

15 коп.

18
МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО
СПЕЦИАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ СССР

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ УПРАВЛЕНИЕ
ПО ВЫСШЕМУ ОБРАЗОВАНИЮ

ХИМИЯ

ПРОГРАММА, МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ И КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

для студентов-заочников инженерно-технических
(нехимических) специальностей
высших учебных заведений

МОСКВА ЗАОЧНО-
ОТДЕЛ УЧУИ



МОСКВА «ВЫСШАЯ ШКОЛА» 1983

ХИМИЯ

ПРОГРАММА, МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ И КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

для студентов-заочников инженерно-технических
(нехимических) специальностей
высших учебных заведений



МОСКВА «ВЫСШАЯ ШКОЛА» 1983

ББК 24.1
Х46
УДК 541

Автор И. Л. Шиманович (ВЗПИ, кафедра общей
и неорганической химии)

Химия: Программа, методические указания и
X46 контрольные задания для студентов-заочников ин-
женерно-технических (нехимических) специаль-
ностей вузов/И. Л. Шиманович. — 4-е изд. — М.:
Высш. шк., 1983. — 95 с.
15 к.

ББК 24.1
540

© Издательство «Высшая школа», 1980
© Издательство «Высшая школа», 1983

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Наука стала производительной силой нашего общества. Без применения достижений науки, и в частности химии, невозможно развитие современной промышленности и социалистического сельского хозяйства.

Инженер любой специальности должен обладать достаточными знаниями в области химии. Изучение курса химии способствует развитию логического химического мышления и диалектико-материалистического мировоззрения, позволяет получить современное научное представление о материи и формах ее движения, о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме превращения химических соединений. Необходимо прочно усвоить основные законы и теории химии и овладеть техникой химических расчетов; выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов; уяснить значение решений Коммунистической партии и Советского правительства по вопросам развития химии и химизации народного хозяйства. Знание курса химии необходимо для успешного изучения последующих общенаучных и специальных дисциплин.

Основной вид учебных занятий студентов-заочников — самостоятельная работа над учебным материалом. По курсу химии она складывается из следующих элементов: изучение материала 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.

Работа с книгой. Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. (Расположение материала курса в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике). Изучая курс, обращайтесь и к предметному указателю в конце книги. При первом чтении не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнений реакций; старайтесь получить общее представление об излагаемых вопросах, а также отмечайте трудные или неясные места. Внимательно прочитайте текст, выделенный шрифтом. При повторном изучении темы усвойте все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций. Вникайте в сущность того или иного вопроса, а не пытайтесь запомнить отдельные факты и явления.

ПРОГРАММА

Содержание курса и объем требований, предъявляемых студентам при сдаче экзамена, определяет программа по химии для инженерно-технических (нехимических) специальностей высших учебных заведений, утвержденная Учебно-методическим управлением по высшему образованию Министерства высшего и среднего специального образования СССР 6 марта 1974 г. Ниже приводится эта программа.

Введение

Химия как раздел естествознания — наука о веществах и их превращениях. Понятие о материи и веществе. Значение химии в изучении природы и развитии техники. Развитие химии и химической промышленности в СССР. Роль химии в народном хозяйстве. Основные химические понятия и законы в свете современной материалистической философии.

I. Строение вещества

1. **Строение атомов и систематика химических элементов.** Основные сведения о строении атомов. Атомные ядра, их состав. Изотопы. Электронные оболочки атомов. Характеристика поведения электронов в атомах. Квантовые числа; принцип Паули. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней.

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Диалектический характер периодического закона. Рентгеновские спектры элементов и закон Мозли; порядковый номер элементов. Периодическое изменение свойств химических элементов. Энергия ионизации и сродства к электрону. Электроотрицательность элементов. Радиусы атомов и ионов. Металлические и окислительные свойства элементов и простых веществ.

2. **Химическая связь.** Химическая связь и валентность элементов. Методы валентных связей и молекулярных орбиталей. Основные виды химической связи. Полярность связи. Энергия, длина и направленность связи. Строение простейших молекул. Понятие о методах исследования строения молекул.

3. **Окисление и восстановление.** Понятие о степени окисления (окислительном числе) элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ и химических соединений.

4. **Типы взаимодействия молекул.** Конденсированное состояние вещества. Соединение однородных молекул. Конденсация паров;

жидкое состояние, межмолекулярные связи. Полимеризация. Водородная связь. Соединение разнородных молекул. Комплексообразование. Химическая связь в комплексных соединениях (донорно-акцепторная связь).

Строение кристаллов. Представление об элементах симметрии и классификации кристаллических форм. Сопоставление структур в кристалле и в газовой фазе. Типы кристаллических решеток. Понятие о методах исследования строения кристаллов. Реальные кристаллы. Свойства веществ в различных состояниях. Зависимость физических свойств от вида химической связи между частицами в кристаллах. Особенности химических свойств поверхности твердых тел.

II. Общие закономерности химических процессов

1. **Энергетика химических процессов.** Физическая сущность энергетических эффектов химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Энтальпия образования химических соединений. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Изменение энтальпии в различных процессах. Термохимические расчеты.

2. **Химическое сродство.** Понятие об энтропии. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и ее изменение при химических процессах. Энергия Гиббса образования химических соединений. Направленность химических процессов.

3. **Химическая кинетика и равновесие в гомогенных системах.** Гомогенные и гетерогенные системы. Скорость гомогенных реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс; константа скорости реакции. Зависимость скорости гомогенных реакций от температуры. Химическое равновесие в гомогенных системах. Константа равновесия. Цепные реакции. Гомогенный катализ. Понятие о фотохимии и радиационной химии.

4. **Химическая кинетика и равновесие в гетерогенных системах.** Фазовые переходы и равновесия. Скорость гетерогенных химических реакций. Химические равновесия в гетерогенных системах. Основные факторы, определяющие направление течения реакций и состояние равновесия. Принцип Ле Шателье. Правило фаз. Различные виды сорбции. Адсорбционное равновесие. Гетерогенный катализ.

III. Общая характеристика химических элементов и их соединений

1. **Свойства химических элементов и простых веществ.** Химические элементы в периодической системе. Классификация элементов по химической природе. Классификация простых веществ. Аллотропия; полиморфизм. Физические свойства. Химические свойства. Периодическое изменение свойств.

2. **Простые соединения химических элементов.** Общий обзор простых соединений и характер химической связи в них. Простые соединения водорода; простые кислоты, гидриды. Соединения галогенов — галиды. Соединения кислорода; оксиды и гидроксиды. Сульфиды, нитриды, карбиды.

3. Комплексные соединения. Структура комплексных соединений. Атомы и ионы как комплексообразователи. Различные типы лигандов. Соединения комплексных анионов. Соединения комплексных катионов и нейтральные комплексы. Устойчивость комплексных соединений.

4. Органические соединения. Строение и свойства органических соединений. Природа химической связи. Изомерия и строение молекул. Специфические особенности. Классификация. Функциональные группы. Углеводороды и галогенопроизводные. Кислород- и азотсодержащие органические соединения. Кремний и металлоорганические соединения. Продукты промышленной органической химии.

IV. Растворы и другие дисперсные системы. Электрохимические процессы

1. Основные характеристики растворов и других дисперсных систем. Общие понятия. Классификация. Способы выражения состава. Растворимость.

2. Термодинамика растворения и свойства истинных растворов. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Плотность и давление паров растворов. Фазовые превращения в растворах. Законы Рауля. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Общие вопросы физико-химического анализа. Диаграммы состав — свойство.

3. Водные растворы электролитов. Особенности воды как растворителя. Электролитическая диссоциация, ее причины. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов. Ход диссоциации в зависимости от характера химических связей в молекулах электролитов; два вида электролитов. Свойства растворов электролитов. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации слабых электролитов. Состояние сильных электролитов в растворах. Ионные реакции и равновесия. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Смещение равновесий в водных растворах электролитов. Гидролиз солей. Теория кислот и оснований. Амфолиты.

4. Твердые растворы. Образование, виды и свойства твердых растворов.

5. Гетерогенные дисперсные системы. Агрегативная и кинетическая устойчивость. Образование. Грубодисперсные системы — суспензии, эмульсии. Структура и электрический заряд коллоидных частиц. Свойства лиофобных и лиофильных коллоидных систем. Седиментация и коагуляция. Образование и свойства гелей.

6. Электродные потенциалы и электродвижущие силы. Гетерогенные окислительно-восстановительные реакции. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы. Строение двойного электрического слоя на границе электрод — раствор.

Сольватация и механизм возникновения электродных потенциалов. Зависимость электродных потенциалов от природы электродов и растворителей. Измерение электродных потенциалов. Водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Концентрационные элементы. Топливные элементы.

7. Электролиз. Сущность электролиза. Последовательность разрядки ионов. Анодное окисление и катодное восстановление. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Элек-

тролиз с нерастворимым и растворимым анодами. Применение электролиза для проведения процессов окисления и восстановления. Законы Фарадея. Выход по току. Электролитическое получение и рафинирование металлов. Электролиз расплавов. Основы гальванических методов нанесения металлических покрытий. Аккумуляторы.

8. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Электрохимическая коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии. Вопросы экономики, связанные с коррозией металлов.

V. Специальные вопросы химии

A. Для инженеров-механиков

1. Свойства металлов и сплавов. Физические свойства. Химические свойства, восстановительная способность. Взаимодействия различных металлов. Физико-химический анализ сплавов. Интерметаллические соединения и твердые растворы. Использование сплавов и покрытий в технике.

2. Получение металлов. Распространение и формы существования металлов в природе. Извлечение из руд. Основные методы восстановления. Получение чистых и сверхчистых металлов. Электролитическое рафинирование. Зонная плавка. Вопросы экономики, связанные с получением металлов.

3. Легкие конструкционные металлы. Проблема легких металлических материалов. Магний, бериллий, алюминий, титан. Особенности их свойств, нахождение в природе, выделение в свободном виде и в виде соединений. Использование магния, бериллия, алюминия, титана в технике. Вопросы экономики, связанные с выделением и применением легких металлов.

4. Тяжелые конструкционные металлы. Ванадий, хром, марганец. Особенности их свойств и свойств их соединений. Нахождение в природе, выделение в свободном виде и в виде соединений, использование в технике. Железо, кобальт, никель, медь. Особенности их свойств; окислительно-восстановительные свойства соединений. Нахождение в природе, выделение в свободном виде и использование в технике. Вопросы экономики, связанные с выделением и применением. Цинк, галлий, олово, свинец. Особенности их свойств, нахождение в природе, выделение в свободном виде и использование в технике.

5. Инструментальные и абразивные материалы. Бор; бориды. Углерод и его аллотропные формы — алмаз, графит. Карбиды, их классификация; карбиды кальция, титана, вольфрама, железа, кобальта, кремния.

6. Полупроводниковые материалы. Кремний, германий, сурьма, их свойства и соединения. Получение и использование кремния и германия.

7. Полимерные материалы. Понятие об органических полимерах. Методы синтеза органических полимеров. Особенности внутреннего строения и физико-химические свойства полимеров. Конструкционные пластические массы. Полимерные покрытия и клеи. Неорганические полимеры.

В. Для инженеров-энергетиков

1. Химия конструкционных и электротехнических материалов. Свойства алюминия и его соединений. Оксид алюминия. Коррозия алюминия и защита от нее.

Свойства переходных металлов и их соединений. Оксиды, нитриды, карбиды, бориды, силиды переходных металлов. Сплавы и интерметаллические соединения.

Свойства магнитных материалов. Химия металлов и сплавов с высокой и низкой электрической проводимостью. Химия полупроводников. Влияние примесей на электрические свойства веществ. Методы получения материалов высокой частоты.

Полимерные материалы в энергетической технике. Методы получения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Ионная и радикальная полимеризация. Зависимость свойств полимеров от их строения. Линейные и пространственные полимеры. Полимерные конструкционные материалы. Изоляторы. Органические полупроводники.

2. Химия воды и топлива. Состав природных и сточных вод. Жесткость воды. Методы умягчения воды. Удаление коллоидных примесей из природных и сточных вод. Ионный обмен. Катионирование, анионирование и химическое обессоливание природных и сточных вод. Удаление кислорода из воды. Топливо и его классификация. Состав топлива. Продукты сгорания и способы их обезвреживания.

3. Электрохимические процессы в энергетической технике. Химические источники электрической энергии. Кислотные и щелочные аккумуляторы. Новые типы аккумуляторов. Электрохимические генераторы.

Электрохимические преобразователи (хемотроны). Электрохимическая размерная обработка металлов и сплавов. Создание изоляционных покрытий. Получение и свойства гальванопокрытий.

В. Для инженеров-строителей

1. Вода. Строение молекулы воды. Внутреннее строение и свойства воды в жидком состоянии. Структура кристаллов льда. Различные формы связанной воды. Химически связанная вода. Термическая диссоциация гидроксидов. Аквасоединения (кристаллогидраты).

Гидрогели. Гидратация и дегидратация гелей. Тиксотропия; тиксотропные явления в строительной технике. Адсорбция водяных паров. Хемосорбция. Капиллярная конденсация. Гидрофильность и гидрофобность. Диаграммы состояния двойных систем типа вода — соль. Замерзание воды и водных растворов в различных условиях. Химические свойства воды. Взаимодействие воды с металлами, оксидами и солями. Процессы гидратации и гидролиза.

2. Магний, кальций, алюминий. Жесткость природных вод. Природные соединения магния. Получение магния, его свойства и применение. Оксид и гидроксид магния. Огнеупоры. Соли магния. Магнезиальное вяжущее вещество. Карбонат и гидрокарбонат магния. Природные соединения кальция. Известняки, мергели, природный сульфат кальция. Оксид и гидроксид кальция; получение, свойства и применение. Сульфат, карбонат и гидрокарбонат кальция. Карбид

кальция. Основы химии природных вод. Жесткость воды, ее происхождение и единицы измерения. Карбонатная и некарбонатная жесткость. Методы умягчения воды. Другие процессы обработки воды. Методы ионного обмена. Алюминий в природе. Получение алюминия. Свойства алюминия и его сплавов. Применение их в строительстве. Коррозия алюминиевых сплавов и методы защиты от нее. Оксид и гидроксид алюминия. Соли алюминия и алюминаты. Алюминаты кальция.

3. Углерод и кремний. Нахождение углерода в природе. Виды топлива. Природный газ. Оксид углерода (II), получение, свойства и применение. Оксид углерода (IV), свойства и применение. Угольная кислота и ее соли.

Кремний, его полупроводниковые свойства. Диоксид кремния. Кремниевые кислоты. Силикаты, их гидролиз и гидратация. Силикаты и гидросиликаты кальция. Взаимодействие извести с кремнеземом. Алюмосиликаты. Стекло и стекломатериалы. Ситаллы.

Фторсиликаты и их применение.

4. Хром, марганец, железо. Хром в природе. Свойства и применение хрома. Соединения хрома (III). Соединения хрома (VI) и их окислительные свойства. Марганец в природе. Свойства и применение марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Окислительные свойства перманганатов. Железо в природе. Свойства железа. Чугун и сталь. Специальные стали. Соединения железа.

5. Основы химии вяжущих веществ. Вяжущие вещества. Значение обжига. Значение высокой степени дисперсности. Воздушные и гидравлические вяжущие вещества.

Гипсовые вяжущие. Ступенчатая дегидратация двуводного сульфата кальция. Полуводный сульфат кальция. Физико-химическая природа процессов схватывания и твердения.

Портландцемент, его получение. Состав цементного клинкера и взаимодействие его с водой. Процессы схватывания и твердения. Основные составляющие цементного камня.

Коррозия бетона и методы борьбы с ней. Взаимодействие составных частей цементного камня с водой. Углекислотная, сульфатная, магнезиальная коррозия. Технико-экономическое значение борьбы с коррозией бетона. Методы защиты бетона от коррозии.

6. Органические полимеры, применяемые в строительстве. Получение полимеров. Реакция полимеризации. Полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид, полистирол. Процессы поликонденсации. Фенолформальдегидные смолы, карбаминоформальдегидные смолы, эпоксидные смолы, фурановые смолы. Кремнийорганические полимеры. Битумы и дегти. Физико-химические свойства полимеров. Особенности внутреннего строения полимеров. Линейные и пространственные полимеры. Релаксационный характер деформации полимеров. Пластические массы. Клей на основе полимеров. Химическая стойкость и старение различных полимерных материалов в условиях длительной эксплуатации. Понятие о физиологической активности полимерных материалов.

Основная

Курс химии. Ч. 1, общетеоретическая/Под ред. Г. А. Дмитриева, Г. П. Лучинского, В. И. Семишина. М., 1971.
✓ Левант Г. Е. и Райцин Г. А. Практикум по общей химии. М., 1971.

Дополнительная

Курс химии. Ч. 2, специальная для машиностроительных и транспортных вузов/Под ред. Г. П. Лучинского и В. И. Семишина. М., 1972.
Курс химии. Ч. 2, специальная для энергетических вузов/Под ред. А. Ф. Алабышева. М., 1969.
Курс химии. Ч. 2, специальная для строительных вузов/Под ред. В. А. Киреева. М., 1974.
Фролов В. В. Химия. М., 1979.
Харин А. Н., Катаев Н. А., Харина Л. Т. Курс химии. М., 1975.
Глинка Н. Л. Общая химия. М., 1975—1981.
✓ Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. М., 1979.
Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М., 1981.
✓ Абкин Г. Л. Задачи и упражнения по общей химии. М., 1971.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Каждый студент выполняет вариант контрольных заданий, обозначенный двумя последними цифрами номера студенческого билета (шифра). Например, номер студенческого билета 82594, две последние цифры 94, им соответствует вариант контрольного задания 94.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 1

Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов

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

Пример 1. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{21}$ молекул CO_2 ; б) $1,20 \cdot 10^{24}$ атомов кислорода; в) $2,00 \cdot 10^{23}$ молекул воды. Чему равна молярная (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) $6,02 \cdot 10^{21} = 0,01$ моль; б) $1,20 \cdot 10^{24} = 2$ моль; в) $2,00 \cdot 10^{23} = \frac{1}{3}$ моль.

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

Так как молекулярные массы CO_2 и H_2O и атомная масса кислорода соответственно равны 44, 18 и 16 а. е. м., то их молярные массы равны: а) 44 г/моль, б) 18 г/моль, в) 16 г/моль.

Пример 2. Определите эквивалент ($\mathcal{E}$) и эквивалентную массу $m_{\mathcal{E}}$ азота, серы и хлора в соединениях NH_3 , H_2S и HCl .

Решение. Масса вещества и количество вещества — понятия не идентичные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества — в молях.

Эквивалент элемента ($\mathcal{E}$) — это такое количество, которое соединяется с 1 моль атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Масса 1 эквивалента элемента называется его эквивалентной массой ($m_{\mathcal{E}}$). Таким образом, эквиваленты выражаются в молях, а эквивалентные массы — в г/моль.

В данных соединениях с 1 моль атомов водорода соединяется $\frac{1}{3}$ моль азота, $\frac{1}{2}$ моль серы и 1 моль хлора. Отсюда $\mathcal{E}_{\text{N}} = \frac{1}{3}$ моль, $\mathcal{E}_{\text{S}} = \frac{1}{2}$ моль, $\mathcal{E}_{\text{Cl}} = 1$ моль. Исходя из молярных масс этих элементов, определяем их эквивалентные массы: $m_{\mathcal{E}(\text{N})} = \frac{1}{3} \cdot 14 = 4,67$ г/моль; $m_{\mathcal{E}(\text{S})} = \frac{1}{2} \cdot 32 = 16$ г/моль; $m_{\mathcal{E}(\text{Cl})} = 1 \cdot 35,45 = 35,45$ г/моль.

Пример 3. На восстановление 7,09 г оксида двухвалентного металла требуется 2,24 л водорода (н. у.*). Вычислите эквивалентную массу оксида и эквивалентную массу металла. Чему равна атомная масса металла?

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

$$\frac{m_1}{m_{\mathcal{E}(1)}} = \frac{m_2}{m_{\mathcal{E}(2)}} \quad (1); \quad \frac{m_{(\text{MeO})}}{m_{\mathcal{E}(\text{MeO})}} = \frac{m_{\text{H}_2}}{m_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}} \quad (2)$$

Если одно из веществ находится в газообразном состоянии, то, как правило, его количество измеряется в объемных единицах (см^3 , л, м^3).

Объем, занимаемый при данных условиях молярной или эквивалентной массой газообразного вещества, называется молярным или соответственно эквивалентным объемом этого вещества. Молярный

* Нормальные условия: по Международной системе единиц (СИ) $1,013 \cdot 10^5$ Па (760 мм рт. ст. = 1 атм), температура 273 К или 0°C .

