой 44,33 г получен глицерин массой 5,06 г и предельная одноосновная карбоновая кислота. Определить формулу жира.

524. Сколько изомерных одноосновных карбоновых кислот может соответствовать формуле  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$ ? Написать структурно-графические формулы этих кислот и назвать их.

525. Какую массу стеариновой кислоты  $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$  можно получить из жидкого мыла, содержащего стеарат калия массой 96,6 г? Выход кислоты составляет 75 %.

526. Рассчитать объем водорода при н.ф.у., который потребуется для гидрирования триолеата массой 132,6 г до предельного жира. Водород берется в двукратном избытке.

527. Сколько изомерных третичных спиртов может иметь состав  $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$ ? Написать формулы этих спиртов и назвать их.

528. Метанол получают взаимодействием оксида углерода(II) с водородом. Для реакции взяты оксид углерода(II) объемом  $2 \text{ м}^3$  и водород объемом  $5 \text{ м}^3$  при н.ф.у. Получили метанол массой 2,04 кг. Определить выход продукта.

529. Сколько изомерных алкенов соответствует формуле  $\text{C}_6\text{H}_{12}$ ? Написать их структурно-графические формулы и назвать их.

530. Сколько изомерных спиртов может иметь хлорпентанол  $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{ClOH}$ ? Написать структурно-графические формулы изомеров и назвать их.

531. Какую массу этилацетата можно получить в реакции этерификации этанола массой 1,61 г и уксусной кислоты массой 1,80 г, если выход продукта равен 75 %.

532. При брожении глюкозы получили этанол массой 276 г, выход которого составил 80 %. Какая масса глюкозы подверглась брожению?

533. При дегидратации пропанола-2 получили пропилен, который обесцветил бромную воду массой 200 г. Массовая доля брома в бромной воде равна 3,2 %. Определить массу пропанола-2, взятую для реакции.

534. Вычислить объем оксида углерода(IV) при н.ф.у. и этанола, которые могут быть получены при спиртовом брожении глюкозы массой 540 г.

535. Написать структурно-графические формулы изомерных спиртов состава  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$  и назвать их.

536. Написать уравнения реакций образования трипептидов: а) из аминокислоты; б) из аминокислоты, аланина и цистеина.

537. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: крахмал  $\rightarrow$  мальтоза  $\rightarrow$  глюкоза  $\rightarrow$  этиловый спирт  $\rightarrow$  уксусноэтиловый эфир  $\rightarrow$  ацетат натрия.

538. При гидролизе жира массой 222,5 г получили предельную одноосновную карбоновую кислоту массой 213 г и глицерин. Определить формулу жира и назвать его.

539. Массовая доля крахмала в картофеле составляет 20 %. Какую массу глюкозы можно получить из картофеля массой 1620 кг, если выход продукта равен 75 %?

540. Какую массу крахмала надо подвергнуть гидролизу, чтобы из полученной глюкозы при молочнокислом брожении образовалась молочная кислота массой 108 г? Выход продуктов гидролиза крахмала равен 80 %, продукта брожения глюкозы – 60 %.

## ПРИЛОЖЕНИЯ

### III. Контрольные задания по вариантам

Номер варианта	Номер контрольной работы	Номера заданий в соответствии с вариантом
1	1	1, 21, 41, 61, 81, 121, 141, 161, 181, 201
	2	221, 261, 281, 301, 321, 341, 391, 396, (421, 461) / 501, 521
2	1	2, 22, 42, 62, 82, 122, 142, 162, 182, 202
	2	222, 262, 282, 302, 322, 342, 392, 397, (422, 462) / 502, 522
3	1	3, 23, 43, 63, 83, 123, 143, 163, 183, 203,
	2	223, 263, 283, 303, 323, 343, 393, 398, (423, 463) / 503, 523
4	1	4, 24, 44, 64, 84, 124, 144, 164, 184, 204
	2	224, 264, 284, 304, 324, 344, 394, 399, (424, 464) / 504, 524
5	1	5, 25, 45, 65, 85, 125, 145, 165, 185, 205
	2	225, 265, 285, 305, 325, 345, 395, 400, (425, 465) / 505, 525
6	1	6, 26, 46, 66, 86, 126, 146, 166, 186, 206
	2	226, 266, 286, 306, 326, 346, 371, 401, (426, 466) / 506, 526
7	1	7, 27, 47, 67, 87, 127, 147, 167, 187, 207
	2	227, 267, 287, 307, 327, 347, 372, 402, (427, 467) / 507, 527
8	1	8, 28, 48, 68, 88, 128, 148, 168, 188, 208
	2	228, 268, 288, 308, 328, 348, 373, 403, (428, 468) / 508, 528
9	1	9, 29, 49, 69, 89, 129, 149, 169, 189, 209
	2	229, 269, 289, 309, 329, 349, 374, 404, (429, 469) / 509, 529
10	1	10, 30, 50, 70, 90, 130, 150, 170, 190, 210
	2	230, 270, 290, 310, 330, 350, 375, 405, (430, 470) / 510, 532
11	1	11, 31, 51, 71, 91, 131, 151, 171, 191, 211
	2	231, 271, 291, 311, 331, 351, 376, 406, (431, 471) / 511, 531
12	1	12, 32, 52, 72, 92, 132, 152, 172, 192, 212
	2	232, 272, 292, 312, 332, 352, 377, 407, (432, 472) / 512, 530
13	1	13, 33, 53, 73, 93, 133, 153, 173, 193, 213
	2	233, 273, 293, 313, 333, 353, 378, 408, (433, 473) / 513, 533
14	1	14, 34, 54, 74, 94, 134, 154, 174, 194, 214
	2	234, 274, 294, 314, 334, 354, 379, 409, (434, 474) / 514, 534
15	1	15, 35, 55, 75, 95, 135, 155, 175, 195, 215
	2	235, 275, 295, 315, 335, 355, 380, 410, (435, 475) / 515, 535
16	1	16, 36, 56, 76, 96, 136, 156, 176, 196, 216
	2	236, 276, 296, 316, 336, 356, 381, 411, (436, 476) / 516, 536
17	1	17, 37, 57, 77, 97, 137, 157, 177, 197, 217
	2	237, 277, 297, 317, 337, 357, 382, 412, (437, 477) / 517, 538
18	1	18, 38, 58, 78, 98, 138, 158, 178, 198, 218
	2	238, 278, 298, 318, 338, 358, 383, 413, (438, 478) / 518, 537
19	1	19, 39, 59, 79, 99, 139, 159, 179, 199, 219
	2	239, 279, 299, 319, 339, 359, 384, 414, (439, 479) / 519, 539
20	1	20, 40, 60, 80, 120, 140, 160, 180, 220
	2	240, 280, 300, 320, 340, 360, 385, 415, (440, 480) / 520, 540
21	1	1, 22, 43, 64, 101, 126, 147, 168, 189, 210
	2	241, 262, 283, 304, 325, 361, 386, 416, (441, 481) / 509, 532
22	1	2, 23, 44, 65, 102, 127, 148, 169, 190, 211
	2	242, 263, 284, 305, 326, 362, 387, 417, (442, 482) / 502, 526
23	1	3, 24, 45, 66, 103, 128, 149, 170, 191, 212
	2	243, 264, 285, 306, 327, 363, 388, 418, (443, 483) / 503, 533
24	1	4, 25, 46, 67, 104, 129, 150, 171, 192, 213
	2	244, 265, 286, 307, 328, 364, 389, 419, (444, 484) / 504, 534
25	1	5, 26, 47, 68, 105, 130, 151, 172, 193, 214
	2	245, 266, 287, 308, 329, 365, 390, 420, (445, 485) / 505, 536
26	1	6, 27, 48, 69, 106, 131, 152, 173, 194, 215
	2	246, 267, 288, 309, 330, 366, 391, 396, (446, 486) / 506, 535
27	1	7, 28, 49, 70, 107, 132, 153, 174, 195, 216

