

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

**Учреждение образования
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»**

Кафедра химии

ХИМИЯ

Краткая теория курса

*Методические указания по изучению дисциплины
для студентов-заочников инженерных специальностей*

**Горки
БГСХА
2012**

УДК 54(072)

ББК 24я73

X46

*Рекомендовано методической комиссией
инженерного факультета.
Протокол № 5 от 26 июня 2012 г.*

Авторы:

кандидаты сельскохозяйственных наук, доценты
И. В. Ковалева, О. В. Поддубная, А. В. Шершнев;
кандидат химических наук, доцент *Т. В. Булак*

Рецензенты:

кандидат химических наук, доцент *К. В. Седнев;*
кандидат технических наук, доцент *А. К. Дубовский*

Химия. Краткая теория курса : методические указания
X46 по изучению дисциплины / И. В. Ковалева [и др.]. – Горки :
БГСХА, 2012. – 72 с.

Приведены методические указания для самостоятельной подготовки студентов по химии. Даны краткие теоретические положения и решения типовых задач, рекомендуемая литература и вопросы для самоконтроля при изучении основных тем курса.

Для студентов-заочников инженерных специальностей.

УДК 54(072)

ББК 24я73

© УО «Белорусская государственная
сельскохозяйственная академия», 2012

ВВЕДЕНИЕ

Решение большинства специальных инженерных задач базируется на применении основных законов естествознания в условиях практической деятельности человека. Поэтому успешная инженерная деятельность немыслима без освоения в той или иной степени наук о природе – в первую очередь, математики, физики и химии.

Химия – наука о составе, строении, свойствах и превращениях веществ. Цель изучения химии – освоить современные представления о строениях как атомов и молекул, так и вещества в целом, а также об основных законах, управляющих процессами превращения веществ. В результате студенты должны овладеть основами квантово-механического подхода к описанию микромира, строения атомов, молекул и конденсированных форм вещества; понимать обоснование периодического закона; уметь проводить элементарные химико-термодинамические и кинетические расчеты; знать основы электрохимии; получить навыки проведения простых химических опытов.

Основным видом учебной деятельности слушателей заочного отделения является самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе общей химии она складывается из следующих элементов: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение лабораторного практикума; индивидуальные консультации; посещение лекций и лабораторных занятий; сдача экзамена по всему курсу. В данных методических указаниях, составленных в соответствии со стандартами и объемом учебной программы, студентам предлагаются теоретические аспекты по основным разделам дисциплины, что позволит самостоятельно и качественно подготовиться к экзамену.

Изучать курс рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. При этом следует учесть, что расположение материала курса в программе не всегда совпадает с расположением его в учебнике. При первом чтении рекомендуется не задерживаться на математических выводах, составлении уравнений реакций, а стараться получить общее представление об излагаемых вопросах, отмечая наиболее трудные или неясные места. При повторном изучении темы необходимо усвоить все теоретические положения, математические зависимости и их выводы, а также принципы составления уравнений реакций.

На установочной лекции преподаватель кратко, но в полном объеме программы, рассматривает основные темы дисциплины и задания к ним. В данных методических указаниях даны подробные объяснения и рекомендации по выполнению заданий по каждой теме.

В межсессионный период студент, самостоятельно прорабатывая конспект установочной лекции и пользуясь любым учебным пособием из предложенного списка литературы, отвечает на вопросы заданий для самостоятельной работы, которые приведены в методических указаниях.

Для наиболее эффективного запоминания и усвоения изучаемого материала следует обязательно иметь рабочую тетрадь и заносить в нее формулировки законов и основных понятий химии, новые незнакомые термины и названия, формулы и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы и т. п. Во всех случаях когда материал поддается систематизации желательно составлять графики, схемы, диаграммы, таблицы. Они очень облегчают запоминание и уменьшают объем конспектируемого материала. Пока тот или иной раздел курса не усвоен, переходить к изучению новых разделов не следует. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

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

1. ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ВВЕДЕНИЕ

Химия – наука о веществах и их превращениях. Понятие о материи и движении, веществе и поле. Предмет химии и его связь с другими дисциплинами. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развития техники. Химизация народного хозяйства. Химия и охрана окружающей среды. Основные химические понятия и законы.

Раздел.1. СТРОЕНИЕ АТОМА И СИСТЕМАТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

1.1. Строение атома

Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер. Изотопы. Современное понятие о химическом элементе. Двойственная корпускулярно-волновая природа электрона. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип Паули, правило Хунда. Периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева. Структура периодической системы. Периодическое изменение свойств химических элементов: радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность. Значение периодического закона Д. И. Менделеева.

1.2. Химическая связь и строение молекул

Механизмы (донорно-акцепторный и обменный) образования химической связи, ее основные типы и особенности. Зависимость типа химической связи от природы соединяющихся элементов: ковалентная, ионная металлическая связь. Основные положения теории валентных связей (ВС). Количественные характеристики химической связи: энергия, длина, дипольный момент. Строение простейших молекул. Полярные и неполярные молекулы. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь.

1.3. Кристаллическое состояние твердых тел

Строение кристаллов. Ионные, атомные и молекулярные кристаллы. Зависимость физических свойств кристаллических веществ от

природы химической связи между частицами в кристаллах. Понятие о методах исследования строения кристаллов. Полиморфизм и изоморфизм. Реальные кристаллы. Дефекты кристаллической решетки и их влияние на физические свойства твердых тел.

Раздел 2. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

2.1. Энергетика химических процессов

Физическая сущность энергетических эффектов химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимические законы. Стандартная энтальпия образования химических соединений. Изменение энтальпии системы в различных процессах. Энергетические эффекты при фазовых переходах. Термохимические расчеты. Понятие об энтропии. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса и ее изменение при химических процессах. Направленность химических процессов.

2.2. Химическая кинетика

Скорость химических реакций. Гомогенные и гетерогенные системы. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс, константа скорости реакции. Зависимость скорости химической реакции от температуры; правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Цепные реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Физические методы ускорения химических реакций.

2.3. Химическое равновесие

Необратимые и обратимые процессы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Основные факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Раздел 3. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

3.1. Свойства химических элементов и простых веществ. Бинарные соединения химических элементов

Химические элементы в периодической системе. Классификация элементов по химической природе. Характер изменения свойств простых веществ и образованных ими соединений по периодам и группам.

Общий обзор бинарных соединений элементов и характер химической связи в них. Бинарные соединения водорода: бинарные кислоты, гидриды. Соединения галогенов – галиды. Соединения кислорода – оксиды и гидроксиды. Сульфиды. Нитриды. Карбиды.

3.2. Комплексные соединения

Строение комплексных соединений. Валентная насыщенность, координационная насыщенность и ненасыщенность в атомах и соединениях. Современные представления о природе химической связи в комплексных соединениях в рамках метода ВС. Понятие о координационном числе и строении комплексных соединений. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных ионов. Применение комплексных соединений.

3.3. Органические соединения

Строение и свойства органических соединений. Природа химической связи в органических соединениях. Изомерия и строение молекул органических соединений. Специфические особенности органических соединений. Классификация органических соединений. Углеводороды и галоидпроизводные. Кислород- и азотсодержащие органические соединения. Металл-органические соединения.

Раздел 4. РАСТВОРЫ

4.1. Растворы неэлектролитов и электролитов

Общая характеристика дисперсных систем. Истинные растворы. Механизм растворения. Сольватная теория растворов Д. И. Менделеева. Термодинамика процессов растворения. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов. Растворы неэлектролитов и их свойства. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Давление пара растворов. Температура кипения, кристаллизация растворов. Законы Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация и ее причины. Отклонение от законов Рауля и Вант-Гоффа для растворов, электролитов. Сильные и слабые электролиты. Свойства растворов слабых электролитов. Степень диссоциации. Константа, диссоциации. Кислоты, основания, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ионно-обменные реакции в

растворах электролитов. Условия протекания таких реакций. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз солей.

Химия воды. Свойства воды. Состав природных вод. Жесткость воды. Методы умягчения воды: методы осаждения и методы ионного обмена.

4.2. Гетерогенные системы

Поверхностные явления в дисперсных системах. Различные виды сорбции. Коллоидные системы. Методы получения коллоидных систем. Агрегативная и кинетическая устойчивость гетерогенных дисперсных систем. Структура и электрический заряд коллоидных частиц. Свойства лиофобных и лиофильных коллоидных систем. Явление коагуляции и седиментации. Образование и свойства гелей. Растворы высокомолекулярных веществ.

Раздел 5. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

5.1. Электродные потенциалы и электродвижущие силы

Окислительно-восстановительные процессы. Окислители и восстановители. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы. Механизм возникновения электродных потенциалов. Стандартный водородный электрод. Измерение электродных потенциалов. Ряд напряжений и следствие из него. Уравнение Нернста. Гальванические элементы, аккумуляторы. Топливные элементы.

5.2. Электролиз

Сущность электролиза. Последовательность разрядки ионов. Анодное окисление и катодное восстановление. Вторичные процессы при электролизе. Явление перенапряжения. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми 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.

5.3. Коррозия металлов

Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Коррозия оцинкованного и луженого железа. Методы защиты металлов от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия. Ингибиторы коррозии.

СПЕЦИАЛЬНЫЕ РАЗДЕЛЫ ХИМИИ

Свойства металлов и сплавов. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов. Получение металлов из руд. Основные методы восстановления металлов из их соединений: пирометаллургия, электрометаллургия, гидрометаллургия. Методы получения металлов высокой степени чистоты. Сплавы металлов. Взаимодействие металлов друг с другом. Интерметаллические соединения и твердые растворы металлов. Физико-химический анализ металлических сплавов. Применение сплавов в современной технике.

Легкие конструкционные металлы. Бериллий, магний, алюминий. Нахождение этих металлов в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение этих металлов и сплавов на их основе в технике.

Тяжелые конструкционные металлы. Ванадий, хром, марганец. Нахождение этих металлов в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение этих металлов и сплавов на их основе в технике. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома и марганца. Железо, кобальт, никель. Нахождение этих металлов в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение этих металлов и сплавов на их основе в технике. Медь, цинк. Нахождение этих металлов в природе, получение. Физические и химические свойства. Применение этих металлов и сплавов на их основе в технике.

Инструментальные и абразивные материалы. Бор, бориды. Углерод и его аллотропные формы. Карбиды, их классификация. Использование карбидов переходных металлов в технике.

Полупроводниковые материалы. Кремний, германий, сурьма. Особенности физических и химических свойств. Нахождение в природе. Методы получения кремния, германия и сурьмы высокой степени чистоты. Использование кремния, германия и сурьмы в качестве полупроводников.

Органические полимерные материалы. Понятие об органических полимерах. Методы синтеза полимеров. Реакция полимеризации и реакции поликонденсации. Особенности внутреннего строения и физико-

химические свойства полимеров. Три физических состояния линейных аморфных полимеров. Факторы, определяющие физико-химические и механические свойства полимеров. Материалы, вырабатываемые на основе полимеров. Использование их в технике.

Химизация сельского хозяйства и проблемы экологии. Минеральные удобрения: современное состояние и перспективы развития производства и применение. Азотные удобрения: разновидности, химические основы производства и особенности применения. Калийные удобрения: разновидности, химические основы производства и особенности применения. Фосфорные удобрения: разновидности, химические основы производства и особенности применения. Комплексные удобрения: их структура в общем балансе минеральных удобрений, номенклатура, производство и особенности применения. Органические удобрения, их значение, виды и современные способы применения. Удобрительная ценность отходов химической и пищевой промышленности. Их использование, экологическая экспертиза применения. Микроудобрения: их состав, значение для развития растений и качества биологической продукции, область применения. Технический прогресс и экологические проблемы. Роль химии в решении экологических проблем. Продукты горения топлива и защита воздушного бассейна от загрязнений. Методы малоотходной технологии. Водородная энергетика. Получение и использование водорода. Охрана водного бассейна. Характеристика сточных вод. Методы очистки сточных вод. Методы замкнутого водооборота.

2. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МИНИМУМ

2.1. Основные понятия и законы стехиометрии.

Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ

Химия – часть естествознания, изучающая состав, строение и химические свойства веществ и их превращения, сопровождающиеся изменением состава.

Следует иметь в виду, что химия изучает низкоэнергетические превращения, максимальная температура которых не превышает несколько тысяч градусов, давление – 100 МПа. Эти превращения веществ называются химическими реакциями.

Под химическими свойствами веществ понимают совокупность химических реакций, в которые они могут вступать. Как и физические свойства (цвет, плотность, твердость, электропроводность, температура плавления и кипения), они определяются строением и составом вещества.

Простое химическое вещество (простое вещество) – это вещество, которое состоит из атомов одного и того же химического элемента.

Атом – мельчайшая частица простого вещества, сохраняющая все его основные химические свойства. Атом состоит из определенного числа протонов и нейтронов, составляющих ядро, и электронов, число которых равно числу протонов, т. е. атом электронейтрален. В условиях химических реакций атом не может быть превращен в другие атомы. Элемент – вид атомов, характеризующихся одинаковым числом протонов. Элементу присваивается атомный номер, равный числу протонов в его ядре, и ему дается название, первые буквы которого (латинского названия) являются символом элемента и, кроме того, обозначают один атом и один моль этого элемента. Например, элемент с атомным номером 18 называется Аргон (Argon – лат.) и обозначается Ar: этот знак (символ) данного элемента обозначает наличие одного атома или одного моля атомов. Атомный номер химического элемента равен его порядковому номеру в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Сложным химическим веществом (химическим соединением) является вещество, состоящее из атомов нескольких элементов. Многие химические соединения состоят из молекул, но существует также много соединений, имеющих немолекулярную структуру.

Молекулой называется мельчайшая частица вещества, способная к самостоятельному существованию и обладающая всеми его химическими свойствами. Например, из молекул состоят хлороводород HCl (один атом водорода соединен с одним атомом хлора), аммиак NH₃ (один атом азота соединен с тремя атомами водорода), вода H₂O (один атом кислорода соединен с двумя атомами кислорода) и т. д.

В то же время во многих (обычно кристаллических) химических соединениях нельзя выделить молекулы, так как они состоят из прочно связанных между собой атомов или ионов, на которые невозможно разделить сложное вещество, не изменив существенно его свойства. В этом случае состав вещества выражается формульной единицей. Например, формульная единица K₂SO₄ обозначает кристаллическое вещество сульфат калия, в котором на каждые два атома калия приходится один атом серы и четыре атома кислорода.

При описании состава и строения вещества иногда используют понятие о структурной единице (СЕ) – это более общее понятие, обозначающее любые атомы или их группы (в том числе молекулы и формульные единицы), которые используются для описания состава вещества.

Таким образом, состав вещества выражается его химической формулой, которая определяет соотношение между количеством атомов

элементов в соединении или количеством атомов в простом веществе. Химическая формула выражает состав молекулы, если вещество имеет молекулярное строение, или является только формульной единицей вещества, если молекулы данного вещества не существуют.

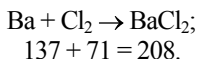
Представления об атомах как мельчайших неделимых частицах зародились в Древней Греции. Основы современного атомно-молекулярного учения впервые сформулировал М. В. Ломоносов (1748). Но его представления, изложенные в частном письме, были неизвестны большинству ученых. Поэтому основоположником современного атомно-молекулярного учения считается английский ученый Дж. Дальтон, сформулировавший (1803–1807) его основные постулаты, которые приведены ниже.

1. Каждый элемент состоит из очень мелких частиц – атомов.
2. Все атомы одного элемента одинаковы.
3. Атомы различных элементов имеют разные массы и обладают разными свойствами.
4. Атомы одного элемента не превращаются в атомы других элементов в результате химических реакций.
5. Химические соединения образуются в результате комбинации атомов двух или нескольких элементов.
6. В данном соединении относительные количества атомов различных элементов всегда постоянны.

Эти постулаты вначале были косвенно доказаны совокупностью стехиометрических законов.

Стехиометрия – раздел химии, который рассматривает количественные соотношения между реагирующими веществами. Теоретической основой расчетов количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в уравнениях химических реакций являются фундаментальные законы химии, часто называемые стехиометрическими законами.

Закон сохранения массы и энергии (Ломоносов, 1748). Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции:



М. В. Ломоносов связывал закон сохранения массы веществ с законом сохранения энергии. Взаимодействие массы и энергии выражается уравнением А. Эйнштейна:

$$E = mc^2;$$
$$C = 3 \cdot 10^8 \text{ м/с}.$$

Современная формулировка. В изолированной системе сумма масс (энергий) веществ до химической реакции равна сумме масс (энергий) образовавшихся веществ после реакции.

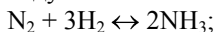
Закон постоянства состава (Пруст, 1808). Любое сложное вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

В природе существуют вещества с молекулярной и кристаллической структурой. Вещества с молекулярной структурой всегда имеют постоянный состав и называются дальтонидами (H_2O ; CO_2); вещества переменного состава – бертоллидами (например, монооксид титана может иметь состав от $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$).

