

Министерство образования и науки РФ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «АмГУ»)

ХИМИЯ

сборник учебно-методических материалов

для специальности 21.05.02 – Прикладная геология

специализация Геологическая съемка, поиски и разведка твердых полезных ископаемых

Благовещенск, 2018

*Печатается по решению
редакционно-издательского совета
инженерно-физического факультета
Амурского государственного
университета*

Составитель: С.А. Лескова

Химия: сборник учебно-методических материалов для специальности 21.05.02

Прикладная геология – Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2018.- 44 с.

© Амурский государственный университет, 2018

© Кафедра химии и естествознания, 2018

©С.А.Лескова, составление

СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4
Краткое содержание теоретического материала.....	5
Методические рекомендации к лабораторным и практическим занятиям.....	29
Методические рекомендации к самостоятельной работе.....	37

ВВЕДЕНИЕ

Цели освоения дисциплины формирование у студентов объективного и целостного естественнонаучного мировоззрения; развитие и систематизация химических знаний, необходимых для решения практических вопросов на предприятии; раскрытие роли химии и смежных с ней наук в развитии научно-технического прогресса.

Задачи дисциплины:

- углубить и систематизировать химические знания, необходимые студентам для изучения других дисциплин;
- овладеть фундаментальными понятиями, законами и теориями химии;
- изучить теоретические основы физико-химических методов исследования;
- сформировать навыки проведения химического эксперимента;
- сформировать навыки использования химических знаний для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.

В процессе освоения данной дисциплины выпускник, освоивший программу специалитета, должен обладать следующими компетенциями:

- способность к абстрактному мышлению, анализу, синтезу (ОК-1);
- готовность к саморазвитию, самореализации, использованию творческого потенциала (ОК-3);
- способность организовывать свой труд, самостоятельно оценивать результаты своей деятельности, владением навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований (ОПК-5).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

Знать:

- основные законы и понятия неорганической, органической химии, номенклатуру, строение и свойства химических элементов, веществ, соединений;
- природу и типы химической связи;
- взаимное влияние атомов в молекулах;
- типы химических реакций;
- теоретические основы физико-химических методов исследования.

Уметь:

- прогнозировать и определять свойства химических соединений по их структурным формулам;
- использовать основные методы химического исследования веществ и соединений.

Владеть:

- современной химической научной терминологией, методами качественного анализа неорганических веществ, инструментарием для решения химических задач в своей предметной области, информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.

КРАТКОЕ СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА

Семестр 1. Модуль 1. Общая и неорганическая химия. Модуль 2. Химия элементов

Лекция 1. Основные химические понятия и законы

План:

1. Предмет химии.
2. Положения атомно-молекулярного учения.
3. Основные химические понятия.
4. Стехиометрические законы.

Цель: сформировать понятие о химии как науке, ее месте среди естественных наук, химической форме движения, объектах изучения химии, основных химических понятиях и законах.

Задачи:

Показать взаимосвязь естественных наук, особенность химической науки и химической формы движения материи.

Рассмотреть этапы развития атомистических представлений. Сформулировать положения атомно-молекулярного учения.

Изучить основные химические понятия: химический элемент, химическое вещество, атом, молекула, моль, молярная масса, молярный объем и др.

Сформулировать законы стехиометрии: закон сохранения массы, закон Авогадро, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон эквивалентов.

Ключевые вопросы:

Химия – наука о веществах, их свойствах, строении и методах получения. Предметом изучения химии являются химические элементы и их соединения. Химический элемент – это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Химическое вещество – это совокупность ионов, атомов или молекул, имеющих определенный качественный и количественный состав и границу раздела с другим веществом.

Основные положения атомно-молекулярного учения:

1. Все вещества состоят из молекул, атомов или ионов. Молекула является мельчайшей частицей вещества, сохраняющей его химические свойства.

2. Молекулы находятся в постоянном движении. С повышением температуры скорость движения молекул увеличивается.

3. Молекулы различных веществ различаются размерами, массой, строением и химическими свойствами.

4. Молекулы могут состоять как из атомов одного элемента (простые вещества), так и из атомов разных элементов (сложные вещества).

5. Атомами называют мельчайшие частицы химического элемента, сохраняющие его химические свойства. Атомы нельзя разложить химическим путем.

Относительная атомная масса (A_r) – это масса атома, выраженная в атомных единицах массы. Относительная молекулярная масса (M_r) – это масса молекулы, выраженная в атомных единицах массы. Моль (n , ν) – это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода ^{12}C . Количество частиц в одном моле любого вещества одинаково и равно $6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ (постоянная Авогадро). Масса одного моля вещества называется его молярной массой: $M = m/\nu$ (г/моль).

Закон эквивалентов: вещества реагируют между собой в эквивалентных соотношениях. Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое в химической реакции может замещать или присоединять 1 моль атомов водорода или 1/2 моль атомов кислорода. Количество эквивалентов – $n_{\text{Э}}$ – есть количество вещества и выражается в молях. Масса одного эквивалента вещества (г/моль) называется его молярной массой эквивалента $M_{\text{Э}}$. Она равна отношению массы вещества к количеству эквивалентов $M_{\text{Э}} = m/n_{\text{Э}}$. Фактор эквивалентности – $f_{\text{ЭКВ}}$ показывает, какая

часть реальной молекулы вещества соответствует одному эквиваленту. Объем эквивалента, $V_{\text{Э}}$ – это объем, который занимает при данных условиях один эквивалент газообразного вещества:
$$V_{\text{Э}} = V_{\text{м}} \cdot f_{\text{ЭКВ}}$$

Лекция 2. Строение атома

План:

1. Предпосылки развития теории строения атома.
2. Модели атома Томсона, Резерфорда, Бора – их достоинства и недостатки.
3. Теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения.
4. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга, волновое уравнение Шредингера.
5. Квантовая модель атома. Квантовые числа.
6. Правила заполнения атомных орбиталей.

Цель: изучить развитие учения об атоме и современное состояние теории строения атома на основе квантово-механических представлений.

Задачи:

Рассмотреть исторические предпосылки возникновения представлений о сложной структуре атома: открытие электрона, открытие и исследование явления радиоактивности.

Рассмотреть первые модели атома (Томсона, Резерфорда), их достоинства и недостатки.

Дать понятие о квантовой теории Планка и проявлении корпускулярно-волновой двойственности излучения. Рассмотреть явления, в которых проявляются волновые и корпускулярные свойства света.

Сформулировать постулаты Бора, изучить модель атома водорода по Бору, достоинства и недостатки этой модели, причины недостатков.

Рассмотреть проявление двойственной природы электрона, уравнение де Бройля, сформулировать принцип неопределенности Гейзенберга, дать понятие о волновом уравнении Шредингера, волновой функции.

Сформировать современные представления о строении атома, дать понятие атомной орбитали, квантовых числах, определяющих состояние электрона на атомной орбитали (главное, орбитальное, магнитное, спиновое).

Изучить правила заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Рассмотреть электронные и графические формулы атомов.

Ключевые вопросы:

Открытие явления радиоактивности в 1896 г. французским физиком А. Беккерелем и открытие электрона английским физиком Дж. Томсоном в 1897 г. послужили основанием для глубокого теоретического и экспериментального изучения строения атома.

Первая модель атома была предложена Томсоном в 1903 г., согласно которой атом представляет собой сферу положительного заряда, внутри которой равномерно распределены электроны («пудинг с изюмом»). Э. Резерфорд в 1911 г. предложил планетарную модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов. Модель не могла объяснить устойчивость атомов и линейчатый характер их спектров. Н. Бор использовал представления Резерфорда и созданную немецким физиком М. Планком (1900 г.) квантовую теорию для создания в 1913 г. теории атома водорода и первой квантовой модели атома.

В 1924 г. французский ученый Л. де Бройль обосновал двойственную природу элементарных частиц, в частности электрона $\lambda = h/mV$. В 1927 г. была разработана теория движения микрочастиц – волновая механика, которая привела к созданию квантово-механической модели атома. Представления квантовой механики базируются на принципе неопределенности В. Гейзенберга и волновом уравнении Э. Шредингера. Четыре квантовых числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое) характеризуют состояние электрона в атоме и важны для понимания свойств веществ и природы химической связи.

Заполнение атомных орбиталей в невозбужденном состоянии подчиняется следующим правилам.

1. Принцип наименьшей энергии. Из всех возможных состояний электрон переходит в то, которому соответствует наименьшая энергия.

2. Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.

3. Правило Хунда. Наиболее устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором их суммарный спин максимальный.

4. Правило Клечковского. Заполнение атомных орбиталей происходит в порядке увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$). При равенстве суммы ($n+l$) заполнение атомных орбиталей происходит в направлении увеличения значения главного квантового числа.

Лекция 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов

План:

1. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.

2. Строение периодической системы.

3. Связь свойств элемента с электронным строением его атома.

4. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.

5. Значение периодического закона.

Цель: изучить закономерности периодического изменения свойств химических элементов и расположения химических элементов в периодической системе.

Задачи:

Рассмотреть предпосылки открытия периодического закона, формулировку периодического закона, данную Д.И. Менделеевым.

Рассмотреть экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Дать современную формулировку периодического закона.

Рассмотреть строение периодической системы.

Показать связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Установить особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп.

Дать понятие об электронных семействах элементов.

Показать связь свойств элемента с его положением в периодической системе. Показать изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов с ростом зарядов их ядер.

Ключевые вопросы:

Современная формулировка периодического закона. *Свойства химических элементов, а также свойства их соединений, находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.*

Положение химических элементов в периодической системе связано со строением их атомов и порядком заполнения атомных орбиталей. Элементы главных и побочных подгрупп отличаются по заполнению электронных подуровней.

У элементов главных подгрупп I и II групп последними заполняются атомные s-орбитали внешнего электронного уровня, т.е. ns-орбитали. Эти элементы называются s-элементами или элементами s-электронного семейства.

У элементов главных подгрупп с III по VIII группу последними заполняются атомные p-орбитали внешнего электронного уровня, т.е. np-орбитали. Эти элементы называются p-элементами или элементами p-электронного семейства.

У элементов побочных подгрупп всех групп последними заполняются атомные d-орбитали предвнешнего электронного уровня, т.е. (n-1)d-орбитали. Эти элементы называются d-элементами или элементами d-электронного семейства.

У элементов второй побочной подгруппы III группы (лантаноиды и актиноиды) последними заполняются атомные f-орбитали еще более глубокого (n-2) энергетического уровня, т.е. (n-2)f-орбитали. Эти элементы называются f-элементами или элементами f-электронного семейства.

Положение химических элементов в периодической системе определяет их свойства. В зависимости от заряда ядра периодически изменяются такие характеристики элементов, как атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

Лекция 4-5. Химическая связь и строение вещества

План:

1. Понятие химической связи. Типы химической связи. Основные характеристики связи.
2. Ковалентная связь. Механизмы образования и свойства ковалентной связи.
3. Ионная связь, ее свойства.
4. Свойства веществ, образованных ковалентным и ионным типами химической связи.
5. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь, ее влияние на свойства веществ.

Цель: изучить типы, способы образования и свойства химической связи, влияние типа химической связи на свойства веществ.

Задачи:

Дать определение химической связи, рассмотреть основные типы химической связи, дать понятие основных параметров связи: длина связи, энергия связи.

Дать определение ковалентной связи. Изучить принципы, лежащие в основе метода валентных связей. Рассмотреть механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.

Изучить свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, кратность, полярность, поляризуемость. Дать понятие валентного угла. Рассмотреть типы гибридизации атомных орбиталей (sp , sp^2 , sp^3).

Охарактеризовать свойства веществ с ковалентным типом химической связи. Дать понятие об атомных и молекулярных кристаллических решетках.

Дать определение ионной связи, изучить ее свойства. Дать понятие об ионных кристаллических решетках.

Дать определение водородной связи. Рассмотреть влияние водородной связи на свойства веществ. Показать роль водородной связи в биологических процессах.

Рассмотреть межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное. Показать их влияние на свойства веществ.

Ключевые вопросы:

Химическая связь – это результат взаимодействия атомов, которое приводит к образованию устойчивой многоатомной системы: молекулы, иона или кристалла.

Длина связи – это расстояние между центрами взаимодействующих атомов. Энергия связи – это количество энергии, которую необходимо затратить, чтобы разорвать связь.

Основные виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая и водородная.

Ковалентная связь – это связь, образованная за счет общих электронных пар. Применяется два механизма образования ковалентной связи – обменный и донорно-акцепторный. Обменный механизм рассматривает образование общей электронной пары из неспаренных электронов двух атомов. По донорно-акцепторному механизму общая электронная пара образуется за счет неподеленной электронной пары (НЭП) одного атома – донора, и вакантной атомной орбитали другого атома – акцептора.

Ковалентная связь характеризуется свойствами: полярность, кратность, поляризуемость, насыщенность, направленность.

Полярность связи – это асимметрия в распределении электронной плотности.

Кратность связи (порядок связи) – это число общих электронных пар, образующих данную связь.

Поляризуемость – это свойство ковалентной связи становится полярной под действием внешнего электрического поля.