объем любого газа при н. у. равен 22,4 л. Отсюда эквивалентный объем водорода ($V_{m_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}}$), молекула которого состоит из двух атомов, т. е. содержит два моля атомов водорода, равен $22,4 : 2 = 11,2$ л. В формуле (2) отношение $m_{\text{H}_2}/m_{\mathcal{E}(2)}$ заменяем равным ему отношением $V_{\text{H}_2}/V_{m_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}}$, где V_{H_2} — объем водорода, $V_{m_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}}$ — эквивалентный объем водорода

$$\frac{m_{\text{MeO}}}{m_{\mathcal{E}(\text{MeO})}} = \frac{V_{\text{H}_2}}{V_{m_{\mathcal{E}(\text{H}_2)}}} \quad (3)$$

Из (3) находим эквивалентную массу оксида металла $m_{\mathcal{E}(\text{MeO})}$:

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

Согласно закону эквивалентов $m_{\mathcal{E}(\text{MeO})} = m_{\mathcal{E}(\text{Me})} + m_{\mathcal{E}(\text{O}_2)}$, отсюда $m_{\mathcal{E}(\text{Me})} = m_{\mathcal{E}(\text{MeO})} - m_{\mathcal{E}(\text{O}_2)} = 35,45 - 8 = 27,45$ г/моль. Молярная масса

металла определяется из соотношения $m_{\mathcal{E}} = A/B$, где $m_{\mathcal{E}}$ — эквивалентная масса, A — молярная масса металла, B — стехиометрическая валентность элемента; $A = m_{\mathcal{E}} B = 27,45 \cdot 2 = 54,9$ г/моль. Так как атомная масса в а. е. м. численно равна молярной массе, выражаемой в г/моль, то искомая атомная масса металла 54,9 а. е. м.

Пример 4. Сколько металла, эквивалентная масса которого 12,16 г/моль, взаимодействует с 310 см^3 кислорода (н. у.).

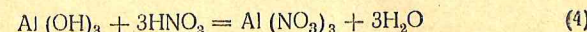
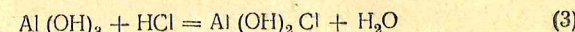
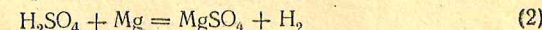
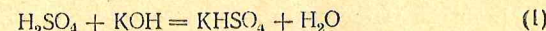
Решение. Так как молярная масса O_2 (32 г/моль) при н. у. занимает объем 22,4 л, то объем эквивалентной массы кислорода (8 г/моль) будет $22,4 : 4 = 5,6$ л = 5600 см^3 .

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\mathcal{E}(\text{Me})}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{m_{\mathcal{E}(\text{O}_2)}}} \quad \text{или} \quad \frac{m_{\text{Me}}}{12,16} = \frac{310}{5600},$$

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

Пример 5. Вычислите эквиваленты и эквивалентные массы H_2SO_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 молярной массе (M), деленной на число атомов водорода, замещенных в данной реакции на металл (на число вступающих в реакцию гидроксильных групп). Следовательно, эквивалентная масса H_2SO_4 в реакции (1) $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98$ г/моль, а в реакции (2)

$M_{H_2SO_4}/2 = 49$ г/моль. Эквивалентная масса $Al(OH)_3$ в реакции (3) $M_{Al(OH)_3} = 78$ г/моль, а в реакции (4) $M_{Al(OH)_3}/3 = 26$ г/моль.

Задачу можно решить и другим способом. Так как H_2SO_4 взаимодействует с одной эквивалентной массой 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. $Al(OH)_3$ взаимодействует с одной эквивалентной массой HCl и тремя эквивалентными массами HNO_3 , поэтому его эквивалентная масса в реакции (3) равна $M/1$ г/моль, в реакции (4) $M/3$ г/моль. Эквиваленты H_2SO_4 в уравнениях (1) и (2) соответственно равны 1 моль и $1/2$ моль; эквиваленты $Al(OH)_3$ в уравнениях (3) и в (4) соответственно равны 1 моль и $1/3$ моль.

Пример 6. Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Вычислите эквивалентную массу металла ($m_{э(Me)}$).

Решение. При решении задачи 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.

Учитывая сказанное, подставляем соответствующие данные в уравнение (1) (см. пример 3):

$$\frac{3,85}{1,60} = \frac{m_{э(Me)} + m_{э(NO_3^-)}}{m_{э(Me)} + m_{э(OH^-)}}; \quad \frac{3,85}{1,60} = \frac{m_{э(Me)} + 62}{m_{э(Me)} + 17};$$

$$m_{э(Me)} = 15 \text{ г/моль.}$$

Пример 7. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты.

Решение. Моль любого вещества (см. пример 1) содержит постоянную Авогадро (N_A) структурных единиц (в нашем примере молекул). Мольная масса H_2SO_4 равна 98,0 г/моль. Следовательно, масса одной молекулы $98/(6,02 \cdot 10^{23}) = 1,63 \cdot 10^{-22}$ г.

Задания

1. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .
2. Эквивалентная масса трехвалентного металла равна 9 г/моль. Вычислите мольную и атомную массу металла, эквивалентную массу его оксида и процентное содержание кислорода в оксиде.
3. Из 1,35 г оксида металла получается 3,15 г его нитрата. Вычислите эквивалентную массу металла. *Ответ:* 32,5 г/моль.
4. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу металла. *Ответ:* 9 г/моль.
5. Оксид трехвалентного элемента содержит 31,58% кислорода. Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого элемента.
6. Один оксид марганца содержит 22,56% кислорода, а другой 50,50%. Вычислите эквивалентную массу и стехиометрическую валентность марганца в этих оксидах. Составьте формулы оксидов.

7. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Чему равна мольная масса указанных веществ?

8. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата; б) дигидрофосфата; в) ортофосфата.

9. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

10. 3,04 г некоторого металла вытесняют 0,252 г водорода, 26,965 г серебра и 15,885 г меди из соединений этих элементов. Вычислите эквивалентные массы указанных металлов.

Ответ: 12,16 г/моль, 107,86 г/моль и 63,54 г/моль.

11. Оксид металла содержит 28,57% кислорода, а его фторид 48,72% фтора. Вычислите эквивалентные массы металла и фтора. *Ответ:* 20,0 г/моль, 19,0 г/моль.

12. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (соляной) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) дигидроксохлорид; б) гидроксохлорид; в) трихлорид. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций.

13. Избытком гидроксида калия подействовали на растворы: а) дигидрофосфата калия; б) дигидроксонитрата висмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

14. Вещество содержит 38,0% серы и мышьяк. Эквивалентная масса серы 16,0 г/моль. Вычислите эквивалентную массу и стехиометрическую валентность мышьяка, составьте формулу данного сульфида.

15. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты подействовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) гидроксидхлорида алюминия. Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

16. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса металла?

17. При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода (н. у.). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу металла.

18. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды. *Ответ:* $2,0 \cdot 10^{-23}$ г, $3,0 \cdot 10^{-23}$ г.

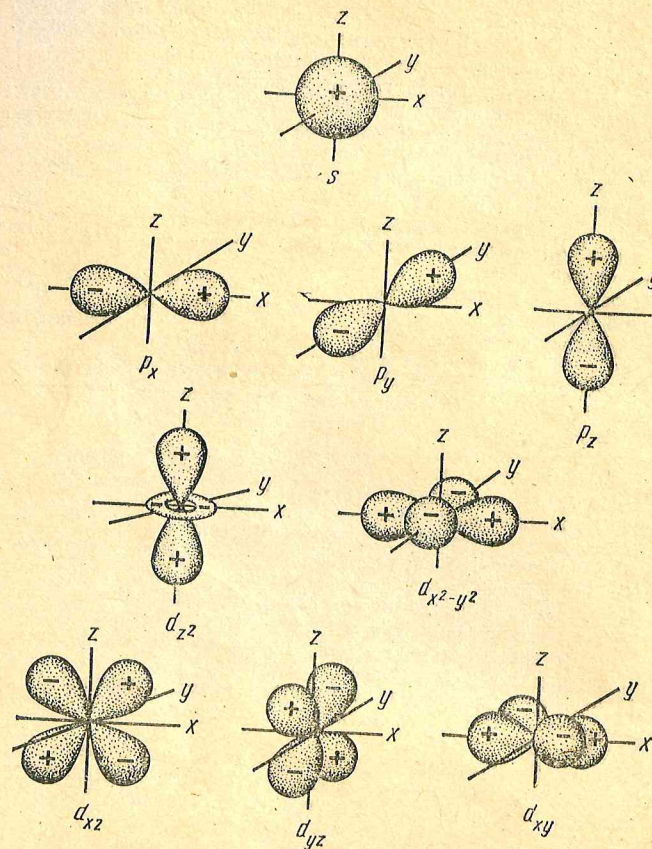
19. Какой объем при н. у. занимает эквивалентная масса кислорода? Вычислите мольную и атомную массу двухвалентного металла, если на окисление 8,34 г этого металла пошло 0,68 л кислорода (н. у.).

20. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH . Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. *Ответ:* 0,5 моль, 41 г/моль, 2.

Строение атома

Пример 1. Что такое квантовые числа? Какие значения они могут принимать?

Решение. Движение электрона в атоме носит вероятностный характер. Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,9—0,95) может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО). Атомная орбиталь, как любая геометрическая фигура, характеризуется тремя параметрами (координатами), принявшими название квантовых чисел (n, l, m_l). Квантовые числа принимают не любые, а определенные, дискретные (прерывные) значения. Соседние значения квантовых чисел различаются на еди-



Формы s-, p- и d-электронных орбиталей

ницу. Квантовые числа определяют размер (n), форму (l) и ориентацию (m_l) атомной орбитали в пространстве. Занимая ту или иную АО, электрон образует электронное облако, которое у электронов одного и того же атома может иметь различную форму

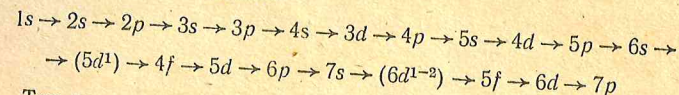
(см. рисунок). Формы электронных облаков аналогичны АО. Их также называют электронными или атомными орбиталями. Электронное облако характеризуется четырьмя квантовыми числами (n, l, m_l и m_s). Эти квантовые числа связаны с физическими свойствами электрона, и число n (главное квантовое число) характеризует энергетический (квантовый) уровень электрона; число l (орбитальное) — момент количества движения (энергетический подуровень), число m_l (магнитное) — магнитный момент, m_s — спин. Спин электрона возникает за счет вращения его вокруг собственной оси. Электроны в атоме должны отличаться хотя бы одним квантовым числом (принцип Паули), поэтому в АО могут находиться не более двух электронов, отличающихся своими спинами ($m_s = \pm 1/2$). В табл. 1 приведены значения и обозначения квантовых чисел, а также число электронов на соответствующем энергетическом уровне и подуровне.

Таблица 1. Значение квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

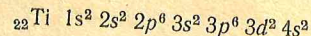
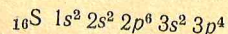
Квантовый				Магнитное квантовое число m_l	Число квантовых состояний (орбиталей)		Максимальное число электронов	
уровень		подуровень			в подуровне $(2l+1)$	в уровне n^2	в подуровне $2(2l+1)$	в уровне $2n^2$
обозначение	главное квантовое число n	обозначение	орбитальное квантовое число l					
K	1	s	0	0	1	1	2	2
L	2	s p	0 1	0 -1; 0; +1	1 3	4	2 6	8
M	3	s p d	0 1 2	0 -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2	1 3 5	9	2 6 10	18
N	4	s p d f	0 1 2 3	0 -1; 0; +1 -2; -1; 0; +1; +2 -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3	1 3 5 7	16	2 6 10 14	32

Пример 2. Составьте электронные и электроннографические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 22.

Решение. Электронные формулы изображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням и 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 будет обладать наименьшей энергией — меньшая сумма $n+l$ (правило Клечковского). Заполнение энергетических уровней и подуровней идет в такой последовательности:



Так как число электронов в атоме того или иного элемента равно его порядковому номеру в таблице Д. И. Менделеева, то для элементов № 16 (сера) и № 22 (титан) электронные формулы имеют вид:

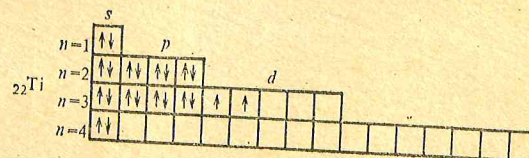
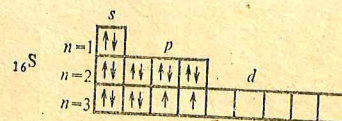


Электроннографические схемы отражают распределение электронов атома по квантовым (энергетическим) ячейкам. Ячейка обозначается в виде прямоугольника, а электроны в этих ячейках обозначаются стрелками. В каждой квантовой ячейке может быть не бо-

лее двух электронов с противоположными спинами



Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда)



Задания

21. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

22. Напишите электронные формулы атомов фосфора и ванадия. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

23. Какое максимальное число электронов может занимать s , p , d - и f -орбитали данного энергетического уровня? Почему?

24. Напишите электронные формулы атомов марганца и селена. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

25. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$; $5s$ или $4p$? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21.

26. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. У последнего происходит провал одного $4s$ -электрона на $3d$ -подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

27. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4d$ или $5s$; $6s$ или $5p$? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43.

28. Что такое изотопы? Чем можно объяснить, что у большинства элементов периодической системы атомные массы выражаются дробным числом? Могут ли атомы разных элементов иметь одинаковую массу? Как называются подобные атомы?

29. В чем сущность α -, β - и β^+ -радиоактивного распада? Изотоп какого элемента получится в результате последовательного излучения 4α - и 2β -частиц атомным ядром ^{238}U ?

30. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Какие электроны этих атомов являются валентными?

31. Какую радиоактивность называют искусственной? Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов ^{27}Al протонами, если при этом поглощается один протон и выделяется одна α -частица? Составьте уравнение этой ядерной реакции.

32. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 28. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

33. Изотоп какого элемента образуется в результате ядерной реакции, происходящей при бомбардировке ядер атомов ^{54}Fe α -частицами, если при этом поглощается одна α -частица и выделяется один нейтрон. Составьте уравнение этой ядерной реакции.

34. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном квантовом числе $l=0; 1; 2$ и 3? Какие элементы в периодической системе носят название s -, p -, d - и f -элементов? Приведите примеры.

35. Какие значения могут принимать квантовые числа n , l , m_l и m_s , характеризующие состояние электронов в атоме. Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

36. Чем отличается последовательность в заполнении атомных орбиталей у атомов *d*-элементов от последовательности заполнения их у атомов *s*- и *p*-элементов? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 46, учитывая, что, находясь в пятом периоде, атомы этого элемента на пятом энергетическом уровне не содержат ни одного электрона.

37. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит провал одного *4s*-электрона на *3d*-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

38. Значения какого квантового числа определяют число *s*-, *p*-, *d*- и *f*-орбиталей на энергетическом уровне? Сколько всего *s*-, *p*- и *d*-электронов в атоме кобальта?

39. В чем заключается принцип несовместимости Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома *p*¹- или *d*¹²-электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.

40. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 32 и 42, учитывая, что у последнего происходит провал одного *5s*-электрона на *4d*-подуровень. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Пример 1. Какую высшую и низшую степени окисления проявляют мышьяк, селен и бром? Составьте 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 (*ns²np⁶*).

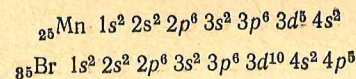
Данные элементы находятся соответственно в VA, VIA, VIIA группах и имеют структуру внешнего энергетического уровня *s²p³*, *s²p⁴* и *s²p⁵* (табл. 2).

Таблица 2. Степени окисления мышьяка, селена, брома

Элемент	Степень окисления		Соединения
	высшая	низшая	
As	+5	—3	H ₃ AsO ₄ ; H ₃ As
Se	+6	—2	SeO ₃ ; Na ₂ Se
Br	+7	—1	KBrO ₄ ; KBr

Пример 2. У какого из элементов четвертого периода — марганца или брома — сильнее выражены металлические свойства?

Решение. Электронные формулы данных элементов



Марганец — *d*-элемент VIIB группы, а бром — *p*-элемент VIIA группы. 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 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.

Задания

41. Исходя из положения германия, цезия и технеция в периодической системе, составьте формулы следующих соединений: мета- и ортогерманиевой кислот, дигидрофосфата цезия и оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления. Изобразите графически формулы этих соединений.

42. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная активность *s*- и *p*-элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

43. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность *p*-элементов в периоде; в группе периодической системы с увеличением порядкового номера?

44. Исходя из положения германия, молибдена и рения в периодической системе, составьте формулы следующих соединений: водородного соединения германия, рениевой кислоты и оксида молибдена, отвечающего его высшей степени окисления. Изобразите графически формулы этих соединений.

45. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и в группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

46. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

47. Какой из элементов четвертого периода — ванадий или мышьяк — обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из элементов образует газообразное соединение с водо-

родом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов.

48. Какие элементы образуют газообразные соединения с водородом? В каких группах периодической системы находятся эти элементы? Составьте формулы водородных и кислородных соединений хлора, теллура и сурьмы, отвечающих их низшей и высшей степеням окисления.

49. У какого элемента четвертого периода — хрома или селена — сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

50. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

51. У какого из p -элементов пятой группы периодической системы — фосфора или сурьмы — сильнее выражены неметаллические свойства? Какой из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атома этих элементов.

52. Исходя из положения металла 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 $\text{Sr}(\text{OH})_2$?

53. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор — неметаллические? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов. Напишите формулы оксидов и гидроксидов хлора и марганца.

54. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой их степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

55. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

56. К какому семейству относятся элементы, в атомах которых последний электрон поступает на $4f$ - и $5f$ -орбитали? Сколько элементов включает каждое из этих семейств? Как отражается на свойствах этих элементов электронное строение их атомов?

57. Атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, тогда как свойства простых тел изменяются периодически. Чем это можно объяснить?

58. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

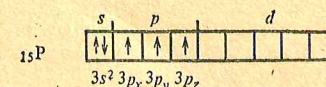
59. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют углерод, фосфор, сера и иод? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

60. Какую высшую степень окисления могут проявлять германий, ванадий, марганец и ксенон? Почему? Составьте формулы оксидов данных элементов, отвечающих этой степени окисления.

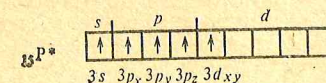
Химическая связь и строение молекул. Конденсированное состояние вещества

Пример 1. Какую валентность, обусловленную неспаренными электронами (спинвалентность), может проявлять фосфор в нормальном и возбужденном (*) состояниях?

Решение. Распределение электронов внешнего энергетического уровня фосфора ... $3s^2 3p^3$ (учитывая правило Хунда — $3s^2 3p_x 3p_y 3p_z$) 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 2. Что такое гибридизация валентных орбиталей? Какое строение имеют молекулы типа AB_n , если связь в них образуется за счет sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизации орбиталей атома А?

Решение. Теория валентных связей (ВС) предполагает участие в образовании ковалентных связей не только «чистых» АО, но и «смешанных», так называемых гибридных АО. При гибридизации первоначальная форма и энергия орбиталей (электронных облаков) взаимно изменяются и образуются орбитали (облака) новой одинаковой формы и одинаковой энергии. Число гибридных орбиталей (q) равно числу исходных. Ответ на поставленный вопрос отражен в табл. 3.

Т а б л и ц а 3. Гибридизация орбиталей и пространственная конфигурация молекул

Тип молекулы	Исходные орбитали атома А	Тип гибридизации	Число гибридных орбиталей атома А	Пространственная конфигурация молекулы
AB_2	$s + p$	sp	2	Линейная
AB_3	$s + p + p$	sp^2	3	Треугольная
AB_4	$s + p + p + p$	sp^3	4	Тетраэдрическая

Задание

61. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентных связей (ВС) объясняет строение молекулы воды?
62. Какая ковалентная связь называется σ -связью и как она образуется? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул H_2O , HI . Какие из них являются диполями?
63. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор.
64. Как метод валентных связей (ВС) объясняет линейное строение молекулы BeCl_2 и тетраэдрическое — CH_4 ?
65. Какая ковалентная связь называется π -связью и как она образуется? Разберитесь на примере строения молекулы азота.
66. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбужденном состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?
67. Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют ее атомы в нормальном и возбужденном состояниях? Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?
68. Что называется электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl , HBr , HI имеет наибольший момент диполя? Почему?
69. Какие кристаллические структуры называются ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк — имеют указанные структуры?
70. Составьте электронные схемы строения молекул Cl_2 , H_2S , CCl_4 . В каких молекулах ковалентная связь является полярной? Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекулы H_2S ?
71. Чем отличается структура кристаллов NaCl от структуры кристаллов натрия? Какой вид связи осуществляется в этих кристаллах? Какие кристаллические решетки имеют натрий и NaCl ? Чему равно координационное число натрия в этих решетках?
72. Какая химическая связь называется водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF , имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?
73. Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.
74. Что следует понимать под степенью окисления атома? Определите степень окисления атома углерода и его валентность, обусловленную числом неспаренных электронов, в соединениях CH_4 , CH_3OH , HCOOH , CO_2 .
75. Какие силы молекулярного взаимодействия называются ориентационными, индукционными и дисперсионными? Когда возникают и какова природа этих сил?

