

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА
И ПРОДОВОЛЬСТВИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ

ГЛАВНОЕ УПРАВЛЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ, НАУКИ И КАДРОВ

УЧРЕЖДЕНИЕ ОБРАЗОВАНИЯ
«БЕЛОРУССКАЯ ГОСУДАРСТВЕННАЯ
СЕЛЬСКОХОЗЯЙСТВЕННАЯ АКАДЕМИЯ»

Кафедра химии

ХИМИЯ

Общая химия

с основами аналитической

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ И ЗАДАНИЯ
по выполнению входного контроля

Для студентов-заочников специальностей
1-74 03 01 – Зоотехния, 1-74 03 03 – Промышленное рыбоводство

Горки 2009

Рекомендовано методической комиссией агробиологического факультета 20.10.2009 (протокол № 7).

Составили: О.В. ПОДДУБНАЯ, И.В. КОВАЛЕВА, Е.В. МОХОВА, А.В. ШЕРШНЕВ.

УДК 547+547.19(072)

Химия. Общая химия с основами аналитической: методические указания / Белорусская государственная сельскохозяйственная академия; сост. О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Е. В. Мохова, А. В. Шершнева. Горки, 2009. 84 с.

Приведены указания по изучению модуля «Общая химия с основами аналитической» дисциплины «Химия» и по выполнению входного контроля, варианты типовых заданий, список использованной литературы.

Для студентов-заочников специальностей 1-74 03 01 – Зоотехния, 1-74 03 03 – Промышленное рыбоводство.

Таблиц 1. Рисунков 1. Библиогр. 20.

Рецензент Д.С. ДОЛИНА, канд. с.-х. наук, доцент.

© Составление. О.В. Поддубная, И.В. Ковалева, Е.В. Мохова, А.В. Шершнева, 2009

© Учреждение образования «Белорусская государственная сельскохозяйственная академия», 2009

ВВЕДЕНИЕ

Химия составляет теоретическую основу биологических и агрономических наук. Химические знания необходимы для понимания вопросов экологии, почвоведения, агрономической химии, физиологии растений, микробиологии, химической защиты растений и процессов переработки продукции сельского хозяйства.

Цель учебной дисциплины «Химия» – обеспечить будущих специалистов знаниями о свойствах химических элементов, химических реакциях, получении и превращении веществ, методах химического анализа и исследования растений, почв, удобрений. Изучение всех разделов химии позволяет создать прочный фундамент для изучения биологических и сельскохозяйственных наук и завершает цикл общеобразовательных дисциплин.

Изучение химии позволяет получить современное научное представление о материи и формах ее движения, о веществе как одном из видов движущейся материи, о механизме превращения химических соединений, о свойствах технических материалов и применении химических процессов в современной экологической практике. В связи с этим представляется необходимым прочное усвоение основных законов химии и теории химии, овладение техникой химических расчетов, выработка навыков самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых фактов. Знание химии также необходимо для успешного последующего изучения специальных дисциплин.

Данный курс объединяет два раздела типовой программы дисциплины: неорганическую химию и аналитическую. При самостоятельном освоении материала студенту-заочнику целесообразно сначала ознакомиться с программой и далее работать с учебником, изучая отдельные темы. Основным видом учебных занятий слушателей заочного факультета является самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе химии она складывается из следующих элементов: изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнение заданий входного контроля; выполнение лабораторного практикума; индивидуальные консультации; посещение лекций; сдача экзамена по всему курсу.

В данных методических указаниях, составленных в соответствии со стандартами и типовой учебной программой, студентам предлагается теоретический минимум по разделам неорганической и аналитической химии дисциплины «Химия» и методика выполнения заданий входного контроля по основным темам, что позволит самостоятельно и

качественно выполнить задания.

Теоретическое изучение вопросов программы основывается на работе с учебными пособиями и учебниками, приведенными в списке литературы, а также при необходимости на поиске дополнительной информации, использовании приемов творческого мышления. Построение контрольных заданий рассчитано на постепенное усвоение студентами всех тем разделов. В результате изучения дисциплины студент должен закрепить знания об основных химических понятиях и законах, усвоить наиболее важные термодинамические и кинетические закономерности химических процессов, изучить свойства растворов и ионных процессов, свойства биогенных элементов и их соединений, представляющих наибольший интерес для специалистов-экологов в сельском хозяйстве.

Изучать курс химии рекомендуется по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них по программе. При первичном чтении необходимо получить общее представление об излагаемых вопросах. При повторном изучении темы идет усвоение теоретических положений, а также принципов составления химических реакций. Изучение любого вопроса на уровне сущности, а не на уровне отдельных явлений способствует более глубокому и прочному усвоению материала. Краткий конспект курса будет полезен при повторении материала в период подготовки к экзамену.

Важнейшим средством организации самостоятельной работы студента-заочника является входной контроль, который дополняет и уточняет цель обучения, определяет требования к учебной деятельности, а также обозначает путь достижения учебных результатов.

Для повышения степени самостоятельности и качества в изучении дисциплины студентами заочной формы обучения контрольная Работа по общепринятой методике выполнения заменена входным контролем. На установочной лекции ведущий преподаватель кратко, но в полном объеме программы, рассматривает основные вопросы и задания дисциплины. В данных методических указаниях коллективом авторов даны подробные объяснения и рекомендации по выполнению заданий открытого типа по каждой теме и приведены тестовые задания.

В межсессионный период студент, самостоятельно прорабатывая конспект установочной лекции и пользуясь любым учебным пособием из предложенного списка литературы, отвечает на вопросы типового варианта входного контроля, который приведен в методических указаниях.

Во время сессии на первой лекции или лабораторном занятии

каждому студенту-заочнику выдается *индивидуальный вариант* заданий входного контроля, который состоит из **15 тестов** с одним правильным ответом и **7 заданий**. В течение 45 минут аудиторного времени в присутствии преподавателя студент, *пользуясь конспектом установочной лекции и методическими указаниями*, отвечает на вопросы тестов и выполняет задания. Ошибки и неточности в ответах студент исправляет сам при изучении конкретных тем на лабораторных занятиях, получая консультацию преподавателя. Правильно и грамотно выполненный входной контроль является допуском к экзамену.

После прохождения курса студент должен знать:

- основные понятия и законы стехиометрии;
- распространенность химических элементов в природе и их свойства в связи с положением элемента в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; понятия: макроэлемент, микроэлемент, органоген, металлы жизни, биогенные элементы, токсиканты;
- общие закономерности протекания реакции ионного обмена, реакции с комплексными соединениями, окислительно-восстановительных реакций;
- критерии осуществимости химических реакций;
- основные схемы анализа сложных смесей, используя качественные реакции разделения и обнаружения;

Уметь:

- составлять формулы неорганических веществ и уравнения химических реакций;
- выполнять подготовительные и основные операции при проведении химического эксперимента;
- производить стехиометрические и термодинамические расчеты;
- приготовить растворы заданных концентраций;
- анализировать свойства химических соединений и давать им экологическую характеристику;
- проводить простые химические эксперименты и оформлять их результаты;
- проводить качественный анализ и определять содержание веществ в исследуемом образце с помощью методов количественного анализа.

В результате изучения данного курса студент должен уметь выполнять квалифицированно основные операции анализа, пользоваться аппаратурой и приборами, необходимыми для анализа, проводить статистическую и графическую обработку результатов анализа. Будущий специалист должен ознакомиться с применением химических и физико-химических методов анализа при агроэкологических и

биохимических исследованиях, а также в исследованиях по контролю окружающей среды.

1. ПРОГРАММА

Раздел 1. Неорганическая химия

Введение

Химия как наука о веществах и их превращениях. Основные этапы развития химии. Теория и эксперимент в химии. Международная номенклатура неорганических соединений. Основные направления химизации, задачи агрохимической и экологической служб. Химия и окружающая среда.

Токсичные и опасные неорганические вещества. Работа со стеклом, электроприборами, нагревательными приборами. Химические реактивы. Квалификация по степени чистоты. Условия хранения. Правила отбора реактивов. Лабораторная химическая посуда и приборы. Экспериментальные химические операции в практикуме.

1.1. Основы теории

1.1.1. Основные химические понятия и законы стехиометрии

Основные понятия химии. Атом. Молекулярная частица, молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Относительные и абсолютные массы атомов и молекул. Моль как мера количества вещества. Молекулярное и немолекулярное строение вещества.

Основные стехиометрические законы: сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Понятие о дальтонидах и бертоллидах. Закон Авогадро. Их современная трактовка. Объединенный закон газового состояния Клапейрона – Менделеева.

Химический эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента. Закон эквивалентов.

1.1.2. Строение атомов

Ядро атома. Протоны, нейтроны. Заряд ядра. Массовое число. Химические элементы. Изотопный состав химических элементов. Радиоактивность. Типы радиоактивного распада.

Распространенность и происхождение химических элементов в природе. Биогенные элементы.

Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция и ее свойства. Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Понятие о радиусе атома.

Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме, пределы их изменений. S-, p-, d-, f-орбитали; их конфигурация и расположение в пространстве. Понятие об энергетическом уровне, подуровне, электронном слое, электронной оболочке, атомной орбитали (АО).

Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Гунда, принцип наименьшей энергии. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского.

Строение электронных оболочек атомов химических элементов. Электронная конфигурация и структура электронных оболочек. Электронные и электронно-графические формулы. Понятие об электронном остове и орбиталях валентных уровней атома. Возбужденное состояние атома. Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда ядра электронами. Стабильные и нестабильные электронные конфигурации.

1.1.3. Периодический закон и периодическая система элементов

Периодический закон. Периодическая система. Особенность заполнения электронами атомных орбиталей и формирование периодов. S-, p-, d-, f-элементы и их положение в периодической системе. Периоды. Группы. Главные и побочные подгруппы. Металлы и неметаллы; их положение в периодической системе. Значение и физический смысл периодического закона.

Периодичность свойств атомов химических элементов. Радиусы атомов. Орбитальные и эффективные радиусы. Изменение атомных и ионных радиусов по периодам и группам. Эффекты d- и f-сжатия.

Энергия ионизации атомов. Факторы, определяющие величину энергии ионизации. Изменение величин энергии ионизации атомов по периодам и группам.

Энергия сродства к электрону. Факторы, определяющие ее величину. Изменение величин энергии сродства к электрону по периодам и группам.

Понятие об электроотрицательности элементов. Различная трактовка электроотрицательности. Шкала Полинга. Изменение величин электроотрицательности атомов по периодам и группам. Закономерности изменения окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств элементов в периодической системе.

Понятие о внутренней и вторичной периодичности. Диагональные аналоги в периодической системе элементов.

1.1.4. Химическая связь и строение молекул

Основные типы химических связей: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая связь. Количественные характеристики химических связей: энергия, длина, валентный угол, полярность, степень ионности связи, дипольный момент связи.

Природа химической связи. Метод валентных связей (ВС): основные положения. Механизмы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Свойства ковалентной связи: насыща-емость, направленность, полярность и поляризуемость. Кратность связи; σ - и π -связи.

Валентность химических элементов. Понятие о спиновой и координационной валентности. Валентность с позиций метода ВС. Постоянная и переменная валентность. Координационное число и степень окисления элемента в его соединениях как характеристики, дополняющие валентность.

Гибридизация атомных орбиталей и пространственная конфигурация молекул. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Простейшие типы гибридизации: sp -, sp^2 -, sp^3 -, sp^3d -, sp^3d^2 . Гибридизация с участием неподеленных электронных пар. Локализованные и делокализованные связи.

Основные положения теории молекулярных орбиталей (МО). Молекулярные орбитали как линейная комбинация атомных орбиталей (МО ЛКАО). Классификация МО: по типу атомных орбиталей, по характеру связи (связывающие, несвязывающие, разрыхляющие), по симметрии электронной плотности (σ - и π -МО).

Энергетические диаграммы молекул. Порядок заполнения (заселения) электронами молекулярных орбиталей. Диаграммы МО и электронные формулы молекул. Определение порядка (кратности) связей. Диаграммы МО двухатомных молекул элементов второго периода.

Сопоставление методов МО и ВС. Сравнительные возможности методов в объяснении химических связей в неорганических соединениях.

Особенности ионной связи. Металлическая связь.

Водородная связь. Природа водородной связи. Направленность водородной связи. Энергия и длина водородной связи. Меж- и внутримолекулярная водородная связь. Водородная связь между молекулами фтороводорода, воды, аммиака. Водородная связь в белках.

Типы межмолекулярного взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Энергия межмолекулярного взаимодействия в сравнении с энергией химических связей.

Типы кристаллических решеток твердых веществ.

1.1.5. Комплексные соединения

Определение комплексных соединений, основные положения координационной теории Вернера. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Комплексообразователь, лиганды, координационное число.

Классификация комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений.

Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в роли комплексообразователей. Координационное число комплексообразователя и факторы, определяющие его.

Типичные лиганды. Молекулы и ионы в качестве лигандов. Факторы, определяющие их способность выступать в роли лигандов. Моно- и полидентатные лиганды.

Химическая связь в комплексных соединениях: метод валентных связей, Координационная ненасыщенность атомов. Сочетание электростатического и ковалентного взаимодействий центрального атома (иона) с лигандами.

Теория кристаллического поля. Основные положения теории кристаллического поля и теории поля лигандов. Понятие о высоко- и низкоспиновых комплексах. Спектрохимический ряд лигандов.

Пространственная конфигурация комплексных ионов. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация комплексного иона. Изомерия.

Устойчивость комплексных соединений в растворах. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и константы устойчивости. Факторы, определяющие устойчивость комплексных ионов в растворе.

Значение комплексных соединений в биологических системах. Роль комплексных соединений в природе (гемоглобин, хлорофилл, витамины, лекарства, яды). Использование комплексных соединений в сельском хозяйстве и медицине, а также для решения экологических проблем.

1.1.6. Общие закономерности химической кинетики

Классификация химических реакций. Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Механизм химических реакций.

Химическая кинетика. Скорость химической реакции и основные факторы, влияющие на нее (природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализаторы). Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.

Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости. Энергия активации. Факторы, определяющие величину энергии активации. Энергия активации и скорость реакции. Переходное состояние или активированный комплекс.

Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Ферменты. Каталитические яды. Ингибиторы.

Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и факторы, определяющие ее величину. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Значение химического равновесия в природе.

1.1.7. Растворы

Истинные растворы. Растворение как физико-химический процесс. Понятия «растворитель» и «растворенное вещество». Свойства жидкостей как растворителей. Сольватация. Водные растворы. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты. Тепловые эффекты при растворении.

Растворимость веществ. Влияние природы растворенного вещества и растворителя, температуры и давления на растворимость веществ. Растворы насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные.

Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльность, молярная концентрация эквивалента.

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Механизм диссоциации. Степень электролитической диссоциации электролитов. Факторы, определяющие величину степени диссоциации (природа растворителя и растворенного вещества, температура, концентрация раствора, наличие одноименных ионов). Сольватация (гидратация) ионов в растворе. Диссоциация солей. Сильные и слабые электролиты.

Растворы сильных электролитов. Типы сильных электролитов: кислоты, основания, соли, комплексные соединения. Растворимость сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации элект-

ролита.

Понятие о кислотах и основаниях. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Кислотно-основной характер диссоциации гидроксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе.

Растворы слабых электролитов. Равновесие в растворах слабых электролитов. Типы слабых электролитов: слабые кислоты и основания, комплексные ионы. Константы обменных равновесий. Понятие о рК. Ступенчатые константы диссоциации кислот, оснований и комплексных соединений. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления.

Вода как слабый электролит. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН).

Труднорастворимые электролиты. Равновесие между осадком и насыщенным раствором. Произведение (константа K_s) растворимости (ПР). Произведение растворимости и растворимость веществ. Влияние одноименных ионов на растворимость веществ. Влияние рН раствора на образование труднорастворимого вещества.

Обменные реакции между ионами в водных растворах. Общие условия их протекания. Полные и сокращенные ионные уравнения.

Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза. Гидролиз солей по катиону и по аниону. Молекулярные и ионные уравнения гидролиза. Ступенчатый гидролиз многозарядных ионов. Условия протекания реакций гидролиза до конца. Гидролиз кислых солей. Совместный гидролиз солей. Необратимый гидролиз. Степень гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, рН среды на степень гидролиза. Условия подавления гидролиза.

Понятие о буферных растворах. Буферные растворы в природе и медицине. Значение растворов в природе и жизнедеятельности человека. Экологический мониторинг водного бассейна и проблема очистки сточных вод.

1.1.8. Окислительно-восстановительные процессы

Сущность окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления. Изменение степеней окисления атомов реагирующих веществ. Окислители. Восстановители.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: методы электронного баланса и ионно-электронный. Основные типы окислительно-восстановительных реакций: реакции межмолекулярного и внутримолекулярного

окисления-восстановления, диспропорционирования, компропорционирования.

Количественные характеристики окислительно-восстановительных процессов. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных систем методом полуреакций. Полуреакции окисления и восстановления. Окислительно-восстановительные (электродные) потенциалы как количественная характеристика окислительно-восстановительных систем.

Стандартные электродные потенциалы и способы их определения. Водородный электрод как электрод сравнения. Электродные потенциалы металлов. Стандартные электродные потенциалы и электрохимический ряд напряжений металлов. Положение металлов в ряду напряжений и возможность их взаимодействия с водой; водными растворами кислот и щелочей; солями других металлов. Активность металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений и в периодической системе.

Окислительно-восстановительное равновесие в растворах. Зависимость величины электродного потенциала от концентрации ионов в растворе, pH, температуры, комплексообразования. Уравнение Нернста. Таблицы стандартных потенциалов и использование их данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. Окислительно-восстановительные потенциалы и направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.

Использование электрохимических методов для очистки продуктов питания.

Электрохимические источники энергии. Экология и проблемы преобразования энергии. Значение окислительно-восстановительных процессов в природе и жизнедеятельности человека.

1.2. Химия биогенных элементов

1.2.1. Химия s-элементов

Водород. Водород как важнейший биогенный элемент. Общая характеристика водорода. Положение водорода в периодической системе. Строение атома водорода. Физические и химические свойства. Водород как восстановитель. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Нахождение в природе и получение.