Насыщаемость. Это свойство характеризует способность атома элемента образовывать определенное количество связей.

Направленность. Так как атомные орбитали, образующие химическую связь, определенным образом направлены в пространстве, то химическая связь также обладает направленностью. Гибридизация – процесс выравнивания атомных орбиталей по форме и по энергии.

Ионная связь возникает между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности, между типичными металлами и типичными неметаллами. В отличие от ковалентной связи, ионная связь обладает ненаправленностью и ненасыщенностью.

Водородная связь возникает между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и сильно электроотрицательным элементом (F, O, N) другой молекулы.

Межмолекулярные взаимодействия осуществляются благодаря действию между молекулами сил Ван-дер-Ваальса. Различают ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие в зависимости от особенностей молекул.

Лекция 6. Химическая термодинамика

План:

1. Основные понятия химической термодинамики.
2. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловые эффекты реакций. Закон Гесса и следствия из него.
3. Энтропия.
4. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса.

Цель: изучить основные понятия и законы химической термодинамики, ее применение для регулирования протекания химических процессов.

Задачи:

Дать определение химической термодинамики, рассмотреть ее задачи и основные понятия: система, процесс, равновесие.

Изучить процессы превращения энергии в химических реакциях, взаимосвязь работы и теплоты.

Дать понятие теплового эффекта реакции, рассмотреть классификацию реакций по тепловому эффекту. Энтальпия как тепловой эффект процесса, протекающего при постоянном давлении.

Изучить закон Гесса, следствие из него, их применение для термохимических расчетов.

Дать понятие энтропии процесса. Рассмотреть роль энтропии в протекании самопроизвольного процесса.

Дать понятие энергии Гиббса, как критерия самопроизвольного протекания процесса. Показать взаимосвязи энтальпийного и энтропийного факторов в уравнении Гиббса и его использование для определения возможности протекания процессов и нахождения равновесной температуры.

Ключевые вопросы:

Химическая термодинамика изучает: переход энергии из одной формы в другую; энергетические эффекты, сопровождающие физические и химические процессы; возможность и направление самопроизвольного протекания процессов. Объектом изучения термодинамики является термодинамическая система. Совокупность всех физических и химических свойств системы называется состоянием системы. Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами. Всякое изменение параметров состояния системы называется процессом.

Количество теплоты, поглощаемой или выделяемой при протекании химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называются термохимическими. В основе термохимических расчетов лежит закон, сформулированный русским химиком Г.И. Гессом (1840 г.): тепловой эффект процесса зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути процесса. Следствие: Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов

реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов: $\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{прод.}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{исх.})$. Под теплотой образования, ΔH_f° , понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых веществ. Понижение энергии системы называют энтальпийным фактором. Количественно выражается через тепловой эффект ΔH .

Количественной мерой беспорядка является энтропия, S . Возрастание энтропии в системе называется энтропийным фактором. Этот фактор проявляется тем выше, чем выше температура. Количественно энтропийный фактор можно оценить произведением $T\Delta S$.

Суммарный эффект двух противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянном давлении и температуре, отражает изменение энергии Гиббса, G – изобарно-изотермический потенциал: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

Лекция 7. Химическая кинетика

План:

1. Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
2. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.
3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации.
4. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Типы и механизм катализа.
5. Химическое равновесие. Факторы, смещающие химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

Цель: изучить основные понятия и законы химической кинетики и ее использование для регулирования химических процессов.

Задачи:

Дать понятие химической кинетики и скорости химической реакции.

Рассмотреть влияние различных факторов (природа реагирующих веществ, поверхность раздела фаз, концентрация реагирующих веществ, температура, катализатор) на скорость химической реакции.

Сформулировать закон действующих масс и правило Вант-Гоффа.

Дать понятие об энергии активации, рассмотреть энергетический профиль химической реакции.

Изучить теорию химического катализа, дать понятие о гомогенном и гетерогенном катализе, механизме катализа.

Дать понятие об обратимых и необратимых реакциях, химическом равновесии, константе химического равновесия.

Рассмотреть факторы, оказывающие влияние на смещение химического равновесия, дать формулировку принципа Ле Шателье.

Ключевые вопросы:

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее, называется химической кинетикой. Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации веществ, давления, температуры, поверхности раздела фаз, катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется законом действующих масс (Гульдберг, Вааге, 1867 г.): *скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степень их стехиометрических коэффициентов.*

Скорость реакции зависит от температуры. Эта зависимость определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа (1884 г.): *повышение температуры на каждые 10 градусов увеличивает скорость реакции в 2-4 раза.*

Энергия активации – это минимальная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы все частицы вступили в химическую реакцию.

Катализатором называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся химически неизменным в ее результате.

Состояние, когда обе реакции обратимого процесса – прямая и обратная – протекают с одинаковыми скоростями, называется химическим равновесием. Константа химического равновесия обратимого процесса равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам перед формулами соответствующих веществ в уравнении химической реакции.

Смещение равновесия определяется принципом Ле Шателье: *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы оказанное воздействие уменьшилось.*

Лекция 8. Общие свойства растворов

План:

1. Вода как растворитель, физические и химические свойства воды.
2. Дисперсные системы и их классификация.
3. Характеристика растворов, их классификация, механизм процесса растворения.
4. Растворимость твердых веществ и газов в воде.
5. Способы выражения состава растворов.
6. Свойства растворов неэлектролитов.

Цель: изучить свойства воды, растворов, закономерности процесса растворения, способы выражения состава растворов.

Задачи:

Рассмотреть свойства воды как растворителя, изучить влияние водородных связей на проявление аномальных физических свойств воды.

Дать общую характеристику дисперсных систем и их классификацию.

Дать понятие о растворах, как представителях дисперсных систем, их классификации по количеству растворенного вещества, характеру равновесия между раствором и растворенным веществом.

Рассмотреть механизм процесса растворения, дать понятие растворимости, коэффициента растворимости, кривых растворимости.

Изучить закономерности растворения твердых веществ в воде и газов в воде. Сформулировать закон Генри.

Рассмотреть основные способы выражения концентраций растворов: процентная, молярная, эквивалентная, моляльная.

Изучить свойства растворов неэлектролитов: понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором (I закон Рауля); понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения (II закон Рауля); осмотическое давление (закон Вант-Гоффа). Дать понятие криоскопической и эбуллиоскопической констант.

Ключевые вопросы:

Растворы – это однородные гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. По количеству растворенного вещества растворы можно разделить на разбавленные и концентрированные. По характеру устанавливающегося в растворе равновесия растворы бывают ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные.

Коэффициент растворимости – масса безводного вещества, способной раствориться при данной температуре в 100 г растворителя. Зависимость растворимости газов от давления определяется законом Генри: масса газа, растворяющаяся в данном объеме жидкости при определенной температуре, прямо пропорциональна его давлению.

Для количественного выражения состава раствора применяют различные виды концентраций: массовая доля вещества в растворе или процентная концентрация; молярная концентрация; эквивалентная, моляльная концентрация.

Свойства растворов неэлектролитов:

1. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества.

2. Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора, и тем сильнее, чем выше концентрация раствора.

3. Осмотическое давление разбавленных растворов не зависит от природы компонентов, и возрастает пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре.

Лекция 9. Теория электролитической диссоциации

План:

1. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация, основные положения теории.

2. Диссоциация веществ с различным типом химической связи.

3. Кислоты, основания, соли с позиций ТЭД.

4. Количественные характеристики процесса диссоциации: степень и константа диссоциации.

5. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

6. Диссоциация малорастворимых электролитов. Произведение растворимости.

7. Реакции в растворах электролитов. Правило Бертолле.

Цель: Сформировать представление о электролитах и неэлектролитах, количественных характеристиках процесса диссоциации.

Задачи:

Рассмотреть основные положения теории электролитической диссоциации, механизм диссоциации.

Дать характеристику кислотам, основаниям и солям как электролитам.

Дать понятие степени диссоциации, константы диссоциации.

Рассмотреть процесс диссоциации воды, использование водородного показателя для характеристики среды раствора.

Изучить диссоциацию малорастворимых электролитов, дать понятие произведения растворимости.

Сформулировать правило Бертолле. Рассмотреть типы ионных реакций.

Ключевые вопросы:

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, были названы электролитами. А вещества, не обладающие в растворе или расплаве электрической проводимостью, – неэлектролитами. Процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя называется электролитической диссоциацией.

Степень диссоциации α – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других катионов, кроме катионов водорода. Основания – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других анионов, кроме гидроксид-ионов. Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от гидроксид-ионов.

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов величина постоянная и называется ионным произведением воды. Водородный показатель, рН равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

Произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита при данной температуре есть величина постоянная, называемая произведением растворимости $\text{PP} = [\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-]$.

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменения зарядов ионов, называются ионообменными реакциями. Протекание таких реакций определяется правилом Бертолле – реакции обмена в растворах электролитов идут практически необратимо и до конца, когда в качестве продуктов реакции образуется либо малорастворимые вещества (осадки и газы), либо малодиссоциирующие соединения (слабые электролиты или комплексные ионы).

Лекция 9. Гидролиз солей

План:

1. Понятие гидролиза солей. Классификация солей по их отношению к воде.
2. Изменение среды раствора в результате гидролиза солей.
3. Влияние внешних факторов на смещение равновесия гидролиза.

Цель: Изучить явление гидролиза солей и смещение равновесия диссоциации воды в ходе гидролиза.

Задачи:

Дать понятие гидролиза, гидролиза солей и классификацию солей по отношению к воде. Рассмотреть примеры гидролиза солей по катиону, по аниону, по катиону и аниону. Изучить факторы, влияющие на степень гидролиза и смещение равновесия гидролиза.

Ключевые вопросы:

Реакции обменного разложения с участием воды называются гидролизом. Условием протекания гидролиза солей является образование слабого электролита.

В зависимости от силы кислоты и основания, образующиеся соли можно разделить на 4 типа.

1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием: Na_2SO_4 , KNO_3 , CaCl_2 и др. Эти соли гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты. Смещения равновесия диссоциации воды не происходит, среда раствора остается нейтральной, $\text{pH} = 7$.

2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием: Na_2CO_3 , K_2SO_3 , CH_3COONa и др. Такие соли гидролизуются по аниону. Гидролиз многозарядных анионов происходит ступенчато. Количество ступеней гидролиза определяется величиной заряда. В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы, поэтому среда раствора становится щелочной, $\text{pH} > 7$.

3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием: CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, NH_4Cl и др. Такие соли гидролизуются по катиону. В результате гидролиза накапливаются катионы водорода, поэтому среда раствора становится кислой, $\text{pH} < 7$.

4. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием: $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ и др. Такие соли гидролизуются и по катиону и по аниону. Большинство солей данного типа полностью разлагаются водой. В зависимости от константы диссоциации образующихся слабой кислоты и слабого основания среда раствора может быть слабокислой или слабощелочной.

Степень гидролиза – это отношение числа гидролизованных молекул к общему числу молекул вещества в растворе, $h = [\text{N}(\text{гидр.})/\text{N}(\text{общ.})] \cdot 100\%$.

Так как процесс гидролиза является обратимым процессом, равновесие гидролиза можно смещать действием внешних факторов. В соответствии с принципом Ле Шателье гидролиз усиливается при разбавлении раствора (увеличении концентрации воды). Степень гидролиза возрастает при нагревании. Процесс гидролиза может быть усилен или ослаблен в присутствии других электролитов.

Лекция 10. Дисперсные системы

План:

1. Понятие о коллоидных системах, их состав и классификация.
2. Способы получения коллоидных систем.
3. Строение коллоидной частицы.
4. Устойчивость коллоидных систем.
5. Свойства коллоидных систем.

Цель: Сформировать понятие о коллоидных системах, методах их получения, строении, устойчивости, свойствах.

Задачи:

Дать понятие коллоидных растворов, их месте среди дисперсных систем.

Изучить методы получения коллоидных систем.

Рассмотреть строение коллоидной частицы и мицеллы.

Дать понятие о факторах устойчивости коллоидных частиц и процессах, приводящих к нарушению устойчивости.

Рассмотреть оптические, электрические свойства коллоидных растворов.

Ключевые вопросы:

Дисперсными называются системы, состоящие из частиц дисперсной фазы равномерно распределенных между частицами дисперсионной среды. Коллоидные растворы имеют размер частиц 10^{-7} – 10^{-5} м.

Коллоидные растворы могут быть получены двумя методами:

- диспергационными – раздроблением крупных частиц на более мелкие;

- конденсационными – путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

Существует два вида процессов, приводящих к разрушению коллоидных систем. В процессах первого рода частицы дисперсной фазы могут выделяться путем оседания или всплывания. Это процессы седиментации. В процессах второго рода происходит укрупнение частиц в результате их слияния и слипания. Это процессы коагуляции.

Поэтому существует понятие о кинетической и агрегативной устойчивости коллоидных систем, т.е. устойчивости в отношении процессов седиментации и коагуляции.

Лекция 11. Окислительно-восстановительные реакции

План:

1. Реакции окисления-восстановления. Степень окисления, окисление, восстановление, окислители и восстановители.