Закон кратных отношений (Дальтон, 1803). Атомы в молекуле, а также их массы относятся друг к другу как небольшие целые числа. Например, в этилене $C : H = 1 : 2$.

Если два элемента образуют между собой более одного соединения, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого элемента, относятся между собой, как небольшие целые числа.

Закон простых объемных отношений (Гей-Люссак, 1808). Объемы вступающих в реакцию газов, а также объемы газообразных продуктов реакции относятся между собой как небольшие целые числа.



$$V(N_2) : V(H_2) : V(NH_3) = 1 : 3 : 2.$$

Поведение идеальных газов описывают законы, приведенные ниже.

1. При постоянной температуре изменение объема газа обратно пропорционально изменению давления (**закон Бойля – Мариотта**).

2. При постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально изменению абсолютной температуры (**закон Шарля – Гей-Люссака**).

Закон Авогадро используется в расчетах для газообразных веществ. При пересчете объема газа от нормальных условий к любым иным используется объединенный газовый закон Бойля – Мариотта и Гей-Люссака:

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

где P_0 , V_0 , T_0 – давление, объем газа и температура при нормальных условиях ($P_0 = 101,3$ кПа, $T_0 = 273$ К).

Если известна масса (m) или количество (n) газа и требуется вычислить его объем, или наоборот, используют уравнение Менделеева – Клапейрона:

$$PV = nRT,$$

где $n = m/M$ – отношение массы вещества к его молярной массе; R – универсальная газовая постоянная, которая равна $8,314 \text{ Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$.

Закон Авогадро. В равных объемах различных газов при одинаковых условиях (p , t) содержится одинаковое число молекул.

Следствие 1. Один моль любого газа в нормальных условиях занимает объем, равный $22,4 \text{ л/моль}$, – молярный объем V_m .

Нормальные условия (н.у.): $P = 1 \text{ атм} = 101 \text{ кПа}$, $T = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ или; 273 К .

Следствие 2. Отношение плотностей двух газов прямо пропорционально отношению их молярных масс:

$$\begin{aligned} \rho_1 / \rho_2 &= M_1 / M_2 = D; \\ D(\text{H}_2) &= M(\text{газа}) / 2; \\ D(\text{возд.}) &= M(\text{газа}) / 29. \end{aligned}$$

В химических расчетах используется единица количества вещества – моль. Один моль любого вещества содержит число Авогадро ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$) частиц, из которых оно состоит. Масса одного моль вещества называется молярной массой (M).

Установление стехиометрических законов позволило приписать атомам химических элементов строго определенную массу. Массы атомов чрезвычайно малы. Так, масса атома водорода составляет $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$, кислорода – $26,60 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$, углерода – $19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$. Пользоваться такими числами при различных расчетах очень неудобно. Поэтому с 1961 года за единицу массы атомов принята $1/12$ массы изотопа углерода ^{12}C – атомная единица массы (а.е.м.). Раньше ее называли углеродной единицей (у.е.), но сейчас это название использовать не рекомендуется. Масса а.е.м. составляет $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$, или $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$.

Относительной атомной массой элемента (A_r) называют отношение абсолютной массы атома к $1/12$ части абсолютной массы атома изотопа углерода ^{12}C . Иначе говоря, A_r показывает, во сколько раз масса атома данного элемента тяжелее $1/12$ массы атома ^{12}C . Например, округленное до целого числа значение A_r кислорода равно 16: это означает, что масса одного атома кислорода в 16 раз больше $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительные атомные массы элементов (A_r) приводятся в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Относительной молекулярной массой (M_r) вещества называется масса его молекулы, выраженная в а.е.м. Она равна сумме атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества, и вычисляется по формуле вещества. Например, относительная молекулярная масса серной кислоты H_2SO_4 складывается из атомных масс двух атомов водорода ($1 \cdot 2 = 2$), атомной массы одного атома серы (32) и атомной массы четырех атомов кислорода ($4 \cdot 16 = 64$). Она равна 98.

Это означает, что масса молекулы серной кислоты в 98 раз больше $1/12$ массы атома ^{12}C .

Относительные атомные и молекулярные массы – величины относительные, а потому безразмерные.

В химии широко используется особая величина – количество вещества. Количество вещества определяется числом структурных единиц (атомов, молекул, ионов или др.) этого вещества и выражается в молях.

Моль – это количество вещества, содержащее столько структурных или формульных единиц, сколько атомов содержится в 12 г (0,012 кг) изотопа. Экспериментально установлено, что в 12 г изотопа ^{12}C и, следовательно, в одном моле любого вещества, содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов. Это важная постоянная величина – постоянная Авогадро (N_A): ее размерность – моль $^{-1}$.

При применении понятия «моль» следует четко представлять себе, какие структурные единицы имеются в виду. Например, один моль атомарного водорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов H, один моль воды содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O , один моль растворенного в воде хлорида натрия содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов Na^+ и $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов Cl^- .

Количество вещества обозначается буквой n .

Молярная масса – это масса одного моля вещества. Молярная масса, выраженная в граммах, численно равна относительной молекулярной массе вещества, выраженной в атомных единицах массы. Так, молекула H_2O имеет относительную массу (M_r) 18 (а.е.м.), а один моль H_2O (т.е. $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул) имеет массу 18 г.

Введение в химию понятия эквивалент позволило сформулировать закон эквивалентов: вещества друг с другом взаимодействуют в строго пропорциональных соотношениях. При решении задач удобнее пользоваться другой формулировкой закона: отношение масс веществ, вступивших в реакцию, прямо пропорционально отношению молярных масс их эквивалентов, $m_1 / m_2 = M_{\text{экв}1} / M_{\text{экв}2}$. **Эквивалент** – условная или реальная частица вещества, которая в кислотно-основной реакции соответствует одному катиону H^+ , а в окислительно-восстановительной реакции – одному электрону. Реальная частица – молекула, атом или ион, условная частица – определенная часть молекулы, атома или иона. **Фактор эквивалентности ($f_{\text{экв}}$)** – доля условной или реальной частицы эквивалента вещества.

$$f_{\text{экв}} = 1 / z,$$

где z – количество передаваемых частицей в реакции электронов или протонов.

$f_{\text{экв}}$ обычно меньше или равен 1; $f_{\text{экв}}(\text{O}^{-2}) = 1/2$.

$M_{\text{экв}(x)}$ – молярная масса эквивалента – это молярная масса 1 моль эквивалента вещества; рассчитывается по формуле

$$M_{\text{экв}(x)} = M_{(x)} \cdot f_{\text{экв}}.$$

При вычислении молярных масс эквивалентов веществ необходимо учесть следующее:

1) молярная масса эквивалента оксида равна сумме молярных масс эквивалентов кислорода и элемента, входящего в состав оксида;

2) молярная масса эквивалента кислоты равна:

$$M_{\text{ЭКВ (к-ты)}} = M_{(\text{к-ты})} \cdot f_{\text{ЭКВ}},$$

где $f_{\text{ЭКВ (к-ты)}} = 1 / \text{число } \text{H}^+$;

3) молярная масса эквивалента основания равна:

$$M_{\text{ЭКВ (осн)}} = M_{(\text{осн})} \cdot f_{\text{ЭКВ}},$$

где $f_{\text{ЭКВ (осн)}} = 1 / \text{число } \text{OH}^-$;

4) молярная масса эквивалента соли равна:

$$M_{\text{ЭКВ (соли)}} = M_{(\text{соли})} \cdot f_{\text{ЭКВ}},$$

где $f_{\text{ЭКВ (соли)}} = 1 / (\text{число } \text{Me} \cdot \text{ст. ок. Me})$;

5) молярная масса эквивалента сложного вещества в общем случае не является величиной постоянной, а зависит от химической реакции, в которой принимает участие данное соединение. Для нитрата дигидроксижелеза (III):



$$f_{\text{ЭКВ (Fe (OH)2NO3)}} = 1 / 1 = 1;$$

$$M_{\text{ЭКВ (Fe (OH)2NO3)}} = M_{(\text{Fe (OH)2NO3})} \cdot f_{\text{ЭКВ}} = 305 / 1 = 305 \text{ г/моль.}$$

Количество вещества эквивалента $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ равно 1.

$$f_{\text{ЭКВ (KOH)}} = 1 / 1;$$

$$M_{\text{ЭКВ (KOH)}} = 56 \cdot 1 / 1 = 56 \text{ г/моль.}$$

Количество вещества эквивалента KOH равно 1;

6) эквивалентные объемы газов:

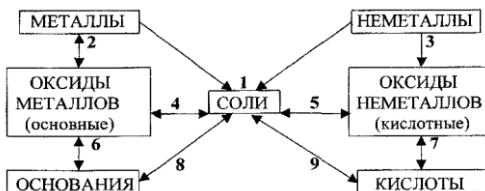
$$V_{\text{ЭКВ}} (\frac{1}{2} \text{H}_2) = 11,2 \text{ л/моль};$$

$$V_{\text{ЭКВ}} (\frac{1}{4} \text{O}_2) = 5,6 \text{ л/моль.}$$

Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно около 20 млн. химических соединений, большинство из них являются органическими. Тем не менее несколько миллионов химических соединений относится к неорганическим веществам. Несмотря на столь многочисленный состав, большинство неорганических соединений укладывается в общую схему классификации, которая выглядит следующим образом:

- | | | |
|------------------------|---|------------------|
| 1. Металлы и неметаллы | } | простые вещества |
| 2. Оксиды | | сложные вещества |
| 3. Основания | | |
| 4. Кислоты | | |
| 5. Соли | | |

Существует связь между указанными классами, что позволяет получать вещества одного класса из веществ другого класса. Такая связь называется *генетической*. Ее удобно отобразить в виде блок-схемы.



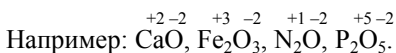
Неорганические вещества подразделяются на простые, состоящие из атомов одного элемента (O_2 , Cl_2 , S_8 , P_4 , O_3 , Cu и т. д.), и сложные, состоящие из атомов нескольких элементов ($NaCl$, K_2CO_3 , $(NH_4)_2Cr_2O_7$ и т. д.).

Простые вещества делятся на *металлы* (обладают металлическим блеском, пластичностью, тепло- и электропроводностью) и *неметаллы* (не обладают совокупностью свойств металлов).

Например, медь имеет блеск, хорошо проводит тепло и электрический ток, пластична (из нее делают провода). Медь – металл. Сера – порошок желтого цвета, плохо проводит тепло, не проводит ток. Это неметалл. Кристаллический кремний имеет металлический блеск, тепло- и электропроводен, но хрупок, поэтому кремний – неметалл.

Сложные вещества разнообразны; в школьном курсе химии подробно изучаются оксиды, основания, кислоты и соли.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .



Оксиды классифицируют по свойствам на *несолеобразующие* (безразличные), которым не соответствуют кислоты, основания и соли (это N_2O , NO , CO , SiO), и *солеобразующие*. Последние делятся:

- на кислотные, которым соответствуют кислоты; они образованы неметаллами и переходными элементами в степенях окисления более $+4$ (например, CO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , SO_3);

- основные, которым соответствуют основания; они образованы металлическими элементами и переходными элементами в степенях окисления меньше $+3$ (например, K_2O , CaO , CuO , MnO);

- амфотерные, которым соответствуют амфотерные гидроксиды; они образованы переходными элементами с постоянными степенями окисления (ZnO , Al_2O_3 , BeO) и с переменными степенями окисления

+3, +4 (Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2). К амфотерным оксидам относится также вода (H_2O).

Кислоты – сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка.

Например, $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$.

Кислоты классифицируют:

1) по составу кислотного остатка:

- на кислородсодержащие, например H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 ;

- бескислородные, например H_2S , HCl , HBr ;

2) по числу атомов водорода, способных замещаться на металл:

- одноосновные: HCl , HNO_3 , CH_3COOH ;

- двухосновные: H_2S , H_2SO_4 ;

- трехосновные: H_3PO_4 ;

3) по степени диссоциации:

- сильные: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;

- средние: H_2SO_3 , H_3PO_4 ;

- слабые: HF , H_2CO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , органические кислоты.

Основания – сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы.

Например, $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$.

Основания классифицируют:

1) по растворимости:

- на нерастворимые: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

- растворимые: NH_4OH , KOH , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

2) по степени диссоциации:

- сильные (щелочи): NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;

- слабые: NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$;

3) по числу гидроксильных групп:

- однокислотные: NaOH , NH_4OH ;

- двухкислотные: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$;

- трехкислотные: $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Соли – сложные вещества, в состав которых входят катионы, отличные от катионов водорода, и кислотные остатки.

По составу соли бывают:

- средние (нормальные) – содержат катионы одного вида и анион кислотного остатка: Na_2SO_4 , KCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, NH_4Cl ;

- кислые – от средних солей отличаются наличием катиона водорода: NaHSO_4 , CaHPO_4 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$;

- основные – от средних солей отличаются наличием гидроксид-аниона: AlOHSO_4 , MgOHCl , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$;

- двойные – содержат катионы двух видов: KNaSO_4 , $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$;

- смешанные – содержат анионы двух видов: CaOCl_2 , $\text{Mg}_2(\text{PO}_4)\text{F}$;

- комплексные – содержат комплексный ион: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Номенклатура – совокупность правил, на основании которых дают названия веществам. Номенклатура может быть систематическая (международная), рациональная и тривиальная (исторически сложившиеся названия).

Оксиды с помощью *систематической номенклатуры* называют с использованием числительных, обозначающих количество атомов каждого элемента: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта, 9 – нона, 10 – дека. Например, CO_2 – диоксид углерода; N_2O_5 – пентаоксид диазота.

По *рациональной номенклатуре* после слова «оксид ...» указывается степень окисления элемента, образующего оксид: CO_2 – оксид углерода (IV), N_2O_5 – оксид азота (V). Если степень окисления у элемента постоянна, она не указывается: CaO – оксид кальция.

Тривиальные названия: CO – угарный газ; CO_2 – углекислый газ; SiO_2 – кремнезем, кварц; Al_2O_3 – глинозем; CaO – жженая известь, негашеная известь; N_2O – веселящий газ.

Основания по *рациональной номенклатуре* называют следующим образом: «гидроксид ...», затем в скобках указывается степень окисления металла. При постоянной степени окисления она не указывается. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III); NaOH – гидроксид натрия; NH_4OH – гидроксид аммония.

Тривиальные названия: NH_4OH – нашатырный спирт; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеная известь, известковая вода (в растворе); NaOH – едкий натр; KOH – едкое кали.

Кислоты по *рациональной номенклатуре* называются по русскому названию химического элемента с использованием разных суффиксов: H_2SO_4 – серная; H_2SO_3 – сернистая; HNO_3 – азотная; HNO_2 – азотистая (суффиксы -н-, -ов-, -ев- – высшие кислоты; -ист-, -оват-, -оватист- – невысшие кислоты.). Бескислородные кислоты называются элементо-водородными: H_2S – сероводородная; HCl – хлороводородная.

Тривиальные названия: HF – плавиковая кислота; HCl – соляная кислота; HCN – синильная кислота; H_2SO_4 – купоросное масло; CH_3COOH – уксусная кислота (табл. 1).

Соли по *рациональной номенклатуре* называют с помощью латинских корней элементов и разных суффиксов: -ид- – бескислородные соли; -ит- – соли невысших кислот; -ат- – соли высших кислот. Далее указывается катион и его степень окисления (если она переменная): NaCl – хлорид натрия; Na_2SO_3 – сульфит натрия; Na_2SO_4 – сульфат натрия; $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – нитрат железа (III).

В названиях кислых солей используется префикс гидро-: NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия; в названиях основных солей – префикс гидроксо-: CuOHCl – гидроксохлорид меди (II).

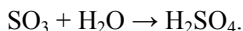
Т а б л и ц а 1. **Формулы и название кислот и кислотных остатков**

Названия кислот	Формулы кислот	Названия кислотных остатков средних солей
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Бромид
Иодоводородная	HI	Иодид
Циановодородная	HCN	Цианид
Сероводородная	H ₂ S	Сульфид
Селеноводородная	H ₂ Se	Селенид
Угльная	H ₂ CO ₃	Карбонат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	Силикат
Ортофосфорная	H ₃ PO ₄	Ортофосфат
Азотная	HNO ₃	Нитрат
Азотистая	HNO ₂	Нитрит
Серная	H ₂ SO ₄	Сульфат
Сернистая	H ₂ SO ₃	Сульфит
Хромовая	H ₂ CrO ₄	Хромат
Дихромовая	H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихромат
Марганцевая	HMnO ₄	Перманганат

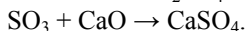
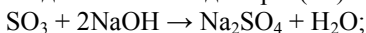
Тривиальные названия: NaCl – поваренная соль; CuSO₄ · 5H₂O – медный купорос; CaCO₃ – мел, мрамор, известняк; HgS – киноварь; Na₂CO₃ – кальцинированная сода; NaHCO₃ – питьевая (пищевая, чайная) сода; KClO₃ – бертоллетова соль; KMnO₄ – марганцовка.

