

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 24.05.01 – Проектирование, производство и эксплуатация ракет и ракетно-космических комплексов

Благовещенск, 2017

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

Составитель: Т.А. Родина

Химия: сборник учебно-методических материалов для специальности 24.05.01. –
Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2017.

Рассмотрен на заседании кафедры химии и естествознания 09.09.2017, протокол № 2.

© Амурский государственный университет, 2017

© Кафедра химии и естествознания, 2017

© Т.А. Родина, составление

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Краткое содержание теоретического материала	4
Методические рекомендации к лабораторным занятиям	15
Методические указания к практическим занятиям	20
Методические рекомендации для самостоятельной работы	27

ВВЕДЕНИЕ

Целью изучения дисциплины является формирование у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения, развитие химического мышления, углубление, развитие и систематизация химических знаний, необходимых для освоения ряда изучаемых дисциплин и при решении практических вопросов в будущей практической деятельности.

Задачами дисциплины являются:

Задачами дисциплины являются:

- изучение основных химических явлений;
- овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями химии, углубление и систематизация химических знаний;
- овладение методами и приемами решения конкретных задач из различных областей химии;
- формирование навыков проведения химического эксперимента;
- формирование способности использовать химические знания для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.

В процессе освоения дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие общекультурные и общепрофессиональные компетенции:

способностью в качестве руководителя подразделения, лидера группы работников формировать цели команды, принимать решения в ситуациях риска, учитывая цену ошибки, вести обучение и оказывать помощь работникам (ОК-12);

пониманием роли математических и естественнонаучных наук и способностью к приобретению новых математических и естественнонаучных знаний, с использованием современных образовательных и информационных технологий, способностью использовать в профессиональной деятельности знания и методы, полученные при изучении математических и естественнонаучных дисциплин (модулей) (ОПК-2);

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

- 1) Знать: основные химические понятия и законы, реакционную способность веществ; основы термодинамики и термохимии; свойства основных видов химических веществ и классов химических объектов.
- 2) Уметь: составлять уравнения протекания химических реакций и определять их параметры, проводить стехиометрические расчеты, расчеты концентрации растворов различных соединений, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ.
- 3) Владеть: методами решения задач, описывающих химические процессы, методами предсказания протекания возможных химических реакций и управления их кинетикой.

КРАТКОЕ СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА

Атомно-молекулярное учение, основные химические понятия и законы, классификация и номенклатура неорганических соединений

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 1 эквивалент газообразного вещества: $V_{\text{Э}} = V_m \cdot f_{\text{ЭКВ}}$.

Строение атома, периодический закон и химическая связь

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.
7. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.
8. Строение периодической системы.
9. Связь свойств элемента с электронным строением его атома.
10. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.

11. Значение периодического закона.
12. Понятие химической связи. Типы химической связи. Основные характеристики связи.
13. Ковалентная связь. Механизмы образования и свойства ковалентной связи.
14. Ионная связь, ее свойства.
15. Свойства веществ, образованных ковалентным и ионным типами химической связи.
16. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь, ее влияние на свойства веществ.

Цель: изучить развитие учения об атоме и современное состояние теории строения атома на основе квантово-механических представлений; изучить закономерности периодического изменения свойств химических элементов и расположения химических элементов в периодической системе; изучить типы, способы образования и свойства химической связи, влияние типа химической связи на свойства веществ.

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.

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.

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:

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.

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.

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, насыщаемость, направленность.

1. Полярность связи – это асимметрия в распределении электронной плотности.

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

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

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

5. 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.

Химическая термодинамика и кинетика

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.

5. Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах.

6. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действующих масс.

7. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации.

8. Влияние катализатора на скорость химической реакции. Типы и механизм катализа.

9. Химическое равновесие. Факторы, смещающие химическое равновесие. Принцип Ле Шателье.

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

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:

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: $\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H^{\circ}_f(\text{прод.}) - \sum \Delta H^{\circ}_f(\text{исх.})$. 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: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$.