2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.

3. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионных уравнений.

4. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

Цель: изучить явление окисления-восстановления, сформировать основные понятия, научиться расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

Задачи:

Дать определение ОВР, степени окисления, научиться рассчитывать степени окисления элементов.

Сформировать представление об электронном механизме процессов окисления и восстановления.

Дать понятие об основных окислителях и восстановителях.

Рассмотреть классификацию ОВР.

Изучить электронно-ионный метод расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР.

Ключевые вопросы:

Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов. Степень окисления – это условный заряд атома в соединении, вычисленный из предположения, что все связи в соединении являются ионными.

Окисление – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления элемента повышается. Вещества, которые окисляются, являются восстановителями.

Восстановление – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления элемента понижается. Вещества, которые восстанавливаются, являются окислителями.

Окислителями могут быть нейтральные атомы любых элементов, атомы элементов в высшей положительной степени окисления, атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления.

Восстановителями могут быть нейтральные атомы всех элементов, кроме фтора, атомы неметаллов в отрицательной степени окисления, атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления.

Можно выделить три типа окислительно-восстановительных реакций:

1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель находятся в молекулах различных веществ.

2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав одной и той же частицы.

3. Реакции самоокисления-самовосстановления или реакции диспропорционирования. Окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента. Степень окисления одной части атомов понижается за счет повышения степени окисления другой части атомов.

Существует два способа составления уравнений и расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод электронно-ионных уравнений.

Лекция 12-13. Электрохимические процессы. Коррозия

План:

1. Электроды, строение, возникновение двойного электрического слоя.

2. Электродный потенциал, водородный электрод сравнения, стандартный электродный потенциал, уравнение Нернста.

3. Ряд напряжений металлов, изменение окислительно-восстановительных свойств в ряду напряжений.

4. Получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент.

5. Электролиз как электрохимический процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза.

6. Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты от коррозии.

Цель: сформировать представление об электрохимических процессах: гальванический элемент, коррозия, электролиз, как окислительно-восстановительных процессах. Изучить основные закономерности их протекания и применение.

Задачи:

Сформировать понятие электрода, электродного потенциала, стандартного электродного потенциала.

Рассмотреть зависимость свойств металлов в зависимости от их положения в ряду напряжений металлов и значения электродного потенциала.

Научиться записывать схемы гальванических элементов, электродные процессы, рассчитывать ЭДС.

Изучить процесс электролиза в расплавах и растворах, ряды разряжаемости катионов на катоде и анионов на аноде. Изучить законы Фарадея для электролиза.

Дать понятие о коррозии металлов, ее типах, методах защиты.

Ключевые вопросы:

Система, состоящая из металлической пластинки, погруженной в раствор электролита, называется электродом. Разность потенциалов, возникающая на границе металл-раствор, называется электродным потенциалом. Электродный потенциал зависит от свойств металла, концентрации его ионов в растворе, температуры. Эта зависимость выражается уравнением Нернста. Стандартный электродный потенциал – это потенциал, который возникает на границе металл-раствор при концентрации ионов металла в растворе 1 моль/л.

Ряд стандартных электродных потенциалов металлов называют также рядом напряжений металлов. Убывающее значение отрицательного потенциала и возрастающее значение положительного потенциала отвечает уменьшению восстановительной и росту окислительной активности металла.

Если пространственно разделить процессы окисления и восстановления, то можно получить электрический ток. В этом случае окислительно-восстановительная реакция осуществляется на

электродах, а химическая энергия превращается в электрическую. Такая система называется гальваническим элементом. Анод при этом заряжается отрицательно, а катод – положительно. Э.Д.С. гальванического элемента определяется как разность электродных потенциалов катода и анода:

Коррозия – самопроизвольно протекающий необратимый процесс разрушения металлов вследствие их взаимодействия с окружающей средой. Различают химическую и электрохимическую коррозию. Химическая коррозия протекает в отсутствие электролитов при высоких температурах. Электрохимическая коррозия возникает при соприкосновении различных металлов в присутствии электролита вследствие образования местных гальванических элементов. Методы защиты от коррозии: Нанесение металлических защитных покрытий, полимеров, красок, лаков, оксидирование, катодная и анодная защита, протекторная защита.

Электролиз – разложение химического соединения под действием электрического тока, сопровождающееся разрядом ионов. Из расплавов электролизом получают металлы, которые нельзя восстановить из водных растворов. При электролизе водных растворов в электродных процессах может принимать участие вода.

Законы Фарадея:

1) Масса вещества, выделяющегося на электродах, прямо пропорциональна количеству прошедшего через раствор электричества;

2) При электролизе различных химических соединений равные количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные молярным массам их эквивалентов.

Лекция 14. Координационные соединения

План:

1. Понятие о координационных соединениях.
2. Строение и номенклатура координационных соединений.
3. Диссоциация координационных соединений. Константа нестойкости.

Цель: дать понятие о координационных соединениях, как соединениях высшего порядка, их строении, номенклатуре, методах получения.

Задачи:

Рассмотреть понятие координационных соединений, сравнить их с простыми и сложными веществами.

Рассмотреть способы получения комплексных соединений.

Изучить строение комплексных соединений.

Дать понятие о классификации координационных соединений.

Изучить правила современной номенклатуры комплексных соединений.

Изучить процесс диссоциации комплексных соединений. Дать понятие константы нестойкости.

Ключевые вопросы:

Соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные ионы, способные к самостоятельному существованию в растворах, называют комплексными или координационными.

В комплексных соединениях можно выделить центральный ион – комплексообразователь и ионы или нейтральные молекулы, координирующие вокруг комплексообразователя – лиганды. Комплексообразователь – атом или ион, который является акцептором электронных пар, предоставляя свободные атомные орбитали. Лиганды – молекулы или ионы, которые являются донорами электронных пар и непосредственно связаны с комплексообразователем. Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю координационную сферу комплекса.

Названия комплексных соединений образуются по правилам номенклатуры IUPAC с учетом особенностей номенклатуры, принятой в русском языке.

Комплексные соединения в водных растворах могут диссоциировать на комплексный и внешнесферный ионы. Вторичная диссоциация – это распад внутренней сферы комплекса на

комплексообразователь и лиганды. Величина константы диссоциации характеризует устойчивость комплексного иона в растворе, ее называют константой нестойкости.

Лекция 15. Общие свойства металлов. Металлы главных подгрупп

План:

1. Общие свойства и методы получения металлов, их положение в периодической системе.
2. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение щелочных металлов.
3. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение щелочноземельных металлов.
4. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение алюминия.

Цель: изучить общие свойства металлов, их положение в периодической системе, методы получения и свойства; изучить закономерности проявления химических свойств у металлов главных подгрупп периодической системы.

Задачи:

Рассмотреть положение металлов в периодической системе.

Дать понятие об электронном строении атомов металлов, металлической связи, характерных степенях окисления, закономерностях проявления кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Сформировать представления о методах получения, свойствах и применении важнейших представителей металлов главных подгрупп: щелочных и щелочноземельных металлах, бериллии, магнии, алюминии.

Ключевые вопросы:

Подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы.

Все металлы в обычных условиях являются твердыми веществами, кроме ртути, и обладают характерными свойствами: металлический блеск, электропроводность, теплопроводность, пластичность. Свойства металлов обусловлены металлическим типом химической связи. Основные физические свойства металлов: твердость, температура плавления, плотность.

Атомы металлов могут отдавать электроны внешнего электронного слоя, образуя положительно заряженные ионы. В отличие от неметаллов, атомы металлов не присоединяют электроны и не образуют отрицательно заряженных ионов. Т.е. металлы являются электроположительными и восстановителями. Мерой активности металлов является величина их электродного потенциала.

Металлы способны взаимодействовать с простыми веществами – неметаллами с образованием соответствующих бинарных соединений. Взаимодействие с водой характерно для щелочных и щелочноземельных металлов. Металлы, образующие малорастворимые гидроксиды, могут взаимодействовать с водой только при нагревании.

Многие металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с кислотами. При взаимодействии металлов с кислородсодержащими кислотами-окислителями окисление металла происходит не за счет катионов водорода кислоты, а за счет анионов кислотных остатков. С такими окислителями взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений как до водорода, так и после водорода. Растворы щелочей за счет присутствия ионов OH^- способствуют образованию анионных комплексов. Поэтому реакции протекают тем легче, чем устойчивее образующиеся комплексные анионы.

Подавляющее большинство металлов получают путем химической обработки их соединений, входящих в состав руд. Различают пирометаллургический, гидрометаллургический, электротермический методы.

Лекция 16-17. Металлы побочных подгрупп

План:

1. Общая характеристика металлов побочных подгрупп, склонность к комплексообразованию.
2. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение меди и цинка.
3. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение хрома и марганца.
4. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение железа.

Цель: изучить положение d-металлов в периодической системе, закономерности проявления химических свойств у металлов побочных подгрупп периодической системы.

Задачи:

Рассмотреть положение d-металлов в периодической системе.

Дать понятие об электронном строении атомов d-металлов, характере химической связи, характерных степенях окисления, закономерностях проявления кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Рассмотреть отличия свойств металлов побочных и главных подгрупп.

Сформировать представления о методах получения, свойствах и применении важнейших представителей металлов побочных подгрупп: меди, цинке, железе, хrome, марганце.

Ключевые вопросы:

Переходные элементы расположены в побочных подгруппах больших периодов периодической системы, являются d-элементами. В отличие от элементов главных подгрупп, у которых заполняются внешние электронные оболочки, у переходных элементов заполняются внутренние d-оболочки. Из 109 элементов периодической системы 37 относятся к переходным элементам.

Все переходные элементы металлы. Физические свойства их разнообразны. Как правило они отличаются высокой электрической проводимостью, уникальными магнитными свойствами. Химия переходных элементов отличается от химии элементов главных подгрупп, что связано с проявлением всех степеней окисления и образованием координационных соединений.

У элементов побочных подгрупп лишь небольшая часть валентных электронов делокализована по всему кристаллу. Остальные электроны участвуют в образовании направленных ковалентных связей. Поэтому в кристаллическом состоянии эти элементы обладают не чисто металлической, а ковалентно-металлической связью.

Эти элементы часто образуют соединения переменного состава, а также интерметаллические соединения.

Для d-элементов характерен большой набор валентных состояний и широкое изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Лекция 17-18. Неметаллы

План:

1. Общие свойства неметаллов, их положение в периодической системе.
2. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение водорода.
3. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение галогенов.
4. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение кислорода и серы.
5. Получение, физические и химические свойства, распространение в природе, применение азота и фосфора.

Цель: изучить общие свойства неметаллов, их положение в периодической системе, методы получения и свойства.

Задачи:

Рассмотреть положение неметаллов в периодической системе.

Дать понятие об электронном строении атомов неметаллов, характерных степенях окисления, закономерностях проявления кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств.

Сформировать представления о методах получения, свойствах и применении важнейших представителей неметаллов: водороде, галогенах, кислороде, сере, азоте, фосфоре.

Ключевые вопросы:

В периодической системе химических элементов неметаллы расположены в правой верхней части. По сравнению с металлами атомы неметаллов характеризуются высокими энергиями ионизации и высоким сродством к электрону. Поэтому они легко присоединяют электроны, проявляя окислительные свойства.

Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электрический ток. Некоторые из них при обычных условиях газообразны. Неметаллы образуют простые вещества молекулярного и немолекулярного строения, отличающиеся своими физическими свойствами. Один и тот же элемент может образовывать несколько типов простых веществ, называемых аллотропными модификациями.

В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства и характеризуются как положительными, так и отрицательными степенями окисления. Фтор всегда является окислителем и в соединениях проявляет только отрицательную степень окисления.

Характер изменения восстановительной и окислительной активности простых веществ в группах и периодах определяется изменением электроотрицательности элементов. В группах сверху вниз с увеличением заряда ядра окислительные свойства ослабевают, а восстановительные нарастают. В периодах слева направо ослабевают восстановительные и усиливаются окислительные свойства.

Взаимодействуя с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью. С водородом неметаллы образуют летучие соединения. Большинство неметаллов не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Растворение неметаллов в растворах щелочей происходит либо вследствие окисления водой с выделением водорода либо за счет самоокисления – самовосстановления. С разбавленными кислотами неметаллы не взаимодействуют, но способны реагировать с кислотами-окислителями.

Семестр 2. Модуль 3. Идентификация веществ

Лекция 1-2. Общая характеристика и классификация методов анализа

План:

1. Предмет, задачи виды анализа.
2. Аналитический сигнал.
3. Методы анализа, их классификация.
4. Требования, предъявляемые к анализу, аналитическим реакциям и реагентам.
5. Пробоотбор и пробоподготовка.
6. Ошибки в количественном анализе.

Цель: сформировать понятие о химическом анализе, его видах, характеристиках, методах, этапах проведения.

Задачи:

Показать значение химического анализа в развитии промышленности, науки, охране окружающей среды.

Рассмотреть классификацию методов химического анализа и требования, предъявляемые к ним.