Химические свойства оксидов

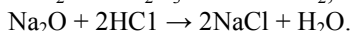
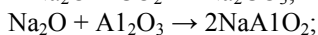
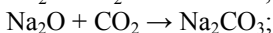
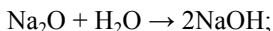
Кислотные оксиды реагируют со щелочами; основными и амфотерными оксидами; с водой, если образующаяся кислота растворима. Например:



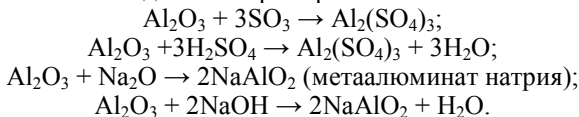
Кислотный остаток SO₄²⁻ будет присутствовать в продуктах кислотнo-основных взаимодействий оксида серы (VI).



Основные оксиды реагируют с кислотами; кислотными и амфотерными оксидами; с водой, если при этом образуется растворимое основание. Например:



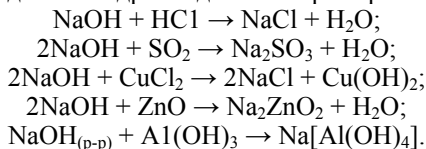
Амфотерные оксиды реагируют с кислотами, щелочами, кислотными и основными оксидами. Например:



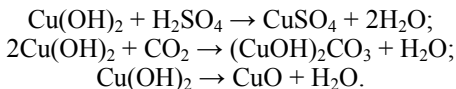
Al_2O_3 соответствует амфотерный гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, который в виде кислоты можно записать как H_3AlO_3 . Из этой формулы нужно вычесть H_2O , останется HAlO_2 . AlO_2^- будет кислотным остатком в продуктах реакций оксида алюминия с основаниями и основными оксидами.

Химические свойства оснований

Растворимые основания реагируют с кислотами, кислотными оксидами; с некоторыми солями, если образуются газ, осадок или вода; с амфотерными оксидами и гидроксидами. Например:



Нерастворимые основания реагируют с кислотами, некоторыми кислотными оксидами, разлагаются при нагревании на воду и оксид металла:

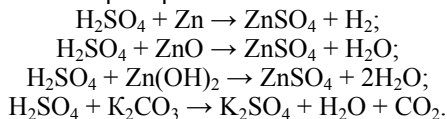


Амфотерные гидроксиды обладают свойствами нерастворимых оснований, но дополнительно могут вступать в реакции комплексообразования со щелочами:



Химические свойства кислот

Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами; с солями, если при этом образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество. Например:

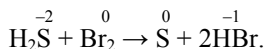


Кремниевая кислота может реагировать только со щелочами, так как нерастворима.

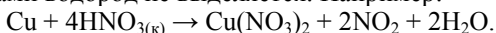
Сернистая, угольная и кремниевая кислоты разлагаются на воду и соответствующий кислотный оксид согласно уравнению реакции



Бескислородные кислоты обладают восстановительными свойствами:



Концентрированные серная и азотная кислоты являются сильными окислителями. Азотная кислота может взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду напряжений как до, так и после водорода; при этом образуются соль, вода и продукт восстановления азота (+5) (NH_3 , N_2 , N_2O , NO , NO_2), который зависит от активности металла и концентрации кислоты. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с металлами водород не выделяется. Например:

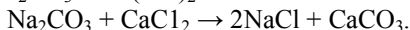
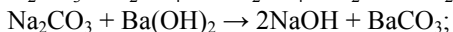


Концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами образует соль, воду и продукт восстановления серы (+6) (H_2S , S , SO_2):

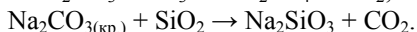
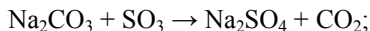


Химические свойства солей

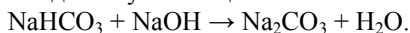
Соли вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами, другими солями, если при этом образуются газ, осадок или малодиссоциирующее вещество:



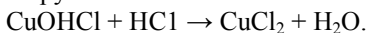
Соли слабых кислородсодержащих кислот могут взаимодействовать с оксидами, соответствующими более сильным или менее летучим кислотам:



Кислые соли взаимодействуют со щелочами:

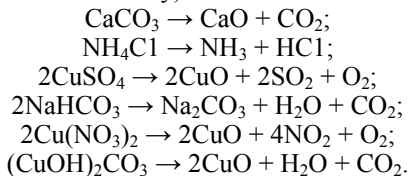


Основные соли реагируют с кислотами:

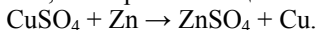


Многие соли разлагаются (нерастворимые карбонаты, силикаты, сульфиты, сульфаты тяжелых металлов, все нитраты, все соли ammo-

ния, кислые соли разлагаются на кислоту и среднюю соль, основные соли – на оксид металла и кислоту):



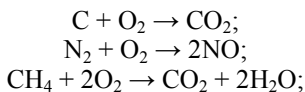
Соли вступают в реакции замещения с металлами, если металл в составе соли менее активен, чем простое вещество:



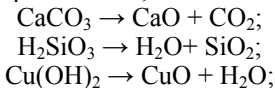
Получение оксидов, оснований, кислот, солей

Оксиды получают:

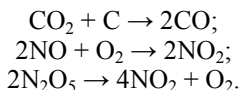
1) горением и окислением простых и сложных веществ:



2) разложением некоторых кислот, оснований, солей:

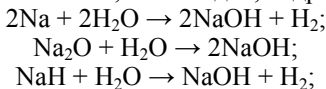


3) из других оксидов восстановлением, окислением или разложением:

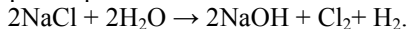


Щелочи получают:

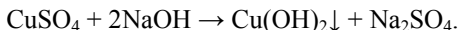
1) взаимодействием металлов, их оксидов, гидридов с водой:



2) электролизом растворов солей:

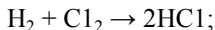


Нерастворимые основания получают действием щелочей на соответствующие соли:

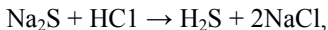


Бескислородные кислоты получают:

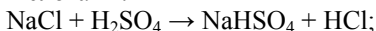
1) прямым синтезом:



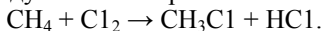
2) вытеснением из солей более сильными кислотами:



или менее летучими кислотами:

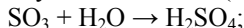


3) как побочный продукт галогенирования алканов:

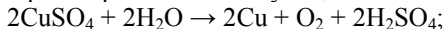


Кислородсодержащие кислоты получают:

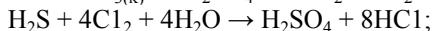
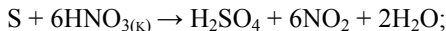
1) гидратацией соответствующих оксидов (ангидридов):



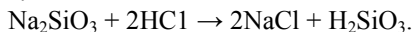
2) электролизом растворов соответствующих солей:



3) окислением простых и сложных веществ азотной кислотой или другими сложными окислителями:



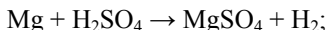
4) кислоты можно вытеснить из солей более сильными или менее летучими кислотами:



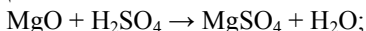
Существует огромное количество способов получения солей.

Наиболее типичные из них – взаимодействие:

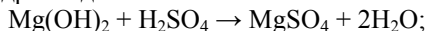
1) кислоты с металлом:



2) кислоты с оксидом металла:



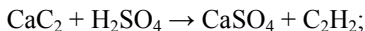
3) кислоты с гидроксидом металла:



4) кислоты с солью:



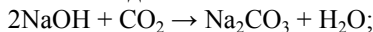
5) кислоты с солеподобным веществом (гидридом, пероксидом, карбидом и т. д.):



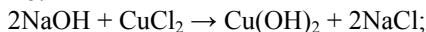
6) щелочи с неметаллом:



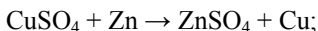
7) щелочи с кислотным оксидом:



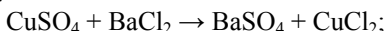
8) щелочи с солью:



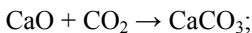
9) соли с металлом:



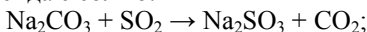
10) соли с солью:



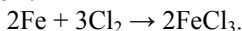
11) кислотного оксида с основным оксидом:



12) кислотного оксида с солью:

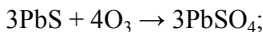


13) металла с неметаллом:

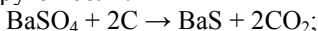


Реже используются такие способы, как:

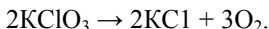
1) окисление другой соли:



2) восстановление другой соли:

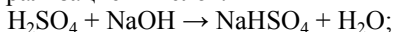


3) разложение другой соли:

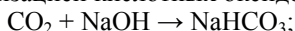


Кислые соли получают:

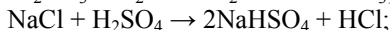
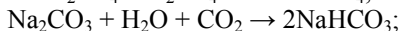
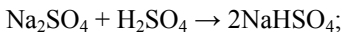
1) неполной нейтрализацией кислот:



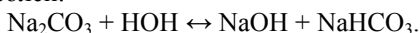
2) неполной нейтрализацией кислотных оксидов:



3) взаимодействием средних солей с кислотами (с кислотными оксидами в растворах):

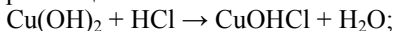


4) гидролизом солей:

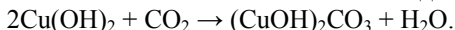


Основные соли получают:

1) неполной нейтрализацией оснований:



2) взаимодействием оснований с кислотными оксидами:



Примеры выполнения заданий

Задание 1. Дайте названия веществам: Cr_2O_3 ; CuSO_4 ; H_3PO_4 .

Решение: $\text{Cr}_2^{+3}\text{O}_3^{-2}$ – это оксид; определим степень окисления хрома: она равна +3, значит, вещество называется «оксид хрома (III)».

CuSO_4 – это соль серной кислоты; определим степень окисления меди; она равна +2. Вещество называется «сульфат меди (II)».

H_3PO_4 – формула фосфорной кислоты.

Задание 2. Составьте формулы веществ по названиям:

а) оксид азота (III);

б) гидроксид меди (II);

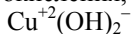
в) гидроксид алюминия;

- г) фосфат кальция;
 д) гидросульфат калия.

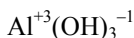
Решение: а) оксид азота (III): запишем азот и кислород рядом, проставим их степени окисления, снесем их крест-накрест:



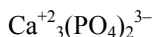
б) гидроксид меди (II): запишем рядом знак меди и гидроксогруппу OH, проставим степени окисления, снесем крест-накрест:



в) гидроксид алюминия: степень окисления алюминия не указана, так как она постоянна и равна номеру группы в периодической системе, т. е. +3:



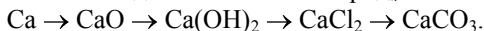
г) фосфат кальция: запишем рядом кальций и кислотный остаток фосфорной кислоты PO_4^{-3} . Степень окисления кальция равна номеру группы, т. е. +2, степень окисления PO_4 равна числу атомов водорода в кислоте –3: Снесем степени окисления крест-накрест и составим формулу:



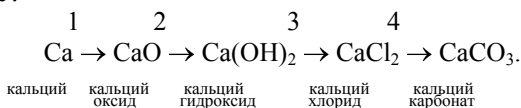
д) гидросульфат калия: запишем рядом калий, водород (гидро), сульфат (остаток серной кислоты). Проставим их степени окисления: $\text{K}^+\text{H}^+\text{SO}_4^{2-}$. HSO_4 возьмем в скобки и определим суммарный заряд этого иона ($1 + (-2)$) = –1. Снесем степени окисления крест-накрест и составим формулу:



Задание 3. Составить уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Назвать исходные и конечные продукты.



Решение:



1. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$.
2. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{KCl}$.

Задания для самостоятельной работы

Составить уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Дать названия исходных и конечных продуктов:

- 1) $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$;
- 2) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2$;
- 3) $\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$;
- 4) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2$;
- 5) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$;
- 6) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$;
- 7) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_2$;
- 8) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$;
- 9) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO}$;
- 10) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$.

2.2. Строение атома

До конца XIX века полагали, что атом – неделимая и неизменяющаяся частица. Открытие радиоактивности урана и некоторых других элементов (А. Беккерель, 1896) и объяснение ее расщеплением ядер атомов (Э. Резерфорд, Ф. Содди, 1903), а также открытие электрона как составной части атома (Дж. Стоней, 1881; Дж. Томсон, 1897) доказали сложное строение атома.

Было экспериментально доказано (Э. Резерфорд, 1911 г.), что атом состоит из положительно заряженного тяжелого ядра и легкой оболочки из отрицательно заряженных электронов; масса ядра примерно в 2000 раз больше массы электронов, а заряды ядра и электронной оболочки равны между собой. Ядро атома, в свою очередь, состоит из положительно заряженных частиц – протонов (p) и незаряженных частиц – нейтронов (n), имеющих примерно одинаковые массы.

Атомы химических элементов состоят из положительно заряженных ядер и окружающих их отрицательно заряженных электронов. Положительный заряд ядра равен сумме отрицательных зарядов окружающих ядро электронов, поэтому атом в целом электронейтрален. Заряд электрона равен $1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл. Согласно современным представлениям, электрон имеет двойственную корпускулярно-волновую природу.

Частица (символ)	Свойства элементарных частиц		
	Местоположение в атоме	Относительный заряд	Относительная масса (а.е.м.)
<i>Протон (p)</i>	<i>в ядре</i>	<i>+1</i>	<i>1</i>
<i>Нейтрон (n)</i>	<i>в ядре</i>	<i>0</i>	<i>1</i>
<i>Электрон (e⁻)</i>	<i>в оболочке</i>	<i>-1</i>	<i>0</i>

Природа элемента, его основные химические свойства определяются числом протонов в ядре, равным его заряду Z . Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра (или число протонов в ядре), относятся к одному и тому же элементу. Атомы одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но различное число нейтронов в ядре (N), называются *изотопами*. Например, изотопами элемента кальция являются $^{40}_{20}\text{Ca}$ ($20p + 20n$), $^{42}_{20}\text{Ca}$ ($20p + 22n$) и $^{43}_{20}\text{Ca}$ ($20p + 23n$). Обратите внимание: состав ядра изотопа указывается цифрами перед символом элемента. При этом верхний индекс обозначает общее число протонов и нейтронов (нуклонов). Сумму протонов (Z) и нейтронов (N), содержащихся в ядре атома, называют массовым числом (A). Нижний индекс обозначает число протонов (Z), а разность между ними равна числу нейтронов: $N = A - Z$.

В настоящее время для всех элементов известны изотопы: всего около 300 устойчивых и более 1400 неустойчивых (радиоактивных). Определяют их по массам (масс-спектрометрия), а радиоактивные – по спектрам излучения. Схематическое изображение орбиталей с учетом их энергии называется энергетической диаграммой атома. Она отражает взаимное расположение уровней и подуровней энергии. На схеме орбитали обозначают в виде ячеек, а электроны – в виде стрелок (рис. 1).

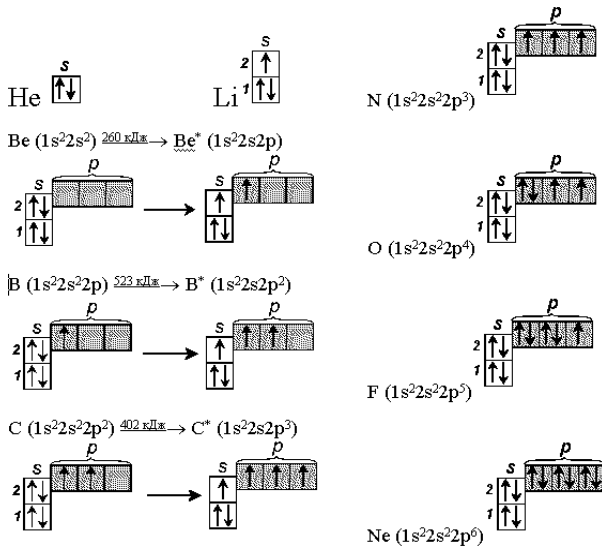


Рис. 1. Электронные конфигурации атомов и распределение электронов по орбиталям в атомах гелия и элементов второго периода

Электрон может занять любую свободную орбиталь, но, согласно принципу минимума энергии, всегда предпочитает ту орбиталь, у которой энергия ниже. Принцип Паули ограничивает число электронов на каждой орбитали. Поэтому в одной ячейке (на атомной орбитали) может быть только один или два электрона. На каждом s-подуровне (одна орбиталь) могут находиться два электрона, на каждом p-подуровне (три орбитали) – шесть электронов, на каждом d-подуровне (пять орбиталей) – десять электронов.