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.*

Растворы. Теория электролитической диссоциации

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.
7. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация, основные положения теории.
8. Диссоциация веществ с различным типом химической связи.
9. Кислоты, основания, соли с позиций ТЭД.
10. Количественные характеристики процесса диссоциации: степень и константа диссоциации.
11. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
12. Диссоциация малорастворимых электролитов. Произведение растворимости.
13. Реакции в растворах электролитов. Правило Бертолле.
14. Понятие гидролиза солей. Классификация солей по их отношению к воде.
15. Изменение среды раствора в результате гидролиза солей.
16. Влияние внешних факторов на смещение равновесия гидролиза.
17. Понятие о коллоидных системах, их состав и классификация.
18. Способы получения коллоидных систем.
19. Строение коллоидной частицы.

20. Устойчивость коллоидных систем.

21. Свойства коллоидных систем.

Цель: изучить свойства воды, растворов, закономерности процесса растворения, способы выражения состава растворов; сформировать представление о электролитах и неэлектролитах, количественных характеристиках процесса диссоциации; изучить явление гидролиза солей и смещение равновесия диссоциации воды в ходе гидролиза; сформировать понятие о коллоидных системах, методах их получения, строении, устойчивости, свойствах.

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.

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.

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.

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:

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.

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, pH 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).

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.

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.

ОВР и электрохимические процессы

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.

5. Электроды, строение, возникновение двойного электрического слоя.

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

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

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

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

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

Цель: изучить явление окисления-восстановления, сформировать основные понятия, научиться расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций; сформировать представление об электрохимических процессах: гальванический элемент, коррозия, электролиз, как окислительно-восстановительных процессах. Изучить основные закономерности их протекания и применение.

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.

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:

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.

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.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ЛАБОРАТОРНЫМ ЗАНЯТИЯМ

Техника безопасности. Методы и приемы работы с химическими веществами

Цель работы: изучить правила поведения и техники безопасности при работе в лаборатории химии; теоретические основы методов и приемов выполнения химического эксперимента.

Задание: получить сведения о требованиях безопасности при работе с химическими веществами, химической посудой и оборудованием; о правилах поведения в лаборатории и содержании рабочего места; о приемах безопасной работы при нагревании.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- общие правила поведения и работы в химической лаборатории;
- основы техники безопасности при работе с химическими реактивами;
- общие сведения и химической посуде и оборудовании.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- правила поведения, содержания рабочего места и работы в лаборатории химии;
- особенности работы с химическими веществами;
- правила техники безопасности в лаборатории химии;
- правила работы с химической посудой, оборудованием, нагревательными приборами.

Уметь:

- проводить нагревание на спиртовке;
- пользоваться химической посудой и оборудованием.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- назвать правила безопасной работы со щелочными металлами, концентрированными кислотами и щелочами;
- назвать общие правила поведения в лаборатории и содержания рабочего места;
- перечислить действия при попадании на кожу концентрированных кислот, концентрированных щелочей, при возникновении возгорания;
- назвать правила нагревания на спиртовке.

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Цель работы: изучить факторы, влияющие на скорость химической реакции и смещение химического равновесия.

Задание: изучить зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, площади поверхности реагирующих веществ, катализатора; изучить смещение химического равновесия при изменении температуры и концентрации веществ в обратимом процессе.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- понятие гомогенного и гетерогенного процесса;
- формулировки закона действующих масс, правила Вант-Гоффа, принципа Ле-Шателье.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- закон действующих масс;

- правило Вант-Гоффа;
- принцип Ле-Шателье;
- понятие об обратимых и необратимых реакциях;
- понятие о константе скорости реакции и константе равновесия;
- гомогенные и гетерогенные реакции;
- понятие катализа, катализатора.

Уметь:

- экспериментально устанавливать зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры, площади поверхности реагирующих веществ, катализатора;

- записывать закон действующих масс для конкретной реакции;
- записывать выражение для константы равновесия конкретного обратимого процесса;
- из результатов эксперимента рассчитывать температурный коэффициент скорости реакции;

- строить графики зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ, температуры.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- сформулировать закон действующих масс;
- сформулировать правило Вант-Гоффа;
- сформулировать принцип Ле Шателье;
- записать выражения закона действующих масс, правила Вант-Гоффа, константы равновесия.

Электролитическая диссоциация

Цель работы: изучить свойства растворов электролитов.