Изучить основные характеристики анализа: предел определения, чувствительность, избирательность, достоверность, воспроизводимость и др.

Дать понятие о способах отбора и подготовки аналитической пробы.

Ключевые вопросы:

Установление качественного и количественного состава вещества является задачей химического анализа, который, в зависимости от поставленных целей и используемых методов, делится на качественный и количественный анализ.

Анализ веществ проводят с помощью химических, физических и физико-химических методов. При обнаружении какого-либо компонента фиксируют появление аналитического сигнала – образование осадка, изменение окраски, появление линии в спектре и т.д.

Аналитическая проба – это отобранная для анализа часть объекта исследования. Для получения аналитической пробы осуществляют комплекс операций, предусмотренных методиками анализа. Пробоотбор – начальная, наиболее трудоемкая, сложная и ответственная стадия, включающая отбор точечных проб из партии материала и их смешивание для получения объединенной пробы. Пробоподготовка – заключительная часть опробования, в ходе которой объединенную пробу дробят до определенного максимального размера кусков, перемешивают для повышения однородности и подвергают сокращению, отбрасывая определенную часть материала.

Анализ пробы – это комплекс операций с пробой и продуктами ее превращений, заканчивающийся получением n результатов C_1, C_2, \dots, C_n параллельных определений компонента (обычно $n = 3$) и их усреднением для получения результата анализа $C_{ан}$.

Важными характеристиками реакций и методов анализа являются предел обнаружения, чувствительность и избирательность.

Предел обнаружения – минимальная концентрация или минимальное количество вещества, которое можно обнаружить данным методом с допустимой погрешностью. Чувствительность – изменение сигнала при изменении концентрации или количества вещества. Избирательность – способность обнаружить в данных условиях только одно вещество или небольшое количество веществ.

Независимо от используемых методов к анализу предъявляют следующие требования:

1. Правильность результатов анализа – получение результатов, близких к достоверным.
2. Воспроизводимость анализа – получение одинаковых или близких результатов при повторных определениях.
3. Экспрессность – быстрота выполнения анализа.
4. Реактив не должен вступать во взаимодействие с другими присутствующими в смеси веществами. Посторонние вещества не должны искажать результатов анализа.
5. Чувствительность – реактивы должны обнаруживать малые количества определяемой составной части.

Вещества, используемые для проведения аналитических реакций, называют аналитическим реагентами.

Все ошибки в анализе делят на три вида: грубые ошибки или промахи, систематические ошибки и случайные ошибки.

Промахи – это грубые ошибки, вызванные нарушением условий эксперимента или небрежностью в работе. Систематические ошибки одинаковы по знаку и обусловлены постоянно действующими факторами, которые можно учесть или исключить. Случайные ошибки – это непредсказуемые по величине и знаку отклонения результатов измерений от среднего результата. Ошибка может быть выражена абсолютным и относительным значением.

Определение погрешностей основано на использовании аппарата теории вероятности и математической статистики.

Лекция 2. Качественный анализ

План:

1. Аналитические признаки веществ и аналитические реакции
2. Условия проведения аналитических химических реакций
3. Чувствительность аналитических реакций, реагенты обнаружения
4. Систематический и дробный качественный анализ
5. Аналитическая классификация катионов
6. Аналитическая классификация анионов

7. Схема анализа по идентификации неизвестного вещества

Цель: сформировать представление о качественном анализе, условиях и технике его проведения.

Задачи:

Дать понятие о качественном анализе, аналитических реакциях, условиях их проведения.

Рассмотреть чувствительность аналитических реакций, реагенты обнаружения.

Дать понятие о систематическом и детальном качественном анализе.

Изучить аналитические классификации катионов и анионов.

Ключевые вопросы:

Качественный химический анализ – это определение химических элементов, ионов, атомов, атомных групп, молекул в анализируемом веществе. При проведении качественного и количественного анализов используют аналитические признаки веществ и аналитические реакции.

Аналитическая реакция – это превращение анализируемого вещества при действии аналитического реагента с образованием продуктов с заметными аналитическими признаками.

Аналитические признаки – свойства анализируемого вещества или продуктов его превращения, которые позволяют судить о наличии в нём тех или иных компонентов.

Условия проведения аналитических химических реакций включают: концентрацию реагирующих веществ, значение рН раствора, температуру, способ проведения реакции, прием наблюдения аналитического эффекта, учет влияния посторонних веществ.

В ходе реакций для обнаружения элементов или ионов используют вещества, которые называются реагентами обнаружения. Качественный анализ растворов неорганических веществ сводится к обнаружению катионов и анионов. Для этого используют общие и частные реакции. Общие реакции дают сходный внешний эффект со многими ионами, а частные – с 2-5 ионами.

Реагенты подразделяются на специфические, селективные и групповые.

Специфические реагенты дают характерную реакцию только с одним ионом и позволяют обнаружить его в смеси многих других ионов.

Селективные реагенты позволяют обнаруживать несколько веществ или ионов.

Групповые реагенты обнаруживают ионы определенной аналитической группы.

Качественный химический анализ включает детальный и систематический анализ.

Если состав анализируемого раствора несложен, то его после маскировки анализируют детальным способом. Детальный анализ – обнаружение иона или вещества в анализируемой пробе с помощью специфического реагента в присутствии всех компонентов пробы.

Систематический анализ – это система последовательных операций по разделению ионов на группы, отделению мешающих ионов внутри группы и обнаружению каждого иона с помощью характерных реакций.

В связи с применением различных групповых реагентов сформировались различные аналитические классификации катионов по группам: сероводородный (сульфидный), аммиачно-фосфатный, кислотнo-основной и др.

Стройной классификации анионов на группы не существует. Во внимание принимают растворимость солей бария и серебра анионов; окислительно-восстановительные свойства анионов. При аналитической классификации анионов, основанной на окислительно-восстановительных свойствах, анионы делят на три группы: анионы-окислители, анионы-восстановители и индифферентные анионы.

Лекция 3. Количественный анализ. Гравиметрический анализ

План:

1. Сущность гравиметрического анализа.

2. Классификация осадков.

3. Механизм образования осадка.

4. Операции гравиметрического анализа.

Цель: сформировать представление о гравиметрическом анализе, условиях его проведения, применении.

Задачи:

Дать понятие о гравиметрическом анализе, его достоинствах и недостатках.

Рассмотреть образование осаждаемой и гравиметрической формах осадка.

Дать понятие о кристаллических и аморфных осадках.

Изучить современные представления теории осаждения, условиях осаждения, требования к осадкам и осадителям.

Ключевые вопросы:

В гравиметрическом анализе используют прямое измерение массы вещества при помощи взвешивания. Определяемую составную часть выделяют либо в чистом виде, либо в виде соединения. Основным измерительным прибором являются аналитические весы. Гравиметрический анализ основан на законе сохранения массы вещества, законе постоянства состава и законе эквивалентов.

Гравиметрический метод обеспечивает высокую точность, не требует сложной аппаратуры и доступен для любой химической лаборатории, но определения требуют больших затрат времени.

Гравиметрические определения делят на три вида:

1. Определяемую составную часть выделяют и взвешивают.
2. Определяемую составную часть удаляют, а остаток взвешивают.
3. Определяемую составную часть превращают в химическое соединение – гравиметрическую форму – и взвешивают.

В ходе гравиметрического анализа определяемое вещество переводят в малорастворимое соединение (используется метод осаждения). Осадок выделяют, высушивают, прокаливают и взвешивают. В ходе определения можно выделить две формы вещества: осаждаемую и гравиметрическую. Соединение, в виде которого определяемый компонент осаждается из раствора, называется осаждаемой формой. Соединение, в виде которого происходит взвешивание, называется гравиметрической формой.

Гравиметрические методы, связанные с получением осадков, включают следующие операции: отбор средней пробы; расчет навески; взятие навески; растворение навески; осаждение; фильтрование и промывание осадка; высушивание, озоление и прокаливание осадка; расчет результатов анализа.

Лекция 3. Титриметрические методы анализа

План:

1. Сущность титриметрического анализа. Основные понятия
2. Кислотно-основное титрование.
3. Комплексонометрическое титрование.
4. Окислительно-восстановительное титрование.
5. Индикаторы.

Цель: сформировать представление о титриметрическом анализе, его видах, условиях проведения, применении.

Задачи:

Дать понятие о титриметрическом анализе, его достоинствах и недостатках.

Сформировать представление о стандартных растворах, способах их приготовления, стандартизации.

Сформировать представление о точке эквивалентности, способах ее фиксирования.

Дать понятие о кривых титрования.

Рассмотреть современную теорию индикаторов, виды индикаторов, условия выбора индикатора.

Ключевые вопросы:

Титрование – это процесс приливания раствора с известной концентрацией к раствору с неизвестной концентрацией для установления точно эквивалентного количества. Для проведения титриметрических определений необходимы растворы с точно известной концентрацией, которые называют стандартными или титрованными. Приготовить стандартный раствор можно тремя

способами: по точной навеске; по приближенной навеске с последующей стандартизацией раствора по первичному стандарту; из фиксанала.

В зависимости от типа используемых химических реакций различают следующие методы титриметрического анализа:

- методы кислотно-основного титрования, основанные на реакции нейтрализации;
- методы окисления-восстановления, основанные на взаимодействии между окислителем и восстановителем;
- методы комплексообразования, основанные на образовании малодиссоциирующих комплексных ионов или молекул;
- методы осаждения, основанные на образовании малорастворимых соединений;

Важнейшим моментом в титриметрическом анализе является установление точки эквивалентности. В этой точке концентрации реагирующих веществ эквивалентны. Для установления точки эквивалентности используют разные способы индикации: самоиндикация; специальные индикаторы; физико-химические способы. Выбор индикатора для данного определения осуществляется на основании кривых титрования.

Методы комплексонометрии основаны на реакциях комплексообразования с участием комплексонов. Для фиксирования точки эквивалентности в качестве индикаторов используют металлохромные индикаторы.

Лекция 4. Хроматографические методы анализа

План:

1. Разделение методом экстракции. Основные понятия.
2. Количественные характеристики экстракции. Коэффициент распределения.
3. Хроматография, классификация хроматографических методов.
4. Характеристика хроматографических методов.

Цель: сформировать представление о методах экстракции и хроматографии, условиях проведения, применении.

Задачи:

Дать понятие о методе экстракции, основных понятиях: экстракция, экстрагент, экстракт, рафинат, разбавитель.

Рассмотреть количественные характеристики процесса экстракции, закон распределения, коэффициент распределения.

Дать понятие о хроматографических методах исследования, их классификации.

Изучить характеристику и условия проведения различных хроматографических определений.

Ключевые вопросы:

Экстракция – это процесс разделения и концентрирования веществ, основанный на распределении между двумя несмешивающимися фазами, водной и органической. Органическое вещество, ответственное за образование экстрагируемого соединения, называется экстрагентом. Для улучшения физических и экстракционных свойств экстрагента добавляют разбавитель – инертный органический растворитель. Органическая фаза, содержащая экстрагируемое соединение, и отделенная от водной фазы, называется экстрактом. Процесс экстракции основан на законе распределения и характеризуется коэффициентом распределения. Коэффициент распределения, D – это отношение общей концентрации вещества в органической фазе к его общей концентрации в водной фазе. Чем больше коэффициент распределения отличается от единицы, тем эффективнее экстракция.

Преимуществами экстракции являются универсальность, простота и экспрессность. Для проведения экстракции используют делительные воронки.

Хроматография – это метод разделения и анализа смесей веществ, основанный на различном распределении их между двумя несмешивающимися фазами – подвижной и неподвижной. В качестве неподвижной фазы используют твердый сорбент или пленку жидкости, нанесенную на носитель. Подвижной фазой может быть газ или жидкость. Хроматографические методы классифицируют по различным признакам.

1. По агрегатному состоянию: газовая, жидкостная, газо-жидкостная.
2. По механизму разделения: комплексообразовательная, адсорбционно-распределительная, осадочная, окислительно-восстановительная, ионообменная.

3. По форме проведения: колоночная, капиллярная, плоскостная (бумажная, тонкослойная).

Для проведения бумажной хроматографии используют хроматографическую бумагу – это фильтровальная бумага особой плотности и чистоты. Неподвижной фазой чаще всего является вода. Подвижная жидкость поднимается по бумаге за счет капиллярных сил и одновременно происходит миграция компонентов исследуемой смеси. Наиболее полного разделения веществ достигают, если их R_f (величина, которая равна отношению расстояния, пройденного веществом, к расстоянию, пройденному растворителем) значительно различаются.

Ионный обмен заключается в том, что некоторые вещества, ионообменники (иониты), при погружении в раствор электролита поглощают из него катионы или анионы, выделяя в раствор эквивалентное количество других ионов с зарядом того же знака. Катионообменники обмениваются с раствором катионами, а анионообменники – анионами. В качестве неподвижной фазы используют неорганические и органические ионообменные материалы, в качестве подвижной фазы – водные растворы.

Лекция 5. Спектроскопические методы анализа

План:

1. Общая характеристика спектральных методов анализа и их классификация.
2. Фотометрические методы анализа.
3. Закон Бугера-Ламберта-Бера, границы его применения.
4. Фотоэлектроколориметрия. Построение градуировочного графика.