Конечным результатом изучения этой темы является умение составить электронную формулу любого атома, выявить его валентность и возможные степени окисления. Элементы, не обладающие стабильной электронной конфигурацией инертных газов, стремятся приобрести ее, вступая в химические реакции. Атомы, которым до стабильной конфигурации не хватает незначительного числа электронов или, напротив, у которых имеется небольшой их избыток, обычно образуют электрически заряженные частицы – ионы. Положительно заряженные ионы, образующиеся при потере электронов, называют катионами, отрицательно заряженные ионы, образующиеся при приобретении электронов, – анионами. Заряд ионов редко превышает 3, т. е. атомы редко теряют или приобретают более трех электронов. Атом натрия, соединяясь с атомом хлора, теряет один наружный электрон и превращается в катион, а атом хлора приобретает этот электрон и становится анионом. Их внешние электронные оболочки становятся заполненными и содержат по восемь электронов. Катион и анион притягиваются, образуя натрий хлорид.

Электроны внешней оболочки, участвующие в образовании химических связей, называют валентными (валентность элемента равна числу связей, которые он способен образовать). Элементы, имеющие одинаковую электронную конфигурацию внешних оболочек и обладающие сходными физическими и химическими свойствами, объединены в периодической системе элементов в группы от I до VIII, причем номер группы совпадает с числом валентных электронов.

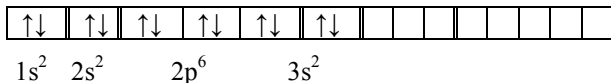
Примеры выполнения заданий

Задание 1. Записать электронную формулу атома элемента с атомным номером 16. Валентные электроны подчеркнуть.

Решение. Атомный номер 16 имеет атом серы. Следовательно, заряд ядра равен 16, в целом атом серы содержит 16 электронов и 16 протонов. Электронная формула атома серы записывается следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2 3p^4}$ (подчеркнуты валентные электроны).

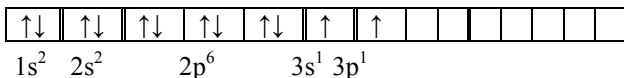
Типовое задание. Показать строение электронной оболочки атома магния и возможное валентное состояние.

Порядковый номер у атома магния 12, его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Так как последний электрон находится на s-подуровне, то магний относится к электронному s-семейству. Распределение электронов по квантовым ячейкам у атома магния в нормальном состоянии выглядит следующим образом:



Атом магния имеет все спаренные электроны, его валентность равна нулю.

Для атома магния характерно одно возбужденное состояние, которому соответствует следующее распределение электронов по квантовым ячейкам:



$Mg^* 3s^1 3p^1$ имеет два неспаренных электрона, и его валентность равна двум.

Задания для самостоятельной работы

Показать строение электронной оболочки атомов и их возможные валентные состояния: алюминия, серы, кислорода, брома, железа, фосфора, цинка, фтора, кальция, кремния, углерода, калия, селена.

2.3. Химическая термодинамика и кинетика

Общие законы химической термодинамики дают инженеру ключ к пониманию энергетической стороны реакций в инженерных конструкциях, процессов электролиза и коррозии металлов, регенерации и старения деталей, а также дают возможность регулировать эти процессы осуществлением профилактических или корректирующих мероприятий.

Первое начало (или первый закон) термодинамики и есть закон сохранения энергии. Этот закон выполняется во всех явлениях природы и подтверждается всем опытом человечества. Ни одно из его следствий не находится в противоречии с опытом. Закон сохранения энергии подтверждает положение о вечности и неуничтожаемости движения,

поскольку энергия есть мера движения при его превращениях из одной формы в другую.

Термодинамика рассматривает преимущественно две формы, в виде которых совершается превращение энергии в теплоту и работу. Из постоянства запаса внутренней энергии изолированной системы непосредственно вытекает: в любом процессе изменение внутренней энергии какой-нибудь системы равно разности между количеством сообщенной системе теплоты и количеством работы, совершенной системой: $\Delta U = Q - A$. Отсюда получаем: $Q = \Delta U + A$. Это уравнение является математическим выражением первого начала термодинамики, которое в данном случае имеет следующую формулировку: подведенное к системе тепло Q идет на увеличение внутренней энергии системы ΔU и на совершение внешней работы A . При использовании уравнения первого начала термодинамики необходимо, чтобы все величины, входящие в это уравнение, были выражены в одних и тех же единицах энергии; чаще всего их выражают в джоулях.

Первое начало термодинамики имеет несколько формулировок, однако все они выражают одну и ту же суть: неумничтожаемость и эквивалентность энергии при взаимных переходах различных видов ее друг в друга.

В изолированной системе сумма всех видов энергии есть величина постоянная.

Во всех химических явлениях выполняется закон сохранения энергии. Соответственно и все законы термохимии являются следствием первого начала термодинамики.

В 1870 г. Лавуазье и Лаплас установили первый закон термохимии: количество тепла, необходимое для разложения сложного вещества на более простые, равно количеству тепла, выделяющемуся при его образовании из простых веществ.

Закон Лавуазье – Лапласа является частным случаем закона сохранения энергии. Он выполняется при образовании химических соединений из более сложных веществ. Например, теплота образования Li_2CO_3 из Li_2O и CO_2 равна 13 кДж. И для разложения же 1 моль Li_2CO_3 на исходные оксиды Li_2O и CO_2 необходимо затратить также 13 кДж.

В 1836 г. Г. И. Гесс установил закон термохимии: тепловой эффект химических реакций зависит только от начального и конечного состояния реагирующих веществ и не зависит от пути, по которому реакция протекает. Этот закон также является частным случаем первого начала термодинамики применительно к химическим реакциям, протекающим в изохорных или изобарных условиях.

Закон Гесса имеет большое практическое применение. Он дает возможность вычислять тепловые эффекты, не проводя химических реакций. Этот закон выполняется также в физиологии и в биохимии. Количество теплоты, получаемое от окисления пищевых продуктов в организме в результате целой серии сложных реакций, и количество теплоты, выделяемое при сжигании этих веществ в калориметрической бомбе, оказались тождественными. В качестве продукта неполного окисления белков из организма выделяется мочеви́на. Именно этим объясняется, что при полном сжигании белка в калориметрической бомбе теплоты выделяется больше, чем при окислении его в живом организме.

В термохимических расчетах часто пользуются следствиями, которые непосредственно вытекают из закона Гесса.

Следствие первое. Если совершаются две реакции, приводящие из различных начальных состояний к одинаковым конечным, то разница между тепловыми эффектами представляет тепловой эффект перехода из одного начального состояния в другое. Это следствие используется в термохимических расчетах.

Пользуясь следствием из закона Гесса, можно рассчитать тепловые эффекты перехода из одного аллотропного состояния в другое. Так, при переходе от алмаза к графиту выделяется $\Delta H = -1,9$ кДж/моль; при переходе от графита к алмазу поглощается $\Delta H = 1,9$ кДж/моль.

Следствие второе. Если совершаются две реакции, приводящие из одинаковых начальных состояний к различным конечным, то разница между их тепловыми эффектами представляет тепловой эффект перехода из одного конечного состояния в другое. Это следствие также используется при расчетах.

Закон Гесса дает возможность определять тепловые эффекты таких реакций, которые или не реализуемы, или не могут быть проведены чисто и до конца. На основании этого закона с термохимическими уравнениями можно производить те же действия, что и с обычными алгебраическими. Для расчетов используют следствие из закона Гесса: тепловой эффект реакции $\Delta H_{x,p}$ равен сумме теплот образования $\Delta H_{\text{прод.}}$ продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования $\Delta H_{\text{исх.}}$ исходных веществ с учетом коэффициентов перед формулами этих веществ в уравнении реакции

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

Следует хорошо уяснить, что свойство вещества, отображающее состояние его внутренней структуры в связи с тепловым движением

частиц, называется **энтропией**. Энтропия является мерой неупорядоченности системы. Такие процессы, как плавление, растворение, испарение (сублимация); химические реакции, идущие с увеличением объема системы, сопровождаются увеличением ее энтропии. И наоборот, процессы кристаллизации, конденсации, а также химические реакции, идущие с уменьшением объема, связаны с повышением упорядоченности в структуре системы – они сопровождаются уменьшением энтропии.

Изменение энтропии ΔS также подчиняется закону Гесса:

$$\Delta S_{x,p} = \sum S_{\text{прод.}}^{\circ} - \sum S_{\text{исх.}}^{\circ}$$

Изложенное выше показывает, что на возникновение и направление химической реакции оказывает влияние, с одной стороны, стремление частиц к объединению (что приводит к уменьшению внутренней энергии и энтальпии), а с другой – стремление к максимальному разупорядоченному состоянию, т. е. к увеличению энтропии. Взаимосвязь этих величин (функций) выражается соотношением $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Величина ΔG 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 температуры. Энергия Гиббса является функцией состояния, поэтому

$$\Delta G_{x,p} = \sum \Delta G_{\text{прод.}} - \sum \Delta G_{\text{исх.}}$$

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 происходить 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 $\Delta H = T\Delta S$. Отсюда $\Delta S = \Delta H/T$. Величины энтропии и энергии Гиббса (изобарного потенциала) зависят от условий, при которых протекает данная реакция. Поэтому для сравнения различных реакций берутся стандартные условия: температура $25^{\circ}\text{C} = 298\text{ K}$; парциальное давление газов 760 мм рт. ст. . Значение стандартных величин энтропии и изобарного потенциала образования химических соединений обозначают: S°_{298} , или $S^{\circ}\text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{K})$, и ΔG°_{298} , или $\Delta G^{\circ}\text{ кДж}/\text{моль}$. Для простых веществ, устойчивых при стандартных условиях, ΔG° принимается равным нулю.

Термодинамические особенности открытых систем, характерные для живого организма, объясняют его устойчивость, позволяющую ему в течение многих лет сохранять определенный уровень работоспо-

способности, а также относительное постоянство внутренней среды, называемое в биологии *гомеостазом*.

Основные положения, следующие из законов термодинамики:

- развитие системы происходит под влиянием двух тенденций: стремления к минимуму энергии и к максимуму энтропии;
- экзэргонические реакции в системе протекают самопроизвольно, так как $\Delta G_p < 0$;
- эндэргонические реакции требуют подвода энергии, так как $\Delta G_p > 0$;
- состояние равновесия в обратимых процессах с позиции термодинамики характеризуется $\Delta G = 0$ и является энергетически самым выгодным, так как $G = \min$.

При изучении данной темы необходимо знать сущность экзо- и эндотермических реакций, иметь представление о теплотах образования и сгорания сложных веществ. Особое внимание следует обратить на понимание важнейших термодинамических функций химических процессов: энтальпии, энтропии, свободной энергии Гиббса, а также на экзэргонические и эндэргонические реакции.

Примеры выполнения заданий

Задание. Определить изменение энтропии (ΔS°) в стандартных условиях для химической реакции $2C(\text{графит}) + 3H_2(\text{г}) \rightarrow C_2H_6(\text{г})$.

Энтропии веществ, участвующих в химической реакции:

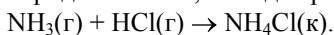
Вещество	S°_{298} Дж/(моль · К)
C (графит)	5,74
H ₂ (г)	130,6
C ₂ H ₆ (г)	229,5

Решение. Для данной реакции $2C(\text{графит}) + 3H_2(\text{г}) \rightarrow C_2H_6(\text{г})$ изменение энтропии равно:

$$\begin{aligned}\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} &= \Sigma S^\circ_{\text{пр.}} - \Sigma S^\circ_{\text{исх.}} = S^\circ(C_2H_6) - (2S^\circ(C) + 3S^\circ(H_2)) = \\ &= 229,5 - 2 \cdot 5,74 - 3 \cdot 130,6 = -173,78 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль}).\end{aligned}$$

Задания для самостоятельной работы

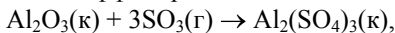
1. Вычислить ΔH° хлорида аммония, если для реакции



ΔH° реакции = $-176,93$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(NH_3) = -46,19$ кДж/моль;

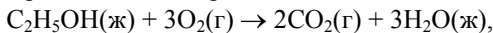
$\Delta H^\circ(HCl) = -92,3$ кДж/моль.

2. Вычислить тепловой эффект реакции



если $\Delta H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1675$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{SO}_3) = -395$ кДж/моль; $\Delta H^\circ(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = -3434$ кДж/моль.

3. В каком направлении идет процесс



если $\Delta G^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -174,77$ кДж/моль; $\Delta G^\circ(\text{CO}_2) = -394,38$ кДж/моль; $\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -237,5$ кДж/моль?

4. Рассчитать ΔS°_{298} реакции разложения бертолетовой соли



если $S^\circ(\text{KClO}_3) = 142,97$ Дж/(моль·к); $S^\circ(\text{KCl}) = 82,68$ Дж/(моль·к); $S^\circ(\text{O}_2) = 205,03$ Дж/(моль·к).

5. Вычислить ΔG° системы $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж})$, если $\Delta G^\circ(\text{C}_2\text{H}_4) = 68,12$ кДж/моль; $\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{Oж}) = -237,5$ кДж/моль; $\Delta G^\circ(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -174,77$ кДж/моль.

6. Рассчитать ΔG° реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{к})$ и сделать вывод о возможности ее протекания, если $\Delta G^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = -115,94$ кДж/моль; $\Delta G^\circ(\text{H}_2\text{Oж}) = -237,5$ кДж/моль.

2.4. Растворы и их коллигативные свойства

При изучении общих свойств растворов необходимо обратить особое внимание на осмотическое давление, давление пара раствора, замерзание и кипение растворов, отметив значение этих закономерностей в природе и использование их биологическими системами.

Коллигативные свойства – это свойства вещества, которые не зависят от природы, а зависят только от концентрации веществ (частиц) в растворе:

- диффузия;
- осмотическое давление;
- температура замерзания;
- температура кипения;
- давление насыщенного пара-растворителя над раствором.

Диффузия – это самопроизвольный процесс переноса частиц растворенного вещества и растворителя по градиенту концентрации растворенного вещества, приводящий к выравниванию концентраций частиц и их скоростей.

Причина: стремление системы к максимальной энтропии. Несмотря на хаотический характер теплового движения частиц в системе диффузия частиц, как результат этого движения, всегда направлена от большей концентрации к меньшей. Направленный характер диффузия име-

ет до тех пор, пока есть различия в концентрации частиц в отдельных частях системы. После выравнивания концентрации частиц происходит выравнивание и скоростей их диффузии в разных направлениях.

Рассмотрим случай, когда на пути диффузии частиц растворенного вещества и растворителя находится мембрана с избирательной проницаемостью, через которую свободно проходят молекулы растворителя, а молекулы растворенного вещества практически не проходят. Лучшей избирательной проницаемостью обладают мембраны, изготовленные из природных тканей животного и растительного происхождения (стенки кишок и мочевого пузыря, различные растительные ткани).

Осмозом называется самопроизвольная диффузия молекул растворителя сквозь мембрану с избирательной проницаемостью. В начальный момент при осмосе скорости диффузии молекул растворителя через мембрану от растворителя к раствору ($v_{р-ля}^*$) и от раствора к растворителю ($v_{р-ля}$) будут различными ($v_{р-ля} > v_{р-ля}^*$) вследствие:

- неодинаковой концентрации растворителя в разделенных частях системы $c_{р-ля} > c_{р-ля}^*$;

- большей площади поверхности мембраны, свободной от частиц растворенного вещества со стороны чистого растворителя, чем со стороны раствора s , где часть поверхности мембраны занята частицами растворенного вещества, т. е. $s > s^*$;

- большей подвижности молекул растворителя в чистом растворителе, чем в растворе, где есть межмолекулярное взаимодействие между веществом и растворителем, уменьшающее подвижность молекул растворителя.

Из-за этих различий через некоторое время, вследствие уменьшения разности концентрации растворителя в разделенных частях системы и появления избыточного гидростатического давления со стороны раствора, скорости диффузии растворителя будут изменяться по-разному: $v_{р-ля}$ – уменьшаться, а $v_{р-ля}^*$ – увеличиваться. Это обстоятельство обязательно приведет к наступлению в системе состояния динамического физико-химического равновесия, характеризующегося равенством скоростей диффузии молекул растворителя через мембрану $v_{р-ля} = v_{р-ля}^*$. Появляющееся избыточное гидростатическое давление в системе является следствием осмоса, поэтому это давление называется осмотическим.

Осмотическим давлением (π) называют избыточное гидростатическое давление, возникающее в результате осмоса и приводящее к выравниванию скоростей взаимного проникновения молекул растворителя сквозь мембрану с избирательной проницаемостью. В. Пфедфер и Я. Вант-Гофф,

изучая количественную зависимость осмотического давления от внешних факторов, установили, что оно подчиняется объединенному газовому закону Менделеева – Клапейрона:

$$\pi = cRT,$$

где c – молярная концентрация вещества в растворе, моль/л.

Осмотическая ячейка – это система, отделенная от окружающей среды мембраной с избирательной проницаемостью. Все клетки живых существ являются осмотическими ячейками, которые способны всасывать растворитель из окружающей среды или, наоборот, отдавать его, в зависимости от концентраций растворов, разделенных мембраной.