	2	247, 268, 289, 310, 331, 367, 392, 397, (447, 487) / 507, 537
28	1	8, 29, 50, 71, 108, 133, 154, 175, 196, 217
	2	248, 269, 290, 311, 332, 368, 393, 398, (448, 488) / 508, 538
29	1	9, 30, 51, 72, 109, 134, 155, 176, 197, 218
	2	249, 270, 291, 312, 333, 369, 394, 399, (449, 489) / 509, 539
30	1	10, 31, 52, 73, 110, 135, 156, 177, 198, 219
	2	250, 271, 292, 313, 334, 370, 395, 400, (450, 490) / 501, 540
31	1	11, 32, 53, 74, 111, 136, 157, 178, 199, 220
	2	251, 272, 293, 314, 335, 341, 371, 411, (451, 491) / 510, 521
32	1	12, 33, 54, 75, 112, 137, 158, 179, 200, 201
	2	252, 273, 294, 315, 336, 342, 372, 410, (452, 492) / 502, 522
33	1	13, 34, 55, 76, 113, 138, 159, 180, 181, 202
	2	253, 274, 295, 316, 337, 343, 373, 409, (453, 493) / 503, 523
34	1	14, 35, 56, 77, 114, 139, 160, 161, 182, 203
	2	254, 275, 296, 317, 338, 344, 374, 408, (454, 494) / 504, 524
35	1	15, 36, 57, 78, 115, 140, 141, 162, 183, 204
	2	255, 276, 297, 318, 339, 345, 375, 407, (455, 495) / 505, 525
36	1	16, 37, 58, 79, 116, 121, 142, 163, 184, 205
	2	256, 277, 298, 319, 340, 346, 376, 401, (456, 496) / 506, 526
37	1	17, 38, 59, 80, 117, 122, 143, 164, 185, 206
	2	257, 278, 299, 320, 321, 347, 377, 402, (457, 497) / 507, 527
38	1	18, 39, 60, 65, 118, 127, 148, 165, 186, 207
	2	258, 279, 300, 301, 322, 348, 378, 403, (458, 498) / 508, 528
39	1	19, 40, 44, 66, 119, 128, 149, 176, 187, 208
	2	259, 280, 281, 302, 323, 349, 379, 404, (459, 499) / 509, 529
40	1	20, 23, 45, 67, 120, 129, 150, 167, 188, 209
	2	260, 261, 282, 303, 324, 350, 380, 405, (460, 500) / 510, 530
41	1	2, 24, 46, 68, 81, 109, 130, 151, 168, 190, 210
	2	221, 263, 281, 305, 321, 351, 381, 406, (421, 481) / 511, 531
42	1	3, 25, 47, 69, 82, 131, 152, 169, 191, 211
	2	222, 264, 282, 306, 322, 352, 382, 420, (422, 482) / 512, 532
43	1	4, 26, 48, 70, 83, 132, 153, 170, 192, 212
	2	223, 265, 283, 307, 323, 353, 383, 419, (423, 483) / 513, 533
44	1	5, 27, 49, 71, 84, 133, 154, 171, 193, 213
	2	224, 266, 284, 308, 324, 354, 384, 418, (424, 484) / 514, 534
45	1	6, 28, 50, 72, 85, 134, 155, 172, 194, 214
	2	225, 267, 285, 309, 325, 354, 385, 417, (425, 485) / 515, 535
46	1	7, 29, 51, 73, 86, 135, 156, 173, 195, 215
	2	226, 268, 286, 310, 326, 356, 386, 416, (426, 486) / 516, 536
47	1	8, 30, 52, 74, 87, 136, 157, 174, 196, 216
	2	227, 269, 287, 311, 327, 357, 387, 415, (427, 487) / 517, 537
48	1	9, 31, 53, 75, 88, 137, 158, 175, 197, 217
	2	228, 270, 288, 312, 328, 358, 388, 414, (428, 488) / 518, 538
49	1	10, 32, 54, 76, 89, 138, 159, 176, 198, 218
	2	229, 271, 289, 313, 329, 359, 389, 413, (429, 489) / 519, 539
50	1	11, 33, 55, 77, 90, 139, 160, 177, 199, 219
	2	230, 272, 290, 314, 330, 360, 390, 412, (430, 490) / 520, 540
51	1	12, 34, 56, 78, 91, 140, 142, 178, 200, 220
	2	231, 273, 291, 315, 331, 361, 391, 396, (431, 491) / 511, 521
52	1	13, 35, 57, 79, 92, 123, 141, 179, 189, 202
	2	232, 274, 292, 316, 332, 362, 392, 397, (432, 492) / 502, 525
53	1	14, 36, 58, 80, 93, 124, 143, 180, 181, 204
	2	233, 275, 293, 317, 333, 363, 393, 398, (433, 493) / 503, 523
54	1	15, 37, 59, 61, 94, 125, 144, 161, 182, 203
	2	234, 276, 294, 318, 334, 364, 394, 399, (434, 494) / 504, 524
56	1	17, 33, 41, 63, 96, 121, 146, 162, 184, 206
	2	236, 278, 296, 320, 336, 366, 371, 420, (436, 496) / 506, 526
57	1	18, 40, 42, 61, 97, 122, 147, 164, 185, 207