Задание: сравнить химическую активность сильных и слабых электролитов, установить роль воды в процессе диссоциации, исследовать влияние внешних условий на протекание процесса диссоциации, изучить особенности протекания химических реакций в растворах электролитов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- химическое равновесие, константа химического равновесия;
- понятия: электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты, степень диссоциации;

- среда растворов, кислотно-основные индикаторы.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- сильные и слабые электролиты;
- особенности диссоциации слабых электролитов;
- понятие кислот, оснований, солей с позиций ТЭД;
- окраску индикаторов в различных средах.

Уметь:

- записывать молекулярные и ионные уравнения диссоциации;
- использовать кислотно-основные индикаторы для определения среды растворов.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- дать понятия электролитической диссоциации, электролитам, степени диссоциации;
- объяснить различия в химической активности сильных и слабых электролитов;
- объяснить влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита;
- объяснить роль растворителя в процессе диссоциации.

Гидролиз солей

Цель работы: изучить процесс гидролиза солей.

Задание: установить роль воды в процессе гидролиза, исследовать влияние внешних условий на протекание процесса гидролиза, научиться определять тип механизма гидролиза, записывать уравнения реакций гидролиза.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- химическое равновесие, константа химического равновесия;
- понятия: электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты, гидролиз;
- среда растворов, кислотно-основные индикаторы.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- классификацию солей по отношению к воде;
- изменение среды растворов при гидролизе;
- факторы, влияющие на протекание гидролиза.

Уметь:

- записывать молекулярные и ионные уравнения гидролиза;
- определять тип механизма гидролиза;
- использовать кислотно-основные индикаторы для определения среды растворов.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой;
- приемами нагревания.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- дать понятие гидролиза солей, классификацию солей по отношению к воде;
- объяснить изменение среды растворов в результате гидролиза;
- объяснить влияние нагревания, разбавления раствора, присутствия кислот и оснований на степень гидролиза;
- объяснить механизм совместного гидролиза солей.

Коллоидные растворы

Цель работы: изучить свойства коллоидных растворов.

Задание: научиться получать коллоидные растворы различными методами, определять заряд коллоидных частиц, записывать строение мицеллы.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- понятие дисперсных систем, их классификация;
- строение коллоидных систем.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- методы получения коллоидных систем;
- строение коллоидной частицы, мицеллы;
- оптические свойства коллоидных систем.

Уметь:

- получать коллоидные системы методами физической и химической конденсации;
- определять заряд коллоидных частиц;
- записывать уравнения происходящих реакций;
- записывать строение мицеллы.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой;
- капиллярным методом анализа.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- назвать методы получения коллоидных систем;

- объяснить наличие заряда у коллоидных частиц;
- объяснить причины кинетической и агрегативной устойчивости коллоидных систем.

Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: исследовать условия протекания окислительно-восстановительных реакций.

Задание: провести окислительно-восстановительные реакции различных типов, научиться определять степени окисления элементов, окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, установить роль среды на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- понятия: окислительно-восстановительные реакции, окисление, восстановление, окислитель, восстановитель, степень окисления;
- электролитическая диссоциация, сильные и слабые электролиты.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- классификацию окислительно-восстановительных реакций;
- электронный механизм процессов окисления и восстановления;
- элементы с постоянной и переменной степенью окисления;
- типичные окислители и типичные восстановители.

Уметь:

- определять степени окисления элементов в соединениях;
- определять окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления;
- записывать уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставлять коэффициенты.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- объяснить проявление окислительно-восстановительной двойственности у пероксида водорода;
- объяснить восстановительные свойства иодида калия и окислительные свойства перманганата калия;
- объяснить методику расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций;
- объяснить влияние среды раствора на направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

Общие свойства неметаллов

Цель работы: изучить методы получения, физические и химические свойства неметаллов и их соединений.

Задание: получить водород в лаборатории и научиться определять его присутствие, изучить физические свойства неметаллов, исследовать окислительные и восстановительные свойства неметаллов и их соединений, провести качественные реакции на галогенид-ионы, сульфат-ион, изучить дегидратирующие свойства концентрированной серной кислоты.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- периодический закон и периодическая система химических элементов;
- окислительно-восстановительные реакции;
- типы неорганических реакций.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- лабораторные методы получения водорода, его физические и химические свойства;

- физические и химические свойства галогенов, кислорода, азота, серы и их соединений;
- качественные реакции на галогенид-ионы, сульфат-ион.