76. Какая химическая связь называется координационной или донорно-акцепторной? Разберитесь строение комплекса $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Укажите донор и акцептор. Как метод валентных связей (ВС) объясняет тетраэдрическое строение этого иона?

77. Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет симметричную треугольную форму молекулы BF_3 ?

78. Как метод молекулярных орбиталей объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы O_2 по методу молекулярных орбиталей (МО).

79. Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы F_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

80. Как метод молекулярных орбиталей объясняет большую энергию диссоциации молекулы азота? Нарисуйте энергетическую схему образования молекулы N_2 по методу МО. Сколько электронов находится на связывающих и разрыхляющих орбиталях?

Энергетика химических процессов
(термохимические расчеты) *

Наука о взаимных превращениях различных видов энергии называется *термодинамикой*. Термодинамика устанавливает законы этих превращений, а также направление самопроизвольного течения различных процессов в данных условиях. При химических реакциях происходят глубокие качественные изменения в системе, рвутся связи в исходных веществах и возникают новые связи в конечных продуктах. Эти изменения сопровождаются поглощением или выделением энергии. В большинстве случаев этой энергией является теплота. Раздел термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется *термохимией*. Реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, называются *экзотермическими*, а те, которые сопровождаются поглощением теплоты, — *эндотермическими*. Теплоты реакций являются, таким образом, мерой изменения свойств системы, и знание их может иметь 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 ее внутренней энергии (ΔU) и на совершение работы (A):

$$Q = \Delta U + A.$$

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 т.д. Внутренняя энергия — это полная энергия системы без потенциальной энергии, обусловленной положением системы в пространстве, и без кинетической энергии системы как целого. Абсолютное значение

* При решении задач этого раздела см. табл. 4.

Электронный архив УГЛТУ

ние 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 ΔU — 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 состоянием системы. При химических реакциях A — это работа против внешнего давления, т. е. в первом приближении $A = p\Delta V$, где ΔV — изменение объема системы ($V_2 - V_1$). Так как большинство химических реакций проводят при постоянном давлении, то для изобарно-изотермического процесса ($p = \text{const}$, $T = \text{const}$) теплота Q_p будет равна:

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

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

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

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 ΔH (если единственным видом работы является работа расширения)

$$Q_p = \Delta H.$$

Энтальпия (H), как и внутренняя энергия (U), является функцией состояния, ее изменение (ΔH) определяется только начальными и конечными состояниями системы и не зависит от пути перехода. Нетрудно видеть, что теплота реакции в изохорно-изотермическом процессе (Q_V) ($V = \text{const}$; $T = \text{const}$), при котором $\Delta V = 0$, равна изменению внутренней энергии системы ΔU :

$$Q_V = \Delta U.$$

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 ΔH . В основе термохимических расчетов лежит закон 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 следствие из закона Гесса: *тепловой эффект реакции ($\Delta H_{x.p.}$) равен сумме теплот образования $\Delta H_{обр}$ продуктов*

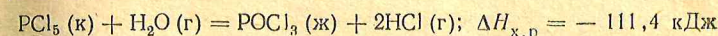
реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ, с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции:

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

Пример 1. При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора с парами воды образуются жидкий POCl_3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

Решение. Уравнения реакций, в которых около символов химических соединений указываются их агрегатные состояния или кристаллическая модификация, а также численное значение тепловых эффектов, называются *термохимическими*. В термохимических уравнениях, если это специально не оговорено, указываются значения тепловых эффектов при постоянном давлении Q_p , равные изменению энтальпии системы ΔH . Значение ΔH 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.

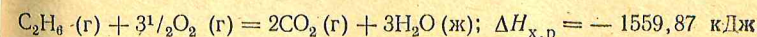
Если в результате реакции выделяется теплота, то $\Delta H < 0$. Учитывая сказанное, составим термохимическое уравнение данной в примере реакции:



Т а б л и ц а 4. Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH_{298}° некоторых веществ

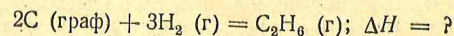
Вещество	Состояние	ΔH_{298}° , кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH_{298}° , кДж/моль
CS_2	г	+115,28	CH_3OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	г	-235,31
C_6H_6	г	+82,93	H_2O	г	-241,83
C_2H_4	г	+52,28	H_2O	ж	-285,84
H_2S	г	-20,15	NH_4Cl	к	-315,39
NH_3	г	-46,19	CO_2	г	-393,51
CH_4	г	-74,85	Fe_2O_3	к	-822,10
C_2H_2	г	-84,67	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al_2O_3	к	-1669,80
CO	г	-110,52			

Пример 2. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением

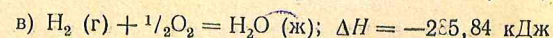
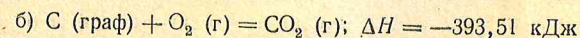
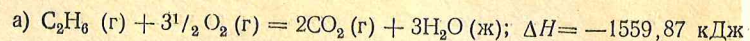


Вычислите теплоту образования этана, если известны теплоты образования CO_2 (г) и H_2O (ж) (табл. 4).

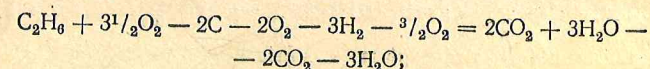
Решение. Теплотой образования (энтальпией) данного соединения называют тепловой эффект реакции образования 1 моль этого соединения из простых веществ, взятых в их устойчивом состоянии при данных условиях. Обычно теплоты образования относят к стандартному состоянию, т. е. к 25°C (298 К) и $1,013 \cdot 10^5$ Па, и обозначают через ΔH_{298}^0 . Так как тепловой эффект с температурой изменяется незначительно, то здесь и в дальнейшем индексы опускаются и тепловой эффект обозначается через ΔH . Следовательно, нужно вычислить тепловой эффект реакции, термохимическое уравнение которой имеет вид



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):



$$\Delta H = -1559,87 + 787,02 + 857,52; C_2H_6 = 2C + 3H_2; \Delta H = +84,67 \text{ кДж}$$

Так как теплота образования равна теплоте разложения с обратным знаком, то $\Delta H_{C_2H_6(\text{г})}^{\text{обр}} = -84,67 \text{ кДж}$. К тому же результату придем, если для решения задачи применить вывод из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{х.р}} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{C_2H_6} - 3\frac{1}{2}\Delta H_{O_2}.$$

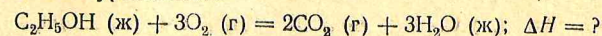
Учитывая, что теплоты образования простых веществ условно приняты равными нулю

$$\Delta H_{C_2H_6} = 2\Delta H_{CO_2} + 3\Delta H_{H_2O} - \Delta H_{\text{х.р}};$$

$$\Delta H_{C_2H_6} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 1559,87 = -84,67;$$

$$\Delta H_{C_2H_6}^{\text{обр}}(\text{г}) = -84,67 \text{ кДж}.$$

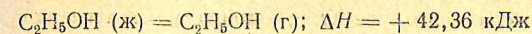
Пример 3. Реакция горения этилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект реакции, если известно, что молярная теплота парообразования $C_2H_5OH(\text{ж})$ равна +42,36 кДж и извест-

ны теплоты образования: $C_2H_5OH(\text{г}); CO_2(\text{г}); H_2O(\text{ж})$ (табл. 4).

Решение. Для определения ΔH реакции необходимо знать теплоту образования $C_2H_5OH(\text{ж})$. Последнюю находим из данных задачи:



$$+42,36 = -235,31 - \Delta H_{C_2H_5OH(\text{ж})}.$$

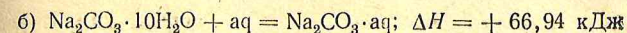
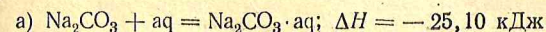
$$\Delta H_{C_2H_5OH(\text{ж})} = -235,31 - 42,36 = -277,67 \text{ кДж}$$

Вычисляем ΔH реакции, применяя следствия из закона Гесса:

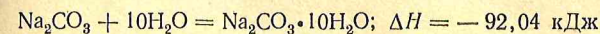
$$\Delta H_{\text{х.р}} = 2(-393,51) + 3(-285,84) + 277,67 = -1366,87 \text{ кДж}.$$

Пример 4. Растворение моля безводной соды Na_2CO_3 в достаточно большом количестве воды сопровождается выделением 25,10 кДж теплоты, тогда как при растворении кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ поглощается 66,94 кДж теплоты. Вычислите теплоту гидратации Na_2CO_3 (теплоту образования кристаллогидрата).

Решение. Составляем термохимические уравнения соответствующих реакций:



Вычитая уравнение (б) из уравнения (а) (см. пример 2), получаем ответ:



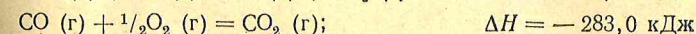
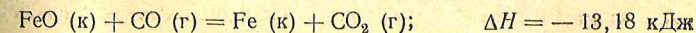
т. е. при образовании $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ выделяется 92,04 кДж теплоты.

Задание

81. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления 1 моль Fe_2O_3 металлическим алюминием. *Ответ:* -847,7 кДж.

82. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена $C_2H_4(\text{г})$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. *Ответ:* -45,76 кДж.

83. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: +27,99 кДж.

84. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод $CS_2(\text{г})$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. *Ответ:* +65,43 кДж.

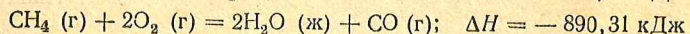
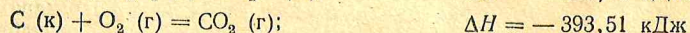
85. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO(\text{г})$

и водородом, в результате которой образуются CH_4 (г) и H_2O (г). Сколько теплоты выделится при этой реакции? *Ответ:* 206,16 кДж.

86. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод CS_2 (г) и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. *Ответ:* +230,43 кДж.

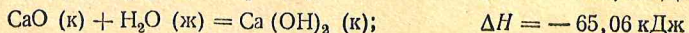
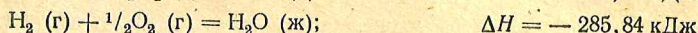
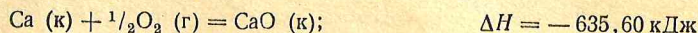
87. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия? *Ответ:* 78,97 кДж.

88. Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: -74,88 кДж.

(89) Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:



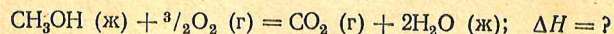
Ответ: -986,50 кДж.

90. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и диоксида углерода равен -3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования C_6H_6 (ж). *Ответ:* +49,03 кДж.

91. При взаимодействии трех молей оксида азота N_2O с аммиаком образуются азот и пары воды. Тепловой эффект реакции равен -877,76 кДж. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования N_2O (г). *Ответ:* +81,55 кДж.

92. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и оксид азота NO (г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект в расчете на 1 моль NH_3 (г). *Ответ:* -226,18 кДж.

93. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования CH_3OH (ж) равна +37,4 кДж. *Ответ:* -726,62 кДж.

94. Напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (ж), если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж теплоты. *Ответ:* -277,67 кДж.

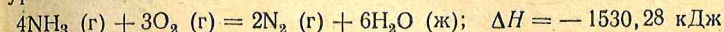
95. Реакция горения бензола выражается термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что мольная теплота парообразования бензола равна +33,9 кДж. *Ответ:* -3135,58 кДж.

96. Вычислите тепловой эффект и напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этана C_2H_6 (г), в результате которой образуются пары воды и диоксид углерода. Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м³ этана в пересчете на нормальные условия? *Ответ:* 63742,86 кДж.

97. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:



Вычислите теплоту образования NH_3 (г). *Ответ:* -46,19 кДж.

98. Теплота растворения безводного хлорида стронция SrCl_2 -47,70 кДж, а теплота растворения кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ +30,96 кДж. Вычислите теплоту гидратации SrCl_2 . *Ответ:* -78,66 кДж.

99. Теплоты растворения сульфата меди CuSO_4 и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны -66,11 кДж и +11,72 кДж. Вычислите теплоту гидратации CuSO_4 . *Ответ:* -77,83 кДж.

100. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из CaO (к) и H_2O (ж) выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция. *Ответ:* -635,6 кДж.

Химическое средство*

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

Реакция, идущая при данной температуре с выделением теплоты, при другой температуре идет в обратном направлении, т. е. с поглощением теплоты. Здесь проявляется диалектический закон единства и борьбы противоположностей. С одной стороны, система стремится к упорядочению (агрегации), к уменьшению 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.

Энтропия (S), так же как внутренняя энергия (U), энтальпия (H), объем V и др., является свойством вещества, пропорциональным его количеству. S , U , H , V обладают аддитивными свойствами, т. е. при соприкосновении систем 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

* При решении задач этого раздела см. табл. 4—6.

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 (ΔS) зависит только от начального (S_1) и конечного (S_2) состояния и не зависит от пути процесса

$$\Delta S_{\text{х.р}} = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0$$

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

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка $\approx T\Delta S$. Энтропия выражается в Дж/(моль·град). Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремления к упорядочению (H) и стремления к беспорядку (TS). При $p = \text{const}$ и $T = \text{const}$ общую движущую силу процесса, которую обозначают ΔG , 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. Итак, мерой химического сродства является убыль энергии Гиббса, или ΔG , которая зависит от природы вещества, его количества и от температуры. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому

$$\Delta G_{\text{х.р}} = \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{прод}} - \sum \Delta G_{\text{обр}}^{\text{исх}}$$

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала и, в частности, в сторону уменьшения ΔG . Если $\Delta G < 0$, процесс принципиально осуществим, если $\Delta G > 0$ — процесс самопроизвольно проходить не может. Чем меньше ΔG , 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 $\Delta H > 0$ (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 $\Delta G > 0$.

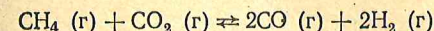
Т а б л и ц а 5. Стандартная энергия Гиббса образования ΔG_{298}^0 некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔG_{298}^0 кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔG_{298}^0 кДж/моль
BaCO ₃	к	-1138,8	FeO	к	-244,3
CaCO ₃	к	-1128,75	H ₂ O	ж	-237,19
Fe ₃ O ₄	к	-1014,2	H ₂ O	г	-228,59
BeCO ₃	к	-944,75	CO	г	-137,27
CaO	к	-604,2	CH ₄	г	-50,79
BeO	к	-581,61	NO ₂	г	+51,84
BaO	к	-528,4	NO	г	+86,69
CO ₂	г	-394,38	C ₂ H ₂	г	+209,20

Пример 1. В каком состоянии энтропия 1 моль 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 моль газа гораздо больше, чем объем 1 моль кристаллического вещества, и возможность хаотичного движения молекул газа больше. А так как энтропию можно рассматривать как количественную меру хаотичности атомно-молекулярной структуры вещества, то энтропия моля паров вещества больше энтропии моля его кристаллов при одинаковой температуре.

Пример 2. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе



Решение. Для ответа на вопрос следует вычислить ΔG_{298}^0 прямой реакции. Значения ΔG_{298}^0 соответствующих веществ даны в табл. 5. Зная, что ΔG есть функция состояния и что ΔG для простых веществ, находящихся в устойчивых при стандартных условиях агрегатных состояниях, равны нулю, находим ΔG_{298}^0 процесса:

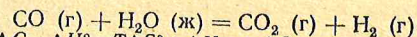
$$\Delta G_{298}^0 = 2(-137,27) + 2(0) - (-50,79 - 394,38) = +170,63 \text{ кДж.}$$

То, что $\Delta G_{298}^0 > 0$, указывает на невозможность самопроизвольного протекания прямой реакции при $T = 298 \text{ К}$ и равенстве давлений взятых газов $1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

Т а б л и ц а 6. Стандартные абсолютные энтропии S_{298}^0 некоторых веществ

Вещество	Состояние	S_{298}^0 Дж/(моль·град)	Вещество	Состояние	S_{298}^0 Дж/(моль·град)
C	Алмаз	2,44	NH ₃	г	192,50
C	Графит	5,69	CO	г	197,91
S	Ромб.	31,9	C ₂ H ₂	г	200,82
FeO	к	54,0	O ₂	г	205,03
H ₂ O	ж	69,94	H ₂ S	г	205,64
NH ₄ Cl	к	94,5	NO	г	210,20
CH ₃ OH	ж	126,8	CO ₂	г	213,65
H ₂	г	130,59	C ₂ H ₄	г	219,45
Fe ₃ O ₄	к	146,4	Cl ₂	г	222,95
CH ₄	г	186,19	NO ₂	г	240,46
HCl	г	186,68	PCl ₃	г	311,66
H ₂ O	г	188,72	PCl ₅	г	352,71
N ₂	г	191,49			

Пример 3. На основании стандартных теплот образования (см. табл. 4) и абсолютных стандартных энтропий веществ (табл. 6) вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению



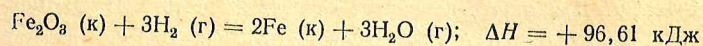
Решение. $\Delta G = \Delta H^0 - T\Delta S^0$; ΔH и ΔS — функции состояния, поэтому $\Delta H_{\text{х.р}}^0 = \sum \Delta H_{\text{прод}}^0 - \sum \Delta H_{\text{исх}}^0$; $\Delta S_{\text{х.р}}^0 = \sum S_{\text{прод}}^0 - \sum S_{\text{исх}}^0$.

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

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

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

Пример 4. Восстановление Fe_2O_3 водородом протекает по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S = 0,1387 \text{ кДж/(моль·град)}$? При какой температуре начнется восстановление Fe_2O_3 ?

Решение. Вычисляем ΔG^0 реакции $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 96,61 - 298 \times 0,1387 = +55,28 \text{ кДж}$. 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 $\Delta G = 0$:

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

Следовательно, при температуре $\approx 696,5 \text{ К}$ начнется реакция восстановления Fe_2O_3 . Иногда эту температуру называют температурой начала реакции.

Задания

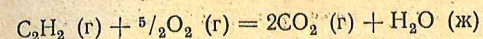
101. Теплоты образования ΔH_{298}^0 оксида (II) и оксида (IV) азота соответственно равны $+90,37 \text{ кДж}$ и $+33,85 \text{ кДж}$. Определите ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 для реакций получения NO и NO_2 из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?
Ответ: $+11,94 \text{ Дж/(моль·град)}$; $-60,315 \text{ Дж/(моль·град)}$; $+86,81 \text{ кДж}$; $+51,82 \text{ кДж}$.

102. При какой температуре наступит равновесие системы $4\text{HCl (г)} + \text{O}_2 \text{ (г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O (г)} + 2\text{Cl}_2 \text{ (г)}$; $\Delta H = -114,42 \text{ кДж}$? Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при каких температурах? **Ответ:** 891 К .

103. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению $\text{Fe}_3\text{O}_4 \text{ (к)} + \text{CO (г)} = 3\text{FeO (к)} + \text{CO}_2 \text{ (г)}$. Вычислите ΔG_{298}^0 и сде-

лайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS_{298}^0 в этом процессе? **Ответ:** $+24,19 \text{ кДж}$; $+31,34 \text{ Дж/(моль·град)}$.

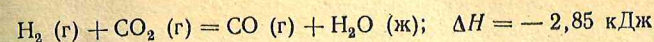
104. Реакция горения ацетилена идет по уравнению



Вычислите ΔG_{298}^0 и ΔS_{298}^0 . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции. **Ответ:** $-1235,15 \text{ кДж}$; $-216,15 \text{ Дж/(моль·град)}$.

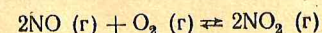
105. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходах: а) воды в пар; б) графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS_{298}^0 для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых и аллотропических превращениях. **Ответ:** а) $118,78 \text{ Дж/(моль·град)}$; б) $-3,25 \text{ Дж/(моль·град)}$.

106. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция



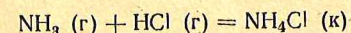
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG_{298}^0 этой реакции. **Ответ:** $+19,91 \text{ кДж}$.

107. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе



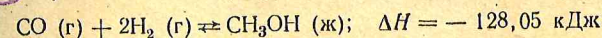
Ответ мотивируйте, вычислив ΔG_{298}^0 прямой реакции. **Ответ:** $-69,70 \text{ кДж}$.

108. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению



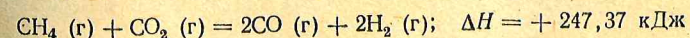
Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно? **Ответ:** $-92,08 \text{ кДж}$.

109. При какой температуре наступит равновесие системы



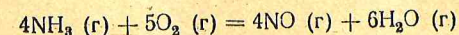
Ответ: $\approx 385,5 \text{ К}$.

110. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с диоксидом углерода протекает по уравнению



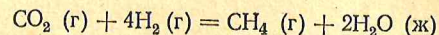
При какой температуре начнется эта реакция? **Ответ:** $\approx 961,9 \text{ К}$.

111. Определите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению



Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях? *Ответ:* —957,77 кДж.

112. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению

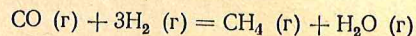


Возможна ли эта реакция при стандартных условиях? *Ответ:* —130,89 кДж.

113. Вычислите изменение энтропии в результате реакции образования аммиака из азота и водорода. При расчете можно исходить из S_{298}^0 соответствующих газов, так как ΔS с изменением температуры изменяется незначительно. Чем можно объяснить отрицательные значения ΔS ? *Ответ:* —198,26 кДж/(моль·град).

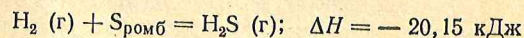
114. Какие из карбонатов: BeCO_3 , CaCO_3 или BaCO_3 — можно получить по реакции взаимодействия соответствующих оксидов с CO_2 ? Какая реакция идет наиболее энергично? Вывод сделайте, вычислив ΔG_{298}^0 реакций. *Ответ:* +31,24 кДж; —130,17 кДж; —216,02 кДж.

115. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях? *Ответ:* —142,16 кДж.

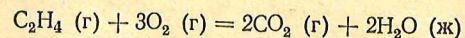
116. Образование сероводорода из простых веществ протекает по уравнению



Исходя из значений S_{298}^0 соответствующих веществ, определите ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 для этой реакции.

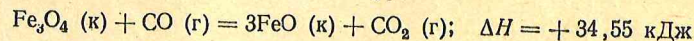
Ответ: +43,15 Дж/(моль·град); —33,01 кДж.

117. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению



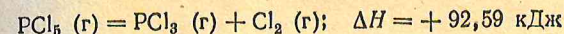
Возможна ли эта реакция при стандартных условиях? *Ответ:* —1331,21 кДж.

118. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению



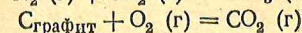
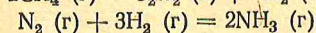
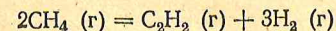
Ответ: 1102,4 К.

119. Вычислите, при какой температуре начнется диссоциация пентахлорида фосфора, протекающая по уравнению



Ответ: 509 К.

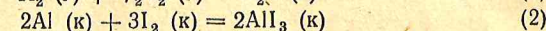
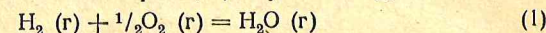
120. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям



Почему в этих реакциях $\Delta S_{298}^0 > 0$; < 0 ; ≈ 0 ? *Ответ:* 220,21 Дж/(моль·град); —198,26 Дж/(моль·град); 2,93 Дж/(моль·град).

Химическая кинетика и равновесие

Кинетика — учение о скорости различных процессов, в том числе 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, $(\Delta G_{298}^0)_{\text{H}_2\text{O}(\text{г})} = -228,59 \text{ кДж/моль}$, а $(\Delta G_{298}^0)_{\text{Al}_3(\text{к})} = -313,8 \text{ кДж/моль}$ и, следовательно, при $T = 298 \text{ К}$ и $p = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$ возможны реакции, идущие по уравнениям:



Однако эти реакции при стандартных условиях идут только в присутствии катализатора (платины для первой и воды для второй). Катализатор как бы снимает кинетический «тормоз», и тогда проявляется термодинамическая природа вещества. 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:

$$v'_{\text{пр}} = K(3a)^2(3b) = 27Ka^2b; v'_{\text{обр}} = K_1(3c)^2 = 9K_1c^2.$$

Отсюда

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = \frac{27Ka^2b}{Ka^2b} = 27; \frac{v'_{\text{обр}}}{v_{\text{обр}}} = \frac{9K_1c^2}{K_1c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной — только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2.

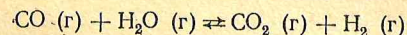
Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}};$$

$$v_{T_2} = v_{T_1} \cdot 2^{\frac{70 - 30}{10}} = v_{T_1} \cdot 2^4 = 16v_{T_1}$$

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

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы



при 850°C равна 1. Вычислите 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:

$$v_{\text{пр}} = K_1 [\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]; \quad v_{\text{обр}} = K_2 [\text{CO}_2] [\text{H}_2];$$

$$K_{\text{равн}} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{CO}_2] [\text{H}_2]}{[\text{CO}] [\text{H}_2\text{O}]}$$

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 $[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = x$ моль/л. Согласно уравнению системы число молей образовавшегося водорода при этом будет также x моль/л. По столько же молей (x моль/л) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ

$$[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = [\text{H}_2]_{\text{равн}} = x \text{ моль/л}; \quad [\text{CO}]_{\text{равн}} = (3 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{равн}} = (2 - x) \text{ моль/л}.$$

Зная константу равновесия, находим значение x , а затем и исходные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3 - x)(2 - x)};$$

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

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

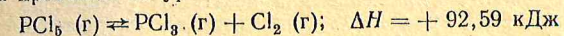
$$[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = 1,2 \text{ моль/л};$$

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

$$[\text{CO}]_{\text{равн}} = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{равн}} = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л}.$$

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 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 PCl_5 эндотермическая ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение 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 PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Задание

121. Окисление серы и ее диоксида протекает по уравнениям: а) $\text{S}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г})$; б) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$. Как изменятся скорости этих реакций, если объемы каждой из систем уменьшить в четыре раза?

122. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$. Как изменится скорость прямой реакции — образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в три раза?

123. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были: $[\text{N}_2] = 0,049$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ в момент, когда $[\text{NO}] = 0,005$ моль/л. **Ответ:** $[\text{N}_2] = 0,0465$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,0075$ моль/л.

124. Реакция идет по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$. Концентрации участвующих в ней веществ были: $[\text{N}_2] = 0,80$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1,5$ моль/л; $[\text{NH}_3] = 0,10$ моль/л. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда $[\text{N}_2] = 0,5$ моль/л. **Ответ:** $[\text{NH}_3] = 0,7$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,60$ моль/л.

125. Реакция идет по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. Константа скорости этой реакции при 508°C равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ: $[\text{H}_2] = 0,04$ моль/л; $[\text{I}_2] = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда $[\text{H}_2] = 0,03$ моль/л. **Ответ:** $3,2 \cdot 10^{-4}$; $1,92 \cdot 10^{-4}$.

126. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°C. Температурный коэффициент скорости реакции 3.

127. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 60°, если температурный коэффициент скорости данной реакции 2?

128. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30°, если температурный коэффициент скорости данной реакции 3?

129. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. Как изменится скорость прямой реакции — образования SO_3 , если увеличить концентрацию SO_2 в три раза?

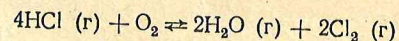
130. Напишите выражения для константы равновесия гомогенной системы $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + 2\text{H}_2$. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Реакция образования водорода эндотермическая.

131. Реакция идет по уравнению $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Концентрации исходных веществ: $[\text{NO}] = 0,03$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,05$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до 0,10 моль/л и концентрацию NO до 0,06 моль/л?

132. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$. Как изменится скорость прямой реакции — образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в четыре раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

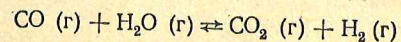
133. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{C} + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции — образования водных паров?

134. Равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,14$ моль/л; $[\text{HCl}] = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода. Ответ: $[\text{HCl}]_{\text{исх}} = 0,48$ моль/л; $[\text{O}_2]_{\text{исх}} = 0,39$ моль/л.

135. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы



если равновесные концентрации реагирующих веществ: $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = 0,016$ моль/л; $[\text{H}_2] = 0,016$ моль/л. Ответ: $K = 1$.

136. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO} (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г}) \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2 (\text{г})$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $[\text{CO}] = 0,10$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,40$ моль/л. Ответ: $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,08$ моль/л; $[\text{CO}] = 0,02$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,32$ моль/л.

137. Константа равновесия гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при температуре 400°C равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите

равновесную и исходную концентрацию азота. Ответ: 8 моль/л; 8,04 моль/л.

138. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}] = 0,2$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 . Ответ: $K = 2,5$; $[\text{NO}] = 0,3$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,15$ моль/л.

139. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ и не смещается равновесие системы $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$? Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.

140. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO. Ответ: 0,416.

Способы выражения концентрации раствора

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащееся в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя.

Пример 1. Вычислите: а) процентную ($C\%$); б) молярную (C_M); в) нормальную (C_N); г) моляльную (C_m) концентрации раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см³ воды, если плотность его 1,031 г/см³. Чему равен титр (T) этого раствора?

Решение: а) массовая процентная концентрация показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единиц массы) раствора. Так как массу 282 см³ воды можно принять равной 282 г, то масса полученного раствора $18 + 282 = 300$ г и, следовательно:

$$\frac{300 - 18}{100 - C\%} = \frac{100 \cdot 18}{300} = 6(\%);$$

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

$$\frac{300 - 18}{1031 - x} = \frac{1031 \cdot 18}{300} = 61,86.$$

Молярность раствора получим делением числа граммов H_3PO_4 в 1 л раствора на молярную массу H_3PO_4 (97,99 г/моль)

$$C_M = 61,86 / 97,99 = 0,63 \text{ М};$$

в) нормальная концентрация, или нормальность, показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Так как эквивалентная масса $\text{H}_3\text{PO}_4 = M/3 = 97,99/3 = 32,66$ г/моль, то

$$C_N = 61,86 / 32,66 = 1,89 \text{ н.};$$

г) мольно-массовая концентрация, или моляльность, показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя. Массу H_3PO_4 в 1000 г растворителя находим из соотношения:

$$\frac{282 - 18}{1000 - x} = \frac{1000 \cdot 18}{282} = 68,83.$$

Отсюда $C_m = 68,83/97 = 0,65$ м.

Титром раствора называется количество граммов растворенного вещества в 1 см³ (мл) раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то

$$T = 61,86/1000 = 0,06186 \text{ г/см}^3.$$

Зная нормальность раствора и эквивалентную массу ($m_{\text{э}}$) растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = C_n \cdot m_{\text{э}}/1000.$$

Пример 2. На нейтрализацию 50 см³ раствора кислоты израсходовано 25 см³ 0,5 н. раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

Решение. Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных количествах, то растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям, т. е.

$$V_1/V_2 = C_{n,2}/C_{n,1}, \text{ или } V_1 C_{n,1} = V_2 C_{n,2},$$

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

Пример 3. К 1 л 10%-ного раствора КОН (пл. 1,092 г/см³) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора КОН (пл. 1,045 г/см³). Объем смеси довели до 2 л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

Решение. Масса одного литра 10%-ного раствора КОН 1092 г. В этом растворе содержится

$$1092 \cdot 10/100 = 109,2 \text{ г КОН.}$$

Масса 0,5 л 5%-ного раствора $1045 \cdot 0,5 = 522,5$ г. В этом растворе содержится

$$522,5 \cdot 5/100 = 26,125 \text{ г КОН.}$$

В общем объеме полученного раствора (2 л) масса КОН составляет $109,2 + 26,125 = 135,325$ г. Отсюда молярность этого раствора $C_m = 135,325/2 \cdot 56,1 = 1,2$ М, где 56,1 г/моль — молярная масса КОН.

Пример 4. Какой объем 96%-ной кислоты, плотность которой 1,84 г/см³, потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора?

Решение. Эквивалентная масса $H_2SO_4 = M/2 = 98,08/2 = 49,04$ г/моль. Для приготовления 3 л 0,4 н. раствора требуется $49,04 \cdot 0,4 \cdot 3 = 58,848$ г H_2SO_4 . Масса 1 см³ 96%-ной кислоты 1,84 г. В этом растворе содержится

$$1,84 \cdot 96/100 = 1,766 \text{ г } H_2SO_4.$$

Следовательно, для приготовления 3 л 0,4 н. раствора надо взять $58,848 : 1,766 = 33,32$ см³ этой кислоты.

Задание

141. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации 20%-ного раствора хлорида кальция, плотность которого 1,178 г/см³. Ответ: 2,1 М; 4,2 н.

142. Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH, плотность которого 1,328 г/см³? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 9,96 н.; 6,3%.

143. К 3 л 10%-ного раствора HNO_3 , плотность которого 1,054 г/см³, прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите процентную и молярную концентрации полученного раствора, если считать, что его объем равен 8 л. Ответ: 5,0%; 0,82 М.

144. Вычислите эквивалентную и молярную концентрации 20,8%-ного раствора HNO_3 , плотность которого 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора? Ответ: 3,70 н.; 4,17 м; 931,8 г.

145. Вычислите молярную, эквивалентную и молярную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого 1,149 г/см³. Ответ: 1,38 М; 4,14 н.; 1,43 м.

146. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3 н. раствора H_2SO_4 прибавить 125 см³ 0,2 н. раствора КОН? Ответ: 0,14 г КОН.

147. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора $AgNO_3$, потребовалось 50 см³ 0,2 н. раствора HCl. Чему равна нормальность раствора $AgNO_3$? Сколько граммов AgCl выпало в осадок? Ответ: 0,1 н.; 1,433 г.

148. Какой объем 20,01%-ного раствора HCl (плотность 1,100 г/см³) требуется для приготовления 1 л 10,17%-ного раствора (плотность 1,050 г/см³)? Ответ: 485,38 см³.

149. Смешали 10 см³ 10%-ного раствора HNO_3 (пл. 1,056 г/см³) и 100 см³ 30%-ного раствора HNO_3 (пл. 1,184 г/см³). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 28,38%.

150. Какой объем 50%-ного раствора КОН (пл. 1,538 г/см³) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора (пл. 1,048 г/см³)? Ответ: 245,5 см³.

151. Какой объем 10%-ного раствора карбоната натрия (пл. 1,105 г/см³) требуется для приготовления 5 л 2%-ного раствора (пл. 1,02 г/см³)? Ответ: 923,1 см³.

152. На нейтрализацию 31 см³ 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 см³ раствора H_2SO_4 . Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4 ? Ответ: 0,023 н.; $1,127 \cdot 10^{-3}$ г/см³.

153. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г NaOH в 40 см³? Ответ: 26,6 см³.

154. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г КОН, требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты. Ответ: 0,53 н.

155. Сколько граммов HNO_3 содержалось в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н. раствора NaOH ? Чему равен титр раствора NaOH ? *Ответ:* 0,882 г, 0,016 г/см³.

156. Сколько граммов NaNO_3 нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор? *Ответ:* 100 г.

157. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40%-ного раствора NaCl . Чему равна процентная концентрация полученного раствора? *Ответ:* 32,5%.

158. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация раствора после смешения? *Ответ:* 45,72%.

159. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна концентрация оставшегося раствора? *Ответ:* 84%.

160. Из 10 кг 20%-ного раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора? *Ответ:* 16,7%.

Свойства растворов

Пример 1. Вычислите температуры кристаллизации и кипения 2%-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Решение. По закону Рауля понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора (Δt) по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражается уравнением

$$\Delta t = K \frac{m \cdot 1000}{Mm_1}, \quad (1)$$

где K — криоскопическая или эбуллиоскопическая константы. Для воды они соответственно равны 1,86 и 0,52 град; m и M — соответственно масса растворенного вещества и его молярная масса; m_1 — масса растворителя.

Понижение температуры кристаллизации 2%-ного раствора

$$\Delta t = 1,86 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,21 \text{ град.}$$

Вода кристаллизуется при 0°C, следовательно, температура кристаллизации раствора 0—0,21=—0,21°C.

Из формулы (1) повышение температуры кипения 2%-ного раствора $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

$$\Delta t = 0,52 \frac{2 \cdot 1000}{180 \cdot 98} = 0,06 \text{ град.}$$

Вода кипит при 100°C, следовательно, температура кипения этого раствора 100+0,06=100,06°C.

Пример 2. Раствор, содержащий 1,22 г бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ в 100 г сероуглерода, кипит при 46,529°C. Температура кипения сероуглерода 46,3°C. Вычислите эбуллиоскопическую константу сероуглерода.

Решение. Повышение температуры кипения $\Delta t = 46,529 - 46,3 = 0,229$ град. Молярная масса бензойной кислоты 122 г/моль. Из формулы (1) находим эбуллиоскопическую константу:

$$K = \frac{\Delta t M m_1}{m \cdot 1000} = \frac{0,229 \cdot 122 \cdot 100}{1,22 \cdot 1000} = 2,29 \text{ град.}$$

Пример 3. Раствор, содержащий 11,04 г глицерина в 800 г воды, кристаллизуется при —0,279°C. Вычислите молярную массу глицерина.

Решение. Температура кристаллизации чистой воды 0°C, следовательно, понижение температуры кристаллизации $\Delta t = 0 - (-0,279) = 0,279^\circ$. Масса глицерина m (г), приходящаяся на 1000 г воды,

$$m = \frac{11,04 \cdot 1000}{800} = 13,8.$$

Подставляя в уравнение

$$M = K \frac{m}{\Delta t} \quad (2)$$

данные, вычисляем молярную массу глицерина:

$$M = \frac{1,86 \cdot 13,8}{0,279} = 92 \text{ г/моль.}$$

Пример 4. Вычислите процентную концентрацию водного раствора мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, зная, что температура кристаллизации этого раствора равна —0,465°C.

Решение. Температура кристаллизации чистой воды 0°C, следовательно, $\Delta t = 0 - (-0,465) = 0,465^\circ$. Зная, что молярная масса мочевины 60 г/моль, находим массу m (г) растворенного вещества, приходящуюся на 1000 г воды, из формулы (2):

$$m = \frac{\Delta t M}{K} = \frac{0,465 \cdot 60}{1,86} = 15.$$

Общая масса раствора, содержащего 15 г мочевины, составляет 1000+15=1015 г. Процентное содержание мочевины в данном растворе находим из соотношения

$$\begin{array}{lcl} \text{в } 1015 \text{ г раствора} & \text{— } 15 \text{ г вещества} & \\ \text{» } 100 \text{ »} & \text{» } \text{— } x \text{ »} & \end{array} \quad x = 1,48\%.$$

Задание

161. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,296°C. Температура кристаллизации бензола 5,5°C. Криоскопическая константа 5,1 град. Вычислите молярную массу растворенного вещества. *Ответ:* 128 г/моль.

162. Вычислите процентную концентрацию водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная температуру кристаллизации раствора

($-0,93^{\circ}\text{C}$). Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* $14,6\%$.

163. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды $1,86$ град.

164. Раствор, содержащий $3,04$ г камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола, кипит при $80,714^{\circ}\text{C}$. Температура кипения бензола $80,2^{\circ}\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.

165. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, зная, что этот раствор кипит при $100,39^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$ град. *Ответ:* $6,45\%$.

166. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий $2,25$ г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при $-0,279^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* 60 г/моль.

167. Вычислите температуру кипения 5% -ного раствора нафталина C_{10}H_8 в бензоле. Температура кипения бензола $80,2^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа его $2,57$ град. *Ответ:* $81,25^{\circ}\text{C}$.

168. Раствор, содержащий $25,65$ г некоторого неэлектролита в 300 г воды, кристаллизуется при $-0,465^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* 342 г/моль.

169. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий $3,56$ г антрацена $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при $15,718^{\circ}\text{C}$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,65^{\circ}\text{C}$.

170. Равные массовые количества камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ и нафталина C_{10}H_8 растворены в одинаковых количествах бензола. Какой из растворов кипит при более высокой температуре?

171. Температура кристаллизации раствора, содержащего $66,3$ г некоторого неэлектролита в 500 г воды, равна $-0,558^{\circ}\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* 442 г/моль.