Водород как перспективное горючее.

Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, нестехиометрические (соединения внедрения). Природа химических связей в них.

Вода: геометрия и свойства молекулы. Структура твердого и жидкого состояния воды. Химические свойства воды. Вода как растворитель. Значение водорода и воды в природе, сельском хозяйстве.

Элементы I-A группы (щелочные металлы). Общая характеристика s-элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону по группе. Особенности физических свойств щелочных металлов в сравнении с другими металлами (плотность, твердость, электропроводность, температуры плавления и кипения).

Химические свойства металлов. Отношение щелочных металлов к водороду, кислороду, галогенам, воде, кислотам.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Надпероксиды (супероксиды). Озониды. Применение.

Гидроксиды. Строение. Свойства. Изменение силы оснований по группе. Гидроксиды натрия (каустическая сода) и калия. Применение. Меры предосторожности при работе со щелочами.

Соли. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Термическая устойчивость солей. Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая, питьевая. Поташ. Нитраты. Глауберова соль. Применение солей. Калийные удобрения. Особенности химии лития.

Элементы II-A группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону по группе. Возможность образования координационных соединений. Особенности бериллия. Щелочноземельные металлы. Применение магния. Магний и кальций как почвообразующие и биологически активные элементы.

Химические свойства металлов. Химическая активность металлов. Отношение к водороду, кислороду, воде, кислотам, галогенам. Отношение бериллия к щелочам. Комплексные соединения бериллия.

Гидриды. Особенности структуры гидридов бериллия, магния и гидридов кальция, стронция, бария. Отношение к воде. Восстановительные свойства.

Соединения с кислородом. Оксиды. Пероксиды. Особенности строения. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов. Оксид кальция (негашеная известь).

Гидроксиды. Кислотно-основные свойства. Изменение силы оснований по группе. Амфотерность гидроксида бериллия. Термическая устойчивость гидроксидов. Гидроксид кальция (гашеная известь). Применение.

Соли. Соли бериллия в катионной и анионной формах. Гидролиз солей бериллия и магния. Карбонаты. Сульфаты. Жесткость воды и методы ее устранения.

1.2.2. Химия р-элементов

Общая характеристика р-элементов. Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности по периодам и группам. Валентность и степень окисления атомов. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию. Вторичная периодичность. Особенности свойств р-элементов второго и пятого периодов. Изменение металлического и неметаллического характера элементов, химических свойств простых веществ, кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов, свойств галогенидов по группам и периодам.

Элементы III-A группы. Общая характеристика элементов и их распространенность. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления атомов. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Особые свойства бора.

Химические свойства бора. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Гидриды бора. Их состав и восстановительные свойства. Применение.

Оксид и гидроксид бора. Оксид бора. Полимерное строение. Свойства. Отношение к воде, щелочам. Орто-, мета-, полиборные кислоты. Их состав. Особенности строения. Орто-, мета- и полибораты. Бура.

Физические и химические свойства металлов группы алюминий – таллий. Химическая активность. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Формы нахождения в природе алюминия. Его получение и применение.

Гидриды. Гидрид алюминия. Особенности строения. Гидридоалюминаты. Их восстановительные свойства. Оксиды. Оксиды

элементов (III). Их сравнительная устойчивость. Оксид алюминия. Химические свойства. Амфотерность. Получение. Оксид таллия (I).

Гидроксиды. Гидроксиды элементов (III). Гидроксид алюминия. Отношение к кислотам и щелочам. Устойчивость и кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов алюминия – таллия. Гидроксид таллия (I).

Соли. Соли алюминия в катионной и анионной формах. Безводные соли и кристаллогидраты. Основные соли. Комплексные соединения. Двойные соли. Квасцы. Гидролиз солей.

Бор как микроэлемент. Алюминий как почвообразующий элемент.

Элементы IV-A группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергии ионизации, электроотрицательности по группе. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Соединения углерода (оксид (II), цианид-ион) как типичные лиганды. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности углерода. Формы нахождения элементов в природе.

Простые вещества. Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин. Особенности их строения. Фуллерены. Аллотропные модификации олова (белое и серое олово). Полупроводниковые свойства кремния и германия. Металлические свойства олова и свинца. Токсикология свинца. Экологическая опасность соединений свинца.

Химические свойства простых веществ. Реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Взаимодействие со щелочами кремния. Применение простых веществ. Уголь как топливо и адсорбент.

Гидриды типа ЭН₄. Строение молекул. Устойчивость. Реакционная способность. Причины инертности метана и высокой реакционной способности силана. Гидролиз гидридов. Общие принципы получения гидридов.

Оксиды углерода. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение и применение оксидов. Токсичность оксида углерода (II). Влияние углекислого газа на окружающую среду.

Угольная кислота и ее соли. Равновесие в растворе оксида углерода (IV). Диссоциация в растворе. Соли: карбонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Гидролиз и термическая устойчивость

карбонатов. Применение.

Оксиды кремния. Оксиды кремния (II, IV). Их устойчивость. Диоксид кремния: отношение к воде, кислотам, щелочам. Его полимерное строение. Аморфная и кристаллическая формы. Кварц. Кварцевое стекло. Кремниевые кислоты и их соли. Мономерная ортокремниевая кислота и ее полимеризация. Поликремниевые кислоты. Силикагель как адсорбент. Орто-, мета- и полисиликаты. «Жидкое стекло». Гидросиликаты. Алюмосиликаты. Стекла. Состав и получение простого стекла. Цеолиты.

Оксиды и гидроксиды германия, олова, свинца (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Сурик. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов. Амфотерность. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Соли гидроксидов элементов (II, IV) в катионной и анионной формах. Их сравнительная устойчивость, гидролизуемость. Гидроксосоли. Германаты, станнаты, плумбаты (II, IV).

Сероуглерод. Тиосоединения (кислоты и соли). Тиоугольная кислота и тиокарбонаты.

Галогениды элементов (II, IV). Сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Их гидролиз. Особенности гидролиза тетрафторида кремния и тетрагалогенидов олова. Гексахлорооловянная кислота и ее соли.

Циановодород. Строение молекулы. Циановодородная (синильная) кислота. Диссоциация кислоты. Цианиды. Цианокомплексы. Особенности осаждения цианидов тяжелых металлов. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодорода и цианидов. Циановая кислота.

Родановодород. Родановодородная кислота. Роданиды. Роданокомплексы.

Карбиды металлов. Типы карбидов: ионные, ковалентные, внедрения. Характер химических связей в карбидах. Отношение карбидов разных типов к воде и кислотам. Карборунд. Силициды.

Элементы V-A группы. Строение атомов. Изменение по группе атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления атомов по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности азота. Формы нахождения элементов в природе.

Простые вещества. Мономерное и полимерное состояние простых веществ. Химическая связь в молекуле азота с позиций теории ВС и

МО.

Аллотропные модификации фосфора и особенности их строения. Токсикология простых веществ и соединений элементов.

Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ. Отношение простых веществ к неметаллам, металлам, воде, кислотам и щелочам. Реакционная способность молекулярного и атомарного азота; белого и красного фосфора.

Гидриды ЭН₃. Строение молекул. Изменение температур плавления и кипения, термической устойчивости, реакционной способности, восстановительных свойств, склонности к реакциям присоединения в ряду аммиак – висмутин. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония.

Аммиак. Получение и применение. Жидкий аммиак как растворитель. Продукты взаимодействия аммиака с водой. Реакции присоединения аммиака. Амминкомплексы. Соли аммония. Реакции замещения водорода в аммиаке. Амиды, имида, нитриды. Реакции окисления аммиака.

Гидразин. Строение молекулы. Реакции присоединения, окислительно-восстановительные. Соли гидразиния. Гидразин и его производные как топливо.

Гидроксиламин. Строение молекулы. Реакции присоединения и окислительно-восстановительные. Соли гидроксиламиния.

Азотистоводородная кислота и ее соли. Строение молекулы азидоводорода и азид-иона. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Азиды. Взрывоопасность кислоты и азидов.

Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Химическая связь в молекуле оксида азота (II) с позиций теорий ВС и МО. Отношение оксидов к воде, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Токсичность оксидов азота. Влияние на окружающую среду.

Кислородсодержащие кислоты и их соли. Азотистая кислота. Строение молекулы и нитрит-иона. Нитриты. Окислительно-восстановительные свойства кислоты и нитритов. Азотная кислота. Строение молекулы и нитрат-иона. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Продукты взаимодействия с металлами. Царская водка. Механизм ее действия. Применение азотной кислоты. Нитраты. Продукты термического разложения нитратов. Применение. Азотные удобрения. Токсикология нитритов и нитратов.

Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута (III, V). Особенности

строения и получение. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Окислительно-восстановительные свойства.

Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро)-, полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота. Фосфаты средние и кислые. Строение молекул кислот фосфора, основность, окислительно-восстановительные свойства.

Методы получения ортофосфорной кислоты. Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Азофоска.

Значение азота и фосфора как биогенных элементов; их круговорот в природе.

Гидроксиды мышьяка, сурьмы, висмута и их соли. Гидроксиды элементов (III, V). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Мета- и ортоформы. Соли сурьмы и висмута (III). Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута. Арсенаты, стибаты (III, V).

Галогениды. Галогениды элементов (III, V). Их сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Особенности их гидролиза. Галогенокомплексы.

Сульфиды мышьяка, сурьмы и висмута. Сульфиды элементов (III, V). Растворимость. Соединения с металлами. Нитриды. Фосфиды. Арсениды. Сتيبиды. Токсикология и экологическая опасность соединений р-элементов V группы.

Элементы VI-A группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности по группе. Валентность и степени окисления атомов. Типы химических связей в соединениях. Изменение металлического и неметаллического характера элементов по группе. Особенности кислорода. Формы нахождения элементов в природе.

Простые вещества. Изменение неметаллических и металлических свойств. Аллотропные модификации кислорода. Химическая связь в молекуле кислорода с позиций теорий ВС и МО. Полиморфные модификации серы: ромбическая, моноклинная и полимерная сера. Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства. Реакционная способность. Отношение к металлам и неметаллам, воде, кислотам, щелочам. Сравнительная химическая активность молекулярного и атомарного кислорода, озона. Применение простых веществ. Биологическая роль селена.

Гидриды типа H_2E . Строение молекул. Термическая устойчивость.

Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения. Химические свойства. Окислительно-восстановительные и кислотные свойства. Вода. Сероводород. Токсичность халькогеноводородов.

Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Кислотные свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в различных средах. Применение.

Гидриды серы H_2S_n . Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды.

Оксиды. Оксиды элементов (IV, VI). Особенности строения. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Применение сернистого газа. Влияние сернистого газа на окружающую среду.

Кислородсодержащие кислоты и их соли. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Равновесия в растворе оксида серы (IV). Сульфиты средние и кислые. Гидролиз солей.

Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Строение молекул и анионов кислот. Кислотные и окислительные свойства. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. Меры предосторожности при работе с концентрированной серной кислотой, олеумом.

Соли кислот. Сульфаты. Гидросульфаты. Дисульфаты (пиросульфаты). Селенаты. Теллулаты.

Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Строение тиосульфат-иона. Восстановительные свойства тиосульфата натрия. Применение тиосульфата натрия. Пероксокислоты серы и их соли. Пероксомonosерная и пероксодисерная кислоты. Пероксосульфаты. Их окислительно-восстановительные свойства.

Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Хлориды серы (II, IV). Фторид серы (VI). Строение, причины химической инертности фторида серы (VI). Токсикология и экологическая опасность соединений р-элементов VI группы.

Элементы VII-A группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности по группе. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию анионных форм. Формы нахождения в природе. Особенности химии фтора.

Физические свойства простых веществ. Агрегатное состояние. Химические свойства простых веществ. Реакционная способность галогенов. Их окислительные свойства. Отношение к воде, щелочам,

металлам и неметаллам. Значение галогенов и их соединений в природе и сельском хозяйстве. Токсичность галогенов. Меры предосторожности при работе с галогенами.

Галогеноводороды. Физические свойства галогеноводородов. Агрегатное состояние. Ассоциация молекул фтороводорода. Изменение температур плавления и кипения в ряду фтороводород – иодоводород. Химические свойства. Восстановительная активность. Кислотные свойства. Особенности фтороводородной (плавиковой) кислоты. Соляная кислота. Свойства. Применение соляной и плавиковой кислот. Соли галогеноводородных кислот, их значение в природе и сельском хозяйстве.

Оксиды хлора (I, IV, VII), брома (I), йода (V). Отношение к воде, щелочам. Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, йода. Строение молекул и ионов кислот. Сравнительная устойчивость кислот. Кислотные и окислительные свойства.

Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Окислительные свойства солей. Гипохлориты натрия и кальция. Хлорат калия. Применение. Токсикология галогенов и их соединений.

Гелий и элементы VIII-A группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Причины химической инертности. Физические свойства. Агрегатное состояние простых веществ.

Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Гидролиз фторидов. Оксиды и кислородсодержащие соединения криптона и ксенона. Окислительные свойства этих соединений. Клатратные соединения аргона и его аналогов. Гидраты аргона, криптона, ксенона. Распространенность благородных газов в природе. Применение. Токсичность.

1.2.3. Химия d-элементов (переходные металлы)

Общая характеристика d-элементов. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группам и периодам. Валентность и степени окисления атомов. Изменение по группам устойчивости соединений в высших степенях окисления. Особая близость свойств d-элементов V и VI периодов. Особенности свойств d-элементов III группы, d-элементов IV периода. Типы химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Способность к образованию соединений переменного состава. Металлический характер d-элементов. Характерные для большого числа d-металлов физические

свойства: высокие плотность, твердость, температур плавления. Химическая активность d-металлов, ее изменение по группам, периодам. Коррозионная устойчивость или неустойчивость d-металлов и ее причины.

Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов в разных степенях окисления атомов. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов в разных степенях окисления их атомов. Изменение кислотно-основных свойств по группам. Комплексные соединения.

d-элементы III-B группы. Строение атомов. Изменение атомных и ионных радиусов и энергии ионизации по группе. Особенности изменения этих величин у d-элементов III группы по сравнению с d-элементами остальных групп. Склонность к комплексообразованию в сравнении с остальными d-элементами.

Химические свойства. Изменение химической активности металлов по группе. Отношение металлов к кислороду, воде, кислотам. Соединения элементов. Оксиды и гидроксиды. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду скандий – актиний. Соли. Комплексные соединения. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы IV-B группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степень окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Типы химических связей. Склонность к образованию катионной и анионной форм. Склонность к комплексообразованию.

Физические и химические свойства. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Причины коррозионной устойчивости. Растворение металлов в смеси азотной и плавиковой кислот. Применение титана.

Оксиды титана (II, IV). Особенности строения оксида титана (IV). Оксиды циркония и гафния (IV). Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды титана (II, IV). Гидроксиды циркония и гафния (IV). Особенности строения гидроксидов элементов (IV). Их кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Титанаты. Цирконаты. Гафнаты. Галогениды. Галогениды элементов (IV). Галогениды титана (II, III). Гидролиз галогенидов. Галогенокомплексы. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы V-B группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Типы химических связей в соединениях.

Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Сходство свойств ниобия и тантала.

Физические и химические свойства. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Причины коррозионной устойчивости. Отношение к царской водке, смеси азотной и плавиковой кислот. Применение металлов.

Оксиды и гидроксиды ванадия (II, III, IV, V). Оксиды и гидроксиды ниобия и тантала (V). Кислотно-основные свойства гидроксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Ванадаты. Поливанадаты. Соединения оксованадия (IV). Ниобаты. Танталаты. Галогениды. Галогениды ванадия (II, III, IV, V), ниобия и тантала (V). Гидролиз галогенидов. Галогенокомплексы. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы VI-V группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления атомов. Изменение устойчивости соединений в высшей степени окисления по группе. Склонность к образованию катионной и анионной форм, комплексообразованию. Сходство свойств молибдена и вольфрама.

Физические и химические свойства металлов. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, галогенам, воде, кислотам и щелочам. Применение металлов.

Оксиды хрома (II, III). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Оксиды молибдена и вольфрама в степени окисления атомов ниже шести. Оксиды молибдена и вольфрама (VI). Отношение к воде, кислотам, щелочам. Изменение устойчивости, окислительной способности и кислотного характера в ряду оксидов хрома – вольфрама (VI). Гидроксиды хрома (II, III, VI). Состав и особенности строения гидроксида хрома (III). Хромовые кислоты. Устойчивость гидроксидов. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам.

Соли хрома (II). Устойчивость и восстановительные свойства. Принципы получения. Соли хрома (III). Соли в катионной и анионной формах. Комплексные соединения. Гидролиз. Соли хрома (VI). Хроматы и полихроматы. Окислительные свойства хроматов и дихроматов. Равновесие в водном растворе между хромат- и дихромат-ионами. Принцип действия хромовой смеси.

Соли молибдена и вольфрама (VI). Молибдаты и вольфраматы. Полимолибдаты и поливольфраматы. Окислительные свойства в ряду

хроматы – вольфраматы. Галогениды. Галогениды хрома (II, III), молибдена и вольфрама. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы VII-B группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления атомов. Физические и химические свойства металлов. Химическая активность в ряду марганец – рений. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Применение марганца.

Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды марганца. Устойчивость. Растворимость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Гидроксиды технеция и рения.

Соли марганца (II). Безводные соли и кристаллогидраты. Комплексные соединения. Восстановительные свойства. Гидролиз. Соли марганца (III, IV). Манганиты. Соли марганца (VI). Манганаты. Устойчивость в сухом состоянии и в растворе. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганатов в кислой, щелочной и нейтральной средах. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы VIII-B группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации в рядах железо – никель и железо – осмий. Деление элементов на семейство железа и семейство платиновых. Валентность и степени окисления атомов. Максимальная валентность в рядах железо – никель, железо – осмий, рутений – палладий, осмий – платина.

Физические и химические свойства железа, кобальта, никеля. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Нахождение в природе и получение железа. Природные соединения железа.