	2	237, 279, 297, 311, 337, 367, 372, 419, (437, 497) / 507, 527
58	1	19, 21, 43, 62, 98, 123, 148, 165, 186, 208
	2	238, 280, 298, 312, 338, 368, 373, 418, (438, 498) / 308, 532
59	1	20, 22, 41, 63, 99, 124, 149, 166, 187, 209
	2	239, 263, 299, 313, 339, 369, 374, 417, (439, 499) / 509, 529
60	1	1, 24, 42, 64, 100, 125, 150, 167, 188, 210
	2	240, 262, 281, 304, 330, 370, 375, 416, (440, 500) / 510, 530
61	1	3, 35, 43, 65, 101, 126, 151, 168, 189, 211
	2	241, 261, 282, 305, 321, 341, 376, 415, (441, 461) / 501, 525
62	1	4, 26, 44, 66, 102, 127, 152, 169, 190, 212
	2	242, 262, 283, 302, 322, 342, 377, 414, (442, 462) / 502, 533
63	1	5, 27, 45, 67, 103, 128, 153, 170, 191, 213
	2	243, 263, 284, 307, 323, 343, 378, 401, (443, 463) / 503, 534
64	1	6, 28, 46, 68, 104, 129, 154, 171, 192, 214
	2	244, 264, 285, 308, 324, 344, 379, 402, (444, 464) / 504, 535
65	1	7, 29, 47, 69, 105, 130, 155, 172, 193, 215
	2	245, 265, 286, 309, 325, 345, 380, 403, (445, 465) / 505, 536
66	1	8, 30, 48, 70, 106, 131, 156, 173, 194, 216
	2	246, 266, 287, 310, 326, 346, 381, 404, (446, 466) / 506, 537
67	1	9, 31, 49, 71, 107, 132, 157, 174, 195, 217
	2	247, 267, 288, 311, 327, 347, 382, 405, (447, 467) / 507, 538
68	1	10, 32, 50, 72, 108, 133, 158, 175, 196, 218
	2	248, 268, 289, 302, 328, 348, 383, 406, (448, 468) / 508, 539
69	1	11, 33, 51, 73, 109, 134, 159, 176, 197, 219
	2	249, 269, 290, 303, 329, 349, 384, 407, (449, 469) / 509, 540
70	1	12, 34, 52, 74, 110, 135, 160, 177, 198, 220
	2	250, 270, 299, 304, 330, 350, 385, 408, (450, 470) / 510, 531
71	1	13, 35, 53, 75, 111, 136, 141, 178, 199, 201
	2	251, 271, 300, 305, 331, 351, 386, 409, (451, 471) / 511, 524
72	1	14, 36, 54, 76, 112, 137, 142, 179, 200, 202
	2	252, 272, 281, 306, 332, 352, 387, 410, (452, 472) / 512, 521
73	1	15, 37, 55, 77, 113, 138, 143, 180, 182, 203
	2	253, 273, 282, 307, 333, 353, 388, 411, (453, 472) / 513, 522
74	1	16, 38, 56, 78, 114, 139, 144, 162, 181, 204
	2	254, 274, 283, 308, 334, 354, 389, 412, (454, 474) / 514, 523
75	1	17, 39, 57, 79, 115, 140, 145, 161, 183, 205
	2	255, 275, 284, 309, 335, 355, 390, 413, (455, 475) / 515, 526
76	1	18, 40, 58, 80, 116, 121, 146, 163, 184, 206
	2	256, 276, 285, 310, 336, 356, 391, 416, (456, 476) / 516, 527
77	1	19, 23, 59, 61, 117, 122, 147, 164, 185, 207
	2	257, 277, 286, 311, 337, 357, 392, 417, (457, 477) / 517, 528
78	1	20, 21, 60, 62, 118, 123, 148, 165, 186, 208
	2	258, 278, 287, 312, 338, 358, 393, 414, (458, 478) / 518, 529
79	1	4, 22, 51, 63, 119, 124, 149, 166, 187, 209
	2	259, 279, 288, 313, 340, 359, 394, 415, (459, 479) / 519, 525
80	1	5, 23, 52, 64, 120, 125, 150, 167, 188, 210
	2	260, 280, 289, 314, 321, 360, 395, 418, (460, 480) / 520, 531
81	1	6, 24, 53, 65, 81, 126, 151, 168, 189, 211
	2	221, 271, 290, 315, 322, 361, 371, 419, (421, 491) / 501, 532
82	1	7, 25, 54, 66, 82, 127, 152, 169, 190, 212
	2	222, 272, 291, 316, 323, 362, 372, 420, (422, 492) / 502, 533
83	1	8, 26, 55, 67, 83, 128, 153, 170, 191, 213
	2	223, 273, 292, 317, 324, 363, 373, 396, (423, 493) / 503, 534
84	1	9, 27, 56, 68, 84, 129, 154, 171, 192, 214
	2	224, 274, 293, 318, 325, 364, 374, 397, (424, 494) / 504, 535
85	1	10, 28, 57, 69, 85, 130, 155, 172, 193, 215
	2	225, 275, 294, 319, 326, 365, 375, 398, (425, 495) / 505, 536
86	1	11, 29, 58, 70, 86, 131, 156, 173, 194, 216
	2	226, 276, 295, 320, 327, 366, 376, 399, (426, 496) / 506, 537
87	1	12, 30, 59, 71, 87, 132, 157, 174, 195, 217