Цель: сформировать представление о спектральных методах исследования, их классификации, областях применения.

Задачи:

Рассмотреть классификацию спектральных методов анализа.

Дать понятие о спектрах испускания и поглощения.

Изучить принципы аналитической оптической спектроскопии.

Изучить основы фотометрического анализа.

Рассмотреть количественные характеристики фотометрии, закон Бугера-Ламберта-Бера, границы его применения.

Дать понятие оптической плотности раствора, молярного коэффициента поглощения.

Рассмотреть принципы построения градуировочного графика и его использование для определения концентрации вещества.

Ключевые вопросы:

Спектральные методы анализа основаны на взаимодействии электромагнитного излучения с веществом. Это взаимодействие сопровождается явлениями, из которых наиболее важны испускание, поглощение и рассеяние излучения. Совокупность всех фотонов одной и той же частоты составляет спектральную линию. Совокупность всех спектральных линий, принадлежащих данной частице, составляет ее спектр. Если спектр обусловлен энергетическим переходом из состояния с меньшей энергией в состояние с большей энергией, то спектр называется спектром поглощения (абсорбционным), а при переходе из состояния с большей энергией в состояние с меньшей энергией – спектром испускания. Спектры, испускаемые термически возбужденными частицами, называются эмиссионными. Спектры испускания нетермически возбужденных частиц (квантами света, электронами) называются спектрами люминесценции. Последние разделяют на спектры флуоресценции и фосфоресценции.

Методы анализа, основанные на изменениях энергетического состояния атомов веществ, входят в группу атомно-спектроскопических методов, различающихся по способу получения и регистрации сигнала.

1. Оптические методы основаны на использовании энергетических переходов внешних (валентных) электронов. К ним относят атомно-эмиссионную, атомно-флуоресцентную и атомно-абсорбционную спектроскопию.

2. Рентгеновские методы основаны на энергетических переходах внутренних электронов атомов. В зависимости от способа получения и регистрации сигнала различают рентгеноэмиссионную, рентгеноабсорбционную и рентгенофлуоресцентную спектроскопию.

3. Ядерные методы основаны на возбуждении ядер атомов.

Для аналитических целей наибольшее значение имеют спектроскопические методы, использующие оптический диапазон шкалы электромагнитных волн. Регистрация сигналов в ультрафиолетовой ($\lambda = 100 - 400$ нм) и видимой ($\lambda = 400-750$ нм) части спектра осуществляется фотометрическими методами.

Фотометрический анализ основан на переведении определяемого компонента в окрашенное соединение и измерении оптической плотности, или светопоглощения, полученного раствора. Интенсивность окраски раствора находится в прямой зависимости от концентрации растворенного вещества и от толщины оптического слоя. Эта зависимость выражается основным законом колориметрии – законом Бугера-Ламберта-Бера: растворы одного и того же вещества при одинаковой концентрации этого вещества и толщине слоя раствора поглощают равное количество световой энергии.

Зависимость величины оптической плотности от концентрации раствора и толщины оптического слоя определяется математическим выражением закона Бугера-Ламберта-Бера: $A = \lg I_0/I = \epsilon c l$, где ϵ – молярный коэффициент поглощения, c – молярная концентрация вещества, l – толщина слоя раствора. Молярный коэффициент поглощения равен оптической плотности раствора с концентрацией 1 моль/л и толщиной оптического слоя 1 см.

Закон Бугера-Ламберта-Бера справедлив только для разбавленных растворов. На результат определения влияют температура, концентрация вещества, присутствие посторонних электролитов, среда раствора.

1. Общая характеристика рефрактометрии, ее применение.

2. Показатель преломления, его зависимость от внешних факторов.

3. Молекулярная рефракция. Уравнение Лоренца-Лорентца.

Цель: сформировать представление о рефрактометрическом методе исследования, его характеристиках, областях применения.

Задачи:

Дать понятие рефракции, рефрактометрии, показателя преломления.

Рассмотреть зависимость показателя преломления от состава системы, концентрации, температуры, плотности, длины волны.

Изучить принципы рефрактометрических определений.

Ключевые вопросы:

Исследование преломления света при прохождении луча через границу раздела прозрачных однородных сред – называется рефрактометрией. Луч света, проходя из одной прозрачной среды в другую, падая наклонно к поверхности раздела фаз, меняет свое направление, т.е. преломляется. Свет обладает наибольшей скоростью в вакууме. При прохождении света через какую-либо среду, его скорость уменьшается вследствие взаимодействия с частицами вещества. Среда является оптически более плотной, если скорость распространения в ней меньше. При переходе луча из среды менее оптически плотной в среду более оптически плотную угол падения луча больше угла преломления.

Отношение синуса угла падения к синусу угла преломления называется показателем преломления: $n = \sin \alpha / \sin \beta$. Если свет переходит в данную среду из вакуума, то показатель преломления называется абсолютным (N). Абсолютным показателем преломления для данного вещества называется отношение скоростей света в вакууме и в данной среде. Относительный показатель преломления для двух сред $n_{\text{отн.}} = n_2/n_1$, где n_1 – показатель преломления первой среды по отношению к воздуху; n_2 – показатель преломления второй среды по отношению к воздуху. Это

соотношение позволяет вычислить относительные показатели преломления для различных комбинаций сред.

Показатель преломления n является характерной величиной для каждого индивидуального вещества и зависит от длины волны падающего света, температуры, давления и концентрации раствора.

Зависимость показателя преломления от длины волны падающего света называется дифракционной дисперсией. Мерой дисперсии считают разность показателей преломления при двух длинах волн. Цветные лучи, входящие в состав белого света, неодинаково преломляются призмой. Наименьшее отклонение от первоначального направления имеют красные лучи, наибольшее – фиолетовые. Следовательно, с увеличением длины волны показатель преломления уменьшается. Табличные значения показателя преломления приведены для желтой линии в спектре натрия $\lambda = 589$ нм (линия D).

Показатель преломления также связан с плотностью вещества, причем изменяются они симбатно, т.е. с ростом плотности происходит увеличение показателя преломления. Эта зависимость находит применение при испытаниях и контроле чистоты нефти и продуктов из нее – масел, бензина и др., испытаниях глицерина, жиров, воска и многих органических растворителей, ряда твердых прозрачных веществ, например органического стекла и других веществ.

Определением показателя преломления жидких и твердых тел проводится с помощью специальных приборов – рефрактометров, в устройстве которых предусмотрена мерная шкала, находящаяся в поле зрения окуляра, по которой определяют показатель преломления n . Определение концентрации вещества с помощью рефрактометра основано на построении градуировочного графика по серии стандартных растворов.

Лекция 6. Электрохимические методы анализа

План:

1. Общая характеристика электрохимических методов анализа, их классификация, применение.

2. Кондуктометрия.

3. Потенциометрия.

4. Электрогравиметрия.

Цель: сформировать представление о электрохимических методах исследования, их характеристиках, областях применения.

Задачи:

Дать понятие об электрохимических методах и их классификации: кондуктометрия, потенциометрия, кулонометрия, полярография, электрогравиметрия.

Рассмотреть сущность метода кондуктометрии, дать понятие об электропроводности, удельной электропроводности, сопротивлении раствора, удельном сопротивлении.

Изучить принципы кондуктометрических определений, рассмотреть определение точки эквивалентности в кондуктометрическом титровании.

Рассмотреть сущность метода потенциометрии, дать понятие о типах электродов.

Изучить принципы потенциометрических определений, рассмотреть определение точки эквивалентности в потенциометрическом титровании.

Рассмотреть сущность метода электрогравиметрии, химических процессах при электролизе.

Рассмотреть факторы, влияющие на свойства осадков, условия осаждения осадков, электролитическое разделение металлов.

Ключевые вопросы:

В основе электрохимических методов анализа лежат процессы, протекающие на электродах или в межэлектродном пространстве. При выполнении анализа используют либо функциональную зависимость тока, потенциала, электрической проводимости (сопротивления) от концентрации анализируемого раствора, либо измеряют эти параметры с целью установления конечной точки титрования определяемого вещества подходящим титрантом.

Известно много различных электрохимических методов: потенциометрия (частный случай рН-метрии); вольтамперометрия (полярография); кулонометрия; кондуктометрия; электрогравиметрия.

Кондуктометрический метод анализа основан на изучении зависимости между электрической проводимостью раствора и концентрацией ионов в этом растворе. Электрическая проводимость – электропроводность раствора электролита – является результатом диссоциации растворённого вещества и миграции ионов под действием внешнего источника напряжения. Растворы электролитов, являясь проводниками второго рода, подчиняются закону Ома. Чтобы измерить сопротивление раствора, в него погружают электроды. По аналогии с проводниками первого рода сопротивление раствора прямо пропорционально расстоянию между электродами d и обратно пропорционально площади их поверхности S .

Удельное сопротивление равно сопротивлению 1см^3 раствора. Величину, обратную удельному сопротивлению, называют удельной электрической проводимостью – κ . Удельная электропроводность раствора – это электропроводность 1см^3 раствора, находящегося между электродами площадью 1см^2 , расстояние между которыми равно 1см .

Электропроводность раствора (или его сопротивление) измеряют в электрохимической ячейке, представляющей собой стеклянный сосуд, с смонтированными электродами. Константа ячейки или постоянная ячейки определяется площадью электродов и расстоянием между ними.

Метод кондуктометрии может быть реализован в варианте прямой кондуктометрии или кондуктометрического титрования.

Потенциометрические методы основаны на измерении электродвижущих сил. В основе потенциометрических измерений лежит зависимость равновесного потенциала электрода от активности определяемого иона. Потенциал электрода связан с активной концентрацией веществ, участвующих в электродном процессе, уравнением Нернста.

В потенциометрическом методе измеряют разность потенциалов между индикаторным электродом и электродом сравнения, имеющим постоянный потенциал. Потенциометрические методы анализа подразделяются на прямую потенциометрию и потенциометрическое титрование. При потенциометрическом титровании точку эквивалентности определяют по резкому изменению (скачку) потенциала вблизи точки эквивалентности. Частным случаем потенциометрии является рН-метрия.

Электрогравиметрический анализ основан на разделении металлов из водных растворов электролизом. Массу выделившегося на электроде металла определяют взвешиванием. Электроанализ используется для точного определения некоторых металлов.

На характер процессов, протекающих при электролизе, влияют природа электролита, его концентрация, природа электродов, рН среды, плотность тока. При пропускании тока через раствор протекают процессы, вызывающие изменение потенциалов электродов и препятствующие электролизу. Такое явление называют поляризацией. Поляризация может быть химическая, концентрационная, электрохимическая. В электрогравиметрическом анализе электрод, на котором происходит осаждение металла должен иметь возможно большую поверхность и возможно меньшую массу. Чаще всего применяют платиновые сетчатые электроды. Анодом служит платиновая проволока в виде спирали.

Лекция 7. Термические методы анализа

План:

1. Общие сведения и представления о термическом анализе.
2. Материалы для термического анализа.
3. Термогравиметрический анализ.
4. Термический анализ и дифференциально-термический анализ.

Цель: сформировать представление о термическом анализе, условиях его проведения, применении.

Задачи:

Дать понятие о термических методах анализа, их достоинствах и недостатках.

Рассмотреть сущность и виды термического анализа.

Ключевые вопросы:

Термические методы анализа основаны на взаимодействии вещества с тепловой энергией. Изменения агрегатного состояния и состава вещества обычно сопровождается поглощением или выделением теплоты в окружающее пространство. Измеряя эти тепловые эффекты, можно получить важную информацию о термических свойствах веществ. Наибольшее применение в анализе находят термические эффекты, которые являются причиной или следствием химических реакций. Реже используют методы, основанные на выделении или поглощении теплоты в результате физических процессов. При помощи метода термического анализа изучают зависимость температуры плавления, растворимости, теплоемкости и других свойств от состава системы. ТМА успешно используются для анализа металлургических материалов, минералов, силикатов, полимеров, фазового анализа почв, определения влаги в пробах.

Методы термического анализа в зависимости от регистрируемого параметра можно классифицировать:

- термогравиметрия (изменение массы при изменении температуры);
- термический и дифференциально-термический анализ (тепловые эффекты химических или физических процессов);
- термометрическое титрование (изменение температуры);
- энтальпиметрия (выделяемая или поглощаемая теплота);
- дилатометрия (изменение температуры);
- катарометрия (изменение температуры).

Результаты ТМА обычно представляются в виде термограмм, которые представляют собой кривые с пиками поглощения экзотермических или эндотермических эффектов или ступенчатые кривые, которые дают информацию о выделении или поглощении тепловой энергии, а также о потере массы в результате испарения, разложения, окисления, деструкции в интервалах определенных температур.

Термогравиметрия – заключается в измерении потери массы исследуемого образца при изменении температуры. Кривые зависимости потери массы вещества (Δm) от температуры называют термогравиграммami.