172. Сколько граммов анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ следует растворить в 50 г этилового эфира, чтобы температура кипения раствора была выше температуры кипения этилового эфира на $0,53^{\circ}$. Эбуллиоскопическая константа этилового эфира $2,12$ град. *Ответ:* $1,16$ г.

173. Вычислите температуру кристаллизации 2% -ного раствора этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, зная, что криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* $-0,82^{\circ}\text{C}$.

174. Сколько граммов мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ следует растворить в 75 г воды, чтобы температура кристаллизации понизилась на $0,465^{\circ}\text{C}$? Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* $1,12$ г.

175. Вычислите процентную концентрацию водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, зная, что этот раствор кипит при $100,26^{\circ}\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$ град. *Ответ:* $8,25\%$.

176. Сколько граммов фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 125 г бензола, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на $1,7^{\circ}$? Криоскопическая константа бензола $5,1$ град. *Ответ:* $3,91$ г.

177. Сколько граммов мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ следует растворить в 250 г воды, чтобы температура кипения повысилась на $0,26^{\circ}$? Эбуллиоскопическая константа воды $0,52$ град. *Ответ:* $7,5$ г.

178. При растворении $2,3$ г некоторого неэлектролита в 125 г

воды температура кристаллизации понижается на $0,372^{\circ}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* 92 г/моль.

179. Вычислите температуру кипения 15% -ного водного раствора пропилового спирта $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, зная, что эбуллиоскопическая константа воды $0,52$ град. *Ответ:* $101,52^{\circ}\text{C}$.

180. Вычислите процентную концентрацию водного раствора метанола CH_3OH , температура кристаллизации которого $-2,79^{\circ}\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86$ град. *Ответ:* $4,58\%$.

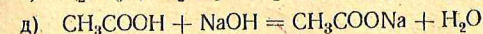
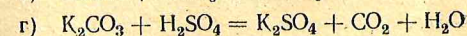
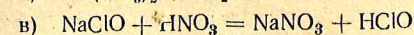
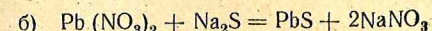
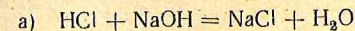
Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена *

Ионно-молекулярные, или просто ионные, уравнения реакции обмена отражают состояние электролита в растворе. Сильные растворимые электролиты, как полностью диссоциированные, записывают в виде ионов, слабые электролиты, малорастворимые и газообразные вещества записывают в молекулярной форме.

В ионно-молекулярном уравнении одинаковые ионы из обеих частей равенства 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.

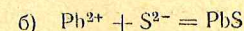
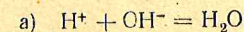
Пример 1. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия между водными растворами следующих веществ: а) HCl и NaOH ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2S ; в) NaClO и HNO_3 ; г) K_2CO_3 и H_2SO_4 ; д) CH_3COOH и NaOH .

Решение. Запишем уравнения взаимодействия указанных веществ в молекулярном виде:



Отметим, что взаимодействие этих веществ возможно, ибо в результате происходит связывание ионов с образованием слабых электролитов (H_2O , HClO), осадка (PbS), газа (CO_2).

В реакции (д) два слабых электролита, 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^+ и Cl^- ; б) Na^+ и NO_3^- ; в) Na^+ и NO_3^- ; г) K^+ и SO_4^{2-} ; д) Na^+ , получим ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций:



* При решении задач этого раздела см. табл. 8—9 приложения.

- в) $\text{ClO}^- + \text{H}^+ = \text{HClO}$
 г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 д) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$

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

- а) $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{PbCrO}_4$
 в) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\text{ZnOH}^+ + \text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$

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 сильных электролитов. Например:

- а) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4 + 2\text{KNO}_3$
 в) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 г) $\text{ZnOHCl} + \text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Задание

181. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) NaHCO_3 и NaOH ; б) K_2SiO_3 и HCl ; в) BaCl_2 и Na_2SO_4 .

182. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) K_2S и HCl ; б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и KOH .

183. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $\text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{MgCO}_3$
 б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

184. Какое из веществ: $\text{Al}(\text{OH})_3$; H_2SO_4 ; $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — будет взаимодействовать с гидроксидом калия? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

185. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) KHCO_3 и H_2SO_4 ; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH ; в) CaCl_2 и AgNO_3 .

186. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CuSO_4 и H_2S ; б) BaCO_3 и HNO_3 ; в) FeCl_3 и KOH .

187. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$
 б) $\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{SiO}_3$

188. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и HCl ; б) BeSO_4 и KOH ; в) NH_4Cl и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

189. Какое из веществ KHCO_3 , CH_3COOH , NiSO_4 , Na_2S будет взаимодействовать с раствором серной кислоты? Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

190. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и NaI ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и KI ; в) CdSO_4 и Na_2S .

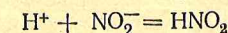
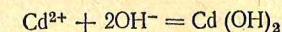
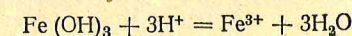
191. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 б) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- = \text{PbI}_2$

192. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$ и NaOH ; б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ; в) ZnOHNO_3 и HNO_3 .

193. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) Na_3PO_4 и CaCl_2 ; б) K_2CO_3 и BaCl_2 ; в) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и KOH .

194. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



195. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) CdS и HCl ; б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и NaOH ; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и CoCl_2 .

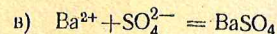
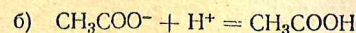
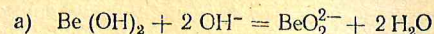
196. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:

- а) $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{ZnS} + 2\text{H}^+$
 я) $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 в) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}$

197. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) H_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) FeCl_3 и NH_4OH ; в) CH_3COONa и HCl .

198. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: а) FeCl_3 и KOH ; б) NiSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; в) MgCO_3 и HNO_3 .

199. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



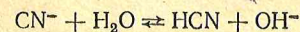
200. Какое из веществ: NaCl , NiSO_4 , $\text{Be}(\text{OH})_2$, KHCO_3 — будет взаимодействовать с раствором гидроксида натрия. Выразите эти реакции молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

Гидролиз солей

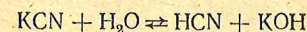
Химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих продуктов (молекул слабых кислот или оснований, анионов кислых или катионов основных солей) и сопровождающееся изменением pH среды, называется *гидролизом*.

Пример 1. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: а) KCN , б) Na_2CO_3 , в) ZnSO_4 . Определить реакцию среды растворов этих солей.

Решение. а) Цианид калия KCN — соль слабой одноосновной кислоты (см. табл. 8) HCN и сильного основания KOH . При растворении в воде молекулы KCN полностью диссоциируют на катионы K^+ и анионы CN^- . Катионы K^+ не могут связывать ионы OH^- воды, так как KOH сильный электролит. Анионы же CN^- связывают ионы H^+ воды, образуя молекулы слабого электролита HCN . Соль гидролизуеться, как говорят, по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



или в молекулярной форме



В результате гидролиза в растворе появляется некоторый избыток ионов OH^- , поэтому раствор KCN имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

б) Карбонат натрия Na_2CO_3 — соль слабой многоосновной кислоты и сильного основания. В этом случае анионы соли CO_3^{2-} , связывая водородные ионы воды, образуют анионы кислой соли HCO_3^- , а не молекулы H_2CO_3 , так как ионы HCO_3^- диссоциируют

гораздо труднее, чем молекулы H_2CO_3 . В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по аниону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза

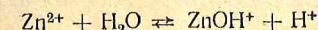


или в молекулярной форме

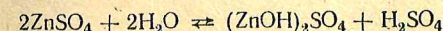


В растворе появляется избыток ионов OH^- , поэтому раствор Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

в) Сульфат цинка ZnSO_4 — соль слабого многокислотного основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислоты H_2SO_4 . В этом случае катионы Zn^{2+} связывают гидроксильные ионы воды, образуя катионы основной соли ZnOH^+ . Образования молекул $\text{Zn}(\text{OH})_2$ не происходит, так как ионы ZnOH^+ диссоциируют гораздо труднее, чем молекулы $\text{Zn}(\text{OH})_2$. В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Соль гидролизуеться по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



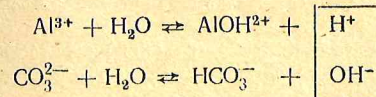
или в молекулярной форме



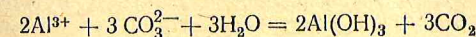
В растворе появляется избыток ионов водорода, поэтому раствор ZnSO_4 имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

Пример 2. Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение реакции.

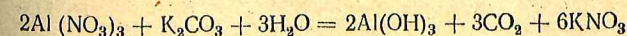
Решение. Соль $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ гидролизуеться по катиону, а K_2CO_3 по аниону:



Если растворы солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, ибо ионы H^+ и OH^- образуют молекулу слабого электролита H_2O . 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:



Задание

201. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $CrCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца.
202. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы солей $MnCl_2$, Na_2CO_3 , $Ni(NO_3)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
203. Какие из солей $Al_2(SO_4)_3$, K_2S , $Pb(NO_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
204. При смешивании растворов $FeCl_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.
205. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей CH_3COOK , $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
206. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы солей Li_2S , $AlCl_3$, $NiSO_4$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
207. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей $Pb(NO_3)_2$, Na_2CO_3 , $CoCl_2$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
208. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию.
209. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы солей Na_3PO_4 , K_2S , $CuSO_4$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
210. Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей $CuCl_2$, $CaCO_3$, $ZnCl_2$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
211. Какие из солей $RbCl$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Ni(NO_3)_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
212. При смешивании растворов $CuSO_4$ и K_2CO_3 выпадает осадок основной соли $(CuOH)_2CO_3$ и выделяется CO_2 . Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения происходящего гидролиза.
213. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей K_2S , $CaCO_3$, $NiCl_2$, $Pb(CH_3COO)_2$. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы этих солей?
214. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения происходящего совместного гидролиза.
215. Какие из солей $NaBr$, Na_2S , K_2CO_3 , $CoCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
216. Какие из солей KNO_3 , $CrCl_3$, $Cu(NO_3)_2$, $NaCN$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
217. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения совместного гидролиза, происходящего при смешивании растворов $Cr(NO_3)_3$ и Na_2S ? Каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца.
218. Какое значение pH (>7 <) имеют растворы следующих солей: K_3PO_4 , $Pb(NO_3)_2$, Na_2S ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
219. Какие из солей K_2CO_3 , $FeCl_3$, K_2SO_4 , $ZnCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
220. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

КОНТРОЛЬНОЕ ЗАДАНИЕ 2

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называются реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Под степенью окисления (n) понимают тот условный заряд атома, который вычисляется, исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. 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, образуются ли 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:

$N^{5+}(HNO_3)$	$S^{6+}(H_2SO_4)$	проявляют только окислительные свойства;
$N^4(NO_2)$	$S^{4+}(SO_2)$	
$N^{3+}(HNO_2)$		проявляют окислительные и восстановительные свойства;
$N_2^{2+}(NO)$	$S^{2+}(SO)$	
$N^{1+}(N_2O)$		
$N^0(N_2)$	$S^0(S_2; S_8)$	
$N^{-(NH_2OH)}$	$S^{-1}(H_2S_2)$	
$N^{2-}(N_2H_4)$		
$N^{3-}(NH_3)$	$S^{2-}(H_2S)$	проявляют только восстановительные свойства

При окислительно-восстановительных реакциях валентность атомов может и не меняться. Например, в окислительно-восстановительной реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$ 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 тот или иной знак.

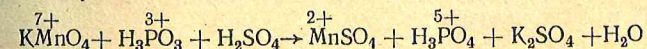
Пример 1. Исходя из степени окисления (n) азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , MnO_2 , $KMnO_4$, определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение. Степень окисления $n(N)$ в указанных соединениях соответственно равна: -3 (низшая), $+3$ (промежуточная), $+5$ (высшая); $n(S)$ соответственно равна: -2 (низшая), $+4$ (промежуточная), $+6$ (высшая); $n(Mn)$ соответственно равна: $+4$ (промежуточная), $+7$ (высшая). Отсюда: NH_3 , H_2S — только восстановители; HNO_3 , H_2SO_4 , $KMnO_4$ — только окислители; HNO_2 , H_2SO_3 , MnO_2 — окислители и восстановители.

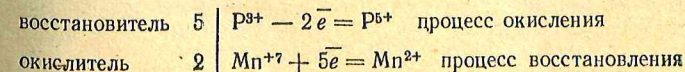
Пример 2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) H_2S и HI ; б) H_2S и H_2SO_3 ; в) H_2SO_3 и $HClO_4$?

Решение. а) Определяем степень окисления: $n(S)$ в $H_2S = -2$, $n(I)$ в $HI = -1$. Так как и сера и йод имеют свою низшую степень окисления, то оба взятых вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) $n(S)$ в $H_2S = -2$ (низшая); $n(S)$ в $H_2SO_3 = +4$ (промежуточная). Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем H_2SO_3 будет окислителем; в) $n(S)$ в $H_2SO_3 = +4$ (промежуточная); $n(Cl)$ в $HClO_4 = +7$ (высшая). Взятые вещества могут взаимодействовать. H_2SO_3 в этом случае будет проявлять уже восстановительные свойства.

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

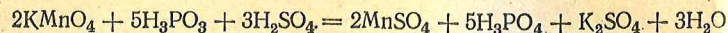


Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты их взаимодействия, то написание уравнения реакции сводится, как правило, к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют свою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



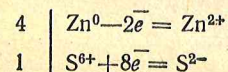
Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которое присоединяет окислитель.

Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов 10. 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. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции будет иметь вид

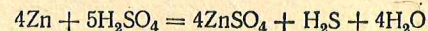


Пример 4. Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

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 VIA группы равна -2. Цинк как металл IIB группы имеет постоянную степень окисления +2. Отражаем сказанное в электронных уравнениях:



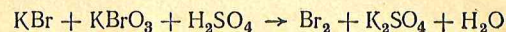
Составляем уравнение реакции:



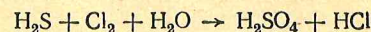
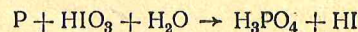
Перед H_2SO_4 стоит коэффициент 5, а не 1, ибо четыре молекулы H_2SO_4 идут на связывание четырех ионов Zn^{2+} .

Задание

221. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , HClO_3 , HClO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

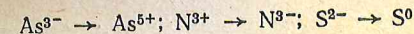


222. Реакции выражаются схемами:

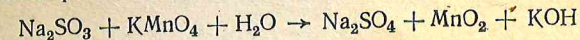


Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое — восстановителем; какое вещество окисляется, какое — восстанавливается.

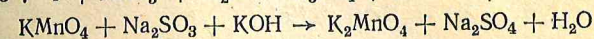
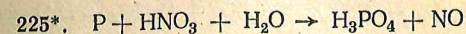
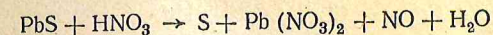
223. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс — окисление или восстановление — происходит при следующих превращениях:



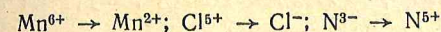
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



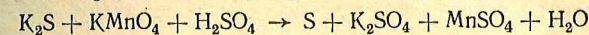
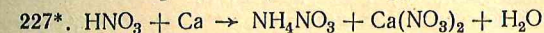
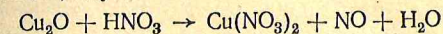
224. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_4 , H_3PO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



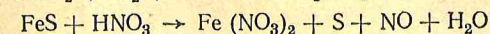
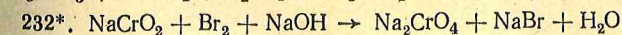
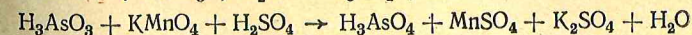
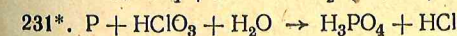
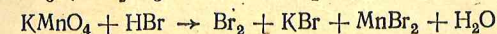
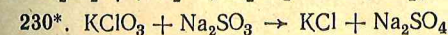
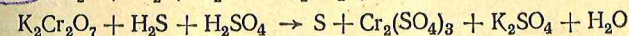
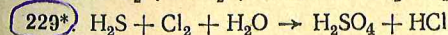
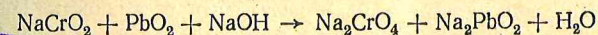
226. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс — окисление или восстановление — происходит при следующих превращениях:



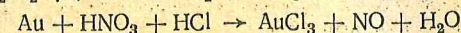
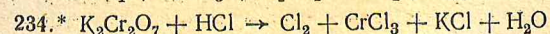
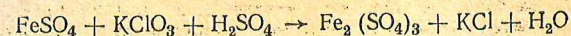
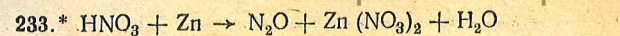
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



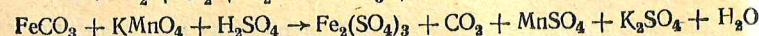
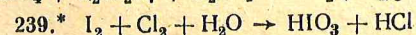
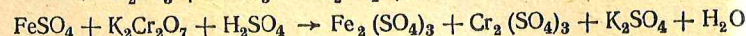
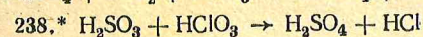
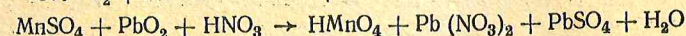
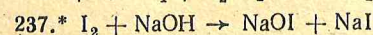
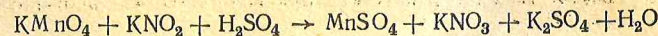
228. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KI и H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



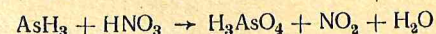
* См. условие задачи 222.



235. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) NH_3 и KMnO_4 ; б) HNO_2 и HI ; в) HCl и H_2Se ? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме

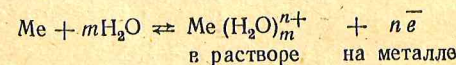


240. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr ; б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и H_3PO_3 ; в) HNO_3 и H_2S ? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме



Электродные потенциалы и электродвижущие силы **

Если металлическую пластинку опустить в воду, то расположенные на ее поверхности катионы металла будут гидратироваться полярными молекулами воды и переходить в жидкость. При этом электроны, в избытке остающиеся в металле, заряжают его поверхностный слой отрицательно. Возникает электростатическое притяжение 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 —

* См. условие задачи 222.

** При решении задач этого раздела см. табл. 7.

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, называемых стандартными электродными потенциалами (E^0).

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°C условно принимается равным нулю ($E^0=0$; $\Delta G^0=0$).

Располагая металлы в ряд по мере возрастания их стандартных электродных потенциалов (E^0), 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 E^0 , 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 э.д.с. элемента имеет положительное значение. В этом случае $\Delta G^0 < 0$, так как $\Delta G^0 = -nFE^0$.

Таблица 7. Стандартные электродные потенциалы E^0 некоторых металлов (ряд напряжений)

Электрод	E^0 , В	Электрод	E^0 , В
Li^+/Li	-3,045	Cd^{2+}/Cd	-0,403
Rb^+/Rb	-2,925	Co^{2+}/Co	-0,277
K^+/K	-2,924	Ni^{2+}/Ni	-0,25
Cs^+/Cs	-2,923	Sn^{2+}/Sn	-0,136
Ba^{2+}/Ba	-2,90	Pb^{2+}/Pb	-0,127
Ca^{2+}/Ca	-2,87	Fe^{3+}/Fe	-0,037
Na^+/Na	-2,714	$2\text{H}^+/\text{H}_2$	-0,000
Mg^{2+}/Mg	-2,37	Sb^{3+}/Sb	+0,20
Al^{3+}/Al	-1,70	Bi^{3+}/Bi	+0,215
Ti^{2+}/Ti	-1,603	Cu^{2+}/Cu	+0,34
Zr^{4+}/Zr	-1,58	Cu^+/Cu	+0,52
Mn^{2+}/Mn	-1,18	$\text{Hg}_2^{2+}/2\text{Hg}$	+0,79
V^{2+}/V	-1,18	Ag^+/Ag	+0,80
Cr^{2+}/Cr	-0,913	Hg^{2+}/Hg	+0,85
Zn^{2+}/Zn	-0,763	Pb^{2+}/Pt	+1,19
Cr^{3+}/Cr	-0,74	Au^{3+}/Au	+1,50
Fe^{2+}/Fe	-0,44	Au^+/Au	+1,70

Пример 1. Стандартный электродный потенциал никеля больше, чем кобальта (табл. 7). Изменится ли это соотношение, если измерить потенциал никеля в растворе его ионов с концентрацией 0,001 моль/л, а кобальта — 0,1 моль/л?