	2	227, 277, 296, 304, 328, 367, 377, 400, (427, 497) / 507, 538
88	1	13, 31, 60, 72, 88, 133, 158, 175, 196, 218
	2	228, 278, 297, 305, 329, 368, 378, 401, (428, 498) / 508, 539
89	1	14, 32, 41, 73, 89, 134, 159, 176, 197, 219
	2	229, 279, 298, 306, 330, 369, 379, 402, (429, 499) / 509, 540
90	1	15, 33, 42, 74, 90, 135, 160, 177, 198, 220
	2	230, 280, 299, 307, 331, 370, 380, 403, (430, 500) / 510, 521
91	1	16, 34, 43, 75, 91, 136, 151, 178, 199, 201
	2	231, 261, 300, 308, 332, 341, 381, 404, (431, 461) / 505, 522
92	1	17, 35, 44, 76, 92, 137, 152, 179, 200, 202
	2	232, 262, 281, 309, 333, 342, 382, 405, (432, 462) / 507, 523
93	1	18, 36, 45, 77, 93, 138, 153, 180, 181, 203
	2	233, 263, 282, 310, 334, 343, 383, 406, (433, 463) / 509, 524
94	1	19, 37, 46, 78, 94, 139, 154, 161, 182, 204
	2	234, 264, 283, 301, 335, 344, 384, 407, (434, 464) / 511, 525
95	1	20, 38, 47, 79, 95, 140, 155, 162, 183, 205
	2	235, 265, 284, 302, 336, 345, 385, 408, (435, 465) / 515, 535
96	1	1, 39, 48, 80, 96, 130, 156, 163, 184, 206
	2	236, 266, 285, 303, 337, 346, 386, 409, (436, 466) / 517, 527
97	1	2, 40, 49, 61, 97, 131, 157, 164, 185, 207
	2	237, 267, 286, 311, 338, 347, 387, 410, (437, 467) / 520, 528
98	1	3, 24, 50, 62, 98, 132, 158, 165, 186, 208
	2	238, 268, 287, 312, 339, 348, 388, 411, (438, 468) / 503, 539
99	1	4, 25, 51, 63, 99, 133, 159, 166, 187, 209
	2	239, 269, 288, 313, 340, 349, 389, 412, (439, 469) / 504, 530
100	1	5, 26, 52, 64, 100, 134, 160, 167, 188, 210
	2	240, 270, 289, 314, 321, 350, 390, 413, (440, 470) / 505, 531
101	1	15, 21, 42, 71, 101, 123, 142, 171, 184, 220
	2	241, 264, 290, 315, 327, 351, 391, 414, (441, 471)
102	1	14, 23, 44, 72, 102, 124, 141, 173, 185, 219
	2	242, 265, 291, 316, 328, 352, 392, 415, (442, 472)
103	1	13, 22, 41, 73, 103, 125, 143, 172, 186, 218
	2	243, 266, 292, 317, 329, 353, 393, 416, (443, 473)
104	1	12, 24, 51, 74, 104, 126, 144, 175, 187, 217
	2	244, 267, 293, 318, 330, 354, 394, 417, (444, 474)
105	1	11, 25, 52, 75, 105, 127, 145, 174, 188, 216
	2	245, 268, 294, 319, 340, 355, 395, 418, (445, 475)
106	1	10, 26, 53, 76, 106, 128, 147, 177, 189, 215
	2	246, 269, 295, 320, 339, 356, 371, 419, (446, 476)
107	1	9, 28, 54, 77, 107, 129, 150, 176, 190, 214
	2	247, 270, 296, 314, 338, 357, 372, 420, (447, 477)
108	1	8, 27, 55, 78, 108, 130, 149, 179, 183, 213
	2	248, 271, 297, 313, 337, 358, 373, 396, (448, 478)
109	1	7, 30, 56, 79, 109, 135, 148, 178, 182, 212
	2	249, 272, 298, 312, 336, 359, 374, 397, (449, 479)
110	1	6, 29, 57, 80, 110, 121, 151, 162, 181, 211
	2	250, 273, 299, 311, 335, 360, 375, 398, (450, 480)
111	1	5, 31, 58, 61, 111, 137, 152, 163, 195, 210
	2	251, 274, 300, 310, 334, 361, 376, 399, (451, 481)
112	1	4, 32, 59, 62, 112, 134, 146, 161, 194, 209
	2	252, 275, 291, 309, 333, 362, 377, 400, (452, 482)
113	1	3, 33, 60, 65, 113, 135, 153, 164, 193, 208
	2	253, 276, 292, 308, 332, 363, 378, 401, (453, 483)
114	1	2, 34, 43, 64, 114, 136, 154, 165, 192, 207
	2	254, 277, 293, 307, 331, 364, 379, 402, (454, 484)
115	1	1, 40, 45, 63, 115, 137, 155, 166, 191, 206
	2	255, 278, 294, 306, 326, 365, 380, 403, (455, 485)
116	1	20, 39, 46, 69, 116, 138, 156, 167, 196, 205
	2	256, 279, 295, 305, 325, 366, 381, 404, (456, 486)

117	1	19, 35, 47, 70, 117, 139, 157, 168, 197, 204
	2	257, 280, 296, 304, 324, 367, 382, 405, (457, 487)
118	1	18, 37, 48, 67, 118, 140, 158, 169, 198, 203
	2	258, 261, 297, 303, 323, 368, 383, 406, (458, 488)
119	1	17, 36, 49, 68, 119, 122, 159, 180, 199, 202
	2	259, 262, 298, 302, 322, 369, 384, 407, (459, 489)
120	1	16, 38, 50, 66, 120, 133, 160, 170, 200, 201
	2	260, 263, 299, 301, 321, 370, 385, 408, (460, 490)

## П2. Относительная электроотрицательность атомов элементов

1	H 2,1									He –
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10			Ne –
3	Na 0,901	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83			Ar –
4	<i>K</i> 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	<i>Cu</i> 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,2	Se 2,48	Br 2,74			Kr –
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Te 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe –
6	Cs 0,86	Ba 0,97	La* 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90			Rn –
7	Fr 0,86	Ra 0,97	Ac** 1,00							