Оксиды железа, кобальта, никеля (II, III). Смешанные оксиды. Устойчивость оксидов. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды этих элементов (II, III). Состав и особенности строения гидроксида железа (III). Устойчивость гидроксидов. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

Соли железа, никеля, кобальта (II). Безводные соли и кристаллогидраты. Двойные соли. Устойчивость. Гидролиз. Соли железа (III). Соли в катионной и анионной формах. Двойные соли. Основные соли. Гидролиз. Ферриты (III). Соли железа (VI). Ферраты (VI). Устойчивость. Гидролиз. Окислительные свойства.

Комплексные соединения железа, кобальта, никеля (II, III).

Относительная устойчивость простых и комплексных солей железа, кобальта и никеля (II, III). Аква-, аммин-, гидроксо-, цианокомплексы. Карбонилы. Оксалатокомплекс железа (III) как пример хелатного комплекса.

Физические и химические свойства платиновых металлов. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, водороду, воде, кислотам, щелочам, царской водке.

Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды рутения (IV, VI). Рутенаты. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия и иридия (III). Оксид и гидроксид палладия (II). Соли палладия (II). Оксиды и гидроксиды платины (II, IV). Комплексные соединения платины. Катионные, анионные и нейтральные комплексы платины (II, IV). Аммин- и цианокомплексы. Гексахлороплатиновая кислота и ее соли. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы I-B группы. Строение атомов. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления атомов. Характер химических связей в соединениях. Склонность к образованию катионной и анионной форм, к комплексообразованию.

Физические и химические свойства металлов. Изменение химической активности в ряду медь – золото. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Растворение золота в царской водке.

Оксиды и гидроксиды меди, серебра, золота. Их устойчивость в разных степенях окисления. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Кислотно-основные свойства.

Соли меди, серебра, золота (I). Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства. Галогениды. Галогенокомплексы. Соли меди (II). Безводные соли и кристаллогидраты. Комплексные соединения. Галогено-, циано- и амминкомплексы. Устойчивость солей. Гидролиз. Соли золота (III). Галогенокомплексы. Тетрахлорозолотая кислота и ее соли. Ауранты. Аква- и цианокомплексы. Токсикология элементов и их соединений.

d-элементы II-B группы. Строение атомов. Возможность отнесения цинка, кадмия и ртути к s- и d-элементам. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации по группе. Валентность и степени окисления атомов. Группировка -Hg-Hg. Соединения ртути (I, II). Склонность атомов ртути (I) к диспропорционированию. Типы химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию.

Физические и химические свойства металлов. Химическая

активность металлов в ряду цинк – ртуть. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Амальгамы. Токсичность ртути и ее соединений.

Оксиды цинка и кадмия. Оксиды ртути (I, II). Устойчивость оксидов. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Гидроксиды цинка и кадмия. Кислотно-основные свойства. Безводные соли и кристаллогидраты. Комплексные соединения. Соли цинка в катионной и анионной формах.

Соли ртути (I, II). Ион Hg^{2+} . Окислительно-восстановительные свойства солей ртути. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути. Сравнительная термическая устойчивость солей. Цинкаты. Аммин-, циано-, галогенокомплексы. Их устойчивость в ряду соединений цинк – ртуть. Токсикология элементов и их соединений.

1.2.4. Химия f-элементов

Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Строение атомов. 4f- и 5f-элементы. Изменение атомных радиусов и энергии ионизации. Валентность и степени окисления 4f- и 5f-элементов. Внутренняя периодичность свойств. Типы химических связей в соединениях. Склонность к комплексообразованию. Металлический характер элементов. Сходство и различие в свойствах 4f- и 5f-элементов. Радиоактивность.

Раздел 2. Аналитическая химия

2.1. Качественный химический анализ

2.1.1. Основные понятия, задачи и методы качественного химического анализа

Основные понятия, задачи и методы качественного химического анализа. Определение качественного состава пробы, идентификация неизвестных соединений. Качественный химический анализ в сельскохозяйственном производстве и в решении экологических проблем окружающей среды.

Аналитические реакции и условия их выполнения. Условия образования осадков. Константа растворимости (ПР). Характеристика аналитических реакций. Требования, предъявляемые к аналитическим реакциям в качественном анализе (чувствительность, специфичность и селективность). Макро-, полумикро-, микро-, ультрамикрoанализ.

Химические реакции в сухом виде. Качественные признаки

вещества: фазовое состояние, форма кристаллов, цвет. Методы анализа в зависимости от количества исследуемого вещества.

Дробный и систематический анализы. Качественный анализ растворов электролитов как определение ионов. Аналитическая классификация ионов. Сульфидная и кислотно-основная классификация катионов. Групповые реагенты.

2.1.2. Качественный анализ ионов

Первая аналитическая группа катионов. Общая характеристика катионов первой группы, их биологическое и сельскохозяйственное значение. Качественные реакции на катионы Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} . Анализ смеси катионов первой аналитической группы.

Вторая аналитическая группа катионов. Общая характеристика катионов второй группы, их биологическое и сельскохозяйственное значение. Групповой реагент и качественные реакции на катионы Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} .

Третья аналитическая группа катионов. Общая характеристика катионов третьей группы, их биологическое и сельскохозяйственное значение. Деление катионов на подгруппы.

Изучение качественных реакций анионов. Общая характеристика, классификация и биологическое значение анионов. Анализ смеси анионов.

Анализ сухого вещества. Подготовка сухого вещества к качественному анализу. Предварительные испытания и растворение. Анализ сухого вещества на катионы и анионы.

2.2. Количественный химический анализ

2.2.1. Предмет и методы количественного анализа

Задачи количественного анализа. Значение количественного анализа в сельском хозяйстве. Требования к массовому сельскохозяйственному анализу: точность, чувствительность и воспроизводимость. Классификация методов количественного анализа. Химические методы анализа. Статистическая обработка результатов анализа. Виды ошибок.

2.2.2. Гравиметрический анализ

Сущность метода. Применение гравиметрии в сельскохозяйственном анализе. Методы гравиметрического анализа:

осаждение, выделение, отгонка. Отбор средней пробы и подготовка ее для анализа. Выбор величины навески. Выбор осадителя и расчет его количества. Требования, предъявляемые к осаждаемой и весовой (гравиметрической) формам. Условия образования и свойства кристаллических и аморфных осадков. Техника выполнения операций в гравиметрическом анализе. Последовательность и приемы обработки осадков. Высушивание, прокаливание и взвешивание осадков. Аналитические весы и техника взвешивания. Точность гравиметрического анализа.

2.2.3. Титриметрический анализ

Сущность метода. Применение в сельскохозяйственном анализе. Требования к реакциям, применяемым в титриметрическом анализе. Приемы (способы) титрования. Классификация методов титриметрического анализа. Измерительная посуда, ее проверка и работа с ней. Способы выражения концентрации растворов. Титрование. Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Стандартные и стандартизированные растворы. Первичные стандарты и требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы. Вторичные (стандартизированные) растворы. Точность анализа.

Метод кислотно-основного титрования. Сущность метода. Первичные стандарты для растворов кислот и щелочей. Стандартизация растворов кислот и щелочей. Точка нейтральности, точка эквивалентности и конечная точка титрования. Вычисление рН в различные моменты титрования и построение кривых титрования сильных и слабых кислот и оснований. Индикаторы кислотно-основного титрования. Теория индикаторов. Кривые титрования. Интервал перехода окраски и показатель титрования индикатора. Распространенные индикаторы. Выбор индикатора для установления конечной точки титрования. Ошибки титрования.

Методы окислительно-восстановительного титрования. Оксидиметрия. Перманганатометрия, иодометрия, хроматометрия, броматометрия, нитритометрия. Способы определения точки эквивалентности (индикаторные и безиндикаторные). Индикаторы, применяемые в окислительно-восстановительных методах.

Перманганатометрия. Общая характеристика метода. Приготовление раствора перманганата калия и его стандартизация. Первичные стандарты.

Хроматометрия. Общая характеристика метода. Приготовление раствора бихромата калия и его стандартизация.

Иодометрия. Общая характеристика метода. Приготовление и

хранение растворов тиосульфата натрия и йода. Первичные и вторичные стандарты. Крахмал как индикатор иодометрии.

Методы комплексонометрического титрования. Сущность метода. Реакции комплексообразования и требования к ним. Понятие о комплексонах. Строение молекул простейших комплексонов. Этилендиаминтетрауксусная кислота и ее динатриевая соль (ЭДТА, комплексон-III, трилон Б) как комплексонометрический реагент. Металлиндикаторы и принцип их действия. Методы комплексонометрического титрования. Применение в сельскохозяйственном анализе.

2.3. Физико-химические методы анализа

2.3.1. Общая характеристика физико-химических методов

Классификация физико-химических методов анализа. Значение и преимущество этих методов. Применение в сельскохозяйственном анализе.

Потенциометрический анализ. Сущность метода. Электродные потенциалы. Связь между электродвижущей силой и активностью потенциалопределяющих ионов раствора. Уравнение Нернста. Электроды сравнения. Их устройство и принцип действия. Индикаторные электроды (электрообменные и ионообменные). Стекланный электрод. Его устройство и принцип действия. Типы ионоселективных электродов.

Прямая потенциометрия. Назначение, область применения. Потенциометрическое измерение рН, применяемые электроды и условия проведения измерений. Потенциометрическое измерение концентрации ионов натрия, нитрат-иона, хлорид-иона с помощью ионоселективных электродов.

Потенциометрическое титрование. Кривые потенциометрического титрования. Нахождение точки эквивалентности. Применение потенциометрии для определения кислот, оснований, гидролизующихся солей.

Спектроскопические методы анализа. Взаимодействие электромагнитного излучения с веществом. Абсорбция и эмиссия квантов как средство получения аналитического сигнала. Классификация спектроскопических оптических методов анализа. Метод эмиссионной фотометрии пламени. Сущность метода. Принципиальная схема эмиссионного пламенного фотометра. Общая характеристика и особенности применения метода пламенной фотометрии. Чувствительность и точность метода.

Подготовка пробы к анализу. Построение калибровочного графика и определение анализируемого вещества. Области применения пламенной фотометрии в сельскохозяйственном анализе. Абсорбционная фотометрия растворов – фотометрические методы анализа. Сущность метода. Законы поглощения света (закон Бугера – Ламберта – Бера). Оптическая плотность, молярный коэффициент поглощения. Спектрофотометрия и фотоколориметрия, их особенности. Принципиальные схемы устройства спектрофотометра и фотоэлектроколориметра. Способы монохроматизации света. Основы спектрофотометрического анализа растворов. Способы определения концентрации вещества: графические, расчетные. Чувствительность и точность. Области применения спектрофотометрии и фотоэлектроколориметрии.

Хроматографические методы анализа. Сущность хроматографических методов анализа. Хроматография как метод разделения и анализа веществ. Классификация хроматографических методов. Хроматография адсорбционная, распределительная, ионообменная. Использование хроматографических методов в сельскохозяйственном анализе.

2. ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МИНИМУМ

2.1. Основные химические 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 – до 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,

температуры 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 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 в кристаллических) химических соединениях нельзя выделить молекулы, так как они состоят из прочносвязанных между собою 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.

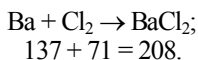
Представления об атомах как мельчайших неделимых частицах зародились в Древней Греции. Основы современного атомно-молекулярного учения впервые сформулировал М.В. Ломоносов (1748 г.). Но его представления, изложенные в частном письме, были неизвестны большинству ученых. Поэтому основоположником современного 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 г.): 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.

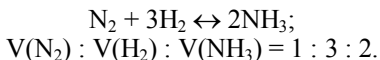
Закон постоянства состава (Пруст, 1808 г.): любое сложное вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

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 $\text{TiO}_{0,7}$ до $\text{TiO}_{1,3}$).

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

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

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



Поведение идеальных газов описывают следующие законы:

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 $8,314$ Дж/(моль·К).

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

Следствие первое. Один моль любого газа в нормальных условиях занимает объем, равный $22,4$ л/моль, – молярный объем V_M .

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

Следствие второе. 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 $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода – $26,60 \cdot 10^{-27}$ кг, углерода – $19,93 \cdot 10^{-27}$ 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 $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг, или $1,66 \cdot 10^{-24}$ 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» надо 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 молекуляр-

ной 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, $m_1 / m_2 = M_{\text{экв1}} / M_{\text{экв2}}$. *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 ($f_{эқв}$)** – доля условной или реальной частицы эквивалента вещества.

$$f_{эқв} = 1 / z,$$

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

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

$M_{эқв(x)}$ – молярная масса эквивалента – это молярная масса одного моля эквивалента вещества; рассчитывается по формуле

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

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:

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

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

3) молярная масса эквивалента основания равна:

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

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

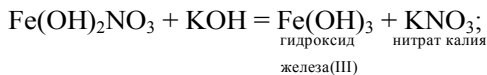
4) молярная масса эквивалента соли равна:

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

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

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 дигидроксожелеза (III):



$$f_{эқв(Fe(OH)_2NO_3)} = 1 / 1;$$

$$M_{эқв(Fe(OH)_2NO_3)} = M_{(Fe(OH)_2NO_3)} \cdot f_{эқв} = 305 / 1 = 305 \text{ г/моль.}$$

Количество вещества эквивалента $Fe(OH)_2NO_3$ равно 1.

$$f_{эқв(KOH)} = 1 / 1;$$

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

Количество вещества эквивалента KOH равно 1;

б) эквивалентные объемы газов:

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

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

Примеры выполнения заданий

Типовые задания. Рассчитать факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ:

а) в соединениях:

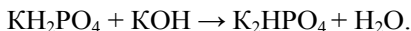
$$\text{CrO}_3: M_{\text{экв}}(\text{CrO}_3) = 1/6 \cdot 52 + 1/2 \cdot 16 = 16,7 \text{ г/моль};$$

$$\text{Mn}(\text{OH})_4: M_{\text{экв}}(1/4 \text{Mn}(\text{OH})_4) = 1/4 \cdot 123 = 30,7 \text{ г/моль};$$

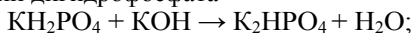
$$\text{HNO}_2: M_{\text{экв}}(\text{HNO}_2) = 1 \cdot 47 = 47 \text{ г/моль};$$

$$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2: M_{\text{экв}}(1/6 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1/6 \cdot 310 = 51,7 \text{ г/моль};$$

б) по реакции:



Молярная масса эквивалента сложного вещества зависит от химической реакции, в которой принимает участие данное соединение. Например, для калий дигидрофосфата



калий
гидрофосфат

$$f_{\text{экв}}(\text{KH}_2\text{PO}_4) = 1/1; M_{\text{экв}}(\text{KH}_2\text{PO}_4) = M_{(\text{KH}_2\text{PO}_4)} \cdot f_{\text{экв}} = 136 \cdot 1/1 = 136 \text{ г/моль};$$

количество вещества эквивалента KH_2PO_4 равно 1.

$$f_{\text{экв}}(\text{KOH}) = 1/1; M_{\text{экв}}(\text{KOH}) = 56 \cdot 1/1 = 56 \text{ г/моль};$$

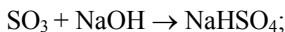
количество вещества эквивалента KOH равно 1.

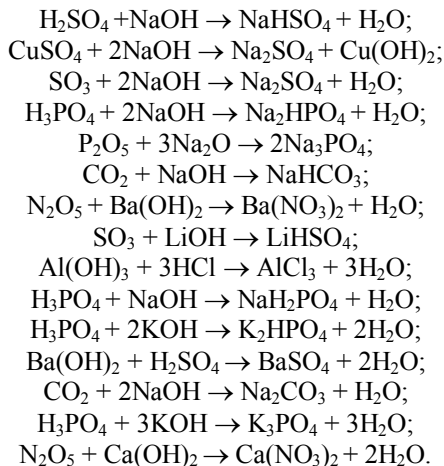
Задания для самостоятельной работы

Рассчитать факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов веществ:

а) в соединениях: SO_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, P_2O_5 , $\text{Al}(\text{NO}_2)_3$, SO_3 , H_2SiO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 , Cl_2O_5 , H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, Cr_2O_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, HClO_4 , B_2O_3 , CrO_3 , $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, H_2SO_3 , MnO_3 , HClO_3 , BaCl_2 ;

б) по реакции:



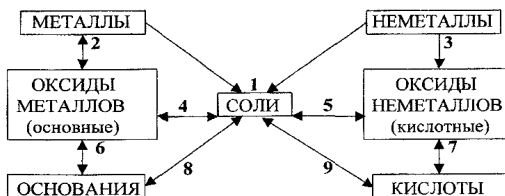


Основой химических веществ являются химические соединения. В настоящее время известно около 20 млн. химических соединений, большинство из них являются органическими. Тем не менее, несколько миллионов химических соединений относится к неорганическим веществам. Несмотря на столь многочисленный состав,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

1. *Металлы и неметаллы* *простые вещества*

2. *Оксиды*
3. *Основания*
4. *Кислоты*
5. *Соли* *сложные вещества*

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.

Например: CaO , Fe_2O_3 , N_2O , P_2O_5 .

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, $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$; $H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$.

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 квалифицируют:

- 1) по растворимости:
 - 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 элементоводородными: 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).

Таблица 1. **Формулы и название кислот и кислотных остатков**

Названия кислот	Формулы кислот	Названия кислотных остатков средних солей
1	2	3
Фтороводородная (плавиковая)	HF	Фторид
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлорид
Бромоводородная	HBr	Бромид
Иодоводородная	HI	Иодид
Циановодородная	HCN	Цианид
Сероводородная	H_2S	Сульфид

О к о н ч а н и е т а б л . 1

1	2	3
Селеноводородная	H_2Se	Селенид
Угльная	H_2CO_3	Карбонат
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат
Ортофосфорная	H_3PO_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

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; Na₂SO₃ – сульфит натрия; Na₂SO₄ – сульфат натрия; Fe(NO₃)₃ – нитрат железа (III).