Решение. Электродный потенциал металла (E) зависит от концентрации его ионов в растворе. Эта зависимость выражается уравнением Нернста:

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

где E^0 — стандартный электродный потенциал; n — число электронов, принимающих участие в процессе; C — концентрация (при точных вычислениях — активность) гидратированных ионов металла в растворе моль/л. E^0 для никеля и кобальта соответственно равны $-0,25$ и $-0,277$ В. Определим электродные потенциалы этих металлов при данных в условии концентрациях:

$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-3} = -0,337 \text{ В},$$

$$E_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,277 + \frac{0,058}{2} \lg 10^{-1} = -0,306 \text{ В}.$$

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):

$$-2,41 = -2,37 + \frac{0,058}{2} \lg C,$$

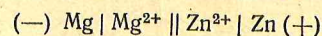
$$-0,04 = 0,029 \lg C,$$

$$\lg C = -\frac{0,04}{0,029} = -1,3793 = \bar{2},6207,$$

$$C_{\text{Mg}^{2+}} = 4,17 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}.$$

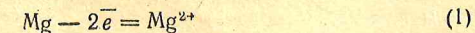
Пример 3. Составьте схему гальванического элемента, в котором электродами являются магниевая и цинковая пластинки, опущенные в растворы их ионов с активной концентрацией 1 моль/л. Какой металл является анодом, какой катодом? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей в этом гальваническом элементе, и вычислите его э.д.с.

Решение. Схема данного гальванического элемента



Вертикальная черта обозначает поверхность раздела между металлом и раствором, а две черты — границу раздела двух жидких

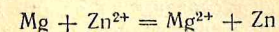
фаз — пористую перегородку (или соединительную трубку, заполненную раствором электролита). Магний имеет меньший потенциал ($-2,37$ В) и является анодом, на котором протекает окислительный процесс:



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 электродвижущей силы — э.д.с. гальванического элемента из потенциала катода следует вычесть потенциал анода. Так как концентрация ионов в растворе равна моль/л, то э.д.с. элемента равна разности стандартных потенциалов двух его электродов:

$$\text{э. д. с.} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - E_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -0,763 - (-2,37) = 1,607 \text{ В}.$$

Задание

241. В два сосуда с голубым раствором медного купороса поместили: в первый цинковую пластинку, а во второй серебряную. В каком сосуде цвет раствора постепенно пропадает? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующей реакции.

242. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса цинковой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) CuSO_4 ; б) MgSO_4 ; в) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

243. При какой концентрации ионов Zn^{2+} (в моль/л) потенциал цинкового электрода будет на $0,015$ В меньше его стандартного электродного потенциала. **Ответ:** $0,30$ моль/л.

244. Увеличится, уменьшится или останется без изменения масса кадмиевой пластинки при взаимодействии ее с растворами: а) AgNO_3 ; б) ZnSO_4 ; в) NiSO_4 . Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

245. Марганцевый электрод в растворе его соли имеет потенциал $-1,23$ В. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} в моль/л. **Ответ:** $1,89 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

246. Потенциал серебряного электрода в растворе AgNO_3 составил 95% от величины его стандартного электродного потенциала. Чему равна концентрация ионов Ag^+ в моль/л? **Ответ:** $0,20$ моль/л.

247. Никелевый и кобальтовый электроды опущены соответственно в растворы $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$. В каком соотношении

должна быть концентрация ионов этих металлов, чтобы потенциалы обоих электродов были одинаковыми? Ответ: $C_{Ni^{2+}}:C_{Co^{2+}} \approx 0,117$.

248. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом — анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и на аноде.

249. При какой концентрации ионов Cu^{2+} в моль/л значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного элемента? Ответ: $1,89 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

250. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных первый в 0,01 н., а второй — в 0,1 н. растворы $AgNO_3$. Ответ: 0,058 В.

251. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. 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. Ответ: 0,029 В.

252. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,01$ моль/л. Изменится ли э.д.с. этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз? Ответ: 2,244 В.

253. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом — анодом. Напишите для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и на аноде.

254. Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и на катоде.

255. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите э.д.с. гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Mg^{2+}] = [Cd^{2+}] = 1$ моль/л. Изменится ли величина э.д.с., если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л. Ответ: 1,967 В.

256. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из пластин цинка и железа, погруженных в растворы их солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и на катоде. Какой концентрации надо было бы взять ионы железа (в моль/л), чтобы э.д.с. элемента стала равной нулю, если $[Zn^{2+}] = 0,001$ моль/л? Ответ: $7,3 \cdot 10^{-15}$ моль/л.

257. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению



Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите э.д.с. этого элемента, если $[Ni^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[Pb^{2+}] = 0,0001$ моль/л. Ответ: 0,066 В.

258. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке свинцового аккумулятора?

259. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке кадмий-никелевого аккумулятора?

260. Какие химические процессы протекают на электродах при зарядке и разрядке железо-никелевого аккумулятора?

Электролиз

Пример 1. Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора $CuSO_4$ в течение 1 ч при силе тока 4 А?

Решение. Согласно законам Фарадея

$$m = \frac{2It}{96500}, \quad (1)$$

где m — масса вещества, окисленного или восстановленного на электроде; $\mathcal{E}$ — эквивалентная масса вещества; I — сила тока, А; t — продолжительность электролиза, с. Эквивалентная масса меди в $CuSO_4$ равна $63,54:2 = 31,77$ г/моль. Подставив в формулу (1) значения $\mathcal{E} = 31,77$, $i = 4$ А, $t = 60 \cdot 60 = 3600$ с, получим

$$m = \frac{31,77 \cdot 4 \cdot 3600}{96500} = 4,74 \text{ г.}$$

Пример 2. Вычислите эквивалент металла, зная, что при электролизе раствора хлорида этого металла затрачено 3880 Кл электричества и на катоде выделяется 11,742 г металла.

Решение. Из формулы (1)

$$\mathcal{E} = 11,742 \cdot 96500 / 3880 = 29,35,$$

где $m = 11,742$ г; $It = Q = 3880$ Кл.

Пример 3. Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 ч 40 мин 25 с, если на катоде выделилось 1,4 л водорода, измеренного при нормальных условиях?

Решение. Из формулы (1)

$$I = m \cdot 96500 / \mathcal{E}t.$$

Так как количество водорода дано в объемных единицах, то отношение $m/\mathcal{E}$ заменяем отношением $V_{H_2}/V_{\mathcal{E}(H_2)}$, где V_{H_2} — объем водорода в литрах; $V_{\mathcal{E}(H_2)}$ — эквивалентный объем водорода в литрах. Тогда

$$I = V_{H_2} \cdot 96500 / V_{\mathcal{E}(H_2)} t.$$

Эквивалентный объем водорода при н.у. равен половине мольного объема $22,4/2 = 11,2$ л. Подставив в приведенную формулу значения $V_{H_2} = 1,4$, $V_{\mathcal{E}(H_2)} = 11,2$, $t = 6025$ (1 ч 40 мин 25 с = 6025 с), находим

$$I = 1,4 \cdot 96500 / 11,2 \cdot 6025 = 2 \text{ А.}$$

Пример 4. Сколько граммов гидроксида калия образовалось у катода при электролизе раствора K_2SO_4 , если на аноде выделилось 11,2 л кислорода (н.у.)?

Решение. Эквивалентный объем кислорода (н.у.) $22,4/4=5,6$ л. Следовательно, 11,2 л содержат две эквивалентные массы кислорода. Столько же эквивалентных масс KOH образовалось у катода, или $56,11 \cdot 2=112,22$ г (56,11 г/моль — мольная и эквивалентная масса KOH).

Задание

261. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах, вычислите объем выделяющихся на электродах веществ.

262. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе растворов $AlCl_3$, $NiSO_4$. В обоих случаях анод угольный.

263. При электролизе раствора $CuSO_4$ на аноде выделилось 168 см³ кислорода (н.у.). Сколько граммов меди выделилось на катоде?

264. Сколько граммов воды разложилось при электролизе раствора Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 ч?

265. Электролиз раствора нитрата серебра проводили при силе тока 2 А в течение 4 ч. Сколько граммов серебра выделилось на катоде?

266. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего из катода выделилось 5,49 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

267. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KOH, расплава KOH.

268. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.

269. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора $Al_2(SO_4)_3$ в случае угольного анода; в случае алюминиевого анода.

270. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора NaI в течение 2,5 ч, если сила тока равна 6 А?

271. При электролизе раствора $AgNO_3$ масса серебряного анода уменьшилась на 5,4 г. Сколько кулонов электричества израсходовано на этот процесс?

272. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора KBr в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

273. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих при электролизе $CuCl_2$, если анод медный, если анод угольный?

274. На электролиз раствора $CaCl_2$ израсходовано 10722,2 Кл электричества. Вычислите массу выделяющихся на угольных электродах и образующегося возле катода веществ.

275. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах при электролизе раствора KCl; расплава KCl.

276. Сколько времени проводят электролиз раствора электролита при силе тока 5 А, если на катоде выделяется 0,1 эквивалентной массы вещества? Сколько вещества выделится на аноде?

277. При электролизе растворов $MgSO_4$ и $ZnCl_2$, соединенных последовательно с источником тока, на одном из катодов выделилось 0,25 г водорода. Сколько граммов вещества выделится на другом катоде; на анодах?

278. Чему равна сила тока, если при электролизе раствора $MgCl_2$ в течение 30 мин на катоде выделилось 8,4 л водорода (н.у.). Вычислите массу вещества, выделяющегося на аноде.

279. Сколько граммов H_2SO_4 образуется возле анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется 1,12 л кислорода, измеренного при н.у.? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

280. Вычислите силу тока, зная, что при электролизе раствора KOH в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г кислорода. Какое вещество и в каком количестве выделяется на катоде?

Коррозия металлов *

Задание

281. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

282. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Почему? Однако если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

283. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

284. Если пластинку из чистого цинка опустить в разбавленную кислоту, то начинающееся выделение водорода вскоре почти прекращается. Однако при прикосновении к цинку медной палочкой из последней начинается бурное выделение водорода. Дайте этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

285. В чем заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Приведите пример протекторной защиты никеля в электролите, содержащем растворенный кислород. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

286. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозия подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой катодным? Составьте электронные уравнения соответствующих процессов.

287. Если гвоздь вбить во влажное дерево, то ржавчиной покрывается та его часть, которая находится внутри дерева. Чем это

* При решении задач этого раздела см. табл. 7.

можно объяснить? Анодом или катодом является эта часть гвоздя? Составьте электронные уравнения соответствующих процессов.

288. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения соответствующих процессов.

289. Почему химически чистое железо является более стойким против коррозии, чем техническое железо? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в сильноокислой среде.

290. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии железа, покрытого медью во влажном воздухе и в сильноокислой среде.

291. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие — анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

292. Железное изделие покрыли свинцом. Какое это покрытие — анодное или катодное? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этого изделия при нарушении покрытия во влажном воздухе и в соляной кислоте. Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случаях?

293. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа?

294. В обычных условиях во влажном воздухе оцинкованное железо при нарушении покрытия не ржавеет, тогда как при температуре выше 70°C оно покрывается ржавчиной. Чем это можно объяснить? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии оцинкованного железа в первом и во втором случаях.

295. Если пластинку из чистого железа опустить в разбавленную серную кислоту, то выделение на ней водорода идет медленно и со временем почти прекращается. Однако если цинковой палочкой прикоснуться к железной пластинке, то на последней начинается бурное выделение водорода. Почему? Какой металл при этом растворяется? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

296. Цинковую и железную пластинки опустили в раствор сульфата меди. Составьте электронные и ионные уравнения реакций, происходящих на каждой из этих пластинок. Какие процессы будут проходить на пластинках, если наружные концы их соединить проводником?

297. Как влияет pH среды на скорость коррозии железа и цинка? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии этих металлов.

298. В раствор электролита, содержащего растворенный кислород, опустили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

299. Железные бочки применяют для транспортировки концентрированной серной кислоты, но после освобождения от кислоты бочки часто совершенно разрушаются вследствие коррозии. Чем это можно объяснить? Что является анодом и что катодом? Составьте электронные уравнения соответствующих процессов.

300. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля, если покрытие нарушено? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов. Каков состав продуктов коррозии?

Комплексные соединения

Задание

301. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

302. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$, $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?

303. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (+3) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

304. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях $\text{Rb}[\text{SbBr}_6]$, $\text{K}[\text{SbCl}_6]$, $\text{Na}[\text{Sb}(\text{SO}_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

305. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$, $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$, $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$. Координационное число серебра (I) равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

306. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{TiCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

307. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

308. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{HgBr}_4]$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} . Напишите формулы соединений, содержащие эти комплексные ионы.

309. Определите, чему равен заряд комплексных ионов.

[Cr(NH₃)₆NO₃], [Pd(NH₃)Cl₃], [Ni(CN)₄], если комплексобразователями являются Cr³⁺, Pd²⁺, Ni²⁺. Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.

310. Из сочетания частиц Cr³⁺, H₂O, Cl⁻ и K⁺ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых [Cr(H₂O)₆]Cl₃. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

311. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: 3NaNO₂·Co(NO₂)₃, CoCl₃·3NH₃·2H₂O, 2KNO₂·NH₃·Co(NO₂)₃. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

312. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов [Ag(NH₃)₂]⁺, [Fe(CN)₆]⁴⁻, [PtCl₆]²⁻. Чему равны степень окисления и координационное число комплексобразователей в этих ионах?

313. Константы нестойкости комплексных ионов [Co(CN)₄]²⁻, [Hg(CN)₄]²⁻, [Cd(CN)₄]²⁻ соответственно равны 8·10⁻²⁰, 4·10⁻⁴¹, 1,4·10⁻¹⁷. В каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), ионов CN⁻ больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.

314. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: [Ag(CN)₂]⁻, [Ag(NH₃)₂]⁺, [Ag(SCN)₂]⁻. Зная, что они соответственно равны 1,0·10⁻²¹, 6,8·10⁻⁸, 2,0·10⁻¹¹, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы (при равной молярной концентрации), больше ионов Ag⁺.

315. При прибавлении раствора KCN к раствору [Zn(NH₃)₄]SO₄ образуется растворимое комплексное соединение K₂[Zn(CN)₄]. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона: [Zn(NH₃)₄]²⁺ или [Zn(CN)₄]²⁻ больше? Почему?

316. Напишите уравнения диссоциации солей K₃[Fe(CN)₆] и NH₄Fe(SO₄)₂ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

317. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: PtCl₂·3NH₃, PtCl₂·NH₃·KCl, PtCl₂·2NH₃. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?

318. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

319. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей K₄[Fe(CN)₆] и (NH₄)₂Fe(SO₄)₂ в водном растворе. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа, если к каждой из них прилить раствор щелочи? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

320. Константы нестойкости комплексных ионов [Co(NH₃)₆]³⁺, [Fe(CN)₆]⁴⁻, [Fe(CN)₆]³⁻ соответственно равны 6,2·10⁻³⁶, 1,0·10⁻³⁷, 1,0·10⁻⁴⁴. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите

выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

s-элементы (...ns¹⁻²) *

Задание

321. Какую степень окисления может проявлять водород в своих соединениях? Приведите примеры реакций, в которых газообразный водород играет роль окислителя и в которых — роль восстановителя.

322. Напишите уравнения реакций натрия с водородом, кислородом, азотом и серой. Какую степень окисления приобретают атомы окислителя в каждой из этих реакций?

323. Напишите уравнения реакций с водой следующих соединений натрия: Na₂O₂, Na₂S, NaH, Na₃N.

324. Как получают металлический натрий? Составьте электронные уравнения процессов, проходящих на электродах при электролизе расплава NaOH.

325. Какие свойства может проявлять пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? На основании электронных уравнений напишите уравнения реакций H₂O₂: а) с Ag₂O; б) с KI.

326. Почему пероксид водорода способен диспропорционировать (самоокисляться — самовосстанавливаться)? Составьте электронные и молекулярные уравнения процесса разложения H₂O₂.

327. Как можно получить гидрид и нитрид кальция? Напишите уравнения реакций этих соединений с водой. К окислительно-восстановительным реакциям составьте электронные уравнения.

328. Назовите три изотопа водорода. Укажите состав их ядер. Что такое тяжелая вода? Как она получается и каковы ее свойства?

329. Гидроксид какого из s-элементов проявляет амфотерные свойства? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций этого гидроксида: а) с кислотой, б) со щелочью.

330. При пропускании диоксида углерода через известковую воду (раствор Ca(OH)₂) образуется осадок, который при дальнейшем пропускании CO₂ растворяется. Дайте объяснение этому явлению. Составьте уравнения реакций.

331. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) бериллия с раствором щелочи; б) магния с концентрированной серной кислотой, имея в виду максимальное восстановление последней.

332. При сплавлении оксид бериллия взаимодействует с диоксидом кремния и с оксидом натрия. Напишите уравнения соответствующих реакций. О каких свойствах BeO говорят эти реакции?

333. Какие соединения магния и кальция применяются в качестве вяжущих строительных материалов? Чем обусловлены их вяжущие свойства?

334. Как можно получить карбид кальция? Что образуется при его взаимодействии с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

* Общая электронная формула, где n — главное квантовое число.

335. Как можно получить гидроксиды щелочных металлов? Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закрытой посуде? Составьте уравнения реакций, происходящих при насыщении гидроксида натрия: а) хлором; б) оксидом серы SO_3 ; в) сероводородом.

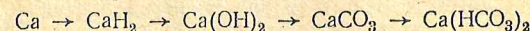
336. Чем можно объяснить большую восстановительную способность щелочных металлов. При сплавлении гидроксида натрия с металлическим натрием последний восстанавливает водород щелочи в гидрид-ион. Составьте электронные и молекулярные уравнения этой реакции.

337. Какое свойство кальция позволяет применять его в металлургии для получения некоторых металлов из их соединений? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций кальция: а) с V_2O_5 ; б) с CaSO_4 . В каждой из этих реакций окислитель восстанавливается максимально, приобретая низшую степень окисления.

338. Какие соединения называют негашеной и гашеной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Какое соединение образуется при прокаливании негашеной извести с углем? Что является окислителем и восстановителем в последней реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

339. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) кальция с водой; б) магния с азотной кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

340. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений:



Жесткость воды и методы ее устранения

Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды (мэкв/л). Один миллиэквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} .

Пример 1. Вычислите жесткость воды, зная, что в 500 л ее содержится 202,5 г $\text{Ca(HCO}_3)_2$.

Решение. В 1 л воды содержится $202,5:500=0,405$ г $\text{Ca(HCO}_3)_2$, что составляет $0,405:81=0,005$ эквивалентных масс или 5 мэкв/л [81 г/моль — эквивалентная масса $\text{Ca(HCO}_3)_2$]. Следовательно, жесткость воды 5 мэкв.

Пример 2. Сколько граммов CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв?

Решение. Молярная масса CaSO_4 136,14 г/моль; эквивалентная масса равна $136,14:2=68,07$ г/моль. В 1 м³ воды с жесткостью 4 мэкв, содержится $4 \cdot 1000=4000$ мэкв, или $4000 \cdot 68,07=272\,280$ мг= $=272,280$ г CaSO_4 .

Пример 3. Сколько граммов соды надо прибавить 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 Na_2CO_3).

Пример 4. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что

на титрование 100 см³ этой воды, содержащей гидрокарбонат кальция, потребовалось 6,25 см³ 0,08 н. раствора HCl .

Решение. Вычисляем нормальность раствора гидрокарбоната кальция. Обозначив число эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора, т. е. нормальность, через x , составляем пропорцию:

$$\frac{6,25}{100} = \frac{x}{0,08}, \quad x = 0,005 \text{ н.}$$

Таким образом, в 1 л исследуемой воды содержится $0,005 \times \times 1000=5$ мэкв гидрокарбоната кальция или 5 мэкв Ca^{2+} -ионов. Карбонатная жесткость воды 5 мэкв.

Приведенные примеры решают, применяя формулу

$$Ж = m/\mathcal{E}V,$$

где m — масса вещества, обуславливающего жесткость воды или применяемого для устранения жесткости воды, мг; $\mathcal{E}$ — эквивалентная масса этого вещества; V — объем воды, л.

Решение примера 1. $Ж = m/\mathcal{E}V = 202 \cdot 500 / 81 \cdot 500 = 5$ мэкв. 81 — эквивалентная масса $\text{Ca(HCO}_3)_2$, равная половине его молярной массы.

Решение примера 2. Из формулы $Ж = m/\mathcal{E}V$ $m = 4 \cdot 68,07 \cdot 1000 = 272\,280$ мг= $=272,280$ г CaSO_4 .