\* Лантаноиды: 1,08 – 1,14

\*\* Актиноиды: 1,00 – 1,20

**П3. Энтальпии образования  $\Delta H_{298}^{\circ}$  некоторых веществ**

Вещество	Агрегатное состояние	$\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль	Вещество	Агрегатное состояние	$\Delta H_{298}^{\circ}$ , кДж/моль
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	к	-1507,2	MgO	к	-601,49
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS <sub>2</sub>	г	+115,28	CH <sub>3</sub> OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH	г	-235,31
C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>	г	+82,93	H <sub>2</sub> O	г	-241,83
C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	+52,28	H <sub>2</sub> O	ж	-285,84
H <sub>2</sub> S	г	-20,15	NH <sub>4</sub> Cl	к	-315,39
NH <sub>3</sub>	г	-46,19	CO <sub>2</sub>	г	-393,51
CH <sub>4</sub>	г	-74,85	Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	-822,10
C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	г	-84,67	Ca(OH) <sub>2</sub>	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	-1669,80
BeO	к	-598,73	FeO	к	-264,85
KCl	к	-436,68	FeSO <sub>4</sub>	к	-927,59
KClO <sub>3</sub>	к	-391,2	SO <sub>2</sub>	г	-296,90
Mg(OH) <sub>2</sub>	к	-925,0	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	к	-461,5
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	ж	-187,9	PH <sub>3</sub>	г	+5,3
TiO <sub>2</sub>	к	-942,9	HCN	г	+135,0
PbO	к	-219	ZrI <sub>4</sub>	г	-356
PbO <sub>2</sub>	к	-277	ZrI <sub>4</sub>	к	-485

**П4. Энергии Гиббса образования  $\Delta G_{298}^{\circ}$  некоторых веществ**

Вещество	Состояние	$\Delta G_{298}^{\circ}$ , кДж/моль	Вещество	Состояние	$\Delta G_{298}^{\circ}$ , кДж/моль
BaCO <sub>3</sub>	к	-1138,8	FeO	к	-244,3
CaCO <sub>3</sub>	к	-1128,75	H <sub>2</sub> O	ж	-237,19
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	к	-1014,2	H <sub>2</sub> O	г	-228,59
BeCO <sub>3</sub>	к	-944,75	PbO <sub>2</sub>	к	-219,0
CaO	к	-604,2	CO	г	-137,27
BeO	к	-581,61	CH <sub>4</sub>	г	-50,79
BaO	к	-528,4	NO <sub>2</sub>	г	+51,84

CO <sub>2</sub>	г	-394,38	NO	г	+86,69
NaCl	к	-384,03	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	+209,20
ZnO	к	-318,2	MgCO <sub>3</sub>	к	-1012,15
NiO	к	-211,60	PbO	к	-188,20
NaOH	к	-380,29	NH <sub>4</sub> Cl	к	-203,22
NH <sub>3</sub>	г	-16,48	NaF	к	-543,46
TiO <sub>2</sub>	к	-888,6	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	к	-1348,8
MgO	к	-569,27	H <sub>2</sub> S	г	-33,50
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	-740,34	SO <sub>2</sub>	г	-300,21

### П5. Абсолютные энтропии $S_{298}^{\circ}$ некоторых веществ

Вещество	Агрегатное состояние	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/моль·К	Вещество	Агрегатное состояние	$S_{298}^{\circ}$ , Дж/моль·К
C	алмаз	2,44	H <sub>2</sub> O	г	188,72
C	графит	5,69	N <sub>2</sub>	г	191,49
Fe	к	27,2	NH <sub>3</sub>	г	192,50
Ti	к	30,7	CO	г	197,91
S	ромб.	31,9	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	г	200,82
TiO <sub>2</sub>	к	50,3	O <sub>2</sub>	г	205,03
FeO	к	54,0	H <sub>2</sub> S	г	205,64
H <sub>2</sub> O	ж	69,94	NO	г	210,20
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	к	89,96	CO <sub>2</sub>	г	213,65
NH <sub>4</sub> Cl	к	94,5	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	г	219,45
CH <sub>3</sub> OH	ж	126,8	Cl <sub>2</sub>	г	222,95
H <sub>2</sub>	г	130,59	NO <sub>2</sub>	г	240,46
Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>	к	146,4	PCl <sub>3</sub>	г	311,66
CH <sub>4</sub>	г	186,19	PCl <sub>5</sub>	г	352,71
HCl	г	186,68	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	к	140,3
Mg(OH) <sub>2</sub>	к	63,2	Mg <sub>3</sub> N <sub>2</sub>	к	87,5
H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	ж	109,6	PH <sub>3</sub>	г	210,9
ZrI <sub>4</sub>	г	447	NaF	к	51,3
ZrI <sub>4</sub>	к	257	NaI	к	98,32

**Пб. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов**

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации
Азидоводород	$\text{HN}_3$	$K = 2,6 \cdot 10^{-5}$
Азотистая кислота	$\text{HNO}_2$	$K = 4 \cdot 10^{-4}$
Алюминиевая (мета)	$\text{HAlO}_2$	$K = 6 \cdot 10^{-13}$
Алюминия гидроксид	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,4 \cdot 10^{-9}$
Аммиак (гидроксид)	$\text{NH}_4\text{OH}$	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$
Борная (мета)	$\text{HBO}_2$	$K = 7,5 \cdot 10^{-10}$
Борная (тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	$K_1 = 1 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-9}$
Бромоватая кислота	$\text{HBrO}_3$	$K = 2 \cdot 10^{-1}$
Бромоватистая кислота	$\text{HBrO}$	$K = 2,1 \cdot 10^{-9}$
Иодноватистая кислота	$\text{HIO}$	$K = 2,3 \cdot 10^{-11}$
Иодноватая кислота	$\text{HIO}_3$	$K = 1,7 \cdot 10^{-1}$
Вода	$\text{H}_2\text{O}$	$K = 1,8 \cdot 10^{-16}$
Водород пероксид	$\text{H}_2\text{O}_2$	$K_1 = 2,6 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид железа(II)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$
Гидроксид железа(III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-11}$ $K_2 = 1,4 \cdot 10^{-12}$
Гидроксид кадмия	$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид магния	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$
Гидроксид меди(II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$
Гидроксид свинца	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$
Гидроксид цинка	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$K_1 = 5,0 \cdot 10^{-5}$ $K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
Кремневая кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная кислота	$\text{HCOOH}$	$K = 1,76 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая (орто)	$\text{H}_3\text{AsO}_4$	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_3 = 3,9 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая кислота	$\text{H}_3\text{AsO}_3$	$K_1 = 5,1 \cdot 10^{-10}$
Ортоборная кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3$	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-15}$
Ортофосфористая кислота	$\text{H}_3\text{PO}_3$	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-7}$
Ортофосфорная кислота	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$K_1 = 7,7 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$
Роданистоводородная кислота	$\text{HCNS}$	$K = 1,4 \cdot 10^{-1}$
Селенистая кислота	$\text{H}_2\text{SeO}_3$	$K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 5 \cdot 10^{-8}$
Селеноводородная кислота	$\text{H}_2\text{Se}$	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-11}$
Серная кислота	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
Сернистая кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	$\text{H}_2\text{S}$	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$
Синильная кислота	$\text{HCN}$	$K = 7,2 \cdot 10^{-10}$
Теллуристая кислота	$\text{H}_2\text{TeO}_3$	$K_1 = 3 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 2 \cdot 10^{-8}$