Эндоосмос – движение растворителя в осмотическую ячейку из окружающей среды. Условие эндоосмоса следующее:

$$c_{\text{нар}} < c_{\text{вн}} (\pi_{\text{нар}} < \pi_{\text{вн}}),$$

где $c_{\text{нар}}$ и $c_{\text{вн}}$ – концентрации вещества в наружном растворе ячейки и во внутреннем растворе;

$\pi_{\text{нар}}$ и $\pi_{\text{вн}}$ – осмотические давления соответствующих растворов.

В результате эндоосмоса вода диффундирует в клетку, происходит набухание клетки с появлением напряженного состояния клетки, называемого тургор. В растительном мире тургор помогает растению сохранять вертикальное положение и определенную форму.

Экзоосмос – движение растворителя из осмотической ячейки в окружающую среду. Условие экзоосмоса следующее:

$$c_{\text{нар}} > c_{\text{вн}} (\pi_{\text{нар}} > \pi_{\text{вн}}).$$

В результате экзоосмоса вода диффундирует из клетки в плазму и происходит сжатие и сморщивание оболочки клетки, называемое плазмолизом. Экзоосмос имеет место, если клетка оказывается в гипертонической среде. Явление экзоосмоса наблюдается, например, при посыпании ягод или фруктов сахаром, а овощей, мяса или рыбы – солью. При этом происходит консервирование продуктов питания благодаря уничтожению микроорганизмов вследствие их плазмолиза.

Следует иметь в виду, что распределение и перераспределение воды в организме происходит и по другим, более специфическим механизмам, но осмос играет в этих процессах ведущую роль, а значит, он играет ведущую роль и в поддержании гомеостаза.

Любая жидкость при температуре ниже критической может находиться в трех агрегатных состояниях: твердом, жидком и парообразном. Между этими состояниями наблюдаются сложные фазовые равновесия, которые включают обратимые взаимные превращения. Положения этих фазовых равновесий зависят от температуры и внешнего

давления. Переходы жидкости в другие фазовые состояния (парообразное и твердое) характеризуются соответственно температурами кипения и плавления. Растворы замерзают при более низкой температуре, чем чистый растворитель. Обозначив температуру замерзания растворителя через t_0 , а раствора через t_1 , найдем относительное понижение температуры замерзания раствора: $\Delta t_{\text{зам}} = t_0 - t_1$. На основании полученных экспериментальных данных Рауль установил, что понижение температуры замерзания раствора пропорционально его моляльной концентрации:

$$\Delta t_{\text{зам}} = K \cdot C_m,$$

где K – криоскопическая постоянная растворителя;

C_m – моляльная концентрация раствора, моль/1000 г растворителя.

Криоскопическая константа (K) – величина, показывающая, на сколько градусов ниже, чем чистый растворитель, замерзает одномоляльный раствор данного неэлектролита. Криоскопическая постоянная зависит только от природы растворителя и не зависит от природы растворенного вещества. Для воды $K = 1,86$ °C, для бензола $K = 5,12$ °C, для нитробензола $K = 6,9$ °C и т.д. Метод, основанный на измерении понижения температуры замерзания растворов, называют криоскопическим методом. Методом криоскопии можно определять молекулярные массы растворенных веществ неэлектролитов.

Из уравнения Рауля следует, что определение молярной массы растворенного вещества (неэлектролита) сводится к определению $t_{\text{зам}}$.

$$\Delta t = t_0 - t_{\text{зам. р.}} = K \cdot C_m(B) = K \cdot m_b \cdot 1000 / (M_b \cdot m_o),$$

где t_0 – температура замерзания чистого растворителя;

$t_{\text{зам. р.}}$ – температура замерзания раствора;

K – криоскопическая постоянная (коэффициент для воды $K = 1,86$);

$C_m(B)$ – моляльность растворенного вещества;

m_b – масса растворенного вещества;

M_b – молярная масса растворенного вещества;

m_o – масса растворителя.

Она находит практическое применение для расчета антифризов, т. е. жидкостей с пониженной точкой замерзания, применяемых в системе охлаждения автомобилей и тракторов. Например, такой антифриз, как 55 %-ный раствор этиленгликоля в воде не замерзает даже при температуре -40 °C.

Закон Рауля в виде уравнения справедлив только для растворов неэлектролитов. Однако свойства растворов изменяются прямо пропорционально числу растворенных частиц. Если растворяется электролит, то в результате диссоциации его на ионы общее число частиц в рас-

творе возрастает. В связи с этим в растворах электролитов понижение давления пара, понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения больше, чем в растворах неэлектролитов одной и той же моляльной концентрации. Для разбавленных растворов электролитов уравнения принимают вид $\Delta t_{\text{зам}} = i \cdot K \cdot C_m$, где i – изотонический коэффициент Вант-Гоффа.

Он показывает, во сколько раз общее число частиц в растворе (ионов и непродиссоциированных молекул) больше первоначального числа молекул электролита, внесенного в раствор. Изотонический коэффициент рассчитывают по следующей формуле:

$$i = t_{\text{эсп}} / t_{\text{теор}}$$

где $t_{\text{эсп}}$ – относительное понижение температуры замерзания раствора, полученное экспериментальным путем;

$t_{\text{теор}}$ – относительное понижение температуры замерзания раствора, полученное расчетным путем.

Примеры выполнения заданий

Задание 1. При температуре 25° С осмотическое давление раствора, содержащего 2,80 г высокомолекулярного соединения в 200 мл раствора, равно 0,7 кПа. Найти молекулярную массу растворенного вещества.

Решение. Из уравнения

$$P_{\text{осм}} = 1000 \frac{m}{MV} RT$$

найдем молярную массу вещества:

$$M = \frac{1000 \cdot mRT}{pV} = \frac{1000 \cdot 2,8 \cdot 8,31 \cdot 298}{700 \cdot 0,2} = 4,95 \cdot 10^4 \text{ г/моль.}$$

Относительная молекулярная масса высокомолекулярного вещества равна $4,95 \cdot 10^4$ а.е.м.

Задание 2. Определить изменения температуры кипения и температуры замерзания 10%-ного раствора глюкозы.

Решение. $M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль. В 10 %-ном растворе на 10 г глюкозы приходится 90 г воды. $K(H_2O) = 1,86^\circ$, $E(H_2O) = 52^\circ$. Используя эти данные, рассчитаем $\Delta t_{\text{зам}}$ и $\Delta t_{\text{кип}}$.

$$\Delta t_{\text{зам}} = 1,86 \cdot \frac{10 \cdot 1000}{90 \cdot 180} = 1,15^\circ,$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = 0,52 \cdot \frac{10 \cdot 1000}{90 \cdot 180} = 0,32^\circ.$$

Задания для самостоятельной работы

1. Раствор, содержащий 7,252 г глюкозы в 200 г воды, замерзает при температуре $-0,374\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определить молярную массу глюкозы и осмотическое давление ее раствора при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$.
2. При какой примерно температуре будет замерзать 48 %-ный водный раствор этилового спирта?
3. Определить молярную массу спирта, если его водный раствор, содержащий 0,874 г спирта в 100 г воды, замерзает при температуре $-0,354\text{ }^{\circ}\text{C}$.
4. Для приготовления антифриза на 10 л воды взяли 5 л этиленгликоля ($\rho = 1,15\text{ г/см}^3$). Определить температуру замерзания приготовленного антифриза.
5. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,1 г анилина при температуре $21\text{ }^{\circ}\text{C}$, равно $8,104 \cdot 10^4\text{ Па}$. Определить молярную массу анилина.
6. Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 8 г сахарозы в 125 г H_2O при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Плотность раствора считать равной 1 г/см^3 .
7. Для приготовления антифриза на 30 л воды взяли 9 г глицерина ($\rho = 1,26\text{ г/см}^3$). Определить температуру замерзания приготовленного антифриза.
8. Изотоничны ли растворы, содержащие каждый в 1 л 18 г сахарозы, 18 г глюкозы и 18 г карбамида? Ответ обосновать расчетом.
9. Раствор, содержащий 3 г карбамида в 25 мл H_2O , замерзает при температуре $-3,72\text{ }^{\circ}\text{C}$. Рассчитать молярную массу карбамида.
10. Рассчитать осмотическое давление раствора сахарозы при температуре $-0\text{ }^{\circ}\text{C}$, если при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ осмотическое давление этого же раствора $1,066 \cdot 10^5\text{ Па}$.

2.5. Растворы электролитов и ионные равновесия

В живом организме вследствие процессов дыхания и пищеварения происходит постоянное образование двух противоположностей: кислот и оснований, причем преимущественно слабых, что обеспечивает равновесный характер протолитическим процессам, протекающим в организме. В то же время из организма постоянно выводятся кислотно-основные продукты.

За счет сбалансированности процессов поступления и выведения кислот и оснований, а также за счет равновесного характера протолитических процессов, определяющих взаимодействие этих двух проти-

воположностей, в организме поддерживается состояние протолитического (кислотно-основного) гомеостаза.

В основной реакции в природе происходят в растворах, которые имеют различный состав и структуру. Растворы являются особым видом смесей химических веществ. Основные признаки растворов – это однородность и устойчивость во времени.

Истинные растворы – гомогенные, термодинамические, устойчивые системы, которые состоят из растворенного вещества и растворителя, а также продуктов их взаимодействия. Раствор всегда состоит из двух компонентов и более.

Растворитель – это компонент, фазовое состояние которого не изменяется при растворении. Основной растворитель – это вода.

По отношению к воде различают гидрофильные и гидрофобные вещества.

По агрегатному состоянию растворы классифицируются:

- на газообразные;
- жидкие;
- твердые.

По качественному составу растворы подразделяются:

- на концентрированные, разбавленные;
- насыщенные – это равновесные, термодинамические, малоустойчивые системы, характеризующиеся максимальным (предельным) растворением вещества без образования осадка;
- перенасыщенные (растворенное вещество выпадает в осадок);
- ненасыщенные (вещество еще может раствориться).

Растворимость – это способность веществ растворяться друг в друге, количественно характеризуется коэффициентом растворимости (k или p). Коэффициент растворимости – это масса растворенного вещества, приходящаяся на 100 или 1000 г растворителя в насыщенном растворе при определенной температуре.

Растворение начинается с того, что молекулы растворителя «прокладывают себе путь» между молекулами растворяемого вещества. Это может происходить только в том случае, если силы притяжения между молекулами растворителя, с одной стороны, растворителя и растворяемого вещества – с другой, примерно одинаковы. Отсюда следует правило растворимости: подобное растворяется в подобном (имеется в виду «подобное» по полярности). Вода и бензин не смешиваются, поскольку полярные молекулы воды сильно притягиваются друг к другу и молекулы углеводорода не могут проникнуть между ними. В то же время бензин легко смешивается с тетрахлоридом углерода, причем и тот, и дру-

гой служат хорошими растворителями для многих нерастворимых в воде неполярных веществ, таких как жиры или парафины. Вода, в свою очередь, растворяет большинство ионных веществ, например, поваренную соль или питьевую соду (гидрокарбонат натрия NaHCO_3), а также полярные неионные соединения, такие как спирт, сахар (молекула которого содержит множество ОН-групп), крахмал и витамин С. Ни одно из этих веществ не растворяется ни в бензине, ни в других углеводородах.

При растворении ионных соединений в воде или других полярных растворителях ионы «вытягиваются» из кристаллической решетки силами притяжения молекул растворителя, при этом они сольватируются, т. е. более или менее прочно связываются с молекулами растворителя (в уравнении это не отражено), так что, например, ионы натрия находятся в виде $\text{Na}^+(\text{H}_2\text{O})_x$. Хорошо растворимый в воде газ хлороводород тоже диссоциирует на ионы водорода и хлорид-ионы.

Молекулы воды притягивают ионы водорода, и образуются ионы гидроксония H_3O^+ . Менее полярные соединения (спирты или сахара и т. п.) в воде почти не диссоциируют.

Иногда вещество начинает растворяться в результате химической реакции, которая изменяет его свойства. Так, мрамор (или известняк CaCO_3) в чистой воде практически нерастворим, но растворяется в воде подкисленной.

Молекулы некоторых твердых веществ настолько прочно связаны друг с другом, что эти вещества не растворяются ни в одном растворителе, за исключением тех, с которыми взаимодействуют химически. В качестве примеров можно привести алмаз, графит, стекло и песок.

На растворимость оказывает влияние температура и давление. Растворимость жидкостей и твердых веществ обычно увеличивается при повышении температуры, поскольку при этом возрастает энергия движения (кинетическая энергия) молекул и уменьшается их взаимное притяжение. Изменение давления мало влияет на растворимость, так как объем при растворении меняется незначительно. Гораздо больше давление влияет на растворимость газов. Газ лучше растворяется при увеличении давления, под действием которого часть его молекул переходит в раствор. При повышении температуры растворимость газов снижается – кинетическая энергия молекул возрастает, они быстрее движутся и легче «вырываются» из растворителя.

Свойства растворов определяются качественным и количественным составом раствора. Содержание компонентов в растворе может непрерывно изменяться в некоторых пределах. Количественной характеристикой растворов является концентрация.

Концентрация – это количество растворенного вещества, содержащееся в единице массы или объеме раствора. Ее можно выразить в таких единицах, как, например, г/л (число граммов вещества в литре раствора).

Массовая доля вещества (ω) – отношение массы данного вещества $m_{(x)}$ в растворе к массе всего раствора m :

$$\omega_{(x)} = m_{(x)} / m_{(p-pa)}.$$

Массовая доля – безразмерная величина. Ее выражают в долях от единицы или в процентах.

Молярная концентрация $C_{(x)}$ показывает химическое количество растворенного вещества в молях, которое содержится в 1 л раствора, и выражается в моль/л:

$$C_{(x)} = n_{(x)} / V_{(p-pa)}.$$

Так, децимолярный (сокращенно 0,1 М) раствор хлорида натрия содержит 0,1 моль (или 5,8443 г) NaCl в 1 л раствора.

Если раствор обладает большей электропроводностью, чем чистый растворитель, то это – раствор электролита. Электролитами называются вещества, которые в расплавленном или растворенном состоянии проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты и основания. Молекулы электролита в растворе или расплаве распадаются на ионы – положительно заряженные катионы (K^+) и отрицательно заряженные анионы (A^-), поэтому растворы или расплавы электролитов проводят электрический ток. Процесс распада веществ на ионы называется электролитической диссоциацией. Электролиты делятся на сильные и слабые. Способность к диссоциации электролита выражается степенью диссоциации α :

α = число диссоциированных молекул / общее число растворенных молекул.

Величина α может быть выражена в долях единицы или процентах. Значением величины степени диссоциации характеризуется сила электролита. Чем больше значение α , тем более сильным является электролит. Электролит считается сильным, если значение α его в 0,1 н. растворе больше 30 %, средней силы – от 30 до 3 %, и слабым, если α меньше 3 %. К сильным электролитам относятся кислоты HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄ и др.; основания NaOH, KOH, Ba(OH)₂ и др. и почти все соли. Слабые электролиты – все органические кислоты и основания, кислоты H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃, HCN и др., большинство оснований: NH₄OH, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃ и др.

Основные положения теории электролитов описываются теорией электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1887) и теорией сильных электролитов:

1) при растворении вещество полностью или частично распадается на ионы, что и увеличивает электропроводность растворов по сравнению с растворителем;

2) ионы в растворе образуют ионсолеваты (ионгидраты) с помощью сил различной природы – от донорно-акцепторных до вандерваальсовых, при этом концентрация свободного растворителя в растворе уменьшается;

3) сильно разбавленные растворы электролитов во многих случаях ведут себя как идеальные, их свойства определяются в основном числом частиц в растворе и не зависят от природы этих частиц;

4) в концентрированных растворах имеет место отклонение от свойств идеальных растворов из-за сильного взаимодействия противоположно заряженных ионов, которые образуют сложные частицы – нейтральные и заряженные, что уменьшает количество частиц по сравнению с тем, что получилось при диссоциации.

Проводимость разбавленных растворов и растворов слабых электролитов пропорциональна концентрации ионов. Поэтому, измеряя электропроводность растворов, судят об их свойствах, зависящих от концентрации ионов. В отличие от сильных электролитов, которые в растворе диссоциированы практически полностью, диссоциация молекул слабых электролитов протекает обратимо и устанавливается равновесие



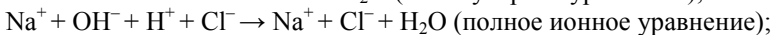
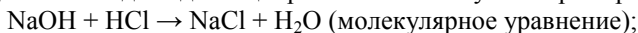
Применяя закон действия масс, можно записать следующее:

$$K = C_K^+ \cdot C_A^- / C_{KA}.$$

Константа равновесия K называется константой электролитической диссоциации, которая представляет собой отношение произведения концентраций ионов к концентрации недиссоциированных молекул электролита. Чем больше K , тем лучше электролит распадается на ионы. Для данного электролита значение K постоянно при определенной температуре и, в отличие от α , не зависит от концентрации.