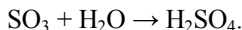
В названиях кислых солей используется префикс гидро-: NaHCO₃ – гидрокарбонат натрия.

В названиях основных солей - префикс гидроксо-: CuOHCl – гидроксохлорид меди (II).

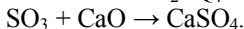
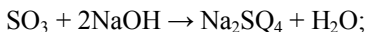
Тривиальные названия: NaCl – поваренная соль; CuSO₄ · 5H₂O – медный купорос; CaCO₃ – мел, мрамор, известняк; HgS – киноварь; Na₂CO₃ – кальцинированная сода; NaHCO₃ – питьевая (пищевая, чайная) сода; KClO₃ – бертоллегова соль; KMnO₄ – марганцовка.

Химические свойства оксидов

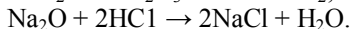
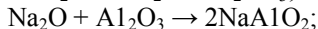
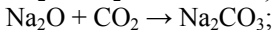
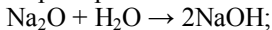
Кислотные оксиды реагируют со щелочами; основными и амфотерными оксидами; с водой, если образующаяся кислота растворима. Например:



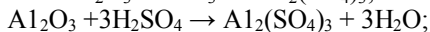
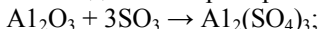
Кислотный остаток SO₄²⁻ будет присутствовать в продуктах кислотно-основных взаимодействий оксида серы (VI).

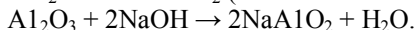
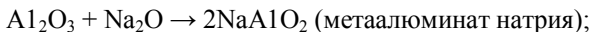


Основные оксиды реагируют с кислотами; кислотными и амфотерными оксидами; с водой, если при этом образуется растворимое основание. Например:



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

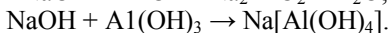
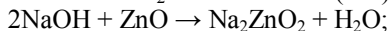
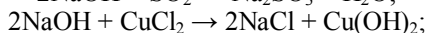
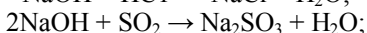
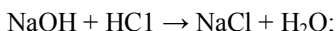




Al_2O_3 соответствует амфотерный гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, который в виде кислоты можно записать как H_3AlO_3 . Из этой формулы нужно вычесть H_2O , останется HAlO_2 . AlO_2^- будет кислотным остатком в продуктах реакций оксида алюминия с основаниями и основными оксидами.

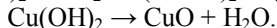
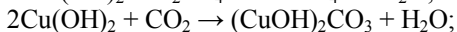
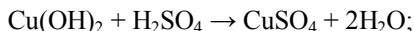
Химические свойства оснований

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

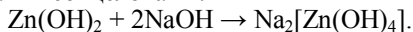


раствор

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

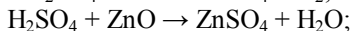
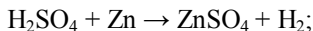


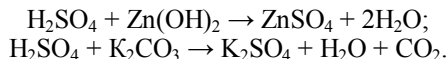
Амфотерные гидроксиды обладают свойствами нерастворимых оснований, но дополнительно могут вступать в реакции комплексообразования со щелочами:



Химические свойства кислот

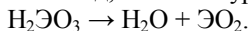
Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода; с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами; с солями, если при этом образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество. Например:



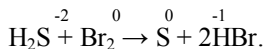


Кремниевая кислота может реагировать только со щелочами, так как нерастворима.

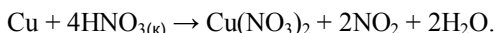
Сернистая, угольная и кремниевая кислоты разлагаются на воду и соответствующий кислотный оксид, согласно уравнению реакции



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 выделяет. Например:

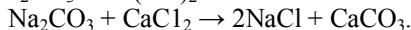
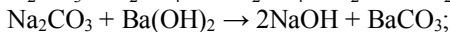


Концентрированная серная кислота при взаимодействии с металлами образует соль, воду и продукт восстановления серы (+6) (H_2S , S , SO_2):

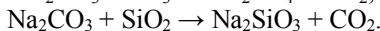
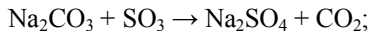


Химические свойства солей

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

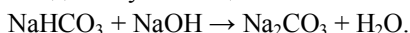


Соли слабых кислородсодержащих кислот могут взаимодействовать с оксидами, соответствующими более сильным или менее летучим кислотам:

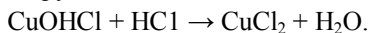


(крист.)

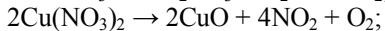
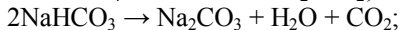
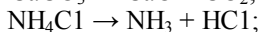
Кислые соли взаимодействуют со щелочами:



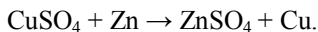
Основные соли реагируют с кислотами:



Многие соли разлагаются (нерастворимые карбонаты, силикаты, сульфиты; сульфаты тяжелых металлов, все нитраты, все соли аммония; кислые соли разлагаются на кислоту и среднюю соль, основные соли – на оксид металла и кислоту):



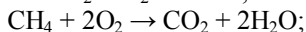
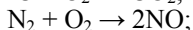
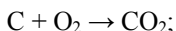
Соли вступают в реакции замещения с металлами, если металл в составе соли менее активен, чем простое вещество:



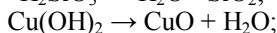
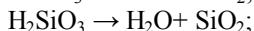
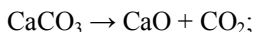
Получение оксидов, оснований, кислот, солей

Оксиды получают:

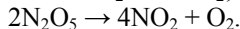
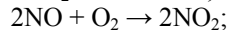
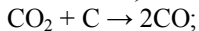
1) горением и окислением простых и сложных веществ:



2) разложением некоторых кислот, оснований, солей:

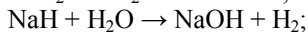
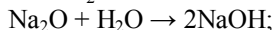
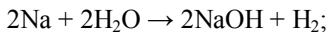


3) из других оксидов восстановлением, окислением или разложением:

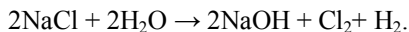


Щелочи получают:

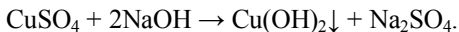
1) взаимодействием металлов, их оксидов, гидридов с водой:



2) электролизом растворов солей:

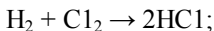


Нерастворимые основания получают действием щелочей на соответствующие соли:

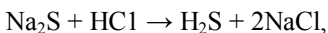


Бескислородные кислоты получают:

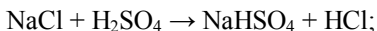
1) прямым синтезом:



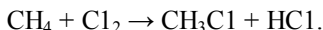
2) вытеснением из солей более сильными кислотами:



или вытеснением менее летучими кислотами:

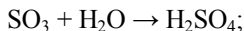


3) как побочный продукт галогенирования алканов:

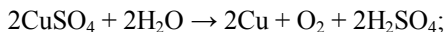


Кислородсодержащие кислоты получают:

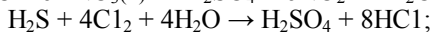
1) гидратацией соответствующих оксидов (ангидридов):



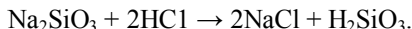
2) электролизом растворов соответствующих солей:



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



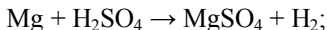
4) кислоты можно вытеснить из солей более сильными или менее летучими кислотами:



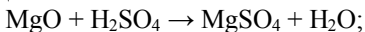
Существует огромное количество способов **получения солей**.

Наиболее типичные из них – взаимодействие:

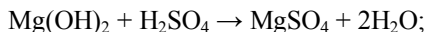
1) кислоты с металлом:



2) кислоты с оксидом металла:



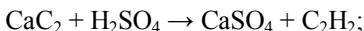
3) кислоты с гидроксидом металла:



4) кислоты с солью:



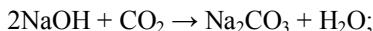
5) кислоты с солеподобным веществом (гидридом, пероксидом, карбидом и т. д.):



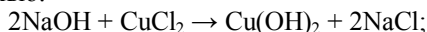
6) щелочи с неметаллом:



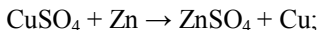
7) щелочи с кислотным оксидом:



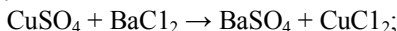
8) щелочи с солью:



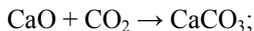
9) соли с металлом:



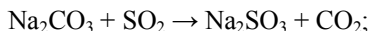
10) соли с солью:



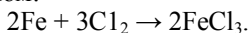
11) кислотного оксида с основным оксидом:



12) кислотного оксида с солью:

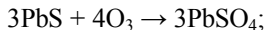


13) металла с неметаллом:

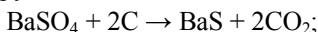


Реже используются такие способы, как:

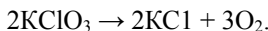
1) окисление другой соли:



2) восстановление другой соли:

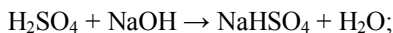


3) разложение другой соли:

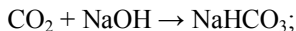


Кислые соли получают:

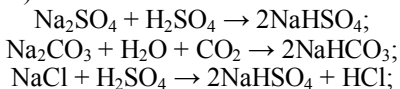
1) неполной нейтрализацией кислот:



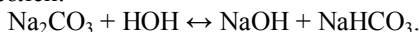
2) неполной нейтрализацией кислотных оксидов:



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

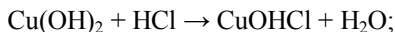


4) гидролизом солей:

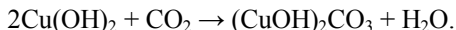


Основные соли получают:

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.

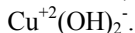
Задание 2. Составьте формулы веществ по названиям:

- а) оксид азота (III);
- б) гидроксид меди (II);
- в) гидроксид алюминия;
- г) фосфат кальция;
- д) гидросульфат калия.

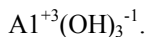
Решение. а) Оксид азота (III): запишем азот и кислород рядом, поставим их степени окисления, снесем их крест-накрест:



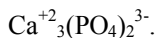
б) Гидроксид меди (II): запишем рядом знак меди и гидроксо-группу OH, поставим степени окисления, снесем крест-накрест:



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



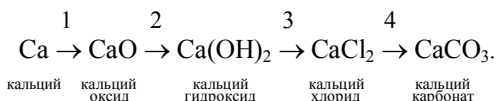
г) Фосфат кальция: запишем рядом кальций и кислотный остаток фосфорной кислоты PO_4^{-3} . Степень окисления кальция равна номеру группы, т. е. +2, степень окисления PO_4 равна числу атомов водорода в кислоте -3: Снесем степени окисления крест-накрест и составим формулу:



д) Гидросульфат калия: запишем рядом калий, водород (гидро), сульфат (остаток серной кислоты). Проставим их степени окисления: $K^+H^+SO_4^{2-}$. HSO_4^- возьмем в скобки и определим суммарный заряд этого иона (+ -2) = -1. Снесем степени окисления крест-накрест и составим формулу:



Типовое задание. Составьте уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Дайте названия исходных и конечных продуктов.



1. $2Ca + O_2 = 2CaO$.
2. $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.
3. $Ca(OH)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2H_2O$.
4. $CaCl_2 + K_2CO_3 = CaCO_3 + 2KCl$

Задания для самостоятельной работы

Составьте уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Дайте названия исходных и конечных продуктов.

- 1) $Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO$;
- 2) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2 \rightarrow O_2$;
- 3) $C \rightarrow CO \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaCl_2$;
- 4) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow ZnCl_2$;
- 5) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow KH_2PO_4 \rightarrow K_3PO_4$;
- 6) $Fe \rightarrow FeO \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3$;
- 7) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow NaCl \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2$;
- 8) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO$;
- 9) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$;
- 10) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$;
- 11) $Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Na_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$;
- 12) $CO_2 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$;
- 13) $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaOHCl \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$;
- 14) $HNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_2 \rightarrow NH_4NO_2 \rightarrow N_2 \rightarrow NO$;
- 15) $Be \rightarrow BeO \rightarrow BeCl_2 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2 \rightarrow NaCl$.

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 г.) и объяснение ее расщеплением ядер атомов (Э. Резерфорд, Ф. Содди, 1903 г.), а также открытие электрона как составной части атома (Дж. Стоней, 1881 г., Дж. Томсон, 1897 г.) 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.

Свойства элементарных частиц

Частица (символ)	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).

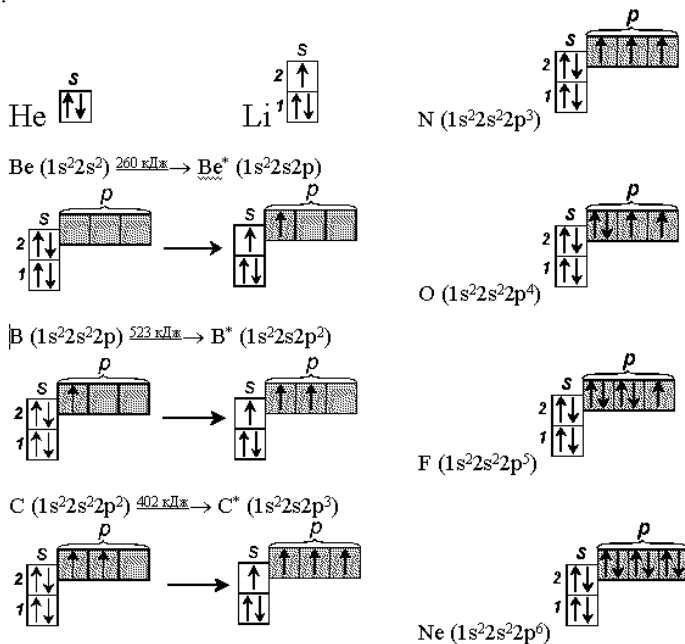


Рис. 1. Электронные конфигурации атомов и распределение электронов по орбиталям в атомах гелия и элементов второго периода.

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 три, 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.

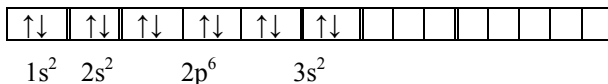
Примеры выполнения заданий

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: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (подчеркнуты валентные электроны).

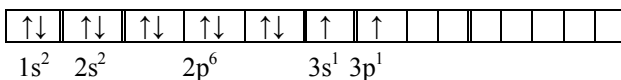
Типовое задание. Показать строение электронной оболочки атома магния и возможное валентное состояние.

Порядковый номер у атома магния 12, электронная формула которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. 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:



Имеет все спаренные электроны, валентность равна нулю.

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



$Mg*3s^13p^1$ 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. Основы химической кинетики.

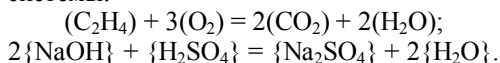
Химическое равновесие

При изучении этой темы необходимо обратить особое внимание на закон действующих масс, закономерности изменения условий реакции, на ее скорость и использование принципа Ле-Шателье в различных случаях смещения химического равновесия. Нужно также знать особенности протекания различных типов реакций: простых, сложных, гомогенных, гетерогенных, ферментативных, сопряженных.

Химические и биохимические реакции – это химическая форма движения материи, которая проявляется в превращении одних веществ в другие. Термодинамика предсказывает только возможность этих превращений с позиции их энергетики. В то же время необходимо знать, как это происходит и как быстро протекают эти превращения.

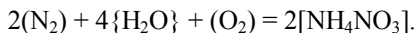
Химическая кинетика – это область химии, которая изучает механизм, скорость и закономерности протекания химических реакций во времени. Существуют два типа реакций:

- гомогенные: исходные вещества и продукты реакции находятся в одной фазе (нет поверхности раздела между реагентами). Реакция идет во всем объеме системы.



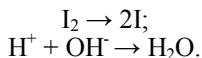
Обозначения фазовых состояний: () – газ, { } – жидкость, [] – твердое вещество;

- *гетерогенные* происходят с веществами в различных фазовых состояниях. Реакция идет на границе раздела фаз.



Различают элементарные и сложные химические процессы.

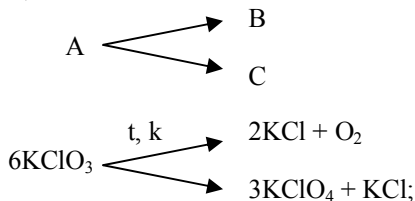
Элементарные (простые) реакции протекают в одну стадию и описываются одним химическим уравнением:



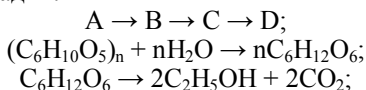
Сложная реакция протекает в несколько стадий и имеет столько же констант скорости. Скорость сложных реакций зависит или определяется *лимитирующей стадией* (это реакция, которая протекает с наименьшей скоростью).

Классификация сложных реакций:

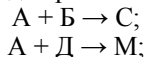
- параллельные реакции:



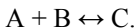
- последовательные реакции – реакции, протекающие через ряд последовательных стадий:



- сопряженные реакции всегда протекают одновременно:



- обратимые реакции определяются разностью скоростей прямой и обратной реакций:



Механизм реакции – совокупность последовательных отдельных элементарных стадий, из которых складывается процесс. Механизм реакции в сложных процессах считается самым трудоемким.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации.

Средняя скорость гомогенной реакции – это изменение

концентрации реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы. Обычно концентрацию выражают в моль/л, а время – в секундах или минутах:

$$v = \pm (C_2 - C_1) / (t_2 - t_1) = \pm \Delta C / \Delta t, \text{ моль}/(\text{л} \cdot \text{с}).$$

Средняя скорость гетерогенной реакции – это изменение концентрации (химического количества) реагирующих веществ в единицу времени на единицу площади:

$$v = \pm (n_2 - n_1) / ((t_2 - t_1) \cdot S) = \pm \Delta n / (\Delta t \cdot S), \text{ моль}/(\text{с} \cdot \text{м}^2).$$

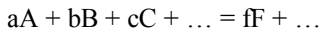
Более точно химическую реакцию характеризует мгновенная или истинная скорость, которая определяется как тангенс угла наклона касательной в любой точке кривой скорости реакции:

$$\pm \partial c / \partial \tau = \text{tga}.$$

Скорость реакции определяется концентрацией и природой реагирующих веществ, которые находятся в виде раствора.