**П8. Электродные потенциалы ( $\varphi^\circ$ )  
некоторых металлов (ряд напряжений)**

Электрод	$\varphi^\circ$ , В	Электрод	$\varphi^\circ$ , В
$\text{Li}^+/\text{Li}$	-3,045	$\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}$	-0,403
$\text{Rb}^+/\text{Rb}$	-2,925	$\text{In}^{3+}/\text{In}$	-0,343
$\text{K}^+/\text{K}$	-2,925	$\text{Tl}^+/\text{Tl}$	-0,336
$\text{Cs}^+/\text{Cs}$	-2,923	$\text{Co}^{2+}/\text{Co}$	-0,277
$\text{Ba}^{2+}/\text{Ba}$	-2,900	$\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$	-0,250
$\text{Sr}^{2+}/\text{Sr}$	-2,890	$\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$	-0,136
$\text{Ca}^{2+}/\text{Ca}$	-2,870	$\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}$	-0,126
$\text{Na}^+/\text{Na}$	-2,714	$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$	-0,0137
$\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$	-2,370	$2\text{H}^+/\text{H}$	0,000
$\text{Be}^{2+}/\text{Be}$	-1,847	$\text{Sb}^{3+}/\text{Sb}$	+0,200
$\text{U}^{3+}/\text{U}$	-1,789	$\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}$	+0,215
$\text{Al}^{3+}/\text{Al}$	-1,662	$\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$	+0,340
$\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}$	-1,603	$\text{Cu}^+/\text{Cu}$	+0,520
$\text{Zr}^{4+}/\text{Zr}$	-1,580	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	+0,798
$\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$	-1,180	$\text{Ag}^+/\text{Ag}$	+0,800
$\text{V}^{2+}/\text{V}$	-1,180	$\text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$	+0,854
$\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}$	-0,913	$\text{Pt}^{2+}/\text{Pt}$	+1,190
$\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$	-0,716	$\text{Au}^{3+}/\text{Au}$	+1,500
$\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$	-0,740	$\text{Au}^+/\text{Au}$	+1,70
$\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$	-0,44	$\text{Pu}^{3+}/\text{Pu}$	+2,03

## ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ

1. 1120 л; 2. 336 л; 33,6 л; 89,6 л. 3. 810,755 см<sup>3</sup>. 4. 6,35 л. 5. 47 г/моль; 23,5; 1,24. 6. 34 391,4 Па; 5598,6 Па. 7. 16; 26; 30; 1,07. 8.  $3,72 \cdot 10^{-5}$  м<sup>3</sup>. 9. 1,64 г; 1,15 г; 1,23 г. 10. 71 г/моль. 11. 58 г/моль. 12. 28 г/моль; 1. 13.  $31,63 \cdot 10^5$ . 14. 100; 50; 0,02. 15. 0,363 м<sup>3</sup>. 16. 32 г/моль. 17. 11,4 МПа. 18. 1501 г; 1,7. 19. 0,293 К. 20. 0,77 К. 22. 357,14 г. 23. 17,33 г/моль; 51,99 г/моль. 24. 32,68 г/моль. 26. 23 г/моль; 31 г/моль. 27. 12,17 г/моль; 24,34 г/моль. 30. 52,27 г. 32. 27,9 г/моль; 35,9 г/моль; 55,8 г/моль. 33. 9 г/моль; 27 г/моль. 34. 49 г/моль; 2. 35. 41 г/моль; 2. 36. 46,26 г/моль; 81,76 г/моль. 37. 39 г/моль. 38. 3,73 л/моль; 5,6 л/моль. 39. 9 г/моль. 40. 30,9 г/моль. 41. C<sub>9</sub>H<sub>18</sub>. 42. CS<sub>2</sub>; ≈2,71. 43. Si<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. 44. C<sub>10</sub>H<sub>8</sub>. 45. C<sub>6</sub>H<sub>14</sub>. 46. C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>. 47. FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O. 48. C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>Cl. 49. N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>. 50. C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>Br<sub>2</sub>. 51. COCl<sub>2</sub>. 52. S<sub>2</sub>F<sub>2</sub>. 53. H<sub>2</sub>F<sub>2</sub>; HF. 54. HCN. 55. B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>. 56. H<sub>5</sub>IO<sub>6</sub>. 57. CaHPO<sub>4</sub>. 58. As<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, As<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. 59. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>·10H<sub>2</sub>O. 60. MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O. 61. 0,15 моль Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и 0,2 моль NaNO<sub>3</sub>. 62.  $m(\text{Zn}) = 0,65$  г;  $m(\text{Fe}) = 1,68$  г. 63. на 4 г. 64. 82,7 %. 65. 12,5 г. 66. CaBr<sub>2</sub>. 67. 17,8 г. 68. 1106,5 кг. 69. 99,1 %. 70. 86 %. 71. NH<sub>4</sub>Br. 72. 84,3 %. 73. 0,94 г и 0,74 г; 0,66 г и 0,52 л. 74. 6875 м<sup>3</sup>. 75. 28 л. 76. 96 %. 77. 52 г; 22,4 л. 78. 18,6 г. 79. Ca. 80. 96 %. 101.  $3,3 \cdot 10^{-33}$  г. 102. 0,121 нм. 103.  $1,43 \cdot 10^{-3}$  нм. 104.  $6,6 \cdot 10^{-22}$  нм. 105.  $7,2 \cdot 10^9$  см/с. 111. <sup>211</sup><sub>85</sub>At. 112. <sup>100</sup><sub>43</sub>Tc; <sup>99</sup><sub>43</sub>Tc. 113. <sup>53</sup><sub>24</sub>Cr. 114. 5n; 4n. 115. 2α-частицы. 116. <sup>11</sup><sub>7</sub>N, <sup>214</sup><sub>84</sub>Po, <sup>210</sup><sub>83</sub>Bi, <sup>13</sup><sub>6</sub>C, <sup>11</sup><sub>5</sub>B, <sup>61</sup><sub>28</sub>Ni. 117.  $1,4 \cdot 10^{-11}$ ; из  $7 \cdot 10^{10}$ . 118. <sup>42</sup><sub>19</sub>K. 119. <sup>18</sup><sub>9</sub>F; <sup>63</sup><sub>30</sub>Zn. 120. <sup>11</sup><sub>5</sub>B, <sup>4</sup><sub>2</sub>α. 121.  $0,29 \cdot 10^{-29}$  Кл·м. 122.  $3,83 \cdot 10^{-11}$  м;  $1,96 \cdot 10^{-11}$  м. 127.  $6,03 \cdot 10^{-11}$  м. 131. 85,62 %. 132.  $3,83 \cdot 10^{-11}$  м;  $1,96 \cdot 10^{-11}$  м. 133.  $0,394 \cdot 10^{-10}$  м; 57,2 %. 134. 79,68 % и 55,32 %. 136.  $0,11 \cdot 10^{-10}$  м. 138.  $3,8 \cdot 10^{-11}$  и  $3,0 \cdot 10^{-11}$  м. 139.  $6,41 \cdot 10^{30}$  Кл·м или 1,92D. 140. 31; 8. 141. (–819, 68 кДж/моль). 142. (–45,76 кДж/моль; 137,27 кДж). 143. 20,76 кДж. 144. 2,74 л. 145. (–206,16 кДж; 1380,54 кДж). 146. 350,6 л; 1919,40 кДж. 147. (–2222,12 кДж/моль). 148. (–1530,70 кДж/моль). 149. (–55,9 кДж). 150. (–224,27 кДж/моль). 151. 5,3 кДж/моль; 4720 кДж. 152. (–238,57 кДж/моль; 2179,86 кДж). 153. 799,70 кДж. 154. 97,9 кДж. 155. (–384,09 кДж/моль). 156. (–126,69 кДж/моль). 157. 2,99 кДж. 158. 1436,5 кДж. 159. 82,9 кДж/моль. 160. 2,80 кДж. 162. (–142,16 кДж). 164. 1102,4 К. 165. а) 118,78 Дж/моль·К; б) –3,25 Дж/моль·К. 167. 385,5 К. 169. (+31,24 кДж; –130,17 кДж; –216,02 кДж). 171. 509 К. 172. (–957,77 кДж). 173. 961,9 К. 174. +590,32 кДж. 175. (–130,89 кДж). 176. 891 К. 177. +313,94 кДж; –417,4 кДж. 181. 0,14; 0,24; 0,76; 0,56 моль/л. 182. уменьшится в 32 раза. 183. 5; 1,8 моль/л; 1,6 моль/л. 184. 1,0 моль/л; 0,15. 185. 0,24; 0,24; 0,06; 0,96. 187. 0,032; 0,01152. 188. 5,0; 5,7 моль/л. 189. 45,3°. 190. 0,01 моль/л. 191. 0,46173; 0,66; 0,96. 192. 2,78. 195. 0,44 моль/л; 31,8 %. 196. 40. 197. 3 моль/л; 8,32. 198. 7 моль/л; 18 моль/л; К = 0,0123. 199. 0,032; 0,0192. 200. 0,1 моль/л; 1,1 моль/л; К = 5,82. 201. 1 М. 202. 1,6 л. 203. 0,142 л. 204. 684 г. 205. 4,32 мл. 206. 227 г соли и 2773 г воды. 207. 10 мл. 208. 1,2 н. 209. 2,61 н. 210. 3,8 л. 211. 965,8 г H<sub>2</sub>O. 212. 5,1 М; 15,3 н. 213. 0,3 н.; 40 г/моль. 214. 0,4 %. 215. 0,332; 0,668. 216. 6,06 М. 217. 0,12 н.; 60 мл. 218. CuSO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O – 1,25 г; 38,75 г H<sub>2</sub>O. 219. 244,9 г. 220. 7,14 %. 221. 180 г/моль. 222. 6,9°. 223. C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>. 224. 4. 225. 72 г/моль. 226. 45,9 г/моль. 227. 74 г/моль. 228. 180 г/моль. 229. 13,67 г. 230. 98 050 Па. 231. 60,3 г/моль. 232. 18,0 г. 233. 388,5 г. 234. 5320 Па. 235. 0,0005 моль/л. 236. 70 %. 237. 3,04 МПа. 238. 82 %. 239. 61,8 %. 240. 0,1 моль/л. 241. 100,32 °С. 242. 128 г/моль. 243.  $11,35 \cdot 10^5$ ;  $12,60 \cdot 10^5$  Па. 244. 32 г/моль; 11 МПа. 245. 8. 246. 23,04 г. 247. 1,86. 248. 0,9. 249. 32 г/моль. 250. (–13,4 °С). 251. 1,1625 г. 252. 0,7. 253. J<sub>2</sub>. 254. 92 г/моль. 255. 0,05 моль/л. 256.  $1,21 \cdot 10^4$  Па. 257. 152 г/моль. 258. (–10,1 °С). 259. 101,2 °С. 260. 1,48 °С. 264. 0,06. 267. pH = 5. 268. pH = 2; pOH = 12. 270.  $5,68 \cdot 10^{-3}$  М. 272. pH = 3. 275. 0,12 моль/л. 276. 2,57. 278. 0,001 н.; 0,0002 н.; 0,0005 н. 279.  $8,9 \cdot 10^{-13}$ ; 1,95;  $1,12 \cdot 10^{-2}$ . 280. pH = 11,1. 302. а) 2 н.; б) 1 н. 317. 265 мл. 320. 1,52 г. 321. 0,34; 0,26; 0,09; 0,16 В. 322. (+0,80 В). 323. 0,281 В. 324. 0,0295 В. 325. 0,28; 0,68; 0,4 В. 326. (–0,529 В). 327. 0,628 В. 328. 0,255 В; –49,2 кДж. 329.  $0,48 \cdot 10^{-29}$  моль/л. 330. 24 мВ. 332. 0,059 В. 333. 0,402 В. 335. 0,1 моль/л. 336. (–146,7; –88,8 кДж). 338. 0,653 В. 339. 0,088 В; C<sub>1</sub> = 1 моль/л (+). 340. 0,0885 В; –17,08 кДж. 341. 56,16 г; 0,0006 г. 342. 6,27 л; 3,13 л. 343. 2233,8 А·ч. 344. 3,39 г/А·ч. 345. 94,4 %. 346. 5,7 кг. 347. 9,39 г. 348. 129,8 А. 349. 80 %. 350. 44,8 л. 351. 2,44 %. 353. 0,11 моль/л. 354. 386 000 Кл; 96 500 Кл. 355. 98,7 %. 356. 11,8 %. 357. 55 900 Кл; 15,5 ч. 358. 64,85 г NiCl<sub>2</sub>; 11,2 л Cl<sub>2</sub>. 359. 15 200 Кл. 360. 8,7 А. 361. а) 0,0003 г; б) 0,000093 г; в) 0,00037 г. 363. 0,536 А; 0,18 г. 364. 1,072 А; 0,36 г; 63 %. 365. 50 %. 366. 50 %. 367. 17,9 г. 368. 1,37 л. 369. 47,4 мин. 370. 97,1 %. 384. 5,76 г. 385. 2,13 г. 386. 180,61; 262,40; 507,77 г/моль. 387. 86,5 кДж/моль. 388. 123,4 кДж/моль. 389.  $10^{-24}$ . 391. 16,2 г. 392. 0,11 М. 394. 16,45 г. 395. 46,3л; 33,7 л. 396. 148 г. 397. 8 мэкв/л; 2,22 г. 398. 4 мэкв/л; 1,4 мэкв/л. 399. 6 мэкв/л. 400. 2,5 мэкв/л. 401. 2,025 г. 402. 120 г. 403. 8 мэкв/л. 404. 1 мэкв/л. 405. 111 г. 406. 266,4 г. 407. 108,8 г. 408. 17,13 мэкв/л. 409. 4,5 мэкв/л. 410. 0,61 г; 0,85 г. 411. 3,02 мэкв/л. 412. 5,3 мэкв/л. 413. 10 мэкв/л. 414. 5 мэкв/л. 415. 0,28 мэкв/л. 416. 173,8 г. 417. 12 см<sup>3</sup>. 418. 29,7 мэкв/л. 419. 254,4 г. 420. 6 мэкв/л. 423. 35,7 т. 427. 38 т. 428. 4,48 л. 433. 429 кг. 436. 224 м<sup>3</sup>; 448 м<sup>3</sup>. 444. ω (NaOH) = 1,95 %; ω (Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>) = 24,5 %. 451. ω = 3,4 %. 457. 98,5 %. 460. 9,7 т. 494. P<sub>4</sub> и P<sub>2</sub>. 505. 39,6 г. 509. 83,3 %. 511. ω. 512. 340,8 кг стеариновой кислоты; 36,8 кг глицерина. 513. 99 кг. 517. 36 г. 518. C<sub>4</sub>H<sub>9</sub>OH. 519. 7,75 г. 523. триглицерид пальмитиновой кислоты. 525. 63,9 г. 526. 20,16 л. 528. 71,4 %. 529. 12 изомерных алкенов. 531. 1,98 г. 532. 675 г. 533. 2,4 г. 534. 134,4 л. 539. 270 кг. 540. 202,5 г.