Реакции в растворах электролитов обычно протекают не между молекулами, а между ионами. Если в этих реакциях не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединения, то такие реакции называются ионообменными реакциями, или просто ионными. Ионные реакции протекают лишь в том случае, если в результате взаимодействия между ионами различных электролитов образуются осадки труднорастворимых веществ, газы (легколетучие вещества), слабые электролиты, комплексные ионы. Уравнения реакций в растворах электролитов рекомендуется записывать в молекулярной и ионной формах. При

этом формулы сильных электролитов записывают в виде ионов, а формулы слабых электролитов и труднорастворимых (или газообразных) веществ – в виде недиссоциированных молекул. Например:



Краткое ионное уравнение выражает сущность процесса.

Кислоты, основания и соли вступают в реакции ионного обмена, т. е. в реакции, протекающие в растворах электролитов в сторону образования неэлектролитов или малодиссоциирующих веществ.

Реакции ионного обмена происходят:

- между кислотами и основаниями, если хотя бы одно из этих веществ растворимо;

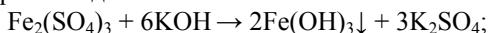
- кислотами и солями, если образуется газ, осадок или вода;

- щелочами и растворимыми солями, если образуется газ, осадок или вода;

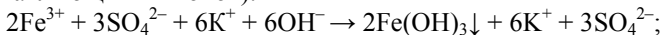
- двумя растворимыми солями, если образуется газ, осадок или вода.

Реакции ионного обмена можно записать:

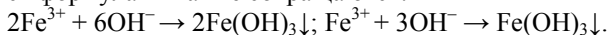
- в молекулярном виде:



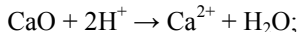
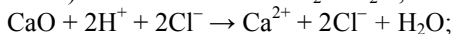
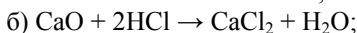
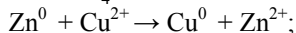
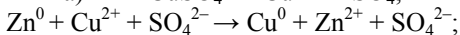
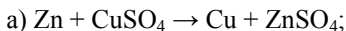
- полном ионном виде (при этом все электролиты записываются в виде составляющих их ионов):

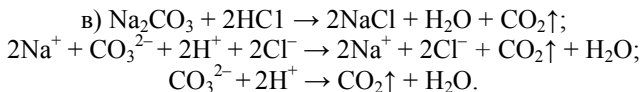


- сокращенном ионном виде, при этом одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения сокращаются. Кратные коэффициенты перед оставшимися формулами также сокращаются:



В ионном виде можно записывать уравнения реакций, протекающих в растворах с участием простых веществ и оксидов. Например: обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении образования малорастворимых веществ, осадков, газов или молекул слабых электролитов:





Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению



Произведение концентраций ионов водорода и ионов гидроксида называется ионным произведением воды:

$$K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-].$$

В воде и разбавленных водных растворах при определенной температуре ионное произведение воды является величиной постоянной. При температуре 25 °С $K_{\text{в}} = 10^{-14}$. Пользуясь ионным произведением воды, можно дать характеристику среды раствора, т. е. определить, какую реакцию имеет раствор: кислую, нейтральную или щелочную. В кислых средах $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, в нейтральных $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$, в щелочных $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$. Для количественной характеристики среды растворов чаще всего пользуются концентрацией водородных ионов: $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л кислый раствор; $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л – нейтральный; $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л – щелочной. Зная концентрацию ионов водорода, всегда можно вычислить концентрацию гидроксильных ионов по формуле ионного произведения воды.

На практике для удобства характеристики реакции растворов обычно пользуются водородным показателем pH, который равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Тогда pH различных растворов будет иметь следующие значения:

$$\begin{aligned} \text{pH} < 7 & - \text{среда кислая}; \\ \text{pH} = 7 & - \text{среда нейтральная}; \\ \text{pH} > 7 & - \text{среда щелочная}. \end{aligned}$$

Ввиду особой важности гидролиза солей в регулировании биологических процессов следует четко отработать навыки написания уравнений гидролиза.

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов растворенной соли с молекулами воды, сопровождающееся изменением pH раствора. Гидролиз может происходить в том случае, когда при взаимодействии ионов соли с ионами воды образуются слабые электролиты. Таким образом, гидролизуются могут соли, в состав которых входят ионы слабой кислоты или катионы слабого основания, так как только такие ионы могут образовывать малодиссоциирующие соединения. Гидролизу подвергаются соли, образованные:

- а) сильным основанием и слабой кислотой, например Na_2CO_3 ;
- б) слабым основанием и сильной кислотой, например NH_4Cl ;

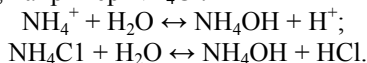
в) слабым основанием и слабой кислотой, например $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием, гидролизу не подвергаются, например NaCl .

Уравнения гидролиза пишутся аналогично другим ионным уравнениям. Формулы малодиссоциирующих, малорастворимых, а также газообразных веществ пишутся в молекулярной форме, а формулы сильных электролитов – в виде составляющих их ионов. Уравнения гидролиза солей многоосновных кислот и многокислотных оснований записываются по ступеням.

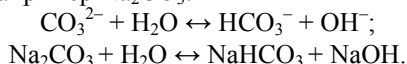
Рассмотрим типы гидролиза.

1. Катионный гидролиз. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой, например NH_4Cl :



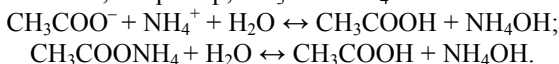
Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов H^+ в растворе становится больше концентрации ионов OH^- и раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

2. Анионный гидролиз. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой, например Na_2CO_3 :



Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли Na_2CO_3 концентрация ионов OH^- становится больше концентрации ионов H^+ и реакция этого раствора щелочная ($\text{pH} > 7$).

3. Катионно-анионный гидролиз. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием, например, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$:



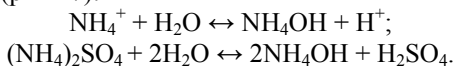
Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ($\text{pH} \approx 7$), так как степени диссоциации обоих слабых электролитов приблизительно равны.

4. Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, например NaCl , гидролизу не подвергаются, так как их ионы не могут давать с ионами воды H^+ и OH^- слабых электролитов.

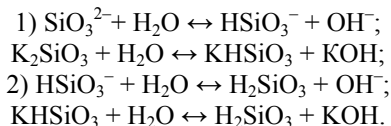
Примеры выполнения заданий

Задание. Написать уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: сульфата аммония, силиката калия.

Решение. Соль сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ образована слабым основанием и сильной кислотой. Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов H^+ в растворе становится больше концентрации ионов OH^- и раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$):



Соль силикат калия K_2SiO_3 образована сильным основанием и слабой кислотой. Гидролиз соли, образованной сильным основанием и слабой кислотой, сводится к гидролизу аниона слабой кислоты. Поэтому в растворе соли K_2SiO_3 концентрация ионов OH^- становится больше концентрации ионов H^+ и реакция этого раствора щелочная ($\text{pH} > 7$):



Задания для самостоятельной работы

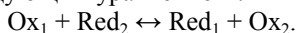
Составить ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей: хлорида магния, сульфата натрия, карбоната калия, нитрата меди (II), силиката натрия, сульфида калия, хлорида железа (III), фторида натрия, нитрита бария, карбоната натрия, цианида натрия, сульфата железа (III), ацетата натрия, хлорида аммония, сульфида натрия, цианида калия, сульфита натрия, нитрата хрома (III).

2.6. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) являются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов реагирующих веществ. Эти реакции исключительно широко распространены в природе. Образование руд, коррозия, горение, дыхание, обмен веществ и ряд других реакций в живых организмах – все это ОВР. Не меньшее значение они имеют в промышленности и в сельском хозяй-

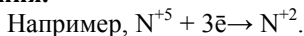
стве. Получение металлов, ряда ценнейших химических веществ (кислот, щелочей, аммиака, удобрений, ядохимикатов, медикаментов, пластмасс и т. д.) и многие другие технологические процессы основаны на реакциях окисления-восстановления.

В ходе любой ОВР одновременно протекают два процесса – окисления и восстановления, в которых соответственно участвуют восстановитель и окислитель. Окисленную и восстановленную форму одного и того же вещества называют редокс-системой (редокс-парой). Для протекания окислительно-восстановительной реакции (редокс-реакции) необходимо наличие как минимум двух веществ, относящихся к разным редокс-системам. В общем виде реакции такого типа можно представить следующим уравнением :

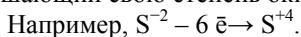


В ходе окислительно-восстановительной реакции окислитель (Ox_1) превращается в сопряженный восстановитель (Red_1), а восстановитель (Red_2) – в сопряженный окислитель (Ox_2).

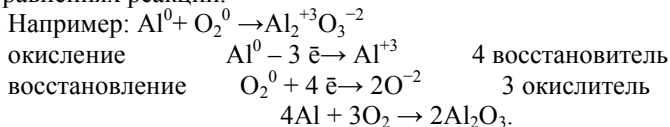
Окислитель – элемент, принимающий электроны и при этом понижающий свою степень окисления; участвует в процессе **восстановления**.



Восстановитель – элемент, отдающий электроны и при этом повышающий свою степень окисления; участвует в процессе **окисления**.

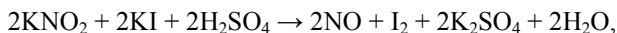


В реакции число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. На этом основании составляется электронный баланс и расставляются коэффициенты в уравнениях реакций.



Окислительно-восстановительные реакции бывают трех видов:

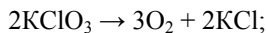
-межмолекулярные, в случае, когда окислитель и восстановитель входят в состав разных веществ. Например, в реакции, протекающей по уравнению



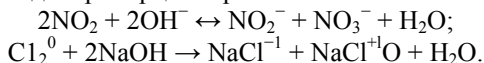
окислителем является нитрит калия ($\text{N}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{N}^{2+}$), а восстановителем – иодид калия ($\text{I}^- \rightarrow \text{I} + \bar{e}$). Таким образом, в этом редокс-процессе участвуют две редокс-системы: $\text{NO}_2^- / \text{NO}$ и I_2 / I^- . Приведенное уравнение – пример межмолекулярных редокс-реакций, отличительной чертой

которых является то, что атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в составе разных реагентов;

- **внутримолекулярные**, когда окислитель и восстановитель входят в состав одного вещества. Реакция внутримолекулярного окисления – восстановления:



- **диспропорционирования**, когда идентичные атомы одного вещества одновременно окисляются и восстанавливаются (самоокисление – самовосстановление). В реакциях диспропорционирования одна часть атомов одного и того же вещества выступает в роли окислителя, а другая (в той же степени окисления) – в роли восстановителя. В реакциях внутримолекулярного окисления – восстановления атом-окислитель и атом-восстановитель находятся в составе одной формульной единицы. Это могут быть атомы как одного элемента, но в разных степенях окисления, так и разных элементов. Разновидностями редокс-реакций являются реакции диспропорционирования:



Cl_2 – окислитель и восстановитель.

Атомы в максимальной степени окисления могут проявлять только окислительные свойства, а в минимальной – только восстановительные. Вещества, в составе молекул которых содержатся атомы в промежуточных степенях окисления, обладают редокс-амфотерностью, т. е. способностью вступать в реакции как с окислителями, так и с восстановителями (например, пероксид водорода).

Типичными восстановителями являются:

- 1.) металлы;
- 2.) некоторые неметаллы с низкой электроотрицательностью: H_2 , C ;
- 3.) соединения, в которых элемент находится в низшей степени окисления: H_2S^{-2} , N^{-3}H_3 , C^{-4}H_4 , HCl^{-1} .

Типичными окислителями являются:

- 1.) наиболее электроотрицательные неметаллы: O_2 , F_2 , Cl_2 ;
- 2.) соединения, в которых элемент находится в высшей степени окисления: $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, HN^{+5}O_3 , $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$.

При изучении этой темы необходимо хорошо усвоить понятия «окисление», «восстановление», «степень окисления элемента», получить четкое представление об окислительной и восстановленной способности элементов и их ионов, научиться составлять уравнения реакций окисления-восстановления.

Примеры выполнения заданий

Задание 1. Определить степени окисления элементов в соединениях MgCO_3 , PO_4^{3-} .

Решение. Степень окисления – это условный заряд атома, рассчитанный исходя из того, что молекула состоит из ионов. В молекуле сумма степеней окисления всех элементов равна нулю, а в ионе – заряду иона. Обозначим искомую степень окисления за x и составим следующие уравнения:

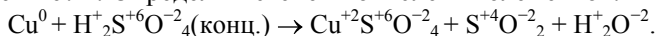
$$\text{Mg}^{+2}\text{C}^x\text{O}_3^{-2}: +2 + x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +4. \text{ Mg}^{+2}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}.$$

$$\text{P}^x\text{O}_4^{-2,3-}: x + 4 \cdot (-2) = -3, \text{ откуда } x = +5. \text{ P}^{+5}\text{O}_4^{-2,3-}.$$

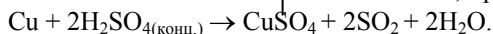
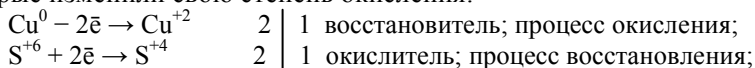
При составлении ОВР в настоящее время используют метод электронного баланса. Исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов методом электронного баланса составляют схему реакции, определяют элементы, изменившие степень окисления, и составляют отдельные схемы электронного баланса для процессов окисления и восстановления. Те наименьшие числа, на которые необходимо умножить обе схемы, чтобы уравнять число отданных и присоединенных электронов, и будут коэффициентами при окислителе и восстановителе. Затем подбирают коэффициенты для других веществ, участвующих в реакции.

Задание 2. Расставить коэффициенты методом электронного баланса в уравнении окислительно-восстановительной реакции. Указать окислитель и восстановитель.

Решение. 1. Определим степени окисления элементов:



2. Составим уравнения электронного баланса по элементам, которые изменили свою степень окисления:



H_2SO_4 – окислитель, восстанавливается.

Cu – восстановитель, окисляется.

Задания для самостоятельной работы

Методом электронного баланса подобрать коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Указать восстановитель и окислитель:

- 1) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$;
- 2) $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- 3) $\text{KBr} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBrO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 7) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 8) $\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 9) $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- 10) $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- 11) $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- 12) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

2.7. Комплексные соединения и их свойства

Наиболее обширный и разнообразный класс неорганических веществ представляют комплексные, или координационные, соединения (КС). В процессе изучения этой темы необходимо составить четкое представление о механизме донорно-акцепторной связи и особенностях координационных соединений, их пространственной структуре и устойчивости, типах лигандов, а также о той роли, которую играют минеральные, органические и органо-минеральные комплексные соединения в живых организмах и при изучении материаловедения.

В последнее время в научной литературе наряду с термином «комплексные соединения» часто употребляется тождественный ему термин «координационные соединения». Процесс образования комплексных соединений называют *процессом комплексообразования*.

Координационными называются *соединения*, в узлах кристаллических решеток которых находятся комплексные частицы, способные к существованию в растворах. Эти частицы образованы за счет координации электрон-дефицитным атомом или катионом (акцепторы электронов) электронейтральных частиц или анионов (доноры электронов).

Строение и свойства координационных соединений объясняются координационной теорией, основы которой были заложены в 1893 г. А. Вернером. В состав комплексного соединения входит сложная частица, состоящая из центрального атома, также называемого *комплексобразователем* (ион металла), вокруг которого располагаются (координируются) нейтральные молекулы или анионы, называемые *лигандами*. Число координированных лигандов чаще всего равно шести,

четырем или двум. Координация лигандов около центрального атома осуществляется за счет образования химических связей. Эти связи называют координационными связями. Количество координационных связей, которые образует один лиганд с комплексообразователем называется **дентатностью** лиганда (моно-, ди-, три-, тетрадентатный и т. д.). Общее число химических связей, которое комплексообразователь образует с лигандами, называется **координационным числом** комплексообразователя. Совокупность иона металла и окружающих его лигандов была названа Вернером **внутренней сферой комплекса**. В формулах координационных соединений ее заключают в квадратные скобки. Все, что находится за квадратными скобками, составляет **внешнюю сферу**.

В зависимости от знака заряда внутренней сферы различают **анионные** комплексы, например $K_2[Zn(CN)_4]$, где внутренняя сфера $[Zn(CN)_4]^{2-}$ – анион; **катионные** комплексы – $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, где внутренняя сфера $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ – катион; и **нейтральные** комплексы $[Pt(NH_3)Cl_2]^0$. Нейтральные комплексные соединения не имеют внешней сферы. Заряд внутренней сферы равен алгебраической сумме заряда центрального иона и заряда лигандов.

Строение комплексного соединения состава $K_4[Fe(CN)_6]$: ионы K^+ – внешняя сфера; $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – внутренняя сфера комплексного соединения, состоящая из комплексообразователя (ион Fe^{3+}) и лигандов (ионов CN^-). Один лиганд CN^- связывается с комплексообразователем (Fe^{3+}) только одной связью, поэтому дентатность этого лиганда равна I. Количество координационных связей, которыми комплексообразователь связан со всеми лигандами, равно шести, следовательно, координационное число железа в данном комплексном соединении равно шести.