На основе обширного экспериментального материала сформулирован основной закон химической кинетики – **закон действующих масс**, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ с учетом их коэффициентов в виде степени.

В общем виде скорость реакции



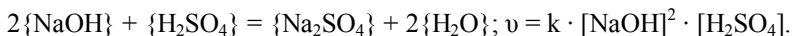
по закону действующих масс характеризуется кинетическим уравнением

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b \cdot C_C^c,$$

где k – коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

Из последнего уравнения установлен физический смысл константы скорости k : она численно равна скорости реакции, когда концентрации каждого из реагирующих веществ составляют 1 моль/л или когда их произведение равно 1. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора, но не зависит от их концентраций и давления.

Кинетическое уравнение описывает скорость конкретной реакции и для конкретных веществ.



В гетерогенных процессах в кинетическом уравнении не указывается концентрация твердого вещества.



Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации, температуры, присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления – для газовых реакций, от степени измельчения – для твердых веществ, от радиоактивного облучения).

Факторы, влияющие на скорость реакции:

- концентрация реагирующих веществ (согласно закону действующих масс с повышением концентрации реагирующих веществ, скорость реакции увеличивается);

- давление (с повышением давления в газообразной системе, скорость реакции увеличивается: во сколько раз увеличивается давление, во столько же раз увеличивается и концентрация газообразного вещества. Поэтому с повышением давления в системе скорость реакции увеличивается);

- природа веществ;

- температура (в реакцию между собой вступает только активные молекулы, которые обладают дополнительной энергией – энергией активации).

Энергия активации – энергия, которая необходима для преодоления энергетического барьера, т.е. для перехода частицы в активное состояние; она рассчитывается как разность между наименьшим избытком энергии (активных молекул) и энергией молекулы в стационарном состоянии.

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2 – 4 раза. Математически эта зависимость выражается соотношением

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{t_2/t_1},$$

где v_1 и v_2 – скорости реакции соответственно при начальной (t_1) и конечной (t_2) температурах;

γ – температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10°C .

Правило Вант-Гоффа является приближенным и применимо лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции.

Сильное изменение скорости реакции с изменением температуры объясняет теория активации. Скорость реакции непосредственно зависит от значения энергии активации, если оно мало, то за определенное время протекания реакции энергетический барьер преодолит большое число частиц и скорость реакции будет высокой,

но если энергия активации велика, то реакция идет медленно. Энергия, которую надо сообщить молекулам (частицам) реагирующих веществ, чтобы превратить их в активные, называется энергией активации. Зависимость скорости реакции от температуры и энергии активации выражается **уравнением Аррениуса**

$$k = C \cdot e^{-E_{\text{акт}}/RT}$$

Это уравнение для температур T_1 и T_2 может быть записано в удобной форме

$$E = 2,3 R (T_1 \cdot T_2) / (T_1 - T_2) \cdot \lg K_{T_1} / K_{T_2}$$

Чем выше температура, тем быстрее молекулы достигают активного состояния. Реакции не могут идти самопроизвольно при нормальных условиях, если $E_{\text{акт}}$ больше 150 кДж, но скорость реакции можно определить и изменять также при низких T .

Катализатор – вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но само не изменяется. Катализ – реакция с участием катализатора.

Особенности катализатора:

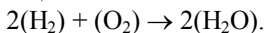
- используются небольшие количества;
- специфичность;
- вне органических реакций катализатор всегда остается неизменным, а в биохимических реакциях частично разрушается.

Сущность катализатора: катализатор с веществом образует комплекс или систему, которая обладает меньшей $E_{\text{акт}}$, в результате чего и увеличивается число активных молекул. По фазовому взаимодействию катализатора и субстрата различают катализы:

- **гомогенный**: идет во всем объеме системы; теория промежуточных стадий;
- **гетерогенный**: идет на границе фаз или на активных центрах катализатора; обычно используют твердые катализаторы.

Примеры выполнения заданий

Типовые задания. Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции



Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 3 раза?

Решение. По закону действующих масс для данной реакции скорость равна:

$$v = k[\text{H}_2]^2 \cdot [\text{O}_2].$$

Пусть до изменения условий концентрация $[\text{H}_2]$ равна a , концентрация $[\text{O}_2]$ – b моль/л, тогда

$$v_1 = k \cdot a^2 \cdot b.$$

После увеличения давления в 3 раза концентрация реагирующих веществ также увеличивается в 3 раза и составляет:

$$\begin{aligned}[\text{H}_2] &= 3a; \\ [\text{O}_2] &= 3b.\end{aligned}$$

$$\text{Тогда } v_2 = k \cdot (3a)^2 \cdot 3b; \quad v_2 = 27k \cdot a^2 \cdot b.$$

$$\text{Сравним } \frac{v_2}{v_1} = \frac{27k \cdot a^2 \cdot b}{k \cdot a^2 \cdot b} = 27.$$

Находим, что скорость реакции увеличится в 27 раз.

Задача. Для некоторой реакции $\gamma = 3$. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз?

Решение. Согласно правилу Вант-Гоффа, скорость реакции зависит от температуры по уравнению

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}.$$

Найдем

$$\begin{aligned}v_2/v_1 &= \gamma^{\Delta t/10}; \quad 81 = 3^{\Delta t/10}. \\ \Delta t/10 &= 4; \quad \Delta t = 10 \cdot 4 = 40^\circ \text{ C}.\end{aligned}$$

Температуру надо повысить на 40° C , чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз.

Задача. Как увеличится скорость реакции при повышении температуры с 10 до 70° C , если $\gamma = 2$?

Решение. Согласно правилу Вант-Гоффа, скорость реакции зависит от температуры по уравнению

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}.$$

По условию задачи $\Delta t = 70^\circ - 10^\circ = 60^\circ$ и $\gamma = 2$. Тогда

$$v_2/v_1 = \gamma^{\Delta t/10} = 2^{60/10} = 64.$$

При повышении температуры на 60° C скорость реакции увеличится в 64 раза.

Задания для самостоятельной работы

1) Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции $\text{N}_2 + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3)$. Как изменится скорость реакции, если давление повысить в 4 раза?

2) Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции $2(\text{CO}) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{CO}_2)$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию CO уменьшить в 4 раза?

3) Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции $\{\text{Na}_2\text{CO}_3\} + 2\{\text{HCl}\} \rightarrow 2\{\text{NaCl}\} + \{\text{H}_2\text{O}\} + (\text{CO}_2)$. Как

изменится скорость реакции, если концентрацию кислоты увеличить в 3 раза?

4) Для следующей реакции: $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$ определите изменение скорости реакции, если увеличить объем реакционной смеси в 3 раза.

5) Как изменится скорость реакции, если температуру увеличить на 50°C ($\gamma = 2$)?

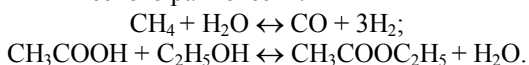
6) Как изменится скорость реакции, если температуру понизить на 40°C ($\gamma = 2,5$)?

7) Как изменится скорость реакции, если повысить температуру на 30°C ($\gamma = 2$)?

8) Как изменится скорость реакции, если температуру понизить с 80 до 50°C ($\gamma = 3$)?

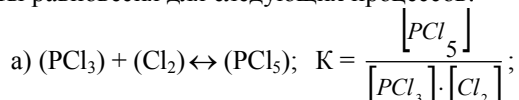
9) Для некоторой реакции $\gamma = 3$. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 27 раз?

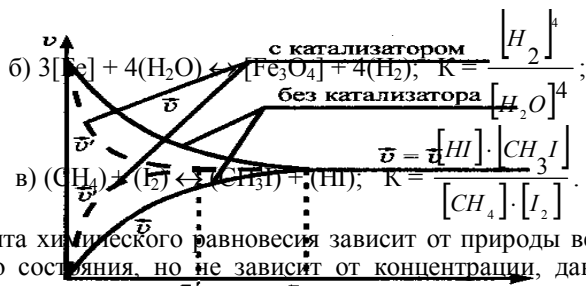
Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества, называются необратимыми. Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия:



Химическое равновесие можно определить как такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой.

Направление смещения химического равновесия при изменениях концентрации реагирующих веществ, температуры и давления (в случае газовых реакций) определяется общим положением, известным под названием принципа Ле-Шателье: если на систему, находящуюся в химическом равновесии, производить какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление, рН), то равновесие смещается в сторону уменьшения данного воздействия (противоположную). Для любой обратимой реакции можно записать кинетическое уравнение по закону действующих масс. Согласно закону действующих масс, состояние равновесия количественно характеризуется константой равновесия $K_{\text{равн}}$. Константы равновесия для следующих процессов:





Константа химического равновесия зависит от природы веществ и агрегатного состояния, но не зависит от концентрации, давления и катализатора (связана с энергией Гиббса $G = -2,303R \cdot T \cdot \lg K_{\text{равн}}$).

Особенности химического равновесия:

- динамический характер;
- постоянство во времени;
- подвижность;
- равновесие может устанавливаться как за счет продуктов реакции, так и за счет исходных веществ.

Значения константы равновесия характеризуют направленность процесса:

- $K > 1$ – в большей степени идет прямая реакция;
- $K < 1$ – в большей степени идет обратная реакция;
- $K = 1$ – система в равновесии.

Химическое равновесие неустойчиво и легко нарушается. Смещение идет по принципу Ле-Шателье.

Факторы, влияющие на смещение:

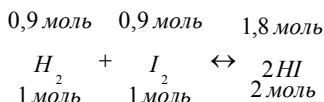
- *концентрация реагирующих веществ*; с повышением – равновесие смещается вправо;
- *давление*; если реакции идет без изменения объема в газообразной системе, то давление не влияет на смещение равновесия; если реакция идет с уменьшением объема в газообразной системе, то повышение давления смещает равновесие вправо;
- *температура*; с повышением температуры в экзотермических реакциях равновесие смещается влево, а с понижением – вправо;
- *катализатор*; не влияет на смещение равновесия, так как ускоряет как прямую, так и обратную реакции. Сокращает время наступления состояния равновесия (рис. 2).

Рис. 2. Влияние катализатора на химическое равновесие.

Примеры выполнения заданий

Типовые задания. Равновесие реакции $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $[H_2] = 0,5$ моль/л, $[I_2] = 0,1$ моль/л, $[HI] = 1,8$ моль/л. Определить исходные концентрации йода и водорода и константу химического равновесия.

Решение. Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 0,9 моль/л H_2 и 0,9 моль/л I_2 :



Следовательно, исходная концентрация составляет:

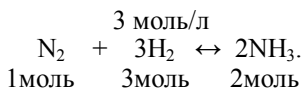
$$\begin{aligned} [H_2] &= 0,5 + 0,9 = 1,4 \text{ моль/л;} \\ [I_2] &= 0,1 + 0,9 = 1 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Константа химического равновесия равна:

$$K = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = \frac{1,8^2}{0,5 \cdot 0,1} = 64,8.$$

Задача. Исходные концентрации азота и водорода равны соответственно 5 и 6 моль/л. Найдите их равновесные концентрации в реакции синтеза аммиака, если равновесная концентрация аммиака равна 3 моль/л.

Решение.



Из уравнения реакции следует, что к моменту равновесия израсходовано 4,5 моль/л H_2 и 1,5 моль/л N_2 .

Следовательно, равновесная концентрация составляет:

$$\begin{aligned} [H_2] &= 6 - 4,5 = 1,5 \text{ моль/л;} \\ [N_2] &= 5 - 1,5 = 3,5 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

Константа химического равновесия равна:

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]} = \frac{3^2}{1,5^3 \cdot 3,5} = 0,762.$$

Равновесная концентрация: $[H_2] = 1,5$ моль/л; $[N_2] = 3,5$ моль/л.

Задача. Для реакции $CO(g) + 2H_2(g) \leftrightarrow CH_3OH(ж)$ $\Delta H^0_p = +127,8$ кДж/моль. Определите направление смещения равновесия при увеличении давления, понижении температуры, уменьшении концентрации CO.

Решение. Реакция $CO(g) + 2H_2(g) \leftrightarrow CH_3OH(ж)$ при $\Delta H^0_p = +127,8$ кДж/моль эндотермическая, поэтому понижение температуры смещает равновесие влево. Реакция идет с уменьшением объема системы, поэтому увеличение давления смещает равновесие вправо.

Уменьшение концентрации CO сместит равновесие влево.

Задания для самостоятельной работы

1) Записать выражение константы равновесия для реакции $(CO) + (H_2O) \leftrightarrow (CO_2) + (H_2)$, $\Delta H < 0$ и определить смещение равновесия при понижении давления.

2) Записать выражение константы равновесия для реакции $(N_2) + 3(H_2) \leftrightarrow 2(NH_3)$, $\Delta H < 0$ и определить смещение равновесия при повышении давления.

3) Записать выражение константы равновесия для реакции $2(SO_2) + (O_2) \leftrightarrow 2(SO_3)$, $\Delta H < 0$ и определить смещение равновесия при повышении температуры.

4) Записать выражение константы равновесия для реакции $2(H_2) + (O_2) \leftrightarrow 2(H_2O)$, $\Delta H < 0$ и определить смещение равновесия при увеличении концентрации кислорода.

5) Записать выражение константы равновесия для реакции $[C] + (H_2O) \leftrightarrow (CO) + (H_2)$, $\Delta H > 0$ и определить смещение равновесия при понижении давления.

6) Исходные концентрации $[NO]_{исх}$ и $[Cl_2]_{исх}$ в системе $2(NO) + (Cl_2) \leftrightarrow 2(NOCl)$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % NO.

7) В системе $(CO) + (Cl_2) \leftrightarrow (COCl_2)$ равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л) следующие: $[CO] = 0,2$; $[Cl_2] = 0,3$;

$[\text{COCl}_2] = 1,2$. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации Cl_2 и CO .

8) При некоторой температуре равновесие гомогенной системы $2(\text{NO}) + (\text{O}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NO}_2)$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}]_p = 0,05$; $[\text{O}_2]_p = 0,02$; $[\text{NO}_2]_p = 0,04$. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию NO и O_2 .

9) Исходные концентрации $[\text{NO}]_{\text{исх}}$ и $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}}$ в системе $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \rightleftharpoons 2(\text{NOCl})$ составляют соответственно 0,8 и 0,5 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40 % NO .

10) Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $(\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O}) \rightleftharpoons (\text{CO}_2) + (\text{H}_2)$, если равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л) следующее: $[\text{CO}]_p = 0,04$; $[\text{H}_2\text{O}]_p = 0,06$; $[\text{CO}_2]_p = 0,08$; $[\text{H}_2]_p = 0,08$. Чему равны исходные концентрации воды и CO ?

2.4. Растворы: состав растворов и ионные процессы

Растворы являются особым видом смесей химических веществ. Основные признаки растворов – это однородность и устойчивость во времени.

Раствором называют гомогенную систему переменного состава, состоящую из двух или более компонентов. Компонентами растворов являются растворенные вещества и растворитель. Обычно растворителем считают тот компонент, который в растворе находится в том же виде, что и до растворения.

Свойства растворов определяются качественным и количественным составом раствора. Содержание компонентов в растворе может непрерывно изменяться в некоторых пределах. 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 – равновесные, термодинамические, малоустойчивые системы, характеризующиеся максимальным (предельным) растворением вещества без образования осадка;
- перенасыщенные (растворенное вещество выпадает в осадок);

- ненасыщенные (вещество еще может раствориться).

Количественной характеристикой растворов является концентрация.

Концентрация – это количество растворенного вещества, содержащееся в единице массы или объема 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 :

$$\omega(x) = m(x) / m(p\text{-ра}).$$

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

Объемная доля вещества (φ) выражается в долях единицы или процентах и численно равна отношению объема жидкого или газообразного вещества к общему объему раствора или смеси:

$$\varphi(x) = V(x) / V(p\text{-ра}).$$

Иногда концентрацию измеряют в процентах. При этом необходимо указывать, какие проценты имеются в виду: весовые или объемные. Например, 10%-ный раствор спирта в воде – это раствор, содержащий 10 объемов спирта и 90 объемов воды (объемные проценты 10°), а 10%-ный раствор хлорида натрия в воде – раствор, в котором на 10 массовых единиц вещества приходится 90 массовых единиц воды (массовые проценты).

Молярная доля растворенного вещества (χ) численно равна отношению химического количества растворенного вещества к суммарному числу моль всех компонентов раствора или смеси:

$$\chi(x) = n(x) / \sum n_i.$$

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

$$C(x) = n(x) / V(p\text{-ра}).$$

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

Моляльность раствора (b) – это число молей растворенного вещества в 1000 г растворителя. Так, 0,1-моляльный раствор хлорида натрия в воде содержит 0,1 моль (или 5,8443 г) NaCl в 1000 г H₂O. Эта единица используется реже, чем молярность.

$$b(x) = n(x) / m(p\text{-ля}).$$

Молярная концентрация эквивалента $C(1/z(x))$ (нормальность) показывает химическое количество эквивалента растворенного вещества в молях, которое содержится в 1 л раствора, и выражается в моль/л:

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x)) / V(p-pa).$$

Для систем, в которые входят кислоты, основания и соли, эквивалент – это количество вещества, которое расходуется при взаимодействии с 1 моль ионов водорода H^+ .

Примеры выполнения заданий

Типовое задание. Рассчитать все типы концентраций для 20 % раствора H_2SO_4 с плотностью 1,140 г/см³.