Уметь:

- собирать установку для получения водорода в лаборатории;
- определять присутствие водорода;
- определять кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ на основании положения элементов в периодической системе;
- записывать уравнения происходящих реакций;
- проводить качественное определение галогенид-ионов и сульфат-иона.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой;
- приемами нагревания, работы с концентрированными кислотами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- объяснить изменение кислотно-основных свойств элементов и их соединений в периодах и группах периодической системы;
- объяснить изменение окислительно-восстановительных свойств элементов и их соединений в периодах и группах периодической системы;
- объяснить, какие кислоты и металлы могут быть использованы для получения водорода;
- назвать способы качественного определения галогенид-ионов, сульфат-иона.

Общие свойства металлов

Цель работы: изучить физические и химические свойства металлов и их соединений.

Задание: изучить химические свойства металлов в реакциях с водой, разбавленными и концентрированными кислотами, растворами оснований и солей, исследовать окислительные и восстановительные свойства металлов и их соединений.

Теоретические сведения, необходимые для выполнения работы:

- классы неорганических соединений;
- периодический закон и периодическая система химических элементов;
- ряд электродных потенциалов;
- окислительно-восстановительные реакции;
- типы неорганических реакций.

В результате выполнения лабораторной работы студент должен:

Знать:

- физические и химические свойства металлов;
- условия взаимодействия металлов с растворами кислот, растворами оснований, растворами солей, с концентрированными кислотами.

Уметь:

- записывать уравнения происходящих реакций;
- объяснять химическую активность металлов на основании их положения в ряду стандартных электродных потенциалов.

Владеть:

- навыками работы с химическими реактивами и химической посудой;
- работы с концентрированными кислотами, щелочными металлами.

Вопросы к защите лабораторной работы:

- перечислить металлы, способные взаимодействовать с водой с выделением водорода;
- перечислить металлы, способные взаимодействовать с растворами кислот с выделением водорода;
- перечислить металлы, способные взаимодействовать с растворами оснований с выделением водорода;
- объяснить активность металлов на основании их положения в ряду напряжений металлов;
- объяснить взаимодействие металлов с концентрированными кислотами.

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

Основные классы неорганических соединений

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.

Примерные задания:

1. Укажите формулы оксидов, проявляющих кислотные свойства:
а) K_2O ; б) Al_2O_3 ; в) CO_2 ; г) CaO
2. С какими веществами реагирует оксид фосфора(V)?
а) хлорид кальция; б) оксид кремния;
в) оксид кальция; г) гидроксид калия
3. Какие названия оксидов составлены неправильно?
а) MnO – оксид марганца; б) K_2O – оксид калия;
в) FeO – оксид железа(III); г) SiO_2 – оксид кремния(IV)
4. Укажите формулы оснований, которые можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:
а) $Cu(OH)_2$; б) $LiOH$; в) $Ca(OH)_2$; г) $Al(OH)_3$
5. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:
а) красный; б) малиновый; в) синий; г) бесцветен
6. Какие названия оснований составлены неверно:
а) $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа; б) KOH – гидроксид калия(I);
в) $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция; г) $CuOH$ – гидроксид меди(I)
7. С какими солями реагирует соляная кислота?
а) нитрат серебра; б) силикат калия;
в) карбонат натрия; г) сульфат меди(II)
8. Двухосновными кислотами являются:
а) азотная; б) угольная; в) фосфорная; г) серная
9. Какие кислоты диссоциируют ступенчато?
а) сернистая; б) азотистая; в) хлорная; г) соляная
10. Какие основания не могут образовывать основные соли:
а) гидроксид никеля; б) гидроксид бария;
в) гидроксид натрия; г) гидроксид аммония
11. Укажите формулу дигидроортофосфата кальция:
а) $CaHPO_4$; б) $Ca_3(PO_4)_2$; в) $Ca(H_2PO_4)_2$; г) $Ca_2P_2O_7$
12. Выберите формулу сульфата гидроксожелеза(III):
а) $(FeOH)_2SO_4$; б) $(Fe(OH)_2)_2SO_4$; в) $(FeOH)SO_4$; г) $Fe(HS)_2$

Основные законы химии

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.