Часто изменение массы выражено не очень четко, тогда целесообразней построить дифференциальную кривую (ДТГ) в координатах $\Delta m/\Delta T = f(T)$. Термогравиграмма позволяет следить за ходом превращения вещества в процессе нагревания. По потере массы можно судить о содержании определенного компонента, а также можно установить интервал температурной устойчивости разных форм вещества, в том числе гравиметрической формы. Интервал потери массы зависит от внешних факторов: скорости нагревания, массы осадка, скорости химической реакции при температуре, наличия посторонних веществ.

Термический и дифференциально-термический анализ заключаются в измерении температуры или разности температур в зависимости от количества подводимой или отводимой теплоты.

В настоящее время аппаратура ДТА и ТГА соединена в один прибор – дериватограф. Особенность прибора заключается в том, что эти два анализа проводят одновременно с одной и той же навеской исследуемого вещества, при одних и тех же условиях проведения опыта. При этом одновременно записываются температура образца (кривая Т), разность температур образца и эталона (кривая ДТА), потеря массы (кривая ТГ), скорость потери массы (кривая ДТГ).

В основе метода термического анализа лежит исследование скорости изменения температуры системы по мере ее охлаждения или нагревания. Если при охлаждении в системе не происходит никаких изменений, сопровождающихся поглощением или выделением теплоты, то при этом ее температура плавно изменяется в соответствии с уравнением:

$$\Delta t_{\text{вещ}}/\Delta \tau = K \cdot (t_{\text{вещ}} - t_{\text{среды}}),$$

где $\Delta t_{\text{вещ}}/\Delta \tau$ – средняя скорость охлаждения вещества; $t_{\text{вещ}}$ – средняя температура вещества за промежуток времени; K – коэффициент, зависящий от свойств вещества, его теплоемкости, от теплопроводности среды и стенок сосуда; $t_{\text{среды}}$ – средняя температура среды.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ЛАБОРАТОРНЫМ И ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

Практические занятия – форма учебного процесса, построенная на практической работе по отработке ранее полученных знаний, формировании умений и навыков. Практические занятия включают в себя решение задач, выполнение тестовых заданий. Практические занятия способствуют углубленному изучению теоретических и практических вопросов, они дополняют лекции. Для подготовки к практическому занятию обучающимся заранее выдается тема, задания и вопросы. Пользуясь рекомендованной литературой, требуется подготовить конспекты по рассматриваемым вопросам, подготовиться к публичному выступлению и защите своей точки зрения, при этом приветствуется использование презентации.

Выполнение лабораторного практикума по химии является одной из форм аудиторной работы обучающихся и способствует углублению, систематизации и закреплению теоретического материала.

Перед проведением каждой лабораторной работы обучающийся должен:

- проработать теоретический материал по соответствующей теме,
- ознакомиться с порядком выполнения лабораторной работы,
- прорешать примеры тестовых заданий,
- ответить на вопросы для самоконтроля.

Допуском к выполнению экспериментальной части работы является успешное текущее тестирование или собеседование с преподавателем. Обучающиеся, не владеющие теоретическим материалом, к выполнению лабораторной работы не допускаются.

Проведение лабораторной работы выполняется обучающимися самостоятельно в составе рабочей микрогруппы из 2-3 человек под контролем лаборанта или преподавателя. При выполнении экспериментальной части обучающиеся руководствуются методическими указаниями к конкретной работе. Тематика, оборудование, посуда и реактивы, описание хода лабораторных работ представлены в учебно-методических пособиях.

Результаты лабораторной работы оформляются в отдельной тетради в виде отчета, который должен содержать:

- название и цель работы,
- названия и краткое описание химических опытов,
- уравнения химических реакций,
- наблюдения и выводы.

Защита отчета по лабораторным работам проводится в отведенное время. Обучающиеся, пропустившие лабораторное занятие, обязаны его отработать во внеаудиторное время. Обучающиеся, не защитившие лабораторные работы, и, соответственно, не выполнившие учебный план, к сдаче экзамена/зачета не допускаются.

Семестр 1. Модуль 1. Общая и неорганическая химия. Модуль 2. Химия элементов Занятие 1. Классы неорганических соединений (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Как классифицируются химические вещества? Какие вещества называются простыми и сложными?
2. Как классифицируются простые вещества? Чем они отличаются друг от друга?
3. На какие классы делятся сложные вещества?
4. Какие вещества называются оксидами? Как они классифицируются? Характеристика основных, кислотных и амфотерных оксидов по химическим свойствам. Номенклатура оксидов.
5. Какие вещества называются гидроксидами? Как они классифицируются? Характеристика химических свойств оснований. Номенклатура оснований.
6. Какие вещества называются кислотами? Как они классифицируются? Характеристика химических свойств кислот. Номенклатура кислот.

7. Какие вещества называются солями? Как они классифицируются? Характеристика химических свойств солей. Номенклатура солей.

Занятие 2. Стехиометрические законы химии. Закон эквивалентов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Основные законы химии: закон сохранения массы, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон Авогадро.
2. Закон эквивалентов. Формулировка закона.
3. Молярная масса эквивалента. Молярный объем эквивалента.
4. Фактор эквивалентности простого вещества и сложных веществ.
5. Решение задач на закон эквивалентов.

Занятие 3. Строение атома (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Экспериментальное обоснование представлений об атоме, как о сложной системе. Открытие радиоактивности, открытие электрона. Модель атома Томсона.
2. Модель атома Резерфорда, ее достоинства и недостатки.
3. Теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения.
4. Теория Бора. Достоинства и недостатки модели Бора.
5. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Квантово-механическое описание строения атома. Волновое уравнение Шредингера. Атомная орбиталь.
7. Квантовые числа, их физический смысл.
8. Правила заполнения электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского.

Занятие 4. Химическая связь (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Понятие химической связи. Типы химической связи. Общие свойства химической связи (длина связи, энергия связи).
2. Ковалентная связь. Квантово-механическое описание ковалентной связи.
3. Основные положения метода ВС. Механизмы образования ковалентной связи.
4. Свойства ковалентной связи (полярность, поляризуемость, кратность, насыщенность, направленность).
5. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул.
6. Ионная связь. Механизм образования. Свойства ионной связи.
7. Водородная связь, образование, свойства. Влияние водородной связи на свойства веществ.
8. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Занятие 5. Скорость химических реакций и химическое равновесие (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Экспериментальное подтверждение закона действующих масс. Построение графика зависимости скорости химической реакции от концентрации вещества.
2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Экспериментальное подтверждение правила Вант-Гоффа и определение температурного коэффициента скорости реакции. Построение графика зависимости скорости химической реакции от температуры.
3. Зависимость скорости гетерогенной химической реакции от площади поверхности реагирующих веществ.
4. Смещение химического равновесия при изменении температуры и концентрации веществ в обратимом процессе. Экспериментальное обоснование принципа Ле Шателье.

Занятие 6. Химическая термодинамика и термохимические расчеты (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что изучает термодинамика?
2. Определения основных понятий в термодинамике: система, фаза, процесс, параметры состояния, функции параметров состояния, теплота, работа.
3. Что такое внутренняя энергия системы? Можно ли определить ее абсолютное значение?
4. Что такое энтальпия реакции; стандартная энтальпия; стандартная энтальпия образования?
5. Какие условия в термодинамике считаются стандартными?
6. Закон Гесса и следствия из него.
7. Что такое энтропия? Примеры процессов, сопровождающихся увеличением и уменьшением энтропии системы.
8. Какая термодинамическая величина характеризует возможность и направление протекания самопроизвольного процесса?
9. Уравнение Гиббса. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении возможности протекания процесса.

Занятие 7. Способы выражения концентраций растворов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое растворы? Каков механизм процесса растворения?
2. Что такое растворимость, коэффициент растворимости?
3. По каким признакам классифицируются растворы твердых веществ?
4. От чего зависит растворимость газов в жидкости? Закон Генри.
5. Способы выражения концентраций, применяемые для выражения состава раствора?
6. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов: давление пара над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление.

Занятие 8. Приготовление растворов заданной концентрации (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Какие существуют способы выражения концентраций растворов?
2. Как можно определить концентрацию раствора по его плотности?
3. Каково устройство и особенности использования ареометра?
4. В чем особенности приготовления растворов процентной концентрации?
5. В чем особенности приготовления растворов молярной и эквивалентной концентраций?
6. Каково назначения теххимических и аналитических весов?
7. Способы взвешивания на теххимических и аналитических весах.
8. Какие существуют виды мерной посуды?
9. Каковы особенности приготовления растворов из твердых безводных веществ, кристаллогидратов, концентрированных растворов?

Занятие 9. Теория электролитической диссоциации (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации.
2. Определения кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
3. Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
4. По какому признаку электролиты делятся на сильные, средние, слабые? Примеры таких электролитов.
5. Что характеризует константа диссоциации? От каких факторов она зависит?
6. Что такое ионное произведение воды?
7. Что такое водородный показатель? По какой формуле он определяется? Какие значения имеет водородный показатель в кислой, нейтральной и щелочной среде?

8. Что характеризует произведение растворимости? Для каких электролитов применима эта величина?

9. Что такое ионообменные реакции? При каких условиях реакции в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца?

Занятие 10. Гидролиз солей (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что называют гидролизом солей? Каковы причины протекания гидролиза?
2. На какие типы делятся соли по их отношению к воде? Приведите примеры.
3. Как изменяется среда раствора в результате гидролиза?
4. В каком случае гидролиз солей протекает ступенчато? Чем определяется количество ступеней процесса гидролиза?
5. Что характеризует степень гидролиза? Какие факторы влияют на степень гидролиза и почему?
6. Почему совместный гидролиз солей является необратимым? Какие соли усиливают гидролиз друг друга? Приведите примеры.

Занятие 11. Получение и свойства коллоидных систем (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Определение коллоидных растворов. Чем они отличаются от истинных растворов и взвесей?
2. Строение коллоидных частиц, ДЭС.
3. Методы получения коллоидных систем.
4. Факторы устойчивости коллоидных систем.
5. Нарушение устойчивости коллоидных систем. Седиментация, коагуляция. Действия коагулирующих факторов.
6. Экспериментальные приемы получения коллоидных систем с разным знаком заряда коллоидных частиц методами конденсации.

Занятие 12. Окислительно-восстановительные реакции (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Что такое степень окисления?
3. Какие процессы называются окислением и восстановлением?
4. Какие вещества называются окислителями и восстановителями?
5. Назовите наиболее важные окислители и восстановители.
6. Как изменяется степень окисления при окислении и восстановлении?
7. Как классифицируются окислительно-восстановительные реакции? Приведите примеры.
8. Какова роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций?

Занятие 13. Электрохимические расчеты (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что называется электродом? Приведите примеры.
2. Что такое электродный потенциал? От чего он зависит? По какой формуле можно рассчитать значение электродного потенциала?
3. Что такое стандартный электродный потенциал? Как он определяется?
4. Что представляет собой ряд напряжений металлов?
5. Как определить направление протекания окислительно-восстановительного процесса?
6. Что такое гальванический элемент?
7. Какой электрод в гальваническом элементе является катодом; анодом?
8. Какие процессы протекают на катоде и аноде в гальваническом элементе?
9. Где находят применение гальванические элементы?

10. Что такое коррозия? Виды коррозии.
11. Что такое химическая коррозия? Какие виды химической коррозии?
12. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
13. Как протекает электрохимическая коррозия при нарушении анодного и катодного покрытия?
14. Какие методы применяют для защиты от коррозии?

Занятие 14. Координационные соединения (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Какие молекулы и ионы могут являться лигандами в комплексных соединениях?
3. Что такое комплексообразователь?
4. Как определить степень окисления комплексообразователя?
5. Как определяется заряд комплексного иона?
6. Дайте определение координационного числа?
7. Как классифицируют комплексные соединения?
8. Какие существуют особенности номенклатуры комплексных соединений?
9. Химическая связь в комплексных соединениях.
10. Что определяет константа нестойкости комплексного соединения?

Занятие 15. Общие свойства металлов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Каково положение металлов в периодической системе химических элементов?
2. Каковы особенности электронного строения металлов, металлической химической связи?
3. Дайте характеристику металлическим свойствам.
4. Охарактеризуйте основные физические свойства металлов.
5. Назовите основные методы выделения металлов из руд.

Занятие 16. Общие свойства неметаллов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Положение неметаллов в периодической системе химических элементов.
2. Особенности электронного строения неметаллов.
3. Что такое аллотропные модификации? От чего зависит способность к их образованию?
4. Физические и химические свойства неметаллов.

Занятие 17. Общие свойства *d*-элементов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика *d*-элементов и их соединений
2. Окислительно-восстановительные свойства *d*-элементов
3. Кислотно-основные свойства *d*-элементов
4. Свойства соединений *d*-элементов
5. Различия свойств *d*-элементов разных периодов

Занятие 18. Общие свойства *p*-элементов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика *p*-элементов и их соединений
2. Свойства атомов *p*-элементов
3. Устойчивость высших степеней окисления *p*-элементов
4. Окислительно-восстановительные свойства *p*-элементов
5. Кислотно-основные свойства *p*-элементов
6. Различия свойств *p*-элементов разных периодов
7. Свойства соединений *p*-элементов

Семестр 2. Модуль 3. Идентификация веществ

Занятие 1. Общая характеристика и классификация методов анализа (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое химический анализ, каковы его задачи и классификация?
2. Какие методы применяют в анализе веществ и чем они характеризуются?
3. Основные требования, предъявляемые к аналитическим методам, реакциям и реагентам.
4. Что такое предел обнаружения, чувствительность и избирательность?
5. Как классифицируются ошибки в химическом анализе и каковы пути их преодоления?