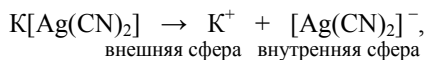
Необходимо уметь рассчитывать координационное число иона-комплексообразователя и заряд комплексного иона, а также составлять уравнения реакций образования и диссоциации комплексных соединений.

Примеры выполнения заданий

Типовое задание. Охарактеризовать координационное (комплексное) соединение $K[Ag(CN)_2]$: название, структура, первичная и вторичная диссоциация.

Решение. 1. Название – дицианоаргентат(I) калия.

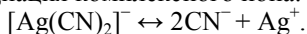
2. Первичная диссоциация и структура (состав) комплексного соединения:



где Ag^+ – комплексообразователь; CN^- – монодентатный лиганд.

Один лиганд CN^- связывается с комплексообразователем (Ag^+) только одной связью, поэтому дентатность этого лиганда равна I. Количество координационных связей, которыми комплексообразователь связан со всеми лигандами, равно двум, следовательно, координационное число серебра в данном комплексном соединении равно двум.

3. Вторичная диссоциация комплексного иона:



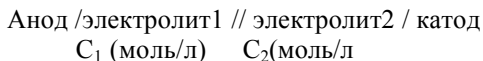
Задания для самостоятельной работы

Охарактеризовать координационные (комплексные) соединения: название, структура, первичная и вторичная диссоциация, выражение константы нестойкости: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; $\text{Na}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4]$; $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; $\text{K}_3[\text{CoF}_6]$; $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$.

2.8. Гальванические элементы. Электролиз

Гальванические элементы (ГЭ) – это химические источники тока одноразового действия. Они состоят из проводников первого рода, проводников второго рода (растворы или расплавы электролитов) и электродов, погруженных в растворы или расплавы электролитов. В ГЭ энергия химической окислительно-восстановительной реакции непосредственно преобразуется в электрическую.

Простейшая схема гальванического элемента:



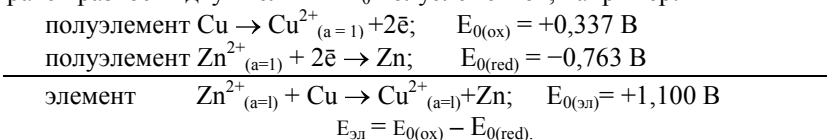
При изучении данной темы надо особое внимание обратить на работу гальванических элементов – важных химических источников электрического тока. Для устройства гальванических элементов и различных вычислений в электрохимии установлены общепринятые правила.

1. Химическое уравнение, описывающее процесс, происходящий в элементе, включает две реакции, протекающие на каждом из электродов. Считают, что реакция окисления всегда происходит на левом электроде, реакция восстановления – на правом, причем это допущение целиком обусловлено способом написания уравнения и совершенно не связано с истинным направлением реакции.

2. Все стандартные полужелативы или гальванические пары располагают в порядке возрастания их восстановительных потенциалов,

определяемых по отношению к стандартному водородному полуэлементу, которому произвольным образом приписывают потенциал 0,0000 В. В стандартных полуэлементах все ионные растворы обладают активностью, равной единице, а все газы имеют давление 1 атм. Жидкости и твердые тела, состоящие из металла или неметалла, находятся в стандартном состоянии и, следовательно, также обладают активностью, равной единице. Стандартные потенциалы приводятся обычно для температуры 25 °С.

3. Для обозначения стандартного потенциала каждого из полуэлементов, так же как и для разности потенциалов полуэлемента, используют символ E_0 : по отношению к левому электроду E_0 означает окислительный потенциал $E_{0(\text{ox})}$, а по отношению к правому – восстановительный $E_{0(\text{red})}$. Стандартный потенциал гальванического элемента $E_{\text{эл}}$ равен разности двух величин E_0 полуэлементов, например:



4. Если величина E элемента оказывается положительной, то это значит, что реакция протекает самопроизвольно в соответствии с написанным уравнением. Величина ΔG в этом случае должна быть отрицательной, так как $\Delta G = -nEF$. Таким образом, знак потенциала гальванического элемента является вторым критерием самопроизвольного протекания реакции. Если же величина E элемента отрицательна, то это значит, что реакция протекает самопроизвольно в направлении, обратном написанному. Если мы хотим провести реакцию, для которой характерно отрицательное значение E , то к элементу следует подключить внешний источник тока с ЭДС, несколько превышающей потенциал гальванического элемента.

При изучении вопросов электролиза следует обратить внимание на то, что процессы раздельного окисления и восстановления протекают на электродах, находящихся в расплаве или растворе электролита, под действием постоянного электрического тока, подводимого от внешнего источника. При электролизе, как и в гальваническом элементе, на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление. При этом необходимо хорошо разобраться в последовательности разрядки ионов на электродах, уяснить, что такое потенциал разложения и перенапряжения, критический потенциал. Для решения задач по данной теме необходимо изучить законы Фарадея.

Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через раствор электролита.

При электролизе катод подключается к отрицательному полюсу источника постоянного тока и заряжен отрицательно, анод – к положительному полюсу и заряжен положительно.

Электролиз начинает протекать при внешнем напряжении, равном напряжению разложения электролита $U_{\text{пр}}$. Напряжение разложения электролита рассчитывается как разность потенциалов выделения веществ на аноде (φ_a) и катоде (φ_k):

$$U_{\text{пр}} = \varphi_a + \varphi_k.$$

При электролизе большую роль играет электродная поляризация, так как при прохождении тока электродные потенциалы изменяются. Электрохимическую поляризацию, обусловленную замедленностью стадии присоединения или отдачи электрона, называют перенапряжением.

Потенциал выделения вещества $\varphi_{\text{ик}}$ на электроде равен сумме окислительно-восстановительного потенциала электродного процесса φ_k и перенапряжения выделения вещества на электроде η :

$$\varphi_{\text{ик}} = \varphi_k + \eta.$$

Перенапряжение η – дополнительное напряжение, которое необходимо, чтобы электролиз протекал с достаточной скоростью. Значение катодной поляризации отрицательно, а анодной – положительно, т. е. η_k – величина *отрицательная*, η_a – *положительная*.

Перенапряжение зависит от вида материала электрода, природы выделяемого вещества, плотности тока (силы тока, приходящейся на единицу поверхности электродов). Перенапряжение выделения твердых веществ относительно невелико и составляет 0,05–0,15 В. Перенапряжение выделения газов на электродах значительно выше. В зависимости от вида материала электрода и плотности тока оно может составлять: для водорода $\eta = 0,2 - 1,4$ В; для кислорода $\eta = 0,7 - 1,4$ В.

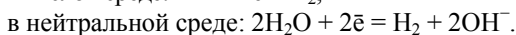
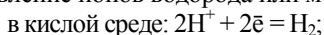
Из уравнения расчета $U_{\text{пр}}$ следует, что чем меньше потенциал выделения вещества на аноде φ_a и больше потенциал выделения вещества на катоде φ_k , тем при более низком напряжении начинает протекать процесс электролиза.

Катодный процесс. При электролизе на катоде происходит процесс восстановления металлов, находящихся в растворе:



Чем больше алгебраическая величина электродного потенциала, тем меньше напряжение разложения электролита, тем при более низком напряжении начинается восстановление катиона металла. В водном

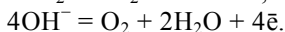
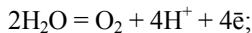
растворе электролита на катоде может также происходить восстановление ионов водорода или молекул воды по схеме:



Реальный электродный потенциал выделения водорода на катоде с учетом перенапряжения составляет $-(1,2\dots 1,4)$ В. Поэтому из водных растворов электролитов могут восстанавливаться только катионы тех металлов, для которых $\varphi > -(1,2\dots 1,4)$ В. Более активные металлы, имеющие меньшее значение электродного потенциала, путем электролиза могут быть получены только из расплавов их солей.

Анодный процесс. При электролизе на аноде происходит процесс окисления. Если анод является инертным (графит, платина и т. д.), то на аноде окисляются либо анионы кислотных остатков, либо молекулы воды, либо гидроксид-ионы.

Чем меньше алгебраическая величина окислительно-восстановительного потенциала аниона, тем меньше напряжение разложения электролита, тем при более низком напряжении начинается окисление аниона. В водном растворе на аноде окисление молекул воды или гидроксильных групп протекает по схеме:



Реальный электродный потенциал выделения кислорода из раствора составляет $+(1,5\dots 1,9)$ В. Поэтому при электролизе водных растворов электролитов на аноде могут окисляться только анионы бескислородных кислот (Cl^- , Br^- и т. д.), для которых потенциалы выделения ниже, чем потенциал кислорода. Анионы кислородных кислот (CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} и т. д.) имеют более высокий окислительно-восстановительный потенциал, чем потенциал выделения кислорода, и, следовательно, в водных растворах не могут окисляться на аноде.

Если анод изготовлен из металла, ионы которого могут образовывать с электролитами растворимую соль, то при электролизе электролита будет происходить окисление самого металла анода, так как электродный потенциал большинства металлов много меньше, чем окислительно-восстановительный потенциал аниона электролита, находящегося в растворе, и молекул воды. В этом случае процесс электролиза называется электролизом с активным (растворимым) анодом.

Масса вещества, выделяющегося на электродах или подвергнувшегося превращению в растворе, рассчитывается исходя из закона электролиза по формуле $m = (M_{\text{экв(Ме)}} \cdot I \cdot t)/F$, где $M_{\text{экв(Ме)}}$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль; I – сила тока при электролизе, А; t – время про-

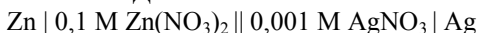
текания электролиза, с; F – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль или 26,8 А · ч /моль ($1\text{А} \cdot \text{ч} = 3600\text{ Кл}$).

Отношение массы вещества, фактически выделившейся на катоде или аноде $m_{\text{ф}}$, к теоретически возможной $m_{\text{т}}$ называется выходом по току (ВТ):

$$\text{ВТ} = m_{\text{ф}} \cdot 100\%/m_{\text{т}}.$$

Примеры выполнения заданий

Задание 1. Вычислить ЭДС гальванического элемента:



и составить электронные уравнения процессов, протекающих на электродах.

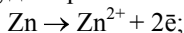
Решение. Чтобы определить ЭДС элемента, необходимо вычислить значения потенциалов электродов. Стандартный потенциал системы Zn/Zn^{2+} равен $-0,76\text{ В}$, а системы Ag/Ag^+ – $+0,8\text{ В}$. Учитывая, что концентрация раствора $\text{Zn(NO}_3)_2$ равна $0,1\text{ М}$, а AgNO_3 – $0,001\text{ М}$, вычислим значения потенциалов электродов, используя уравнение Нернста:

$$\varphi_{\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,79\text{ В};$$

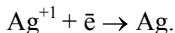
$$\varphi_{\text{Ag}} = 0,80 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = 0,62\text{ В}.$$

Так как $\varphi_{\text{Ag}} > \varphi_{\text{Zn}}$, то серебряный электрод будет служить катодом, а цинковый – анодом. ЭДС элемента определяется как разность потенциалов катода и анода: $E = \varphi_{\text{Ag}} - \varphi_{\text{Zn}} = 0,62 - (-0,79) = 1,41\text{ В}$.

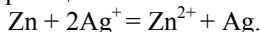
На цинковом электроде будет протекать процесс окисления:



а на серебряном – процесс восстановления:



Суммарное уравнение реакции:



Задание 2. При пропускании тока силой 5 А через водный раствор CuSO_4 на аноде образовалось 1,12 л кислорода (н. у.). В течение какого времени проводили электролиз?

Решение. Для решения задачи уравнение Фарадея представим в следующем виде: $V = V_3 \cdot I \cdot \tau / F$, где V – объем выделившегося газа, л; V_3 – молярный объем эквивалента газа.

Решаем это уравнение относительно времени (τ):

$$\tau = \frac{V \cdot F}{V_3 \cdot I} = \frac{1,12 \cdot 96500}{5,6 \cdot 5} = 3860 \text{ с} = 1,07 \text{ ч.}$$

Задание 3. Вычислить массу хрома, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 10 А в течение 0,5 ч через раствор $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Решение. Массу хрома определим по уравнению закона Фарадея:

$$m = \mathcal{E} \cdot I \cdot \tau / F.$$

Молярная масса эквивалента хрома равна:

$$\mathcal{E}_{\text{Cr}} = A_{\text{Cr}} / 3 = 52 / 3 = 17,33 \text{ г/моль.}$$

Выражаем время в секундах: 0,5 ч = 1800 с,

$$\text{тогда } m = 17,33 \cdot 10 \cdot 1800 / 96500 = 3,23 \text{ г.}$$

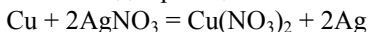
Задания для самостоятельной работы

1. Как изменяются восстановительная способность металлов и окислительная способность их ионов в ряду напряжений?

2. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Написать уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значения стандартных ЭДС.

3. ЭДС элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов, равна 0,47 В. Изменится ли ЭДС, если взять 0,001 М растворы. Ответ обосновать.

4. В каком направлении пойдет реакция



в гальваническом элементе, стандартная ЭДС которого равна 0,46 В? Вывод сделать на основании расчета ΔG^0 этой реакции.

5. Составить схему гальванического элемента, при работе которого происходит реакция $\text{Ni} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$. Какие процессы протекают на электродах при работе этого элемента?

6. Гальванический элемент Даниэля-Якоби, его устройство, ЭДС. Изменится ли значение ЭДС этого гальванического элемента, если концентрацию сульфата меди и сульфата цинка уменьшить в 10 раз?

7. Составить схемы электролиза водных растворов KCl ; $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; PbBr_2 с платиновыми электродами.

8. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов CuCl_2 и $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ с угольными электродами.

9. При электролизе раствора CuCl_2 на аноде выделилось 560 мл газа (н. у.). Найти массу меди, выделившейся на катоде.

10. Водный раствор содержит смесь катионов Cu^{2+} , Pb^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+ . В какой последовательности будут восстанавливаться указанные ионы при электролизе? Сколько Кл электричества нужно пропустить через раствор, чтобы выделить по 3 г указанных металлов?

2.9. Коррозия металлов

При изучении данной темы необходимо уяснить, что **коррозия** – это разрушение металлов вследствие химического или электрохимического воздействия их с внешней средой.

Ржавление – частный случай коррозии, когда разрушению подвергаются черные металлы, т. е. железо и его сплавы. В зависимости от характера процессов взаимодействия металла с внешней средой различают два вида коррозии – химическую и электрохимическую. Особое внимание следует уделить изучению химических процессов при химической и электрохимической коррозии, также необходимо выяснить причину электрохимической коррозии и какое влияние на этот вид коррозии оказывает наличие примесей на поверхности металла.

Коррозией металлов называется процесс химического разрушения металлов под действием окружающей среды. Причиной коррозии является термодинамическая неустойчивость металлов в различных средах. Все коррозионные процессы протекают самопроизвольно с уменьшением свободной энергии (ΔG).

По механизму протекания различают химическую и электрохимическую коррозии. Под химической коррозией понимают счисление металла, не сопровождающееся возникновением в системе электрического тока. Процессы окисления и восстановления не разделены друг от друга в пространстве.

Электрохимическая коррозия – разрушение металла в среде электролита в результате реакций электрохимического характера. Эта коррозия обусловлена двумя протекающими раздельно процессами – анодным и катодным.

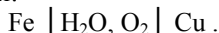
Электрохимическая коррозия протекает по двум различным механизмам и подразделяется на два типа: гальванокоррозию и электрокоррозию.

В практике часто имеют дело с контактом двух различных металлов. При наличии электролита в месте контакта самопроизвольно возникает коррозионный гальванический элемент. При гальванокоррозии

различают атмосферную коррозию (коррозию металла в нейтральной среде в присутствии кислорода) и коррозию в кислой среде (как в присутствии, так и в отсутствии кислорода).

Рассмотрим, например, коррозию железа, контактирующего с медью, в различных условиях.

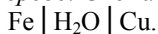
1. *Атмосферная коррозия.* Схема возникающего при этом коррозионного элемента следующая:



В таком элементе Fe – анод, а Cu – катод, так как $\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$, $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,34 \text{ В}$. На аноде протекает процесс: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$, а на катоде – $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4 \text{OH}^-$ (кислородная деполяризация).

Суммарная реакция: $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}(\text{OH})_2$. Продуктом коррозии является $\text{Fe}(\text{OH})_2$, который окисляется кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

2. *Коррозия в нейтральной среде.* Схема коррозионного элемента:



Процесс на аноде: $\text{Fe} - 2\bar{e} = \text{Fe}^{2+}$.

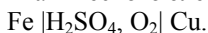
Процесс на катоде: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (водородная деполяризация).

Суммарная реакция: $\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2$.

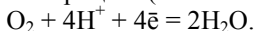
Продуктом коррозии, как и в первом случае, является $\text{Fe}(\text{OH})_2$, который, по вышеуказанной реакции, превращается в $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

3. *Коррозия в растворе серной кислоты с растворенным кислородом.*

Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает тот же процесс ($\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$), а на катоде –



Суммарная реакция: $2\text{Fe} + \text{O}_2 + 4\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$. Продуктом коррозии является соль FeSO_4 .