# ОГЛАВЛЕНИЕ

<b>ВВЕДЕНИЕ</b> .....	3
<b>ПРОГРАММА</b> .....	5
1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ .....	5
2. СТРОЕНИЕ АТОМОВ И СИСТЕМАТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА .....	5
3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ. ТИПЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ МОЛЕКУЛ .....	6
4. ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ .....	6
5. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ .....	6
6. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ .....	7
7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ .....	7
8. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ .....	7
9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ .....	8
10. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА В КОНДЕНСИРОВАННОМ СОСТОЯНИИ .....	8
11. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. СПЛАВЫ .....	8
12. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА .....	8
13. ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ .....	11
<b>СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ</b> .....	11
<b>КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 1</b> .....	12
1.1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ .....	12
Задания .....	16
1.2. ВЫВОД ХИМИЧЕСКИХ ФОРМУЛ. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ .....	18
Задания .....	21
1.3. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА .....	24
Задания .....	32
1.4. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ .....	35
Задания .....	38
1.5. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ (Химико-термодинамические расчеты) .....	39
Задания .....	43
1.6. ХИМИЧЕСКОЕ СРОДСТВО .....	45
Задания .....	48
1.7. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ .....	50
Задания .....	53
1.8. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИЙ РАСТВОРОВ .....	55
Задания .....	57
<b>КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА 2</b> .....	59
2.1. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ .....	59
Задания .....	62
2.2. ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫЕ РЕАКЦИИ ОБМЕНА. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ ....	65
Задания .....	67
2.3. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ .....	69
Задания .....	71
2.4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ .....	73
Задания .....	76
2.5. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭЛЕКТРОДВИЖУЩАЯ СИЛА .....	79
Задания .....	82
2.6. ЭЛЕКТРОЛИЗ .....	83
Задания .....	86
2.7. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ .....	88
Задания .....	90
2.8. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И МЕТОДЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ .....	92
Задания .....	93
2.9. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ .....	95
Задания .....	95

2.10. ХИМИЯ УГЛЕРОДА .....	102
Задания .....	102
<b>ПРИЛОЖЕНИЯ</b> .....	105
П1. Контрольные задания по вариантам .....	105
П2. Относительная электроотрицательность атомов элементов .....	112
П3. Энтальпии образования $\Delta H_{298}^{\circ}$ некоторых веществ .....	113
П4. Энергии Гиббса образования $\Delta G_{298}^{\circ}$ некоторых веществ .....	114
П5. Абсолютные энтропии $S_{298}^{\circ}$ некоторых веществ .....	115
П6. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов .....	116
П7. Растворимость кислот, оснований и солей в воде при 18 °С .....	118
П8. Электродные потенциалы ( $\varphi^{\circ}$ ) некоторых металлов (ряд напряжений) .....	119
<b>ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ</b> .....	120