Занятие 2. Качественный анализ (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Аналитические признаки веществ и аналитические реакции
2. Условия проведения аналитических реакций
3. Характеристика чувствительности аналитических реакций
4. Классификация аналитических реакций
5. Систематический и дробный качественный анализ
6. Аналитическая классификация катионов
7. Аналитическая классификация анионов
8. Схема анализа по идентификации неизвестного вещества
9. Техника эксперимента в качественном анализе

Занятие 3. Гравиметрический анализ (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность гравиметрического анализа?
2. Что такое осаждаемая и гравиметрическая формы?
3. Какие операции используют в гравиметрическом анализе?
4. Какие существуют способы взятия навески?
5. В чем сущность теории осаждения?
6. На какие виды классифицируются осадки и каковы особенности их получения?
7. Как производится выбор осадителя?
8. Какие виды фильтров используют для фильтрования различных осадков?
9. Как проверить полноту осаждения, промывания?
10. Какие процессы протекают при озолении и прокаливании осадка?
11. Что такое соосаждение, окклюзия?
12. Что такое декантация?
13. Каковы достоинства и недостатки гравиметрического метода анализа?

Занятие 4, 5-6 Титриметрический анализ. Определение содержания карбоната натрия кислотным методом титрования (6 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность титриметрического анализа?
2. На какие виды классифицируется титриметрический метод анализа?
3. Какие требования предъявляют к реакциям в титриметрическом анализе?
4. Что такое титрование, титрант, титр?
5. Что такое стандартные растворы? Какими способами их можно приготовить?
6. Что такое точка эквивалентности?
7. Какие методы используют для фиксирования точки эквивалентности?
8. Что такое кривые титрования и для чего они используются?
9. Как подготовить бюретку для титрования?
10. Каковы достоинства и недостатки титриметрического метода?

Занятие 7. Титриметрический анализ. Определение жесткости воды комплексонометрическим методом (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность комплексонометрического титрования?
2. Что такое комплексоны?
3. Какие комплексоны применяют в комплексонометрии?
4. Какие индикаторы применяют в комплексонометрии?
5. Что такое жесткость воды? Чем она определяется?
6. Как классифицируется вода по степени жесткости?
7. Какие виды жесткости воды различают?
8. В каких единицах измеряется жесткость воды?
9. Как нормируется величина жесткости воды для питьевого назначения?

Занятие 8. Хроматографический анализ (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Классификация хроматографических методов
2. Теоретические основы хроматографии
3. Главные узлы газохроматографического оборудования
4. Газовая хроматография
5. Теоретические основы жидкостной хроматографии
6. Высокоэффективная жидкостная хроматография
7. Тонкослойная хроматография
8. Бумажная хроматография

Занятие 9. Хроматографический анализ: ионообменная хроматография (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое ионообменная хроматография?
2. Что такое ионообменники, как они классифицируются?
3. Катиониты, аниониты
4. В чем сущность и методика проведения колоночной ионообменной хроматографии?

Занятие 10. Спектроскопические методы анализа (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Спектроскопические методы анализа
2. Классификация атомно-спектроскопических методов анализа, их сущность
3. Атомно-абсорбционная спектроскопия
4. Сущность фотометрии пламени
5. Молекулярно-спектроскопические методы анализа
6. Спектрофотометрия

Занятие 11. Фотоэлектроколориметрия. Определение содержания железа в водопроводной воде (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность фотометрических методов анализа?
2. В какой области спектра проводятся измерения в спектрофотометрии (фотоэлектроколориметрии)?
3. Как формулируется закон Бугера-Ламберта-Бэра?
4. Какие существуют отклонения от закона Бугера-Ламберта-Бэра?
5. Каков физический смысл молярного коэффициента поглощения?
6. Чем определяется выбор оптического прибора и длины кюветы для измерения оптической плотности раствора?

7. Для чего используются светофильтры в фотоэлектроколориметрии? Как осуществляется выбор светофильтра?
8. Какова зависимость оптической плотности и пропускания от концентрации вещества?
9. Как строится градуировочный график?
10. Как определить концентрацию вещества по градуировочному графику?

Занятие 12. Рефрактометрия. Определение показателя преломления (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое рефракция, рефрактометрия?
2. Дайте определение коэффициента преломления.
3. Чем отличаются абсолютный и относительный показатели преломления?
4. Какова зависимость показателя преломления от концентрации и плотности вещества, температуры, длины волны света?

Занятие 13. Электрохимические методы анализа. Потенциометрия (рН-метрия). Определение степени гидролиза солей (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность потенциометрического метода анализа?
2. Что такое измерительный электрод и электрод сравнения и каково их устройство?
3. В чем заключается подготовка рН-метра к работе?
4. Какие растворы называются буферными?
5. Что такое водородный и гидроксильный показатели? Как они связаны с концентрацией катионов водорода и гидроксид-ионов?

Занятие 14. Электрохимические методы анализа. Кондуктометрия (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность кондуктометрического метода анализа?
2. Для чего предназначены кондуктометры?
3. От каких факторов: а) температура; б) концентрация иона; в) природа иона; г) скорость перемешивания раствора зависит подвижность иона в растворе?
4. Что такое электропроводность раствора?
5. Что такое удельная электропроводность раствора?
6. Какая зависимость положена в основу кондуктометрического титрования?
7. Для чего определяется константа электрохимической ячейки в кондуктометрии?
8. Каковы достоинства кондуктометрического титрования?

Занятие 15. Термические методы анализа (системы нафталин-фенол) (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Какие процессы могут происходить в твердых телах при их нагревании?
2. От каких факторов зависит скорость охлаждения?
3. Чем отличаются кривые охлаждения смесей от кривых охлаждения чистых веществ и чем вызваны эти отличия?
4. Какими особенностями обладают эвтектики?
5. Что можно определить по диаграмме плавкости системы?
6. Приведите примеры экзо- и эндотермических фазовых переходов.
7. Какую информацию можно получить с помощью кривых потери массы и скорости потери массы?

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Самостоятельная работа – неотъемлемая часть учебного процесса, специфическое средство организации и управления деятельностью студентов. Она представляет вид активной учебной деятельности студента в дополнении к аудиторным лекционным, практическим и лабораторным занятиям и направлена на качественное решение задач самообучения, самовоспитания и саморазвития.

Задачами самостоятельной работы обучающихся являются:

- умение осуществлять планирование познавательной деятельности;
- рационально организовывать свое рабочее время;
- развитие устойчивой мотивации к поиску и освоению новой информации;
- упорядочение, систематизация и углубление имеющихся знаний;
- умение осмысленно работать с учебной и научной литературой;
- формирование профессиональных навыков и умений;
- способность непрерывного повышения своей квалификации.

Самостоятельная работа обучающихся выполняется без непосредственного участия преподавателя, но по его заданию и в специально отведенное для этого время студентом учебного материала; умение использовать теоретические знания при выполнении практических задач; обоснованность и четкость изложения ответа; оформление материала в соответствии с требованиями.

Методические рекомендации по составлению конспекта лекций

Лекция – форма учебного процесса, основанная на передаче преподавателем новых знаний, изложении учебного материала для его целостного усвоения обучающимися в логической взаимосвязи.

В процессе прослушивания лекций студентам рекомендуется оформлять опорные конспекты, которые позволяют представить большой объем информации в краткой структурированной форме. Эффективное слушание лекции – важное условие правильного составления конспекта. Даже самая хорошая память не в состоянии удержать огромный объем информации, сообщаемый лектором. Лекцию необходимо уметь записывать:

- конспект – запись материала лекции, сделанная обучающимся самостоятельно;
- работа над составлением конспекта – важный прием обучения;
- конспект помогает восстановить в памяти все содержание лекции;
- составление конспекта дисциплинирует студента.

Для отражения наиболее важных положений лекции целесообразно использовать следующие приемы:

- для конспектирования лекционного материала выделите отдельную тетрадь;
- записи в тетради ведите разборчиво и аккуратно;
- записывайте план лекции, выделяйте заголовки, давайте определения базовым понятиям, формулировкам правил и законов;
- разбивайте информацию на логические блоки;
- оставляйте свободное место между различными смысловыми единицами;
- выделяйте главные положения, ключевые слова, опорные пункты в тексте абзацами, отступами;
- материал располагайте в логической последовательности, используйте общепринятые и собственные сокращения, а также символы;
- подчеркивайте цветной ручкой или маркером понятия, правила, выводы, чтобы привлечь внимание к главным идеям при повторном чтении;
- приводите в порядок свои конспекты сразу после лекции; пока информация свежа в памяти, можно поправить недочеты и уточнить детали;
- конспект лекции по содержанию должен быть достаточно полным, удобным для последующей работы и экономным по технике выполнения;

- немаловажно научиться продуктивно работать со своими записями; опорные конспекты пригодятся не только при подготовке к практическим или лабораторным занятиям, но и к экзаменам.

Качественный конспект – один из способов, ведущих к успешной учебе.

Методические рекомендации по подготовке к проверочной работе

Проверочная работа – письменная работа небольшого объема (тест, терминологический диктант), предполагающая проверку знаний заданного к изучению материала. Тест представляет собой стандартизированное задание, по результатам которого судят об уровне освоения учебного материала студентами. Тестирование выполняет диагностическую, обучающую, контролирующую функции. Тестовые задания можно применять в качестве допуска или защиты лабораторных работ.

Основная цель таких работ – контроль за полнотой и прочностью теоретических и практических знаний по химии за определенный период обучения; контроль за самостоятельной работой студентов, за умением работы обучающихся с учебной литературой; выявление пробелов в знаниях обучающихся и пути их устранения.

Для успешной подготовки к проверочной работе обучающимся рекомендуется просмотреть свои лекционные конспекты, изучить рекомендуемую литературу, прорешать примеры проверочных и тестовых заданий, позволяющих закрепить теоретический и практический материал. К проверочной работе следует готовиться заранее, а не накануне ее проведения.

Проверочная работа выполняется в аудиторное время по конкретной теме дисциплины, записи ведутся разборчиво. Получив вариант от преподавателя, внимательно просмотрите все задания, работайте, пользуясь принципом от простого к сложному. Начинайте выполнение тех примеров, которые вызывают меньше всего трудностей, оставив сложные задачи напоследок. Задания выполняйте по порядку. В ходе выполнения обучающимся запрещено пользоваться лекционными конспектами, учебниками, шпаргалками. Решение заданий оформляется по правилам оформления типовых задач по химии, приводится полный ход решения, все соединения называются, указываются условия протекания реакций. При выполнении работы на неудовлетворительную оценку, обучающемуся выдается другой вариант, работа выполняется во внеаудиторное время.

Методические рекомендации по подготовке к индивидуальному домашнему заданию

Индивидуальное домашнее задание является формой обучения и контроля знаний, умений, навыков. Каждый обучающийся обязан выполнить домашние задания, предусмотренные программой учебной дисциплины. Выбор номера варианта осуществляется согласно порядкового номера его фамилии в журнале академической группы. К выполнению домашней работы следует приступить только тогда, когда будет усвоена определенная часть теоретического курса, выполнены лабораторные работы по указанной теме.

При оформлении домашнего задания необходимо придерживаться следующих правил:

- работа выполняется в отдельной тонкой тетради аккуратно, разборчивым почерком, грамотно, без сокращений;
- на титульном листе указывается название дисциплины, фамилия, имя, студента, название факультета, курса, группы, номер варианта;
- к каждому заданию необходимо списать условие;
- выполнения всех заданий должны сопровождаться пояснениями;
- ответы должны быть достаточно полными, четкими; необходимо приводить весь ход решения, называть все соединения, указывать условия протекания процессов;
- при выполнении работы следует использовать рекомендованные учебные пособия;
- работы с низким уровнем грамотности и небрежным оформлением возвращаются для повторного написания;
- каждая последующая домашняя работа выдается обучающемуся только после выполнения предыдущей.

Получив проверенную домашнюю работу, следует исправить все ошибки и недочеты. При неудовлетворительной оценке работа должна быть исправлена с учетом высказанных замечаний и представлена к повторной проверке в указанные сроки. К сдаче экзамена/зачета допускаются обучающиеся, которые выполнили все домашние задания. В случае невыполнения одной или более домашних работ на экзамене перед получением билета обучающийся выполняет дополнительно задания из домашних работ и сдает экзамен только при их правильном выполнении и наличии времени. В противном случае ставится оценка «неудовлетворительно».

Темы индивидуальных домашних заданий:

1. Строение атома
2. Химическая термодинамика и кинетика
3. Растворы. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз
4. Окислительно-восстановительные реакции
5. Электрохимические процессы

Методические рекомендации по самостоятельному изучению теоретических тем (составление конспекта)

Конспектирование – это связанное, сжатое и последовательное письменное изложение содержания прочитанного. В учебном процессе чаще используется конспектирование первоисточников.