Решение. Дано: $\omega = 20\%$; $\rho = 1,140$ г/см³; $V = 1$ л;

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}; M(1/2 H_2SO_4) = 49 \text{ г/моль}.$$

1. Найдем массу 20 % раствора:

$$m = \rho \cdot V = 1,140 \cdot 1000 = 1140 \text{ г}.$$

2. Найдем массу и число моль кислоты:

$$m(H_2SO_4) = m(p-pa) \cdot \omega = 1140 \cdot 0,2 = 228 \text{ г};$$

$$n = m / M = 228 / 98 = 2,33 \text{ моль}.$$

3. Найдем массу и число моль воды:

$$m(H_2O) = 1140 - 228 = 912 \text{ г};$$

$$n = 912 / 18 = 50,67 \text{ моль}.$$

4. Найдем молярную долю χ :

$$\chi(x) = n(x) / \Sigma n; \chi(H_2SO_4) = 2,33 / 53 = \mathbf{0,044}.$$

5. Найдем молярную концентрацию:

$$C(x) = n(x) / V(p-pa);$$

$$C(H_2SO_4) = 2,33 / 1 \text{ л} = \mathbf{2,33 \text{ моль/л}}.$$

6. Найдем молярную концентрацию эквивалента:

$$C(1/z(x)) = n(1/z(x)) / V(p-pa);$$

$$C(1/2H_2SO_4) = 2 \cdot 2,33 / 1 \text{ л} = \mathbf{4,66 \text{ моль/л}}.$$

7. Найдем молярность раствора:

$$b(x) = n(x) / m(p-ля);$$

$$b(H_2SO_4) = 2,33 \cdot 1000 / 912 = \mathbf{2,55 \text{ моль/1000 г р-ля}}.$$

8. Найдем объем заданного раствора, необходимого для приготовления 500 мл 0,1 М раствора:

$$m(H_2SO_4) = C \cdot M \cdot V = 0,1 \cdot 98 \cdot 0,5 = 4,9 \text{ г } H_2SO_4;$$

$$m(p-pa) = 4,9 / 0,2 = 24,5 \text{ г};$$

$$V = m / \rho = 24,5 / 1,140 = \mathbf{21,5 \text{ мл}}.$$

Задания для самостоятельной работы

Рассчитать все типы концентраций:

для 12 % раствора Na_2CO_3 с плотностью 1,125 г/см³;

40 % раствора H_2SO_4 с плотностью 1,303 г/см³;

50 % раствора KOH с плотностью 1,538 г/см³;

72 % раствора H_3PO_4 с плотностью 1,540 г/см³;

30 % раствора HNO_3 с плотностью 1,180 г/см³;

63 % раствора HClO_4 с плотностью 1,580 г/см³;

40 % раствора NaOH с плотностью 1,430 г/см³;

43 % раствора KOH с плотностью 1,430 г/см³;

30 % раствора HCl с плотностью 1,149 г/см³.

В основном реакции в природе происходят в растворах, которые имеют различный состав и структуру. Растворы являются особым видом смесей химических веществ.

Истинные растворы – гомогенные, термодинамические, устойчивые системы, которые состоят из растворенного вещества и растворителя, а также продуктов их взаимодействия.

Растворитель – это компонент, фазовое состояние которого не изменяется при растворении. Основным растворителем – это вода.

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 другой 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 OH -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.

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 :

$$\alpha = \frac{\text{число диссоциированных молекул}}{\text{общее число растворенных молекул}}$$

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 другие; основания NaOH, KOH, Ba(OH)₂ и другие и почти все соли. Слабые электролиты – все органические кислоты и основания, кислоты H₂S, H₂CO₃, H₂SO₃, HCN и другие, большинство оснований: NH₄OH, Cu(OH)₂, Fe(OH)₃ и др.

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

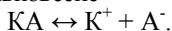
1) при растворении вещество полностью или частично распадается на ионы, что и увеличивает электропроводность растворов по сравнению с растворителем;

2) ионы в растворе образуют ионсолеваты (ионгидраты) с помощью сил различной природы – от донорно-акцепторных до ван-дер Ваальсовых: 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

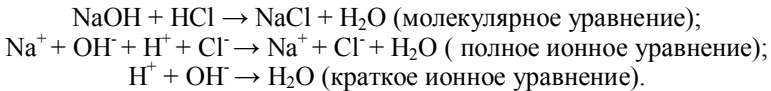


Применяя закон действия масс, можно записать следующее:

$$K = C_{K^+} \cdot C_{A^-} / C_{KA}$$

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.

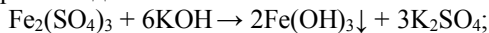
Кислоты, основания и соли вступают в реакции ионного обмена, т. е. в реакции, протекающие в растворах электролитов в сторону образования неэлектролитов или малодиссоциирующих веществ.

Реакции ионного обмена идут:

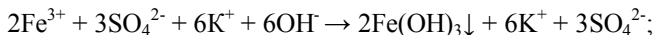
- между кислотами и основаниями, если хотя бы одно из этих веществ растворимо;
- кислотами и солями, если образуется газ, осадок или вода;
- щелочами и растворимыми солями, если образуется газ, осадок или вода;
- двумя растворимыми солями, если образуется газ, осадок или вода.

Реакции ионного обмена можно записать:

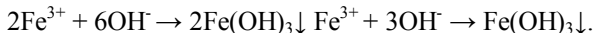
- в молекулярном виде:



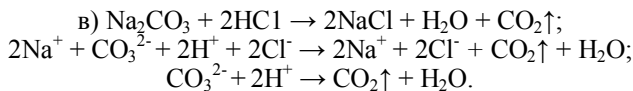
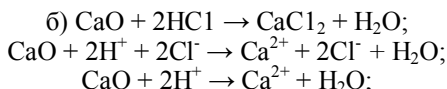
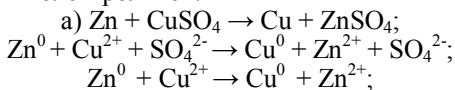
- полном ионном виде (при этом все электролиты записываются в виде составляющих их ионов):



- 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 гидроксила 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: кислый раствор – $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л; нейтральный – $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ моль/л; щелочной – $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л. 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 рН, который равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$. Тогда рН различных растворов будут иметь следующие значения:

$\text{pH} < 7$ – среда кислая;

$\text{pH} = 7$ – среда нейтральная;

$\text{pH} > 7$ – среда щелочная.

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 рН 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 ;

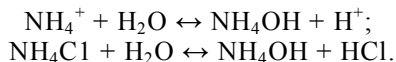
в) слабым основанием и слабой кислотой, например, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.

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.

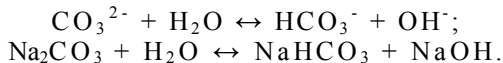
1. Катионный гидролиз. Соль образована слабым основанием и сильной кислотой, например, NH_4Cl :



Гидролиз соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой, сводится к гидролизу катиона слабого основания. В результате этого концентрация ионов H^+ в растворе становится больше

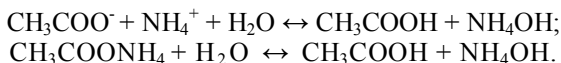
концентрации ионов OH^- и раствор приобретает кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

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, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$:



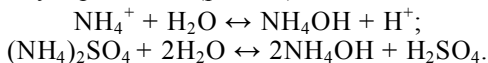
Гидролиз соли, образованной слабой кислотой и слабым основанием, сводится к гидролизу как катиона слабого основания, так и аниона слабой кислоты. Реакция раствора зависит от степени диссоциации (силы электролита) образовавшихся кислоты и основания. Для данной соли она будет близкой к нейтральной ($\text{pH}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

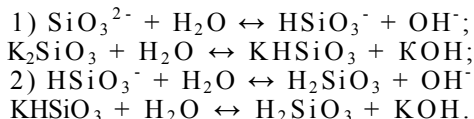
Примеры выполнения заданий

Типовые задания. Написать уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде: аммоний сульфата; калий силиката.

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 ($pH > 7$):

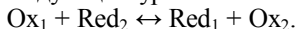


Задания для самостоятельной работы

Составьте 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).

2.5. Окислительно-восстановительные процессы

Окислительно-восстановительными реакциями являются реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов реагирующих веществ. 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).

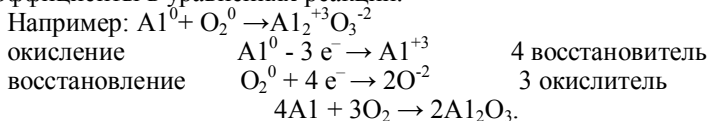
Окислитель – элемент, принимающий электроны, понижающий свою степень окисления; участвует в процессе **восстановления**.

Например, $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$.

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

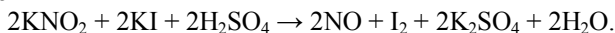
Например, $S^{2-} - 6 e^- \rightarrow S^{+4}$.

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.



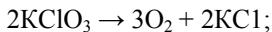
Окислительно-восстановительные реакции бывают трех видов:

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

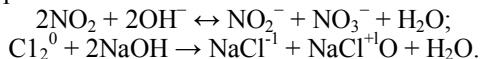


Окислителем является нитрит калия ($N^{3+} + e^- \rightarrow N^{2+}$), а восстановителем – иодид калия ($I^- \rightarrow I + e^-$). Таким образом, в этом редокс-процессе участвуют две редокс-системы: NO_2^- / NO и I_2 / I^- . Приведенное уравнение – пример межмолекулярных редокс-реакций, отличительной 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: $H_2S^{+6}O_4$, $NN^{+5}O_3$, $KMn^{+7}O_4$, $K_2Cr_2^{+6}O_7$.

Фактор эквивалентности вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции, вычисляется по формуле

$$f_{\text{экв}(X)} = 1/n,$$

где $n < 1$ – число электронов, которое отдает или присоединяет одна частица вещества.

Для самопроизвольного протекания ОВР необходимо, чтобы алгебраическая величина потенциала одной сопряженной пары (окислителя) была больше другой (восстановителя) и, следовательно, чтобы разность потенциалов сопряженных пар была величиной положительной.

$$\Delta E = E^\circ_{\text{ок}} - E^\circ_{\text{вос}} > 0.$$

Из всех возможных при данных условиях ОВР в первую очередь, как правило, протекает та, которая имеет наибольшую разность окислительно-восстановительных потенциалов.

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

Примеры выполнения заданий

Типовое задание. 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:

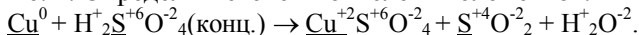
$$\text{Mg}^{+2}\text{C}^x\text{O}_3^{-2}: +2 + x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +4. \text{Mg}^{+2}\text{C}^{+4}\text{O}_3^{-2}.$$

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

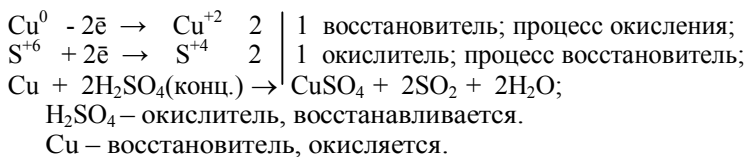
При составлении ОВР в настоящее время используют метод электронного баланса. Исходят из того, что общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем. Для подбора коэффициентов методом электронного баланса составляют схему реакции, определяют элементы, 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.

Типовые задания. 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:



Задания для самостоятельной работы

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите 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) $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 14) $\text{NaI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{NaCl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 15) $\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 17) $\text{Na} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- 18) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 19) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 20) $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 21) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2.6. Координационные соединения

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.

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 **комплексообразователем** (ион металла), вокруг которого располагаются (координируются) нейтральные молекулы или анионы,

называющиеся *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 $K_2[Zn(CN)_4]^{2-}$, 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.

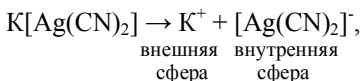
Примеры выполнения заданий

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

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

2.7. Аналитическая химия

Аналитическая химия – это наука о методах качественного и количественного исследования состава веществ и смесей. Основной целью изучения аналитической химии является овладение теоретическими основами и практическими навыками выполнения аналитических операций, необходимыми для анализа минеральных удобрений, пестицидов, почв, кормов и других объектов. Приобретенное умение решать задачи позволит студентам более глубоко понять функции отдельных систем организма, а также их взаимодействие с окружающей средой.

Предлагаемые вопросы и задачи охватывают все основные темы курса в соответствии с программой и включают три раздела:

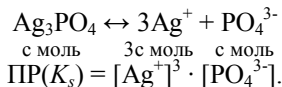
- 1) качественный анализ;
- 2) количественный анализ;
- 3) физико-химические методы анализа.

В процессе выполнения заданий студенты могут получать консультации у преподавателей кафедры.

Примеры выполнения заданий

Типовое задание. Произведение (константа) растворимости Ag_3PO_4 равно $1,3 \cdot 10^{-20}$. Найдите растворимость Ag_3PO_4 в моль/л и мг/л.

Решение. 1. Запишем выражение произведения растворимости для Ag_3PO_4 :



2. Выразим ПР через растворимость в моль/л:

$$\text{ПР}(K_s) = (3c)^3 \cdot c = 27 \cdot c^4$$

3. Найдём растворимость c (моль/л):

$$c = \sqrt[4]{\text{ПР} / 27} = \sqrt[4]{1,3 \cdot 10^{-20} / 27} = 4,68 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

4. Найдём растворимость Ag_3PO_4 в мг/л:

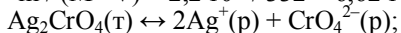
$$m = M \cdot c \cdot V = 419 \cdot 4,68 \cdot 10^{-6} \cdot 1 \cdot 10^3 = 1,96 \text{ мг/л}$$

Ответ. Растворимость Ag_3PO_4 составляет (в моль/л и мг/л) $4,68 \cdot 10^{-6}$ моль/л и 1,96 мг/л.

Типовое задание. Растворимость Ag_2CrO_4 равна $2,2 \cdot 10^{-2}$ г/л. Вычислите произведение (константу) растворимости Ag_2CrO_4 .

Решение. Найдём C :

$$C = m / (M \cdot V) = 2,2 \cdot 10^{-2} / 332 = 6,62 \cdot 10^{-5}$$



$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = C^2(\text{Ag}^+) \cdot C(\text{CrO}_4^{2-}) = 4C^3$$

В состоянии равновесия в соответствии с уравнением реакции

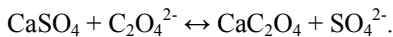
$$C(\text{CrO}_4^{2-}) = S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) \text{ и } C(\text{Ag}^+) = 2S(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$$

выразим величину K_s соли через значение ее растворимости:

$$K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 2(S^2) \cdot S = 4S^3(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 4 \cdot (6,62 \cdot 10^{-5})^3 = 1,16 \cdot 10^{-12}$$

Типовое задание. Насыщенный раствор сульфата кальция смешали с вдвое большим объемом раствора оксалата натрия с концентрацией 0,1 моль/л. Образуется ли осадок?

Решение. Запишем уравнение реакции, при протекании которой образуется осадок оксалата кальция:



Осадок образуется, если выполняется термодинамическое Следующее условие:

$$\text{П}_c > K_s, \text{ или } c(\text{Ca}^{2+})c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) > K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4)$$

Концентрация оксалат-ионов известна по условию задачи. Свободные ионы кальция, которые при взаимодействии с оксалат-ионами могут образовывать осадок, дают насыщенный раствор сульфата кальция.

Следовательно, концентрацию свободных ионов кальция находим из произведения растворимости (ПР), или константы растворимости K_s :

$$C(\text{Ca}^{2+}) = \sqrt{K_s(\text{CaSO}_4)}.$$

Следует учесть объемные соотношения смешиваемых растворов, так как при смешении растворов концентрация ионов меняется. При смешении исходных растворов концентрация ионов кальция уменьшается в 3 раза, а концентрация оксалат-ионов – в 1,5 раза. Тогда выражение для P_c принимает следующий вид:

$$\sqrt{K_s(\text{CaSO}_4)} / 3 \cdot c(\text{C}_2\text{O}_4^{2-}) / 1,5.$$

Вычислим P_c , подставляя значение $K_s(\text{CaSO}_4)$ (ПР) = $2,5 \cdot 10^{-5}$ и концентрацию оксалат-ионов, численно равную концентрации оксалата натрия:

$$\sqrt{(2,5 \cdot 10^{-5})} / 3 \cdot 0,1 / 1,5 = 1,1 \cdot 10^{-4}.$$

Сравним полученное значение P_c с табличным значением

$$K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9};$$

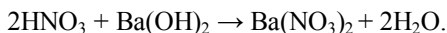
$$1,1 \cdot 10^{-4} > 2,3 \cdot 10^{-9},$$

т. е. соблюдается условие $P_c > K_s$, а это означает, что осадок должен образоваться.

Ответ. Осадок образуется.

Типовое задание. На титрование 15 мл раствора гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ израсходовали 18,54 мл 0,1158 моль/л. раствора азотной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора щелочи? Напишите уравнение реакции.

Решение.



По закону эквивалентов $C_{\text{ЭКВ1}} \cdot V_1 = C_{\text{ЭКВ2}} \cdot V_2$;

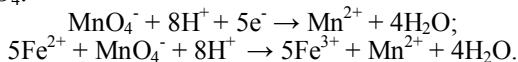
$$C_{\text{ЭКВ}}(1/2\text{Ba}(\text{OH})_2) = 18,54 \cdot 0,1158 / 15 = 0,1431 \text{ моль/л.}$$

Найдем титр:

$$T(\text{Ba}(\text{OH})_2) = M_{\text{ЭКВ}} C_{\text{ЭКВ}} / 1000 = 0,1431 \cdot 85,5 / 1000 = 0,01223 \text{ г/мл.}$$

Типовое задание. В 20,00 мл раствора FeCl_3 железо восстановили до Fe^{2+} и оттитровали 19,20 мл раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,1045 моль/л. Какая масса железа содержалась в 200,00 мл этого раствора?

Решение. Основным титрантом служит раствор KMnO_4 ; в паре с ним обычно используются растворы железа (II) или щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.