Задание

341. Сколько граммов Na_3PO_4 надо прибавить к 500 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5 мэкв?

342. Какие соли обуславливают жесткость природной воды? Какую жесткость называют карбонатной, некарбонатной? Как можно устранить карбонатную, некарбонатную жесткость? Напишите уравнения соответствующих реакций.

343. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 200 см³ воды, требуется 15 см³ 0,08 н. раствора HCl .

344. В 1 л воды содержится 36,47 мг ионов магния и 50,1 мг ионов кальция. Чему равна жесткость этой воды?

345. Сколько граммов карбоната натрия надо прибавить к 400 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 3 мэкв?

346. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 7 мэкв. Сколько граммов сульфата магния содержится в 300 л этой воды?

347. Вычислите жесткость воды, зная, что в 600 л ее содержится 65,7 г гидрокарбоната магния и 61,2 г сульфата кальция.

348. В 220 л воды содержится 11 г сульфата магния. Чему равна жесткость этой воды?

349. Жесткость воды, в которой растворен только гидрокарбонат кальция, равна 4 мэкв. Сколько 0,1 н. раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 75 см³ этой воды?

350. В 1 м³ воды содержится 140 г сульфата магния. Вычислите жесткость этой воды.

351. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет

жесткость 3,5 мэкв. Сколько граммов гидрокарбоната магния содержится в 200 л этой воды?

352. К 1 м³ жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. На сколько мэкв понизилась жесткость?

353. Чему равна жесткость воды, если для ее устранения к 50 л воды потребовалось прибавить 21,2 г карбоната натрия?

354. Сколько граммов СаSO₄ содержится в 200 л воды, если жесткость, обуславливаемая этой солью, равна 8 мэкв?

355. Вода, содержащая только гидрокарбонат кальция, имеет жесткость 9 мэкв. Сколько граммов гидрокарбоната кальция содержится в 500 л этой воды?

356. Какие ионы надо удалить из природной воды, чтобы сделать ее мягкой? Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций.

357. Сколько граммов карбоната натрия надо прибавить к 0,1 м³ воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 мэкв?

358. К 100 л жесткой воды прибавили 12,95 г гидроксида кальция. На сколько мэкв понизилась карбонатная жесткость?

359. Чему равна карбонатная жесткость воды, если в 1 л ее содержится 0,292 г гидрокарбоната магния и 0,2025 г гидрокарбоната кальция?

360. Сколько граммов гидроксида кальция надо прибавить к 275 л воды, чтобы устранить ее карбонатную жесткость, равную 5,5 мэкв?

p-элементы (...ns²np¹⁻⁶) *

361. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al(NO_3)_3$.

362. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) алюминия с раствором щелочи; б) бора с концентрированной азотной кислотой.

363. Какой процесс называется аллюминотермией? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции, на которой основано применение термита.

364. Составьте уравнения реакций, которые нужно провести для осуществления следующих превращений: $B \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$. Уравнение окислительно-восстановительной реакции составьте на основании электронных уравнений.

365. Какая степень окисления наиболее характерна для олова и какая для свинца? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций олова и свинца с концентрированной азотной кислотой.

366. Чем можно объяснить восстановительные свойства соединений олова (+2) и окислительные свинца (+4)? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций: а) SnCl₂ с HgCl₂; б) PbO₂ с HCl_{конц.}

367. Какие оксиды и гидроксиды образуют олово и свинец? Как изменяются их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в зависимости от степени окисления элементов? Со-

* Общая электронная формула, где *n* — главное квантовое число.

ставьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия раствора гидроксида натрия: а) с оловом; б) с гидроксидом свинца (II).

368. Какие соединения называются карбидами и силицидами? Напишите уравнения реакций: а) карбида алюминия с водой; б) силицида магния с хлороводородной (соляной) кислотой. Являются ли эти реакции окислительно-восстановительными? Почему?

369. На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции фосфора с азотной кислотой, учитывая, что фосфор окисляется максимально, а азот восстанавливается минимально.

370. Почему атомы большинства *p*-элементов способны к реакциям диспропорционирования (самоокисления — самовосстановления)? На основании электронных уравнений напишите уравнение реакции растворения серы в концентрированном растворе щелочи. Один из продуктов содержит серу в степени окисления +4.

371. Почему сернистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций H₂SO₃: а) с сероводородом; б) с хлором.

372. Как проявляет себя сероводород в окислительно-восстановительных реакциях? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия раствора сероводорода: а) с хлором; б) с кислородом.

373. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций HNO₂: а) с бромной водой; б) с HI.

374. Почему диоксид азота способен к реакциям самоокисления самовосстановления (диспропорционирования)? На основании электронных уравнений напишите уравнение реакции растворения NO₂ в гидроксиде натрия.

375. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет серная кислота? Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной серной кислоты с магнием и концентрированной — с медью. Укажите окислитель и восстановитель.

376. В каком газообразном соединении азот проявляет свою низшую степень окисления? Напишите уравнения реакций получения этого соединения: а) при взаимодействии хлорида аммония с гидроксидом кальция; б) разложением нитрида магния водой.

377. Почему фосфористая кислота способна к реакциям самоокисления — самовосстановления (диспропорционирования)? На основании электронных уравнений составьте уравнение процесса разложения H₃PO₃, учитывая, что при этом фосфор приобретает минимальную и максимальную степени окисления.

378. В каком газообразном соединении фосфор проявляет свою низшую степень окисления? Напишите уравнения реакций: а) получения этого соединения при взаимодействии фосфида кальция с соляной кислотой; б) горения его в кислороде.

379. Какую степень окисления проявляют мышьяк, сурьма и висмут. Какая степень окисления является более характерной для каждого из них? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) мышьяка с концентрированной азотной кислотой; б) висмута с концентрированной серной кислотой.

380. Как изменяются окислительные свойства галогенов при пе-

переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} =$; б) $\text{KI} + \text{Br}_2 =$. Укажите окислитель и восстановитель.

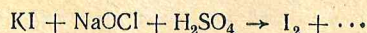
381. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции, происходящей при пропускании хлора через горячий раствор гидроксида калия. К какому типу окислительно-восстановительных процессов относится данная реакция?

382. Какие реакции нужно провести для осуществления следующих превращений: $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3$. Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основании электронных уравнений.

383. К раствору, содержащему SbCl_3 и BiCl_3 , добавили избыток раствора гидроксида калия. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения происходящих реакций. Какое вещество находится в осадке?

384. Чем существенно отличается действие разбавленной азотной кислоты на металлы от действия хлороводородной (соляной) и разбавленной серной кислот? Что является окислителем в первом случае, что — в двух других. Приведите примеры.

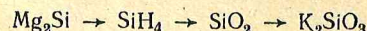
385. Напишите формулы и назовите кислородные кислоты хлора, укажите степень окисления хлора в каждой из них. Какая из кислот более сильный окислитель? На основании электронных уравнений закончите уравнение реакции:



Хлор приобретает минимальную степень окисления.

386. Какие реакции нужно провести, имея азот и воду, чтобы получить нитрат аммония? Составьте уравнения соответствующих реакций.

387. Какую степень окисления может проявлять кремний в своих соединениях? Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений:



При каких превращениях происходит окислительно-восстановительная реакция?

388. Какое применение находит кремний? Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$. Окислительно-восстановительные реакции напишите на основании электронных уравнений.

389. Как получают диоксид углерода в промышленности и в лаборатории? Напишите уравнения соответствующих реакций и реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

390. Какие из солей угольной кислоты имеют наибольшее промышленное применение? Как получить соду, исходя из металлического натрия хлороводородной (соляной) кислоты, мрамора и воды? Почему в растворе соды лакмус приобретает синий цвет? Ответ подтвердите составлением уравнений соответствующих реакций.

391. Серебро не взаимодействует с разбавленной серной кислотой, тогда как в концентрированной оно растворяется. Чем это можно объяснить? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

392. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$.

393. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций цинка: а) с раствором гидроксида натрия; б) с концентрированной серной кислотой, учитывая восстановление серы до нулевой степени окисления.

394. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{AgCl}$.

395. При постепенном прибавлении раствора KI к раствору $\text{Ag}(\text{NO}_3)_2$ образующийся вначале осадок растворяется. Какое комплексное соединение при этом получается? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

396. При постепенном прибавлении раствора аммиака к раствору сульфата кадмия образующийся вначале осадок основной соли растворяется. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

397. При сливании растворов нитрата серебра и цианида калия выпадает осадок, который легко растворяется в избытке KCN . Какое комплексное соединение при этом получается? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

398. К какому классу соединений относятся вещества, полученные при действии избытка гидроксида натрия на растворы ZnCl_2 , CdCl_2 , HgCl_2 ? Составьте молекулярные и электронные уравнения соответствующих реакций.

399. При действии на титан концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты образуется трихлорид титана, а при действии азотной — осадок метатитановой кислоты. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

400. При растворении титана в концентрированной серной кислоте последняя восстанавливается минимально, а титан переходит в катион с максимальной степенью окисления. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

401. Какую степень окисления проявляют медь, серебро и золото в соединениях? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Иодид калия восстанавливает ионы меди (+2) в соединения меди со степенью окисления +1. Составьте электронные и молекулярные уравнения взаимодействия KI с сульфатом меди.

402. Диоксиды титана и циркония при сплавлении взаимодействуют со щелочами. О каких свойствах оксидов говорят эти реакции? Напишите уравнения реакций между: а) TiO_2 и BaO ; б) ZrO_2

* Общая электронная формула, где n — главное квантовое число.

и NaOH. В первой реакции образуется метатитанат, а во второй — ортоцирконат соответствующих металлов.

403. На гидроксиды цинка и кадмия действовали избытком растворов серной кислоты, гидроксида натрия и аммиака. Какие соединения цинка и кадмия образуются в каждой из этих реакций? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

404. Золото растворяется в царской водке и в селеновой кислоте, приобретая при этом максимальную степень окисления. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

405. В присутствии влаги и диоксида углерода медь окисляется и покрывается зеленым налетом. Как называется и каков состав образующегося соединения? Что произойдет, если на него действовать хлороводородной (соляной) кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций. Окислительно-восстановительную реакцию составьте на основании электронных уравнений.

406. Кусок латуни обработали азотной кислотой. Раствор разделили на две части. К одной из них прибавили избыток раствора аммиака, к другой — избыток раствора щелочи. Какие соединения цинка и меди образуются при этом? Составьте уравнения соответствующих реакций.

407. Ванадий получают алюмотермически или кальцийтермически восстановлением оксида ванадия (V) V_2O_5 . Последний легко растворяется в щелочах с образованием метаванадатов. Напишите уравнения соответствующих реакций. Уравнения окислительно-восстановительных реакций составьте на основании электронных уравнений.

408. Азотная кислота окисляет ванадий до метаванадиевой кислоты. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

409. Какую степень окисления проявляет ванадий в соединениях? Составьте формулы оксидов ванадия, отвечающих этим степеням окисления. Как меняются кислотно-основные свойства оксидов ванадия при переходе от низшей к высшей степени окисления. Составьте уравнения реакций: а) V_2O_3 с H_2SO_4 ; б) V_2O_5 с NaOH.

410. При внесении цинка в подкисленный серной кислотой раствор метаванадата аммония NH_4VO_3 желтая окраска постепенно переходит в фиолетовую за счет образования сульфата ванадия (+2). Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

411. Хромит калия окисляется бромом в щелочной среде. Зеленая окраска раствора переходит в желтую. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции. Какие ионы обуславливают начальную и конечную окраску раствора?

412. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) растворения молибдена в азотной кислоте; б) растворения вольфрама в щелочи в присутствии кислорода. Учтите, что молибден и вольфрам приобретают высшую степень окисления.

413. При сплавлении хромита железа $Fe(CrO_2)_2$ с карбонатом натрия в присутствии кислорода хром (+3) и железо (+2) окисляются и приобретают соответственно степени окисления +6 и +3. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

414. К подкисленному серной кислотой раствору дихромата калия прибавили порошок алюминия. Через некоторое время оранжевая окраска раствора перешла в зеленую. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

415. Хром получают методом алюмотермии из его оксида (III), а вольфрам — восстановлением оксида вольфрама (VI) водородом. Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

416. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений: $Na_2Cr_2O_7 \rightarrow Na_2CrO_4 \rightarrow Na_2Cr_2O_7 \rightarrow CrCl_3$. Уравнение окислительно-восстановительной реакции напишите на основании электронных уравнений.

417. Марганец азотной кислотой окисляется минимально, а рений — максимально. Какие соединения при этом получаются? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

418. Хлор окисляет манганат калия K_2MnO_4 . Какое соединение при этом получается? Как меняется окраска раствора в результате этой реакции? Составьте электронные и молекулярные уравнения.

419. Как меняется степень окисления марганца при восстановлении $KMnO_4$ в кислой, нейтральной и щелочной средах? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции между $KMnO_4$ и KNO_2 в нейтральной среде.

420. На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции получения манганата калия K_2MnO_4 сплавлением оксида марганца (IV) с хлоратом калия $KClO_3$ в присутствии гидроксида калия. Хлорат восстанавливается максимально.

421. Почему оксид марганца (IV) может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Исходя из электронных уравнений, составьте уравнения реакций: а) $MnO_2 + KI + H_2SO_4 =$; б) $MnO_2 + KNO_3 + KOH =$

422. Для получения хлора в лаборатории смешивают оксид марганца (IV) с хлоридом натрия в присутствии концентрированной серной кислоты. Составьте электронные и молекулярные уравнения этой реакции.

423. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3$. Уравнения окислительно-восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

424. Какую степень окисления проявляет железо в соединениях? Как можно обнаружить ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} в растворе? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

425. Чем отличается взаимодействие гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с кислотами от взаимодействия гидроксида железа (III) с кислотами? Составьте электронные и молекулярные уравнения соответствующих реакций.

426. Могут ли в растворе существовать совместно следующие вещества: а) $FeCl_3$ и $SnCl_2$; б) $FeSO_4$ и NaOH; в) $FeCl_3$ и $K_3[Fe(CN)_6]$? Для взаимодействующих веществ составьте уравнения реакций.

427. Составьте уравнения реакций, которые надо провести для осуществления превращений $Ni \rightarrow Ni(NO_2)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3$. Уравнения окислительно-восстановительных реакций напишите на основании электронных уравнений.

428. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций: а) растворения платины в царской водке; б) взаимодействия осмия с фтором. Платина окисляется до степени окисления +4, а осмий — до +8.

429. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{CN})_2 \rightarrow \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

430. Феррат калия K_2FeO_4 образуется при сплавлении Fe_2O_3 с калийной селитрой KNO_3 в присутствии KOH . Составьте электронные и молекулярное уравнение реакции.

Органические соединения. Полимеры

Задание

431. Напишите структурную формулу простейшей непредельной одноосновной карбоновой кислоты и уравнение реакции взаимодействия этой кислоты с метиловым спиртом. Составьте схему полимеризации образовавшегося продукта.

432. Как из карбида кальция и воды получить винилацетат, применив реакцию Кучерова? Напишите уравнения реакций. Составьте схему полимеризации винилацетата.

433. Какие соединения называют аминами? Составьте схему поликонденсации адипиновой кислоты и гексаметилендиамина. Назовите образовавшийся полимер.

434. Как можно получить винилхлорид, имея карбид кальция, хлорид натрия, серную кислоту и воду? Напишите уравнения соответствующих реакций. Составьте схему полимеризации винилхлорида.

435. Полимером какого непредельного углеводорода является натуральный каучук? Напишите структурную формулу этого углеводорода. Как называют процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам различаются каучук и резина?

436. Напишите уравнения реакций получения ацетилена, превращения ацетилена в ароматический углеводород. При взаимодействии какого вещества с ацетиленом образуется акрилонитрил? Составьте схему полимеризации акрилонитрила.

437. Напишите структурную формулу метакриловой кислоты. Какое соединение получается при взаимодействии ее с метиловым спиртом? Напишите уравнение реакции. Составьте схему полимеризации образующегося продукта.

438. Какие углеводороды называют диеновыми? Приведите пример. Какой общей формулой выражают состав диеновых углеводородов? Составьте схему полимеризации одного из диеновых углеводородов.

439. Какие соединения называют олефинами? Приведите их общую формулу и схему полимеризации одного из них.

440. Какой общей формулой выражают состав этиленовых углеводородов? Какие химические реакции наиболее характерны для них? Что такое полимеризация, поликонденсация? Чем отличаются друг от друга эти реакции?

441. Каковы различия в свойствах предельных и непредельных углеводородов? Составьте схему образования каучука из дивинила и стирола. Что такое вулканизация?

442. Какие соединения называют аминокислотами? Напишите формулу простейшей аминокислоты. Составьте схему поликонденсации аминокaproновой кислоты. Как называют образующийся при этом полимер?

443. Какие соединения называют альдегидами? Укажите их важнейшие свойства. Что такое формалин? Составьте схему получения мочевино-формальдегидной смолы.

444. Как называют углеводороды, представителем которых является изопрен? Составьте схему сополимеризации изопрена и изобутилена.

445. Какие соединения называют элементоорганическими, кремнийорганическими? Укажите важнейшие свойства кремнийорганических полимеров. Как влияет на свойства кремнийорганических полимеров увеличение числа органических радикалов, связанных с атомами кремния?

446. Какие соединения называют диолефинами? Составьте схему полимеризации одного из диолефинов. Укажите три состояния линейных полимеров. Чем характеризуется переход из одного состояния в другое?

447. Напишите уравнение реакции дегидратации пропилового спирта. Составьте схему полимеризации полученного углеводорода.

448. Какие полимеры называют стереорегулярными? Чем объясняется более высокая температура плавления и большая механическая прочность стереорегулярных полимеров по сравнению с нерегулярными полимерами?

449. Как получают в промышленности стирол? Приведите схему его полимеризации. Изобразите с помощью схем линейную и трехмерную структуры полимеров.

450. Какие полимеры называются термопластичными, терморективными? Приведите примеры.

ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
01	I	1, 21, 41, 61, 81, 101, 121, 141, 161, 181, 201
	II	221, 241, 261, 281, 301, 321, 341, 361, 391, 411, 431
02	I	2, 22, 42, 62, 82, 102, 122, 142, 162, 182, 202
	II	222, 242, 262, 282, 302, 322, 342, 362, 392, 412, 432
03	I	3, 23, 43, 63, 83, 103, 123, 143, 163, 183, 203
	II	223, 243, 263, 283, 303, 323, 343, 363, 393, 413, 433
04	I	4, 24, 44, 64, 84, 104, 124, 144, 164, 184, 204
	II	224, 244, 264, 284, 304, 324, 344, 364, 394, 414, 434
05	I	5, 25, 45, 65, 85, 105, 125, 145, 165, 185, 205
	II	225, 245, 265, 285, 305, 325, 345, 365, 395, 415, 435
06	I	6, 26, 46, 66, 86, 106, 126, 146, 166, 186, 206
	II	226, 246, 266, 286, 306, 326, 346, 366, 396, 416, 436
07	I	7, 27, 47, 67, 87, 107, 127, 147, 167, 187, 207
	II	227, 247, 267, 287, 307, 327, 347, 367, 397, 417, 437
08	I	8, 28, 48, 68, 88, 108, 128, 148, 168, 188, 208
	II	228, 248, 268, 288, 308, 328, 348, 368, 398, 418, 438
09	I	9, 29, 49, 69, 89, 109, 129, 149, 169, 189, 209
	II	229, 249, 269, 289, 309, 329, 349, 369, 399, 419, 439
10	I	10, 30, 50, 70, 90, 110, 130, 150, 170, 190, 210
	II	230, 250, 270, 290, 310, 330, 350, 370, 400, 420, 440
11	I	11, 31, 51, 71, 91, 111, 131, 151, 171, 191, 211
	II	231, 251, 271, 291, 311, 331, 351, 371, 401, 421, 441
12	I	12, 32, 52, 72, 92, 112, 132, 152, 172, 192, 212
	II	232, 252, 272, 292, 312, 332, 352, 372, 402, 422, 442
13	I	13, 33, 53, 73, 93, 113, 133, 153, 173, 193, 213
	II	233, 253, 273, 293, 313, 333, 353, 373, 403, 423, 443
14	I	14, 34, 54, 74, 94, 114, 134, 154, 174, 194, 214
	II	234, 254, 274, 294, 314, 334, 354, 374, 404, 424, 444
15	I	15, 35, 55, 75, 95, 115, 135, 155, 175, 195, 215
	II	235, 255, 275, 295, 315, 335, 355, 375, 405, 425, 445

Кор 21 и 22

Продолжение

Номер варианта	Номера контрольного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
16	I	16, 36, 56, 76, 96, 116, 136, 156, 176, 196, 216
	II	236, 256, 276, 296, 316, 336, 356, 376, 406, 426, 446
17	I	17, 37, 57, 77, 97, 117, 137, 157, 177, 197, 217
	II	237, 257, 277, 297, 317, 337, 357, 377, 407, 427, 447
18	I	18, 38, 58, 78, 98, 118, 138, 158, 178, 198, 218
	II	238, 258, 278, 298, 318, 338, 358, 378, 408, 428, 448
19	I	19, 39, 59, 79, 99, 119, 139, 159, 179, 199, 219
	II	239, 259, 279, 299, 319, 339, 359, 379, 409, 429, 449
20	I	20, 40, 60, 80, 100, 120, 140, 160, 180, 200, 220
	II	240, 260, 280, 300, 320, 340, 360, 380, 410, 430, 450
21	I	1, 22, 43, 64, 85, 106, 127, 148, 169, 190, 211
	II	222, 243, 264, 285, 306, 327, 348, 381, 391, 412, 433
22	I	2, 23, 44, 65, 86, 107, 128, 149, 170, 191, 212
	II	223, 244, 265, 286, 307, 328, 349, 382, 392, 413, 434
23	I	3, 24, 45, 66, 87, 108, 129, 150, 171, 192, 213
	II	224, 245, 266, 287, 308, 329, 350, 383, 393, 414, 435
24	I	4, 25, 46, 67, 88, 109, 130, 151, 172, 193, 214
	II	225, 246, 267, 288, 309, 330, 351, 384, 394, 415, 436
25	I	5, 26, 47, 68, 89, 110, 131, 152, 173, 194, 215
	II	226, 247, 268, 289, 310, 331, 352, 385, 395, 416, 437
26	I	6, 27, 48, 69, 90, 111, 132, 153, 174, 195, 216
	II	227, 248, 269, 290, 311, 332, 353, 386, 396, 417, 438
27	I	7, 28, 49, 70, 91, 112, 133, 154, 175, 196, 217
	II	228, 249, 270, 291, 312, 333, 354, 387, 397, 418, 439
28	I	8, 29, 50, 71, 92, 113, 134, 155, 176, 197, 218
	II	229, 250, 271, 292, 313, 334, 355, 388, 398, 419, 440
29	I	9, 30, 51, 72, 93, 114, 135, 156, 177, 198, 219
	II	230, 251, 272, 293, 314, 335, 356, 389, 399, 420, 441
30	I	10, 31, 52, 73, 94, 115, 136, 157, 178, 199, 220
	II	231, 252, 273, 294, 315, 336, 357, 390, 400, 421, 442

Номер варианта	Номера конт- роль- ного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
31	I II	11, 32, 53, 74, 95, 116, 137, 158, 179, 200, 201 232, 253, 274, 295, 316, 337, 358, 361, 401, 422, 443
32	I II	12, 33, 54, 75, 96, 117, 138, 159, 180, 181, 202 233, 254, 275, 296, 317, 338, 359, 362, 402, 423, 444
33	I II	13, 34, 55, 76, 97, 118, 139, 160, 161, 182, 203 234, 255, 276, 297, 318, 339, 360, 363, 403, 424, 445
34	I II	14, 35, 56, 77, 98, 119, 140, 141, 162, 183, 204 235, 256, 277, 298, 319, 340, 347, 364, 404, 425, 446
35	I II	15, 36, 57, 78, 99, 120, 121, 142, 163, 184, 205 236, 257, 278, 299, 320, 322, 346, 365, 405, 426, 447
36	I II	16, 37, 58, 79, 100, 101, 122, 143, 164, 185, 206 237, 258, 279, 300, 301, 323, 345, 366, 406, 427, 448
37	I II	17, 38, 59, 80, 81, 102, 123, 144, 165, 186, 207 238, 259, 280, 281, 302, 324, 344, 367, 407, 428, 449
38	I II	18, 39, 60, 65, 86, 107, 128, 145, 166, 187, 208 239, 260, 261, 282, 303, 325, 343, 368, 408, 429, 450
39	I II	19, 40, 44, 66, 87, 108, 129, 146, 167, 188, 209 240, 241, 262, 283, 304, 326, 342, 369, 409, 430, 432
40	I II	20, 23, 45, 67, 88, 109, 130, 147, 168, 189, 210 221, 242, 263, 284, 305, 327, 341, 370, 410, 411, 431
41	I II	2, 24, 46, 68, 89, 110, 131, 148, 170, 190, 201 223, 241, 265, 281, 306, 328, 341, 371, 391, 411, 431
42	I II	3, 25, 47, 69, 90, 111, 132, 149, 171, 191, 202 224, 242, 266, 282, 307, 329, 342, 372, 392, 412, 432
43	I II	4, 26, 48, 70, 91, 112, 133, 150, 172, 192, 203 225, 243, 267, 283, 308, 330, 343, 373, 393, 413, 433
44	I II	5, 27, 49, 71, 92, 113, 134, 151, 173, 193, 204 226, 244, 268, 284, 309, 331, 344, 374, 391, 414, 434

Номер ва- рианта	Номера конт- роль- ного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
45	I II	6, 28, 50, 72, 93, 114, 135, 152, 174, 194, 205 227, 245, 269, 285, 310, 332, 345, 375, 395, 415, 435
46	I II	7, 29, 51, 73, 94, 115, 136, 153, 175, 195, 206 228, 246, 270, 286, 311, 333, 346, 376, 396, 416, 436
47	I II	8, 30, 52, 74, 95, 116, 137, 154, 176, 196, 207 229, 247, 271, 287, 312, 334, 347, 377, 397, 417, 437
48	I II	9, 31, 53, 75, 96, 117, 138, 155, 177, 197, 208 230, 248, 272, 288, 313, 335, 348, 378, 398, 418, 438
49	I II	10, 32, 54, 76, 97, 118, 139, 156, 178, 198, 209 231, 249, 273, 289, 314, 336, 349, 379, 399, 419, 439
50	I II	11, 33, 55, 77, 98, 119, 140, 157, 179, 199, 210 232, 250, 274, 290, 315, 337, 350, 380, 400, 420, 440
51	I II	12, 34, 56, 78, 99, 120, 122, 158, 180, 200, 211 233, 251, 275, 291, 316, 321, 351, 381, 401, 411, 433
52	I II	13, 35, 57, 79, 100, 103, 121, 159, 169, 182, 212 234, 252, 276, 292, 317, 325, 352, 382, 402, 412, 432
53	I II	14, 36, 58, 80, 85, 104, 123, 160, 161, 183, 213 235, 253, 277, 293, 318, 324, 353, 383, 403, 413, 431
54	I II	15, 37, 59, 61, 84, 105, 124, 141, 162, 184, 214 236, 254, 278, 294, 319, 323, 354, 384, 404, 414, 434
55	I II	16, 38, 60, 62, 83, 106, 125, 143, 163, 185, 215 237, 255, 279, 295, 320, 322, 355, 385, 405, 415, 435
56	I II	17, 33, 41, 63, 82, 101, 126, 142, 164, 186, 216 238, 256, 280, 296, 301, 321, 356, 386, 406, 416, 436
57	I II	18, 40, 42, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217 239, 257, 271, 297, 302, 326, 357, 387, 407, 417, 437
58	I II	19, 21, 43, 62, 87, 103, 128, 145, 166, 188, 218 240, 258, 272, 298, 303, 327, 358, 388, 408, 418, 438

Номер варианта	Номера конт- роль- ного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
59	I	20, 22, 41, 63, 88, 104, 129, 146, 167, 189, 219
	II	223, 259, 273, 299, 304, 328, 359, 389, 409, 419, 433
60	I	1, 24, 42, 64, 89, 105, 130, 147, 168, 190, 220
	II	222, 260, 274, 300, 305, 329, 360, 390, 410, 420, 440
61	I	3, 25, 43, 65, 90, 106, 131, 148, 169, 191, 201
	II	221, 250, 275, 281, 301, 330, 341, 361, 392, 421, 441
62	I	4, 26, 44, 66, 91, 107, 132, 149, 170, 192, 202
	II	222, 251, 276, 282, 302, 331, 342, 352, 393, 422, 442
63	I	5, 27, 45, 67, 92, 108, 133, 150, 171, 193, 203
	II	223, 252, 277, 283, 303, 332, 343, 363, 394, 423, 443
64	I	6, 28, 46, 68, 93, 109, 134, 151, 172, 194, 204
	II	224, 253, 278, 284, 304, 333, 344, 364, 395, 424, 444
65	I	7, 29, 47, 69, 94, 110, 135, 152, 173, 195, 205
	II	225, 254, 279, 285, 305, 334, 345, 365, 396, 425, 445
66	I	8, 30, 48, 70, 95, 111, 136, 153, 174, 196, 206
	II	226, 255, 280, 286, 306, 335, 346, 366, 397, 426, 446
67	I	9, 31, 49, 71, 96, 112, 137, 154, 175, 197, 207
	II	227, 256, 261, 287, 307, 336, 347, 367, 398, 427, 446
68	I	10, 32, 50, 72, 97, 113, 138, 155, 176, 198, 208
	II	228, 257, 262, 288, 308, 337, 348, 368, 399, 428, 447
69	I	11, 33, 51, 73, 98, 114, 139, 156, 177, 199, 209
	II	229, 258, 263, 289, 309, 338, 349, 369, 400, 429, 448
70	I	12, 34, 52, 74, 99, 115, 140, 157, 178, 200, 210
	II	230, 259, 264, 290, 310, 339, 350, 370, 391, 430, 449
71	I	13, 35, 53, 75, 100, 116, 121, 158, 178, 181, 211
	II	231, 260, 265, 291, 311, 340, 351, 371, 404, 411, 450
72	I	14, 36, 54, 76, 86, 117, 122, 159, 180, 182, 212
	II	232, 241, 266, 292, 312, 321, 352, 372, 401, 412, 431

Номер варианта	Номера конт- роль- ного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
73	I	15, 37, 55, 77, 85, 118, 123, 160, 162, 183, 213
	II	233, 242, 267, 293, 313, 322, 353, 373, 402, 413, 432
74	I	16, 38, 56, 78, 84, 119, 124, 142, 161, 184, 214
	II	234, 243, 268, 294, 314, 323, 354, 374, 403, 414, 433
75	I	17, 39, 57, 79, 83, 120, 125, 141, 163, 185, 215
	II	235, 244, 269, 295, 315, 324, 355, 375, 406, 415, 434
76	I	18, 40, 58, 80, 82, 101, 126, 143, 164, 186, 216
	II	236, 245, 270, 296, 316, 325, 356, 376, 407, 416, 435
77	I	19, 23, 59, 61, 81, 102, 127, 144, 165, 187, 217
	II	237, 246, 271, 297, 317, 326, 357, 377, 408, 417, 436
78	I	20, 21, 60, 62, 100, 103, 128, 145, 166, 188, 218
	II	238, 247, 272, 298, 318, 327, 358, 378, 409, 418, 437
79	I	4, 22, 51, 63, 99, 104, 129, 146, 167, 189, 219
	II	239, 248, 273, 300, 319, 328, 359, 379, 410, 419, 438
80	I	5, 23, 52, 64, 98, 105, 130, 147, 168, 190, 220
	II	240, 249, 274, 281, 320, 329, 360, 380, 391, 420, 439
81	I	6, 24, 53, 65, 97, 106, 131, 148, 169, 191, 211
	II	231, 250, 275, 282, 301, 330, 351, 381, 392, 421, 440
82	I	7, 25, 54, 66, 96, 107, 132, 149, 170, 192, 212
	II	232, 251, 276, 283, 302, 334, 352, 382, 393, 422, 441
83	I	8, 26, 55, 67, 95, 108, 133, 150, 171, 193, 213
	II	233, 252, 277, 284, 303, 335, 353, 383, 394, 423, 442
84	I	9, 27, 56, 68, 94, 109, 134, 151, 172, 194, 214
	II	234, 253, 278, 285, 304, 336, 354, 384, 395, 424, 443
85	I	10, 28, 57, 69, 93, 110, 135, 152, 173, 195, 215
	II	235, 254, 279, 286, 305, 337, 355, 385, 396, 425, 444
86	I	11, 29, 58, 70, 92, 111, 136, 153, 174, 196, 216
	II	236, 255, 280, 287, 306, 338, 356, 386, 397, 426, 446

Номер варианта	Номера конт- роль- ного задания	Номера задач, относящихся к данному заданию
87	I II	12, 30, 59, 71, 91, 112, 137, 154, 175, 197, 217 237, 256, 264, 288, 307, 339, 357, 387, 398, 427, 445
88	I II	13, 31, 60, 72, 90, 113, 138, 155, 176, 198, 218 238, 257, 265, 289, 303, 340, 358, 388, 399, 428, 447
89	I II	14, 32, 41, 73, 89, 114, 139, 156, 177, 199, 219 239, 258, 266, 290, 309, 331, 359, 389, 400, 429, 448
90	I II	15, 33, 42, 74, 88, 115, 140, 157, 178, 200, 220 240, 259, 267, 291, 310, 332, 360, 390, 401, 430, 449
91	I II	16, 34, 43, 75, 87, 116, 131, 158, 179, 181, 201 221, 260, 268, 292, 311, 333, 341, 365, 402, 416, 450
92	I II	17, 35, 44, 76, 86, 117, 132, 159, 180, 182, 202 222, 241, 269, 293, 312, 321, 342, 367, 403, 417, 431
93	I II	18, 36, 45, 77, 85, 118, 133, 160, 161, 183, 203 223, 242, 270, 294, 313, 322, 343, 369, 404, 418, 432
94	I II	19, 37, 46, 78, 84, 119, 134, 141, 162, 184, 204 224, 243, 261, 295, 314, 323, 344, 371, 405, 419, 433
95	I II	20, 38, 47, 79, 83, 120, 135, 142, 163, 185, 205 225, 244, 262, 296, 315, 324, 345, 375, 406, 420, 434
96	I II	1, 39, 48, 80, 82, 110, 136, 143, 164, 186, 206 226, 245, 263, 297, 316, 325, 346, 377, 407, 421, 435
97	I II	2, 40, 49, 61, 81, 111, 137, 144, 165, 187, 207 227, 246, 271, 293, 317, 326, 347, 380, 408, 422, 436
98	I II	3, 24, 50, 62, 100, 112, 138, 145, 166, 188, 208 228, 247, 272, 299, 318, 327, 348, 383, 409, 423, 437
99	I II	4, 25, 51, 63, 90, 113, 139, 146, 167, 189, 209 229, 243, 273, 300, 319, 328, 349, 384, 410, 424, 438
00	I II	5, 26, 52, 64, 98, 114, 140, 147, 168, 190, 210 230, 249, 274, 281, 320, 329, 350, 385, 391, 425, 450

Таблица 8. Константы и степени диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации	Степень диссоциации в 0,1 н. растворе, %
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 4,0 \cdot 10^{-4}$	6,4
Аммиак (гидроксид)	NH_4OH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,76 \cdot 10^{-4}$	4,2
Ортоборная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,7 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$	27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	20,0
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	0,07
Синильная кислота	HCN	$K = 7,2 \cdot 10^{-10}$	0,009
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$	0,17
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$	1,3
Фтороводородная кислота	HF	$K = 7,2 \cdot 10^{-4}$	8,5
Хлорноватистая кислота	HClO	$K = 3,0 \cdot 10^{-8}$	0,05

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА
(вариант)

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы				
		I	II	III	IV	V
1	1	(H)				
2	2	3 Li Литий	4 Be Бериллий	5 B Бор	6 C Углерод	7 N Азот
3	3	11 Na Натрий	12 Mg Магний	13 Al Алюминий	14 Si Кремний	15 P Фосфор
4	4	19 K Калий	20 Ca Кальций	21 Sc Скандий	22 Ti Титан	23 V Ванадий
5	5	29 Cu Медь	30 Zn Цинк	31 Ga Галлий	32 Ge Германий	33 As Мышьяк
6	6	37 Rb Рубидий	38 Sr Стронций	39 Y Иттрий	40 Zr Цирконий	41 Nb Ниобий
7	7	47 Ag Серебро	48 Cd Кадмий	49 In Индий	50 Sn Олово	51 Sb Сурьма
8	8	55 Cs Цезий	56 Ba Барий	57 La* Лантан	72 Hf Гафний	73 Ta Тантал
9	9	79 Au Золото	80 Hg Ртуть	81 Tl Таллий	82 Pb Свинец	83 Bi Висмут
10	10	87 Fr Франций	88 Ra Радий	89 Ac** Актиний	104 Ku Курчатовий	105 (Ns) (Нильсборий)

58 Ce Церий	59 Pr Прозеродим	60 Nd Неодим	61 Pm Прометий	62 Sm Самарий	63 Eu Европий	64 Gd Гадолиний
140,12	140,907	144,24	[147]	150,35	151,96	157,25

90 Th Торий	91 Pa Протактиний	92 U Уран	93 Np Нептуний	94 Pu Плутоний	95 Am Америций	96 Cm Кюрий
232,038	[231]	238,03	[237]	[244]	[243]	[247]

ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА
(короткой формы)

Э Л Е М Е Н Т О В									
VI		VII		VIII					
8 O Кислород		9 F Фтор		1 H Водород		2 He Гелий		10 Ne Неон	
16 S Сера		17 Cl Хлор		18 Ar Аргон		19 K Калий		20 Ca Кальций	
24 Cr Хром		25 Mn Марганец		26 Fe Железо		27 Co Кобальт		28 Ni Никель	
34 Se Селен		35 Br Бром		36 Kr Криптон		37 Rb Рубидий		38 Sr Стронций	
42 Mo Молибден		43 Tc Технеций		44 Ru Рутений		45 Rh Родий		46 Pd Палладий	
52 Te Теллур		53 I Иод		54 Xe Ксенон		55 Cs Цезий		56 Ba Барий	
74 W Вольфрам		75 Re Рений		76 Os Осмий		77 Ir Иридий		78 Pt Платина	
84 Po Полоний		85 At Астат		86 Rn Радон		87 Fr Франций		88 Ra Радий	

65 Tb Тербий	66 Dy Диспрозий	67 Ho Гольмий	68 Er Эрбий	69 Tm Тулий	70 Yb Иттербий	71 Lu Лютеций
158,924	162,50	164,930	167,26	168,934	173,04	174,97

97 Bk Берклий	98 Cf Калифорний	99 Es Эйнштейний	100 Fm Фермий	101 Md Менделеевский	102 No (Нобелий)	103 Lr (Лоуренсский)
[247]	[251]	[254]	[257]	[258]	[255]	[256]

ЭЛЕМЕНТОВ. Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА
(длинной формы)

Э л е м е н т о в

IVB		VB		VIB		VIIB		VIIIB		IB		IIB		IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		VIIIA	

Т а б л и ц а 9. Растворимость солей и оснований в воде (Р — растворимое, М — малорастворимое, Н — практически нерастворимое вещество, прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Анионы	Катионы													
	Li+	Na+, K+	NH ₄ ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Str ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р

Оглавление

Общие методические указания	3
Программа	6
Литература	12
Контрольные задания	13
Контрольное задание 1	13
Контрольное задание 2	56
Таблица вариантов контрольных заданий	82
Приложение	90

Т а б л и ц а 9. Растворимость солей и оснований в воде (Р — растворимое, М — малорастворимое, Н — практически нерастворимое вещество, прочерк означает, что вещество не существует или разлагается водой)

Катионы

Анионы

94

Исаак Лазаревич Шиманович

ХИМИЯ

Зав. редакцией С. Ф. Кондрашкова
Редактор Г. С. Гольденберг
Младшие редакторы Т. С. Костян и С. М. Ерохина
Технический редактор И. А. Лобанова
Художественный редактор Т. М. Скворцова
Корректор В. В. Кожуткина

Н/К

Изд. № ХИМ-713. Сдано в набор 04.02.83. Подп. в печать 21.04.83.
Формат 84×108¹/₃₂. Бум. тип. № 3. Гарнитура литературная. Печать высокая.
Объем 5,04 усл. печ. л. 5,15 усл. кр.-отт. 5,95 уч.-изд. л. Тираж 151 000 экз.
Зак. № 127. Цена 15 коп.

Издательство «Высшая школа», Москва, К-51, Неглинная ул., д. 29/14.

Отпечатано с матриц Ярославского полиграфкомбината Союзполиграфпрома при Государственном комитете СССР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 150014, Ярославль, ул. Свободы, 97, в Московской типографии № 13 ПО «Периодика» ВО «Союзполиграфпром» Государственного комитета СССР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 107005, Москва, Б-5, Денисовский пер., д. 30. Зак. 208.

Всего