Составление конспекта не является самоцелью, а выступает более эффективным средством его изучения. Согласно этому, при чтении монографии, статьи или других источников, обучающийся должен затрачивать много времени на продумывание прочитанного и меньшую часть времени на записывание прочитанного. Как уже указывалось выше, дословно записывать прочитанное не стоит. Его необходимо переработать для себя, разобраться в материале, а когда он понят, подробно его записать – составить конспект.

При работе с источником важно выделять из прочитанного главные мысли и кратко фиксировать основное их содержание, основные положения и выводы.

При работе над конспектом можно на полях отмечать свое отношение к конспектируемому материалу (согласие, несогласие, наиболее важная позиция, спорная позиция), свои суждения, оценки.

Тезисы позволяют аргументировать свои мысли по изучаемой теме, и представляет собой положение, кратко излагающее одну из основных мыслей, позиций автора в статье, разделе, теме. В основе тезисов лежит план, каждый вопрос которого развернут студентом с помощью двух-трех фраз, отражающих главную мысль определенной, логически завершенной части прочитанного. Умение выделить главное в тезисе изучаемого материала указывает на качество конспекта.

Методические рекомендации по подготовке к экзамену / зачету

Экзамен – итоговый этап учебного процесса, цель которого проверка полученных знаний и выявление умений применять их для решения практических задач. Подготовка к экзамену и сам экзамен является формой активизации и систематизации полученных знаний, их углубления и закрепления, а также представляет неотъемлемую часть самостоятельной работы обучающегося.

Залогом успешной сдачи экзамена является систематическое и добросовестное выполнение всех видов учебной деятельности, предусмотренных учебным планом и программой. К ним относятся:

1. Посещение и работа на лекциях.
2. Выполнение и защита лабораторных работ.
3. Активная работа на практических занятиях.
4. Выполнение самостоятельной работы.
5. Выполнение тестовых заданий текущего контроля.
6. Выполнение индивидуальных домашних заданий.

Подготовка к экзамену/зачету начинается с первого занятия по дисциплине, на котором обучающиеся знакомятся с основными требованиями к текущей и итоговой аттестации, получают

перечень экзаменационных вопросов. Лекции, практические и лабораторные занятия, проверочные работы являются основными этапами подготовки к экзамену/зачету, при этом обучающийся имеет возможность оценить уровень собственных знаний и своевременно восполнить имеющиеся пробелы.

Зная календарные сроки сдачи экзамена/зачета, необходимо спланировать повторение учебного материала по дисциплине с учетом сложности и степени его усвоения. При подготовке следует использовать программу учебной дисциплины, лекционный материал, конспекты самостоятельно изученных вопросов, рекомендуемую учебную и справочную литературу. Перед экзаменом/зачетом необходимо посетить консультацию, на которой разбираются трудные и непонятные моменты учебного материала.

Сдача экзамена/зачета связана с выполнением экзаменационного/зачетного теста или собеседования по экзаменационным/зачетным билетам. При выполнении работы запрещено пользование конспектами, шпаргалками, телефонами; при их наличии в ведомость выставляется оценка «неудовлетворительно», студент удаляется с экзамена. Обучающемуся на экзамене/зачете при себе необходимо иметь зачетную книжку и ручку.

Примерные вопросы к экзамену

1. Понятие о материи. Химическая форма движения материи. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы. Моль – единица количества вещества.
2. Основные стехиометрические законы: закон сохранения и взаимосвязи массы и энергии; закон постоянства состава; закон кратных отношений; закон Авогадро; закон эквивалентов. Эквивалент элемента, эквивалент сложного вещества, молярная масса эквивалента элемента и сложного вещества (оксида, гидроксида, кислоты, соли). Эквивалентный объем.
3. Экспериментальное обоснование представлений об атоме, как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Модели атома Томсона и Резерфорда, их достоинства и недостатки.
4. Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Теория атома водорода по Бору. Достоинства и противоречия модели Бора.
5. Квантовая модель атома. Волновая природа электрона. Волны Де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера.
6. Атомные орбитали. Квантовые числа, как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное, орбитальное, магнитное квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Спиновое квантовое число.
7. Заполнение атомных орбиталей в многоэлектронных атомах. Принципы заполнения орбиталей; принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Электронные формулы атомов. Емкость энергетических уровней и подуровней.
8. Закон периодических свойств химических элементов. Закон Менделеева. Периодическая система химических элементов. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций элементов главных и побочных подгрупп. Электронные семейства элементов.
9. Связь свойств химических элементов с его положением в периодической системе. Периодические изменения свойств химических элементов. Атомный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность.
10. Химическая связь. Основные характеристики связи: длина связи, энергия связи, валентный угол. Типы химической связи.
11. Образование ковалентной связи с позиций метода валентных связей. Основные принципы МВС. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.
12. Свойства ковалентной связи: полярность, поляризуемость, кратность, насыщенность, направленность. Валентность элементов. Гибридизация атомных орбиталей и форма многоатомных частиц.

13. Ионная связь. Свойства ионной связи. Сравнение свойств соединений с ковалентным и ионным типом химической связи. Металлическая связь. Зонная теория кристаллов. Причина электропроводности металлов.
14. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса) и агрегатные состояния вещества. Водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ.
15. Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Закон Гесса и следствия из него. Теплота и работа. Энтальпия образования химических соединений.
16. Энтропия. Изменение энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса. Изменение потенциала Гиббса и направление химических процессов. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов.
17. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость гетерогенной реакции.
18. Тепловые эффекты химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Влияние катализатора. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
19. Обратимые и необратимые химические реакции. Направление реакций и химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле Шателье.
20. Состав и строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды. Химические свойства воды. Вода в природе.
21. Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию и дисперсионности. Механизм процесса растворения. Сольватная теория Менделеева. Тепловые эффекты растворения веществ.
22. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Насыщенные растворы. Кристаллогидраты. Концентрация растворов (процентная, молярная, нормальная, моляльная).
23. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Осмотическое давление.
24. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация веществ с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
25. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований.
26. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотные и основные функции веществ.
27. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Правило Бертолле.
28. Гидролиз солей. Классификация солей по их отношению к воде. Изменение среды раствора в результате гидролиза. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
29. Коллоидные растворы, методы получения, свойства. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Студни и гели.
30. Механизм окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных процессов. Уравнения окислительно-восстановительных реакций (метод электронно-ионных уравнений).
31. Получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент. Строение двойного электрического слоя. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор.

32. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.
33. Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
34. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Применение.
35. Комплексные соединения. Образование комплексных соединений. Строение координационных соединений: комплексообразователи, их координационные числа, лиганды, внешняя и внутренняя координационная сфера комплексов. Номенклатура. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.
36. Общая характеристика щелочных металлов. Способы получения, физические и химические свойства. Применение.
37. Общая характеристика щелочноземельных металлов. Способы получения, физические и химические свойства. Применение.
38. Общая характеристика металлов побочных подгрупп. Положение в периодической системе и особенности электронного строения. Склонность *d*-элементов к комплексообразованию. Применение.
39. Общая характеристика неметаллов. Положение в периодической системе и особенности электронного строения. Способы получения, физические и химические свойства. Применение.
40. Углеводороды. Природные источники углеводородов. Полимеры. Применение.

Примерные вопросы к зачету

1. Классификация физико-химических методов анализа. Аналитический сигнал. Экстенсивные и интенсивные методы анализа. Холостая проба.
2. Титриметрические методы анализа. Сущность титриметрии (закон эквивалентов, точка эквивалентности, титрант, конечная точка титрования, кривые титрования). Основы кислотно-основного титрования.
3. Спектроскопические методы анализа. Классификация. Электромагнитный спектр, характеристика его в интервале длин волн.
4. Классификация атомно-спектроскопических методов анализа, их сущность. Охарактеризуйте энергетические переходы электронов в атоме, отметьте разрешенные и неразрешенные переходы. Оптические спектры.
5. Атомно-абсорбционная спектроскопия. Процессы, лежащие в основе возникновения атомных спектров. Аналитический сигнал в методе ААС. Определение спектральной линии, типы спектральных линий, условия их возникновения. Резонансные спектральные линии.
6. Сущность фотометрии пламени. Достоинства и недостатки средств возбуждения: а) пламени, б) электрической дуги, в) конденсированной искры, г) индуктивно-связанной плазмы. Направления применения эмиссионной спектроскопии.
7. Молекулярно-спектроскопические методы анализа: классификация, сущность методов. Энергетические переходы электронов в молекулах, энергия молекул. Спектроскопия в УФ и видимой областях. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Оптическая плотность и коэффициент пропускания, молярный коэффициент поглощения.
8. Спектрофотометрия (фотоэлектроколориметрия) (ФЭК). Закон Бугера-Ламберта-Бера и отклонения от него (на графике зависимости оптической плотности или молярного коэффициента поглощения от частоты или длины волны). Принцип оптической схемы ФЭКа. Области практического применения.
9. Явление люминесценции. Способы возбуждения и виды люминесценции. Электронные переходы при люминесценции. Тушение люминесценции. Области применения.

10. Рефрактометрия. Закон преломления Снеллиуса. Абсолютный и относительный показатели преломления. Дифракционная дисперсия. Этапы прохождения света через границу раздела прозрачных сред. Факторы, влияющие на коэффициент преломления.
11. Метод рефрактометрии, закон преломления, основные узлы рефрактометра, зависимость коэффициента преломления от концентрации и плотности. Области применения.
12. ИК-спектроскопия. Причины происхождения ИК-спектров, типы колебаний атомов в многоатомной молекуле, с какими параметрами они связаны. Области применения. Основные узлы ИК-спектрометра, условия выполнения анализа, источники излучения.
13. Классификация электрохимических методов анализа, аналитический сигнал в электрохимических методах анализа. Электрохимическая ячейка и ее химический эквивалент. Назначение и строение индикаторных, электродов сравнения и селективных электродов.
14. рН-метрия: определение, теоретические и практические основы рН-метрии, буферные растворы, электроды, используемые в этом методе анализа. Практическая значимость.
15. Кондуктометрия. Закон Ома и проводимость раствора, удельная проводимость, подвижность ионов (молярная и эквивалентная проводимость). Особенности структуры электродов для кондуктометрических измерений. Факторы, влияющие на изменение проводимости растворов. Постоянная кондуктометрической ячейки и ее практическое определение. Кривые кондуктометрического титрования. Области применения метода.
16. Хроматографические методы анализа: определение, классификация, сущность метода. Способы получения хроматограмм. Хроматографические параметры. Плоскостная хроматография – тонкослойная и бумажная. Особенности проведения анализа, качественный и количественный анализ.
17. Теория хроматографии: время удерживания, индекс удерживания, коэффициент распределения, коэффициент разделения, время удерживания и удерживаемый объем.
18. Жидкостная ионообменная хроматография: сущность метода, области применения.
19. Газовая хроматография, виды, сущность, области применения.
20. Основы термического анализа.

Список литературы

а) основная литература:

1. Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Пресс И.А. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/67353.html>. – ЭБС «IPRbooks».
2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. – Электрон. дан. – СПб.: Лань, 2014. – 752 с. – Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=50684.
3. Павлов А.И. Физико-химические методы анализа [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Павлов А.И. – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Санкт-Петербургский государственный архитектурно-строительный университет, ЭБС АСВ, 2014. – 64 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/30016>. – ЭБС «IPRbooks».

б) дополнительная литература:

1. Родина Т.А. Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учеб. пособие / Т.А. Родина, А. В. Иванов, В. И. Митрофанова ; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск : Изд-во Амур. гос. ун-та, 2012. – 208 с.
2. Хомченко Г.П. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов/ Г.П. Хомченко, И.К. Цитович – Электрон. текстовые данные. – СПб.: Квадро, 2017. – 464 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/57335.html>. – ЭБС «IPRbooks».
3. Краткий курс теоретической неорганической химии. [Электронный ресурс] : учеб. пособие / Е.Г. Гончаров [и др.]. – Электрон. дан. – СПб. : Лань, 2017. – 464 с. – Режим доступа: <http://e.lanbook.com/book/93591>.
4. Химия металлов [Электронный ресурс]: учебное пособие (для студентов химического факультета направлений бакалавров «Химия» и «Химическая технология»)/ – Электрон. текстовые данные. – Омск: Омский государственный университет им. Ф.М. Достоевского, 2015. – 552 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/59676.html>. – ЭБС «IPRbooks».
5. Трифонова А.Н. Аналитическая химия [Электронный ресурс]: лабораторный практикум. Учебное пособие/ Трифонова А.Н., Мельситова И.В. – Электрон. текстовые данные. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 161 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/24051>. – ЭБС «IPRbooks».
6. Родина Т.А. Методы химического анализа (избранные главы) [Текст] : учеб. пособие (практикум) / Т. А. Родина, В. И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2005. – 116 с.
7. Родина Т.А. Химия. Лабораторный практикум [Электронный ресурс] : учеб. пособие для студентов спец. 130101.65 / Т. А.Родина; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск : Изд-во Амур. гос. ун-та, 2013. – 80 с.