Здесь происходит окисление Fe^{2+} в Fe^{3+} . Молярная масса эквивалента железа (II) равна 55,85 г/моль. Расчет в данном методе

анализа основан на законе эквивалентов: массы реагирующих веществ прямо пропорциональны молярным массам их эквивалентов:

$$C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2;$$
$$(C_{\text{экв}} = C(1/z(x))).$$

Найдем молярную концентрацию эквивалента соли железа:

$$19,20 \cdot 0,1045 = 20 \cdot C;$$

$$C_{\text{экв}} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Зная молярную концентрацию эквивалента соли железа, можно рассчитать массу железа в выданном растворе:

$$m(\text{Fe}) = M_{\text{экв}} \cdot C_{\text{экв}} \cdot V_{\text{л}} = 0,1 \cdot 55,85 \cdot 0,2 = 1,12 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Fe}) = 1,12 \text{ г.}$

Задания для самостоятельной работы

1) Растворимость Ag_2CrO_4 равна $2,2 \cdot 10^{-2}$ г/л. Вычислите произведение (константу) растворимости Ag_2CrO_4 .

2) Произведение (константа) растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$ равно $6,3 \cdot 10^{-38}$. Найдите растворимость $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в моль/л и мг/л.

3) Массовая концентрация молибдена в насыщенном растворе молибдата бария BaMoO_4 равна 19,2 мг/л. Вычислите константу (произведение) растворимости этой соли.

4) Иод массой 1 г находится в насыщенном растворе NaIO_4 объемом 144 мл. Вычислите константу (произведение) растворимости этой соли.

5) Смешали два раствора: хлорид кальция и карбонат натрия. Концентрация каждого раствора была равна 0,001 моль/л. Объемы смешиваемых растворов были равны между собой. Образуется ли осадок? ($\text{IP} = K_{\text{s}}(\text{CaCO}_3) = 3,8 \cdot 10^{-9}$)

6) Предельно допустимая концентрация ионов свинца в промышленных сточных водах равна 0,1 мг/л. Установите, обеспечивается ли необходимая степень очистки сточных вод от свинца осаждением в виде сульфата. ($\text{IP} = K_{\text{s}}(\text{PbSO}_4) = 1,6 \cdot 10^{-8}$)

7) Какой концентрации сульфат-иона следует достичь, чтобы из раствора нитрата стронция с концентрацией 0,2 моль/л выпал осадок? ($\text{IP} = K_{\text{s}}(\text{SrSO}_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$)

8) Смешали равные объемы двух растворов: нитрат кадмия и сульфид натрия. Концентрации обоих растворов были равны по 0,001 моль/л. Образуется ли осадок? ($\text{IP} = K_{\text{s}}(\text{CdS}) = 1,6 \cdot 10^{-28}$)

9) Смешали равные объемы 0,1 М раствора сульфида калия и 0,2 М раствора нитрата цинка. Выпадает ли осадок? ($\text{IP} = K_{\text{s}}(\text{ZnS}) = 1,6 \cdot 10^{-24}$)

10) Вычислите массу карбоната натрия, содержащегося в 250 мл раствора, если известно, что на титрование 10 мл раствора было

затрачено раствора хлороводородной кислоты $c(\text{HCl}) = 0,110$ моль/л объемом 12,5 мл. Титрование проводилось в присутствии метилового оранжевого.

11) Какой объем раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1210 моль/л пойдет на титрование 15 мл 0,09875 моль/л раствора щелочи КОН? Вычислите титр раствора кислоты и напишите уравнение реакции.

12) Какой объем раствора щелочи NaOH с молярной концентрацией эквивалента 0,1115 моль/л пойдет на титрование 0,5015 г гидрофталата калия $\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$? Напишите уравнение реакции.

13) На титрование навески бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, растворенной в произвольном объеме, израсходовано 24,18 мл 0,1200 н. раствора щелочи КОН. Чему равна масса навески бензойной кислоты? Напишите уравнение реакции.

14) Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щелочи NaOH, если на титрование 10 мл раствора $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/л израсходовали 12,15 мл раствора щелочи. Написать уравнение реакции.

15) Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора H_2SO_4 , если на титрование 0,4895 г буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ израсходовали 25,48 мл раствора серной кислоты. Написать уравнение реакции.

16) На титрование 20 мл раствора Na_2CO_3 с молярной концентрацией 0,11 моль/л израсходовали 19,54 мл раствора соляной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора кислоты? Напишите уравнение реакции.

17) На титрование навески гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$, растворенной в произвольном объеме, израсходовано 27,18 мл 0,1012 моль/л раствора щелочи КОН. Чему равна масса навески гидротартрата?

18) На титрование 20 мл 0,1 моль/л раствора щелочи КОН израсходовали 17,20 мл раствора азотной кислоты. Чему равны молярная концентрация эквивалента и титр раствора кислоты? Написать уравнение реакции.

19) Какой объем раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1915 моль/л пойдет на титрование навески 0,2150 г соды Na_2CO_3 , растворенной в произвольном объеме? Написать уравнение реакции.

20) Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора азотной кислоты, если на титрование 20 мл раствора кислоты израсходовали 21,40 мл 0,13 н. раствора соды Na_2CO_3 . Написать

уравнение реакции.

3. ТЕСТЫ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ВХОДНОГО КОНТРОЛЯ

- 1) Порядковый номер азота:
а) 7; б) 5; в) 4; г) 3.
- 2) Химическим символом S обозначается элемент:
а) сера; б) кислород; в) фтор; г) углерод.
- 3) Из перечисленных элементов неметаллом является:
а) железо; б) медь; в) алюминий; г) кислород.
- 4) Простым веществом является:
а) С; б) CO_2 ; в) H_2O ; г) NaCl .
- 5) Сложным веществом является:
а) С; б) O_2 ; в) H_2 ; г) NaCl .
- 6) Что из перечисленного НЕ относится к газам?
а) Песок; б) кислород; в) озон; г) азот.
- 7) В каком ряду указаны формулы кислот?
а) Li_2O , SiO_2 , CO_2 ; б) NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
в) CaHPO_3 , NaCl , KNO_3 ; г) HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .
- 8) Молярная масса азотной кислоты HNO_3 равна (г/моль):
а) 63; б) 18; в) 126; г) 36.
- 9) Что из перечисленного НЕ является химическим процессом?
а) Фотосинтез; б) гидролиз; в) электролиз; г) таяние льда.
- 10) Формулы только оксидов указаны в ряду:
а) SO_3 , BaO , CuO ; б) Na_2SO_4 , CaCO_3 , CrCl_3 ;
в) HCl , NaOH , O_2 ; г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
- 11) Что из перечисленного НЕ является солью?
а) NaCl ; б) KBr ; в) CaCO_3 ; г) H_2SO_4 .
- 12) Соли серной кислоты называются:
а) сульфаты; б) карбонаты; в) нитраты; г) силикаты.
- 13) Химическая формула азотной кислоты:
а) HCl ; б) HNO_3 ; в) H_2SO_4 ; г) HF .
- 14) Химическая формула гидроксида натрия:
а) HCl ; б) NaOH ; в) K_2SO_4 ; г) HF .
- 15) Химическая формула магний гидрофосфата:
а) MgO ; б) $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; в) MgHPO_4 ; г) $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
- 16) Химическое соединение $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ называется:
а) барий нитрат; б) барий нитрит; в) барий оксид; г) барий гидроксид.
- 17) Соли угольной кислоты называются:
а) сульфаты; б) карбонаты; в) нитраты; г) силикаты.

- 18) Число электронов в атоме серебра-108:
а) 47; б) 94; в) 50; г) 216.
- 19) Масса 44,8 л O_2 равна (г):
а) 64; б) 32; в) 16; г) 48.
- 20) Массовая доля кальция в соединении $CaCO_3$ равна (%):
а) 40; б) 12; в) 48; г) 60.
- 21) Относительная плотность газа по водороду равна 16. Определите относительную молекулярную массу газа:
а) 2; б) 4; в) 32; г) 20.
- 22) С каким веществом взаимодействует раствор гидроксида калия?
а) $Ca(OH)_2$; б) CH_3COOK ; в) $ZnSO_4$; г) $Mg(OH)_2$.
- 23) Какой из указанных оксидов реагирует с водой?
а) NO ; б) CaO ; в) SiO_2 ; г) CO .
- 24) Какое из веществ нерастворимо в воде?
а) Na_2CO_3 ; б) $NaCl$; в) $BaSO_4$; г) $CuSO_4$.
- 25) Количество моль, которое содержится в 17 г H_2S равно ($n = m / M$):
а) 0,5; б) 1,0; в) 0,25; г) 0,1.
- 26) Какой газ окрасит влажную лакмусовую бумажку в синий цвет?
а) NO_2 ; б) NH_3 ; в) NO ; г) CO .
- 27) Как называется вода, входящая в состав кристаллогидратов?
а) Дистиллированная; б) гидроксидная;
в) кристаллизационная; г) адсорбционная.
- 28) Закон эквивалентов:
а) масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции;
б) вещества реагируют и образуются в количествах, пропорциональных их эквивалентам;
в) при повышении температуры на $10^\circ C$ скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза;
г) в равных объемах при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул
- 29) Молярная масса эквивалента вещества $Ca(OH)_2$ равна (г/моль):
а) 74; б) 37; в) 148; г) 30.
- 30) Молярная масса эквивалента вещества HNO_3 равна (г/моль):
а) 63; б) 126; в) 21; г) 30.
- 31) Сколько электронов находится на р-подуровне?
а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.
- 32) Электронная формула стационарного состояния атома

кислорода:

а) $1s^2 2s^2 2p^4$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$; в) $1s^2 2s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^3$.

33) Какой из указанных элементов имеет наибольшую электроотрицательность?

а) O; б) N; в) Cl; г) S.

34) Электроотрицательность – это способность элемента смещать электронную плотность других атомов. Как изменяется этот показатель в ряду Al, Si, P, S, Cl?

а) Увеличивается; б) уменьшается;
в) сначала уменьшается, потом увеличивается;
г) не изменяется.

35) В какой группе Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева находятся галогены (F, Cl, Br, I, At)?

а) V; б) VII; в) VI; г) IV.

36) В какой группе Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева находятся халькогены (O, S, Se, Te, Po)?

а) V; б) VII; в) VI; г) IV.

37) Ионной связью образована частица:

а) O_2 ; б) N_2 ; в) NaCl; г) C.

38) Ковалентной полярной связью образована молекула:

а) O_2 ; б) HCl; в) N_2 ; г) H_2 .

39) Ковалентной неполярной связью образована молекула:

а) H_2 ; б) H_2O ; в) HCl; г) NH_3 .

40) Уравнение первичной диссоциации комплексного соединения

$K[Ag(CN)_2]$:

а) $K[Ag(CN)_2] \rightarrow K^+ + [Ag(CN)_2]^-$;

б) $K[Ag(CN)_2] \rightarrow K^+ + Ag^+ + 2CN^-$;

в) $K[Ag(CN)_2] \rightarrow K^+ + Ag^+ + (CN)_2$;

г) $K[Ag(CN)_2] \rightarrow Ag^+ + [K(CN)_2]^-$.

41) Комплексообразователем в комплексном соединении $K[Ag(CN)_2]$ является:

а) K^+ ; б) Ag^+ ; в) CN^- ; г) $[Ag^+(CN)_2]^-$.

42) В комплексном ионе $[Zn(OH)_4]^{2-}$ степень окисления комплексообразователя равна:

а) +2; б) -1; в) 0; г) -2.

43) Лигандом в комплексном соединении $K[Ag(CN)_2]$ является:

а) K^+ ; б) Ag^+ ; в) CN^- ; г) $[Ag^+(CN)_2]^-$.

44) В комплексном ионе $[Zn(OH)_4]^{2-}$ координационное число комплексообразователя равно:

а) 4; б) 1; в) 0; г) 2.

45) В каком из комплексов заряд комплексообразователя равен +3?

а) $K_2[Zn(OH)_4]$; б) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$;

в) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$.

46) В каком из комплексов координационное число равно 6?

а) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; б) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;

в) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$.

47) Экзотермические реакции идут с выделением теплоты. Укажите экзотермический процесс:

а) $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{H}_2\text{O}), \Delta H < 0$;

б) $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO}), \Delta H > 0$;

в) $(\text{Cl}_2) + (\text{CO}) \leftrightarrow (\text{COCl}_2), \Delta H > 0$;

г) $(\text{H}_2) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{HCl}), \Delta H > 0$.

48) Эндотермические реакции идут с поглощением теплоты.

Укажите эндотермический процесс:

а) $(\text{N}_2) + 3(\text{H}_2) \leftrightarrow 2(\text{NH}_3), \Delta H < 0$;

б) $2(\text{CO}) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{CO}_2), \Delta H < 0$;

в) $2(\text{SO}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{SO}_3), \Delta H < 0$;

г) $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO}), \Delta H > 0$.

49) В гомогенных реакциях реагирующие вещества находятся в одинаковых фазовых состояниях. Укажите гомогенный процесс:

а) $\text{PbO}_2(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{PbO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

б) $\text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CaCO}_3(\text{т})$;

в) $2\text{N}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{к})$;

г) $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$.

50) В гетерогенных реакциях реагирующие вещества находятся в разных фазовых состояниях. Укажите гетерогенный процесс:

а) $\text{PbO}_2(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{PbO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

б) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;

в) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г})$;

г) $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г})$.

51) Правило Вант-Гоффа:

а) масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции;

б) вещества реагируют и образуются в количествах, пропорциональных их эквивалентам;

в) при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличивается в 2 – 4 раза;

г) в равных объемах при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

52) Как изменится скорость реакции $2(\text{H}_2) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{H}_2\text{O})$, если давление в системе увеличить в 3 раза?

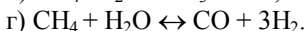
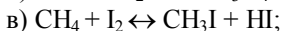
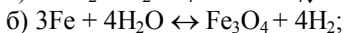
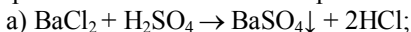
а) Увеличится в 3 раза; б) увеличится в 9 раз;

в) увеличится в 27 раз; г) увеличится в 2 раза.

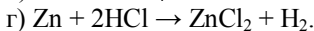
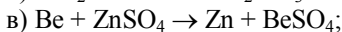
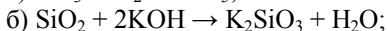
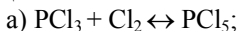
53) Для некоторой реакции $\gamma = 3$. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз?

а) 40° С; б) 10° С; в) 20° С; г) 30° С.

54) Реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных реагирующих веществ в конечные вещества (в виде осадка или газа), называются необратимыми. Укажите необратимый процесс:



55) Обратимые реакции не доходят до конца и заканчиваются установлением химического равновесия. Укажите обратимый процесс:



56) Определить смещение равновесия в реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$, $\Delta H < 0$ при увеличении концентрации H_2 :

а) сместится влево; б) сместится вправо;

в) не изменится; г) нет правильного ответа.

57) Как можно охарактеризовать растворимость вещества?

а) растворимость определяется массой или объемом вещества, способного растворяться в определенном объеме или массе растворителя, образуя насыщенный раствор;

б) растворимость – это способность вещества подчиняться закону постоянства состава;

в) растворимость – это однородность состава;

г) растворимость – это способность проявлять гетерогенные свойства.

58) Укажите газ, обладающий НАИМЕНЬШЕЙ растворимостью в воде:

а) аммиак; б) азот; в) фтороводород; г) хлороводород.

59) Массовая доля вещества (ω) рассчитывается по формуле:

а) $\omega(x) = m(x) / m(p\text{-ра})$; б) $\varphi(x) = V(x) / V(p\text{-ра})$;

в) $C(x) = n(x) / V(p\text{-ра})$; г) $b(x) = n(x) / m(p\text{-ля})$.

60) Молярная концентрация вещества (C) рассчитывается по формуле:

а) $\omega(x) = m(x) / m(p\text{-ра})$; б) $\varphi(x) = V(x) / V(p\text{-ра})$;

в) $C(x) = n(x) / V(p\text{-ра})$; г) $b(x) = n(x) / m(p\text{-ля})$.

61) Молярная концентрация вещества (b) рассчитывается по формуле:

а) $\omega(x) = m(x) / m(p-ра)$; б) $\varphi(x) = V(x) / V(p-ра)$;

в) $C(x) = n(x) / V(p-ра)$; г) $b(x) = n(x) / m(p-ля)$.

62) Определите массовую долю (%) растворенного вещества в растворе, образуемом при добавлении 800 мл воды к 200 г соли:

а) 8; б) 16; в) 20; г) 30.

63) Неэлектролитом является:

а) сера; б) хлорид натрия; в) серная кислота; г) гидроксид калия.

64) К электролитам относятся вещества, указанные в ряду:

а) сера, углерод, бензол;

б) хлорид натрия, серная кислота, гидроксид калия;

в) резина, пластмассы, глюкоза;

г) водород, азот, метан.

65) Какой из приведенных гидроксидов растворим в воде?

а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) $\text{Be}(\text{OH})_2$.

66) Какая соль нерастворима в воде?

а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) BaCl_2 ; в) BaSO_4 ; г) Na_2SO_4 .

67) Укажите сильный электролит:

а) H_2SiO_3 ; б) H_3PO_4 ; в) HCl ; г) CH_3COOH .

68) Какая из предложенных частиц не расписывается на ионы?

а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) BaCl_2 ; в) BaCO_3 ; г) Na_2SO_4 .

69) Водный раствор какой кислоты НЕ является сильным электролитом?

а) HCl ; б) HBr ; в) HI ; г) HF .

70) Диссоциация азотной кислоты описывается ионным уравнением:

а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$; б) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{O}$;

в) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HN} + 3\text{O}$; г) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{HN} + 2\text{O}$.

71) Для обменной реакции $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$ сокращенное ионное уравнение:

а) $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$; б) $\text{AgNO}_3 + \text{KI} \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{K}^+ + \text{NO}_3^-$;

в) $\text{AgNO}_3 + \text{K}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow + \text{KNO}_3$; г) $\text{NO}_3^- + \text{K}^+ \rightarrow \text{KNO}_3$.

72) Водородный показатель pH рассчитывается по формуле:

а) $K_{\text{в}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$; б) $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$;

в) $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; г) $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-]$.

73) Окраска лакмуса в кислой среде:

а) красная; б) желтая; в) бесцветная; г) синяя.

74) Окраска метилоранжа в кислой среде:

а) розовая; б) желтая; в) бесцветная; г) синяя.