4. *Коррозия в растворе хлороводородной кислоты.* Схема коррозионного гальванического элемента:



На аноде протекает следующий процесс: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\bar{e}$, на катоде – $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$.

Суммарная реакция: $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$. Продуктом коррозии является соль FeCl_2 .

Для оценки скорости коррозии используют следующие показатели коррозии.

Весовой показатель определяется по формуле:

$$K_m = \Delta m / (S \cdot t), \text{ г} / (\text{м}^2 \cdot \text{ч}),$$

где Δm – масса металла, разрушенного за время коррозии, г; t – время коррозии, ч; S – поверхность корродирующего металла, м^2 .

Объемный показатель коррозии:

$$K_v = V_r / (S \cdot t), \text{ см}^3 / (\text{м}^2 \cdot \text{ч});$$

где V_r - объем поглощенного или выделившегося с поверхности металла газа за время коррозии, см^3 .

Весовой показатель коррозии связан с объемным показателем коррозии следующим уравнением:

$$K_v = K_m \cdot V_{\text{эkv}}(\text{газа}) / M_{\text{эkv}}(\text{Me}), \text{ см}^3 / (\text{м}^2 \cdot \text{ч});$$

где $M_{\text{эkv}}(\text{Me})$ – молярная масса эквивалента металла; $V_{\text{эkv}}(\text{газа})$ – объем эквивалента поглощенного или выделившегося газа ($\text{см}^3 / \text{моль}$).

Токовый показатель коррозии:

$$i_{\text{кор}} = (K_m \cdot F \cdot B \cdot 1000) / M_{\text{Me}}, \text{ mA/м}^2,$$

где B – валентность корродирующего металла; F – постоянная Фарадея, равная $26,8 \text{ A} \cdot \text{ч/моль}$; M_{Me} – молярная масса атомов металла, г/моль .

Глубинный показатель коррозии:

$$\Pi = (K_m \cdot 8,76) / \rho, \text{ мм/год},$$

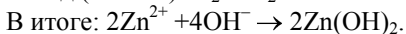
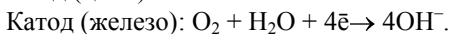
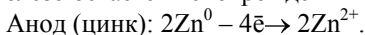
где ρ – плотность корродирующего металла г/см^3 .

Во всех случаях отрицательный весовой показатель необходимо брать в $\text{г/м} \cdot \text{ч}$.

Примеры выполнения заданий

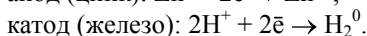
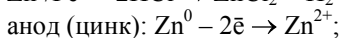
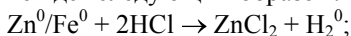
Задание.1. Железная пластинка, частично покрытая цинком, находится во влажном воздухе и сильноокислой среде. Какой вид коррозии наблюдается? Дать мотивированный ответ, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии? Какие продукты коррозии образуются в первом и во втором случае?

Решение. Чистые металлы вне контакта с другими металлами практически коррозии не подвергаются. При соприкосновении двух металлов в присутствии электролита образуется гальванический элемент, возникает разность потенциалов и начинает корродировать тот металл, у которого величина электродного потенциала имеет наименьшую алгебраическую величину, т. е. наиболее активный. В данном примере наблюдается электрохимическая коррозия. В гальванической паре Zn/Fe у цинка величина электродного потенциала равна $-0,76 \text{ В}$, а у железа $-0,44 \text{ В}$. Поэтому в первую очередь начинает корродировать цинк, а железо остается неповрежденным.

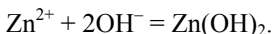


Продуктом коррозии во влажном воздухе является гидроксид цинка.

Процесс коррозии в кислой среде в той же гальванической паре Zn/Fe идет следующим образом:



Атомы цинка, окисляясь, посылают электроны железу, а сами переходят в раствор в виде ионов цинка (Zn^{2+}), где, соединяясь с ионами OH^- , образуют $\text{Zn}(\text{OH})_2$:



Ионы водорода (2H^+) принимают электроны и восстанавливаются до (H_2). Таким образом, продуктами коррозии в гальванопаре Zn/Fe в кислой среде является гидроксид цинка и свободный молекулярный водород, который выделяется на поверхности железа.

Задания для самостоятельной работы

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

2. 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. Дать этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Написать уравнение протекающей реакции.

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

4. 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. Дать этому объяснение, составив электронные уравнения анодного и катодного процессов. Написать уравнение протекающей реакции.

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

6. В раствор соляной кислоты поместили цинковую пластинку и цинковую пластинку, частично покрытую медью. В каком случае процесс коррозии цинка идет более интенсивно? Ответ мотивировать, составив электронные уравнения соответствующих процессов.

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

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

9. Железное изделие покрыли кадмием. Какое это покрытие, анодное или катодное? Почему? Составить 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 случае?

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

2.10. Коллоидные растворы

Система, в которой одно вещество раздроблено и распределено в массе другого вещества, называется **дисперсной системой**.

Вещество, распределенное в виде отдельных частиц (твердых частиц, капель жидкости, пузырьков газа и т. д.), называется дисперсной фазой. Вещество, в котором распределена дисперсная фаза, – дисперсионной средой. Дисперсная фаза нерастворима в дисперсионной среде и отделена от нее поверхностью раздела. Дисперсные системы различаются степенью дробления дисперсной фазы. Степень измельчения (дробления) вещества называется степенью дисперсности. По степени дисперсности дисперсные системы разделяются на три вида ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$).

1. Грубодисперсные (суспензии, эмульсии и т. д.) – 100 нм.

2. Коллоидные – 1–100 нм.

3. Молекулярно-ионные (истинные растворы) – 1 нм.

В зависимости от агрегатного состояния дисперсной фазы и дисперсионной среды грубодисперсные системы классифицируют следующим образом.

Суспензии – это системы, состоящие из твердых частиц, взвешенных в жидкости. Частицы твердого вещества видны в микроскоп и имеют размер 100–1000 нм. Суспензии (например, взвесь глины в воде) не фильтруются через бумажные фильтры, не обладают осмотиче-

ским давлением и являются седиментационно неустойчивыми, частицы дисперсной фазы выпадают на дно сосуда под действием тяжести.

Эмульсиями называются дисперсные системы, в которых дисперсная фаза и дисперсионная среда – жидкие. Для получения эмульсии необходимо взять две взаимно нерастворимые жидкости (или ограниченно нерастворимые) и диспергировать одну в другой в виде мелких капель. Например, эмульсия: масло в воде. Обычно одна из фаз эмульсий – вода. Другой фазой может быть любая органическая жидкость, нерастворимая в воде: масло, бензол, бензин и т. п. Для повышения устойчивости эмульсий вводят особые вещества, называемые эмульгаторами. Эмульгатор, адсорбируясь на поверхности капель дисперсной фазы, образует пленки, препятствующие слиянию капель друг с другом. В качестве эмульгаторов в большинстве случаев применяют соли высокомолекулярных жирных кислот – мыла.

Пенами называют высококонцентрированные вязные дисперсные системы, в которых дисперсная фаза – газ, а дисперсионная среда – жидкость, вытянутая в тонкие пленки. Если эти пленки способны отвердеть, то можно получить практически безгранично устойчивую твердую пену (пенобетоны, пенопласты, микропористая резина и т. д.).

Дымы и туманы представляют собой дисперсные системы с газообразной дисперсионной средой. **Дым** – это твердые частицы, распределенные в газе, а **туман** – весьма мелкие капельки жидкости, также распределенные в газе. Устойчивые, неоседающие дымы и туманы имеют весьма мелкие размеры частиц дисперсной фазы. Поэтому их объединяют под общим названием **аэрозоли** независимо от агрегатного состояния дисперсной фазы.

Коллоидные системы представляют собой вид дисперсных систем с размером частиц дисперсной фазы от 1 до 100 нм. Диспергирование (дробление) растворенного вещества в истинных растворах происходит до молекул и ионов. В коллоидных системах частицы дисперсной фазы представляют собой относительно крупные агрегаты, состоящие из сотен и тысяч молекул, ионов и атомов.

Жидкие коллоидно-дисперсные системы называются **коллоидными растворами**, или **золями**. От истинных растворов коллоидные растворы отличаются рядом специфических свойств: они относительно неустойчивые, частицы дисперсной фазы не проходят через мембрану, обладают малой скоростью диффузии, способны рассеивать свет.

Если направить пучок света через коллоидный раствор, то частички растворенного вещества рассеивают свет – в жидкости наблюдается светящийся конус (конус Тиндаля). Это свойство коллоидных растворов отличает их от истинных, которые свет не рассеивают.

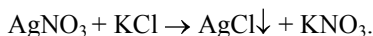
Частица дисперсной фазы в коллоидном растворе называется **мицеллой**. Мицелла в целом электронейтральна. В центре мицеллы находится ядро. **Ядро** мицеллы представляет собой совокупность кристаллически или аморфно упакованных молекул труднорастворимого соединения. Ядро коллоидной частицы прочно адсорбирует на своей поверхности ионы определенного заряда электролита-стабилизатора, которые называются **потенциалопределяющими ионами**. Ионы противоположного знака, компенсирующие заряд частицы, называются **противоионами**. Одна часть противоионов располагается за счет электростатического взаимодействия в адсорбционном слое в непосредственной близости к ядру и удерживается частицей при ее передвижении по раствору, а вторая часть находится в диффузном слое и слабо связана с частицей. Ядро вместе с адсорбционным слоем (потенциалопределяющие ионы совместно с частью противоионов) называется гранулой. Гранула имеет заряд. Знак заряда гранулы определяется потенциалопределяющими ионами, прочно адсорбированными на поверхности ядра коллоидной частицы. Мицелла в целом электронейтральна за счет диффузного слоя.

Знание строения мицеллы помогает найти знак заряда иона-стабилизатора и всей коллоидной частицы. Зная знак заряда коллоидной частицы, можно предсказать влияние электролитов на коагуляцию (правило значности и валентности Шульце-Гарди), возможность взаимной коагуляции зольей, условия пептизации.

Примеры выполнения заданий

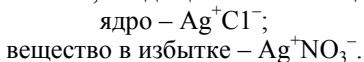
Задание 1. Написать формулу мицеллы гидрозольа хлорида серебра, полученного при взаимодействии сильноразбавленного раствора хлорида калия с избытком нитрата серебра. Определить направление движения гранулы при электрофорезе.

Решение. 1. Записать уравнение реакции, приводящей к получению золя, например:



2. Установить состав ядра коллоидной частицы. Это вещество, образующее осадок, – AgCl ; хлористое серебро имеет ионную кристаллическую решетку, состоит из ионов Ag^+ и Cl^- . Состав ядра – $m\text{AgCl}$ (m – несколько, некоторое число).

3. В избытке – AgNO_3 . Сравнить ионы вещества, находящиеся в растворе в избытке, с ионами, входящими в состав ядра:



венно 4,6; 9,8; 5,4. К каким электродам будут двигаться молекулы аминокислот при электрофорезе в нейтральной среде (рН = 7)?

Решение. При величинах рН больше, чем величина ИЭТ, молекула белка заряжена отрицательно, а при величинах рН меньше, чем ИЭТ, – положительно. Значит, в нейтральной среде (рН = 7) будем иметь:

казеин	ИЭТ = 4,6 < 7	заряд –
глобулин	ИЭТ = 5,4 < 7	заряд –
глиадин	ИЭТ = 9,8 > 7	заряд +.

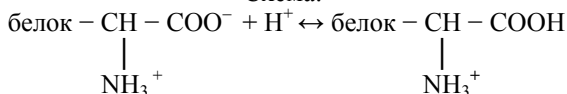
Таким образом, при электрофорезе казеин и глобулин будут двигаться к аноду, а глиадин – к катоду.

Задание 3. Получен золь гемоглобина в буферном растворе с рН = 3,5. Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при рН = 6,7?

Решение. При величинах рН больше, чем величина ИЭТ, молекула белка заряжена отрицательно, а при величинах рН меньше, чем ИЭТ, – положительно. Значит, при рН = 6,7 будем иметь избыток H^+ :

$$\text{ИЭТ} = 6,7 > 3,5 \quad \text{заряд} +$$

Схема:



Таким образом, при электрофорезе белок будет двигаться к катоду.

Задания для самостоятельной работы

1. Для получения гидрозоля йодида серебра смешали 20 мл 0,005 н. раствора нитрата серебра с 50 мл 0,1 н. раствора йодида калия. Написать схему строения мицеллы этого золя. Определить заряд гранулы и направление ее движения при электрофорезе.

2. Получен золь желатина в буферном растворе с рН = 3. Какой заряд будут иметь частицы желатина, если изоэлектрическая точка его находится при рН = 4,7?

3. Золь бромида серебра получен смешиванием 20 мл 0,005 н. раствора нитрата серебра и 30 мл 0,0025 н. раствора бромида калия. Написать схему строения мицеллы полученного золя и определить направление движения гранулы бромида серебра при электрофорезе.

4. Получен золь гемоглобина в буферном растворе с рН = 3,5. Какой заряд будут иметь частицы гемоглобина, если его изоэлектрическая точка находится при рН = 6,7?

5. Золь бромида серебра получен сливанием равных объемов 0,01 н. раствора $RbBr$ и 0,0005 н. раствора $AgNO_3$. Написать формулу мицеллы и указать название всех ее слоев.

6. Казеин, изоэлектрическая точка которого находится при $pH = 4,9$, поместили в раствор, в котором концентрация гидроксидных ионов в 10 раз больше, чем в воде. Как заряжен казеин в растворе?

7. Написать формулу мицеллы, полученной сливанием равных объемов 0,0004 н. раствора бромида рубидия и 0,01 н. раствора нитрата серебра. Назвать все слои мицеллы.

8. Получен золь глобулина в буферном растворе с $pH = 3,0$. Какой заряд будут иметь частицы глобулина, если его изоэлектрическая точка находится при $pH = 6,8$?

9. Написать схему строения мицеллы гидрозоля бромида серебра, полученного при взаимодействии разбавленного раствора нитрата серебра с избытком бромида калия. Назвать все слои мицеллы.

10. Изоэлектрическая точка казеина равна 4,6. Его поместили в буферный раствор с $pH = 6,8$. Какой заряд будет иметь казеин? Показать это схематически.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2006. – 743 с.
2. Василевская, Е. А. Методы решения задач по общей химии: учеб. пособие / Е. А. Василевская, Т. В. Свиридова. – Минск: Вышэйш. шк., 2007. – 128 с.: ил.
3. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для вузов / З. Е. Гольбрайх. – М.: ООО «Издательство Астрель», 2004. – 383 с.
4. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высш. шк., 2005. – 557 с.: ил.
5. Руководство к изучению курса «Общая и неорганическая химия»: пособие для студентов нехим. спец. / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И. Е. Шимановича. – 3-е изд. – Минск: РИВШ, 2008. – 112 с.
6. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я. А. Угай. – 4-е изд. – М.: Высш. шк., 2004. – 440 с.

Дополнительная

7. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: учеб. пособие / В. В. Свиридов, Г. А. Попкович [и др.]. – Минск: Вышэйш. шк., 2003. – 96 с.
8. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский. – Минск: Аверсев, 2004. – 397 с.
9. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. – Минск: Университетское, 1996. – 560 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Программа дисциплины	5
2. Теоретический минимум	10
2.1. Основные понятия и законы стехиометрии. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ	10
2.2. Строение атома	27
2.3. Химическая термодинамика и кинетика.....	30
2.4. Растворы и их коллигативные свойства.....	35
2.5. Растворы электролитов и ионные равновесия	40
2.6. Окислительно-восстановительные реакции.....	48
2.7. Комплексные соединения и их свойства	52
2.8. Гальванические элементы. Электролиз	54
2.9. Коррозия металлов.....	60
2.10. Коллоидные растворы.....	64
Литература.....	69

Учебное издание

Ковалева Ирина Владимировна
Поддубная Ольга Владимировна
Шершнев Андрей Владимирович
Булак Татьяна Васильевна

ХИМИЯ

Краткая теория курса

Методические указания по изучению дисциплины

Редактор *Н. Н. Пьянусова*
Технический редактор *Н. Л. Якубовская*

Подписано в печать 28.08.2012. Формат 60×84 ¹/₁₆. Бумага офсетная.
Ризография. Гарнитура «Таймс». Усл. печ. л. 4,42. Уч.-изд. л. 4,38.
Тираж 200 экз. Заказ .

УО «Белорусская государственная сельскохозяйственная академия».
ЛИ № 02330/0548504 от 16.06.2009.
Ул. Студенческая, 2, 213407, г. Горки.

Отпечатано в УО «Белорусская государственная сельскохозяйственная академия».
Ул. Мичурина, 5, 213407, г. Горки

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Кафедра химии

ХИМИЯ

Краткая теория курса

*Методические указания по изучению дисциплины
для студентов-заочников инженерных специальностей*

Горки
БГСХА
2012