75) Окраска лакмуса в щелочной среде:

а) красная; б) желтая; в) бесцветная; г) синяя.

- 76) Окраска фенолфталеина в щелочной среде:
 а) малиновая; б) желтая; в) бесцветная; г) синяя.
- 77) Все соли какого из рядов подвергаются гидролизу по аниону?
 а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaBr , K_2SO_4 ;
 б) KF , K_2SiO_3 , CH_3COOK ;
 в) Rb_2CO_3 , AgCl , CaCl_2 ;
 г) Cs_2SO_3 , CuSO_4 , LiClO .
- 78) Все соли какого из рядов подвергаются гидролизу по катиону?
 а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaBr , K_2SO_4 ;
 б) KF , K_2SiO_3 , CH_3COOK ;
 в) Rb_2CO_3 , AgCl , CaCl_2 ;
 г) AgNO_3 , CuSO_4 , NH_4Cl .
- 79) Какая соль подвергается необратимому гидролизу?
 а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) KF ; в) Al_2S_3 ; г) AgNO_3 .
- 80) При гидролизе какой соли в водном растворе $\text{pH} < 7$?
 а) BaF_2 ; б) FeCl_3 ; в) Na_2S ; г) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
- 81) При гидролизе какой соли в водном растворе $\text{pH} > 7$?
 а) BaF_2 ; б) FeCl_3 ; в) Na_2SO_4 ; г) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
- 82) В растворе какой соли метилоранж приобретает розовую окраску?
 а) AgNO_3 ; б) CH_3COOK ; в) K_2S ; г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
- 83) В растворе какой соли лакмус приобретает синюю окраску?
 а) AgNO_3 ; б) Na_2CO_3 ; в) K_2SO_4 ; г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
- 84) Какова реакция водного раствора Na_2CO_3 ?
 а) слабокислая; б) кислая; в) нейтральная; г) сильнощелочная.
- 85) Ионное уравнение гидролиза соли хлорида аммония соответствует записи:
 а) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$;
 б) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$;
 в) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \leftrightarrow \text{NH}_4\text{OH}$;
 г) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$.
- 86) К окислительно-восстановительным относится реакция:
 а) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$;
 б) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;
 в) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 г) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.
- 87) Степень окисления марганца в KMnO_4 равна:
 а) +2; б) +4; в) +7; г) +6.
- 88) Степень окисления марганца +2 в соединении:
 а) KMnO_4 ; б) K_2MnO_4 ; в) MnCl_2 ; г) MnO_2 .
- 89) Какое вещество – продукт восстановления разбавленной серной кислоты – образуется в реакции $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.)?

- а) H₂S; б) S; в) SO₂; г) H₂.
- 90) Укажите ион, который может выполнять только окислительную функцию:
а) CrO₂⁻; б) ClO₄⁻; в) NO₂⁻; г) H⁺.
- 91) Укажите ион, который может выполнять только восстановительную функцию:
а) CrO₂⁻; б) ClO₄⁻; в) NO₂⁻; г) H⁺.
- 92) В каком случае происходит процесс окисления?
а) $2O^{2-} - 4e^- \rightarrow O_2$; б) $Cl^{+} + 2e^- \rightarrow Cl^{-}$;
в) $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$; г) $P^{+5} + 5e^- \rightarrow P$.
- 93) В каком случае происходит процесс восстановления?
а) $2O^{2-} - 4e^- \rightarrow O_2$; б) $Cl^{-} - 2e^- \rightarrow Cl^{+}$;
в) $N^{+5} + 3e^- \rightarrow N^{+2}$; г) $P - 5e^- \rightarrow P^{+5}$.
- 94) Чтобы осуществить переход Ca(OH)₂ → CaOHCl, необходимо в раствор добавить:
а) HCl; б) CaCl₂; в) H₂O; г) NaOH.
- 95) Чтобы осуществить переход Cr(OH)₃ → K₃[Cr(OH)₆], необходимо в раствор добавить:
а) HCl; б) CaCl₂; в) H₂O; г) KOH.
- 96) К s-элементам относятся:
а) Na, Ca, K; б) Al, S, P; в) Fe, Zn, Cu; г) U, Ac, Am.
- 97) К p-элементам относятся:
а) Na, Ca, K; б) Al, S, P; в) Fe, Zn, Cu; г) U, Ac, Am.
- 98) К f-элементам относятся:
а) Na, Ca, K; б) Al, S, P; в) Fe, Zn, Cu; г) U, Ac, Am.
- 99) Какая реакция называется аналитической?
а) Химическая реакция, сопровождающаяся определенным внешним эффектом (выпадением или растворением осадка, выделением газа, изменением окраски раствора);
б) реакция окисления;
в) реакция горения;
г) реакция гидролиза.
- 100) Какая реакция называется специфической реакцией?
а) Аналитическая реакция, свойственная только данному иону, который можно открыть непосредственно в пробе исследуемой смеси, независимо от присутствия в ней других ионов;
б) аналитическая реакция с образованием осадка;
в) аналитическая реакция с выделением газа;
г) любая аналитическая реакция.
- 101) Какие реактивы называют групповыми реагентами?
а) Реактивы, позволяющие в определенных условиях разделять ионы на аналитические группы. В основе использования групповых

реагентов лежит избирательность их действия;

б) вещества, хорошо растворимые в воде;

в) окрашенные реактивы;

г) индикаторная бумага.

102) Качественная реакция на ион аммония:

а) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ – запах аммиака;

б) образование осадка;

в) реакция нейтрализации;

г) окислительно-восстановительная реакция.

103) Оксид алюминия Al_2O_3 реагирует со всеми веществами в ряду:

а) NaOH , BaO , H_2SO_4 ; б) CO_2 , H_2O , N_2 ;

в) H_2O , O_2 , Cu ; г) O_2 , N_2 , H_2O .

104) H_2SO_4 реагирует со всеми веществами в ряду:

а) NaOH , CaO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) CO_2 , H_2O , N_2 ;

в) H_2O , O_2 , Cu ; г) O_2 , N_2 , H_2O .

105) NaOH реагирует со всеми веществами в ряду:

а) NaOH , BaO , H_2O ; б) CO_2 , H_2SO_4 , MgCl_2 ;

в) H_2O , O_2 , Cu ; г) O_2 , N_2 , H_2O .

106) Укажите число веществ, с которыми реагирует BaO : H_2O , HCl , NaOH , SO_2 :

а) 1; б) 3; в) 4; г) 2.

107) Укажите число веществ, с которыми реагирует ZnO : H_2O , HCl , NaOH , O_2 :

а) 1; б) 3; в) 4; г) 2.

108) Укажите число веществ, с которыми реагирует HNO_3 : H_2O , HCl , NaOH , MgO , Cu :

а) 1; б) 3; в) 4; г) 2

109) В чем заключается сущность гравиметрического (весового) анализа?

а) Гравиметрический анализ основан на определении массы вещества;

б) в основу положены образование окрашенных растворов;

в) гравиметрический анализ основан на измерении объема вещества;

г) гравиметрический анализ основан на реакции нейтрализации.

110) Основная расчетная формула титриметрического анализа:

а) Расчет основан на законе эквивалентов: $C_{\text{экв1}} \cdot V_1 = C_{\text{экв2}} \cdot V_2$;

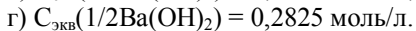
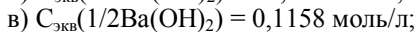
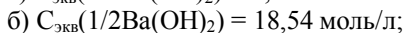
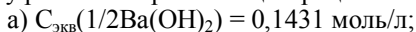
б) $C(x) = n(x) / V(p\text{-ра})$;

в) $n = m / M$;

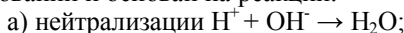
г) $C(1/z(x)) = n(1/z(x)) / V(p\text{-ра})$.

111) На титрование 15 мл раствора гидроксида бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$

израсходовали 18,54 мл 0,1158 моль/л. раствора азотной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора щелочи?



112) Метод нейтрализации применяется для определения кислот и оснований и основан на реакции:



б) осаждения;

в) комплексообразования;

г) окисления – восстановления.

113) Комплексонометрия объединяет группу методов, основанных на использовании реакций:

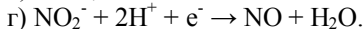
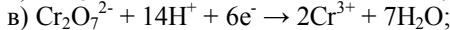
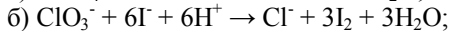
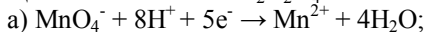


б) осаждения;

в) комплексообразования;

г) окисления – восстановления.

114) В перманганатометрии титрантом служит раствор KMnO_4 ; в паре с ним обычно используются растворы сульфата железа (II) FeSO_4 или щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Основная реакция данного метода:



115) Точную концентрацию титрованных растворов кислот и щелочей устанавливают по одному из первичных стандартных (установочных) веществ. Для стандартизации раствора кислоты используется:

а) декагидрат тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (бура);

б) NaOH ;

в) KOH ;

г) $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

4. ВХОДНОЙ КОНТРОЛЬ

Агробиологический факультет

специальность _____ курс _____ группа № _____

Ф.И.О. студента _____ шифр _____

Типовой вариант № 1

1. В каком ряду указаны формулы щелочей?
 - 1) NaOH, Ba(OH)₂, Cu(OH)₂; 2) LiOH, Sr(OH)₂, Ca(OH)₂;
 - 3) Mg(OH)₂, SrO, NaOH; 4) CaO, NaOH, Na₂O.
2. Соли хлорноватой кислоты называются:
 - 1) сульфаты; 2) хлориды; 3) хлораты; 4) силикаты.
3. Укажите число веществ, с которыми реагирует Al₂O₃: H₂O, HCl, NaOH, SO₃:
 - 1) 1; 2) 2; 3) 4; 4) 3.
4. Химическая формула натрий гидросульфита:
 - 1) Na₃PO₄; 2) NaHSO₄; 3) Na₂SO₃; 4) NaHSO₃.
5. Электронная формула стационарного состояния атома азота:
 - а) 1s²2s²2p⁴; б) 1s²2s²2p⁶; в) 1s²2s²; г) 1s²2s²2p³.
6. Чтобы осуществить переход Cr(OH)₃ → K₃[Cr(OH)₆], необходимо в раствор добавить:
 - а) HCl; б) CaCl₂; в) H₂O; г) KOH.
7. В комплексном ионе [Zn(OH)₄]²⁻ степень окисления комплексобразователя равна:
 - а) +2; б) -1; в) 0; г) -2.
8. Для некоторой реакции γ = 3. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы увеличить скорость реакции в 81 раз?
 - а) 40° C; б) 10° C; в) 20° C; г) 30° C.
9. Молярная масса эквивалента вещества Ca(OH)₂ равна (г/моль):
 - а) 74; б) 37; в) 148; г) 30.
10. Концентрация ионов водорода в кислой среде имеет значения:
 - а) [H⁺] = 10⁻⁷ моль/л; б) [H⁺] > 10⁻⁷ моль/л;
 - в) [H⁺] < 10⁻⁷ моль/л; г) [H⁺] = [OH⁻].
11. В растворе какой соли метилоранж приобретает розовую окраску?
 - а) AgNO₃; б) Na₂CO₃; в) K₂SO₄; г) Ca(NO₃)₂.
12. Укажите ион, который может выполнять только окислительную функцию:
 - а) CrO₂⁻; б) ClO₄⁻; в) NO₂⁻; г) H⁺.
13. Основная расчетная формула титриметрического анализа:
 - а) Расчет основан на законе эквивалентов: C_{эKB1} · V₁ = C_{эKB2} · V₂;
 - б) C(x) = n(x) / V(p-ра);
 - в) n = m / M;
 - г) C(1/z(x)) = n(1/z(x)) / V(p-ра).
14. Комплексонометрия объединяет группу методов, основанных на использовании реакций:
 - а) нейтрализации H⁺ + OH⁻ → H₂O;
 - б) осаждения;

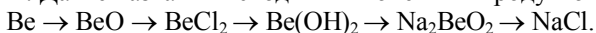
- в) комплексообразования;
- г) окисления – восстановления.

15. В чем заключается сущность гравиметрического (весового) анализа?

- а) Гравиметрический анализ основан на определении массы вещества;
- б) в основу положены образование окрашенных растворов;
- в) гравиметрический анализ основан на измерении объема вещества;
- г) гравиметрический анализ основан на реакции нейтрализации.

Задания

1) Составьте уравнения реакций, соответствующих схемам превращений. Дайте названия исходных и конечных продуктов.

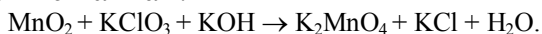


2) Записать кинетическое уравнение по закону действующих масс для реакции $2(\text{CO}) + (\text{O}_2) \rightarrow 2(\text{CO}_2)$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию CO уменьшить в 4 раза?

3) Рассчитать все типы концентраций для 20 % раствора H_2SO_4 с плотностью $1,140 \text{ г/см}^3$.

4) Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соли карбоната калия.

5) Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите восстановитель и окислитель.



6) Охарактеризовать координационное (комплексное) соединение (название, структура, первичная и вторичная диссоциации): $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

7) На титрование 20 мл 0,1 моль/л раствора щелочи KOH израсходовали 17,20 мл раствора азотной кислоты. Чему равна молярная концентрация эквивалента и титр раствора кислоты? Написать уравнение.

ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. А х м е т о в, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н.С. Ахметов. М.: Высш. шк., 2006. 743 с.

2. Барковский, Е.В. Аналитическая химия: учеб. пособие / Е.В. Барковский. Минск: Вышэйш. шк., 2004. 351 с.
3. Введение в химию биогенных элементов и химический анализ: учеб. пособие / Е.В. Барковский, С.В. Ткачев, Г.Э. Атрахимович [и др.]. Минск: Вышэйш. шк., 1997. 126 с.
4. Василевская, Е.А. Методы решения задач по общей химии: учеб. пособие / Е.И. Василевская, Т.В. Свиридова. Минск: Вышэйш. шк., 2007. 128 с.: с ил.
5. Гольбрайх, З.Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для вузов / З.Е. Гольбрайх. М.: ООО «Изд-во Астрель», 2004. 383 с.
6. Князев, Д.А. Неорганическая химия / Д.А. Князев, С.Н. Смрыгин. М.: Высш. шк., 1990. 425 с.
7. Платонов, Ф.П. Практикум по неорганической химии / Ф.П. Платонов, З.Е. Дейкова. М.: Высш. шк., 1985. 256 с.
8. Аналитическая химия: метод. указания / сост. О.В. Поддубная, Т.В. Булак, А.Н. Гурбан, М.Н. Шагитова, Е.В. Мохова. Горки: БГСХА, 2008. 52 с.
9. Неорганическая химия: метод. указания / сост. О.В. Поддубная, А.Н. Гурбан, Н.С. Чернуха. Горки: БГСХА, 2007. 92 с.
10. Хомченко, Г.П. Неорганическая химия / Г.П. Хомченко, И.К. Цитович. М.: Высш. шк., 1990. 586 с.
11. Цитович, Н.К. Курс аналитической химии / Н.К. Цитович. М.: Высш. шк., 1987. 562 с.
12. Цыганов, А.Р. Основные понятия и методы качественного химического анализа: лекция / А.Р. Цыганов, О.В. Поддубная, И.В. Ковалева. Горки: БГСХА, 2007. 16 с.
13. Цыганов, А.Р. Гравиметрический анализ: лекция / А.Р. Цыганов, О.В. Поддубная, И.В. Ковалева, К.В. Седнев. Горки: БГСХА, 2007. 28 с.

Дополнительная

14. Практикум по неорганической химии / В.А. Алешин [и др.]. М.: Издат. центр «Академия», 2004. 384 с.
15. Введение в лабораторный практикум по неорганической химии: учеб. пособие / В.В. Свиридов, Г.А. Попкович [и др.]. Минск: Вышэйш. шк., 2003. 96 с.
16. Дорохова, Е.Н. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: учебник для почвенно-агрохим. спец. / Е.Н. Дорохова, Г.В. Прохорова. М.: Высш. шк., 1991. 254 с.
17. Жарский, И.М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И.М. Жарский. Минск: Аверсев, 2004. 397 с.
18. Ленский, А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию / А.С. Ленский. М.: Высш. шк., 1989. 870 с.
19. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / Ю.А. Ершов, В.А. Попков [и др.]. 6-е изд., стер. М.: Высш. шк., 2007. 560 с.
20. Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В.Ф. Тикавого. Минск: Университетское, 1996. 650 с.
21. Слесарев, В.И. Химия: основы химии живого: учебник для вузов / В. И. Слесарев. СПб.: Химиздат, 2001. 910 с.
22. Степин, Б.Д. Неорганическая химия / Б.Д. Степин. М.: Высш. шк., 1994. 868 с.
23. Суворов, А.В. Общая химия / А.В. Суворов. СПб.: Химия, 1997. 860 с.
24. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Я.А. Угай. 4-е изд. М.: Высш. шк., 2004. 440 с.
25. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность / Дж. Хьюи. М.: Химия, 1987. 310 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
1.Программа	6
Раздел 1. Неорганическая химия	6
1.1. Основы теории	6
1.2. Химия биогенных элементов	1
Раздел 2. Аналитическая химия	2
2.1. Качественный химический анализ	2
2.2. Количественный химический анализ	5
2.3. Физико-химические методы анализа	2
.....	5
.....	2
.....	6
.....	2
.....	7
2. Теоретический минимум	2
2.1. Основные химические понятия и законы стехиометрии. Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ	9
.....	2
.....	9
2.2. Строение атома.	4
.....	7
2.3. Основы химической кинетики. Химическое равновесие	5
.....	1
2.4. Растворы: состав растворов и ионные процессы	6
.....	1
2.5. Окислительно-восстановительные процессы	7
.....	1
2.6. Координационные соединения	7
.....	4
2.7. Аналитическая химия	7
.....	6
3. Тесты для проведения входного контроля.	8
.....	1
4. Входной контроль.	9
.....	1
Литература.	9
.....	4