Примерные задания:

1. Азот образует оксиды, в одном из которых массовая доля азота составляет 25,93%, а в другом 36,84%. Какова молярная масса эквивалента азота в этих оксидах? Напишите их формулы.

2. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что металл массой 6 г вытесняет из кислоты при н.у. водород объемом 5,6 л.

3. При взаимодействии цинка с соляной кислотой выделилось 0,28 л (н.у.) водорода. Найдите массу израсходованного цинка и образовавшегося хлорида цинка.

4. Металл массой 3,006 г взаимодействует с серой массой 1,635 г. Определите молярную массу эквивалента металла, если молярная масса эквивалента серы равна 16,03 г/моль.

5. Металл массой 2 г вытесняет из раствора медной соли медь массой 1,132 г. Массовая доля кислорода в оксиде меди составляет 20%. Определите молярные массы эквивалента металла и меди.

6. Двухвалентный металл массой 3 г реагирует без остатка с 15,75 г кислоты, молярная масса эквивалента которой 63 г/моль; или с 12,75 г другой кислоты. Определите: молярную массу эквивалента металла, молярную массу эквивалента другой кислоты, атомную массу металла. Какой это металл?

7. На восстановление 9,9375 г оксида двухвалентного металла израсходовано 0,25 г водорода. Чему равны молярные массы эквивалента металла и оксида, атомная масса металла? Какой это металл?

8. При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите молярную массу эквивалента металла.

9. На нейтрализацию 2,45 г кислоты израсходовано 2 г гидроксида натрия. Определите молярную массу эквивалента кислоты.

10. Определите молярные массы эквивалента металла и серы, если 3,24 г металла образует 3,48 г оксида и 3,72 г сульфида.

Строение атома и периодический закон

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. Квантовомеханическое 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.

9. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.

10. Строение периодической системы химических элементов.

11. Закон Мозли. Порядковый номер химического элемента. Современная формулировка периодического закона.

12. Связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.

13. Электронные семейства элементов.

14. Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Примерные задания:

1. Электроны, находящиеся на одной АО отличаются значением:

а) главного квантового числа;

б) орбитального квантового числа;

в) магнитного квантового числа; г) спинового квантового числа

2. Спиновое квантовое число определяет:

- а) форму атомной орбитали;
- б) энергию электрона на энергетическом уровне;
- в) ориентацию атомной орбитали в пространстве;
- г) собственный момент количества движения электрона

3. Суммарный спин электронов атома с электронной конфигурацией $\dots 4s^2 4p^3$ в основном состоянии равен:

- а) 0; б) 1/2; в) 5/2; г) 3/2

4. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра +42:

- а) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 5p^4$; б) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$; в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^6$; г) $\dots 4s^2 4p^6 4d^4 5s^2$

5. Какое количество электронов может максимально располагаться на d- и s- подуровнях:

- а) 10 и 2; б) 6 и 2; в) 10 и 6; г) 14 и 2

6. Какая электронная конфигурация соответствует иону O^{2-} ?

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

7. Число вакантных орбиталей на внешнем p-подуровне атома кремния равно:

- а) 0; б) 2; в) 1; г) 3

8. Какие АО будут заполняться первыми: 6s или 4d; 6p или 5s?

- а) 6s и 6p; б) 6s и 5s; в) 4d и 6p; г) 4d и 5s

9. Свойства химических элементов изменяются в зависимости:

- а) от атомной массы элемента; б) от заряда ядра атома;
- в) от атомных радиусов; г) от числа электронов в атоме

10. Сродство к электрону атомов в группах периодической системы:

- а) увеличивается снизу вверх; б) уменьшается снизу вверх;
- в) изменяется периодически; г) не изменяется

11. В каком ряду расположены только d-элементы

- а) Os, Mg, Si; б) Sc, Pb, Te; в) Na, Cd, Hg; г) Co, Pd, Nb

12. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула $\dots 3d^{10} 4s^1$:

- а) 4 период, 1 группа, главная подгруппа; б) 4 период, 1 группа, побочная подгруппа;
- в) 3 период, 1 группа, главная подгруппа; г) 3 период, 1 группа, побочная подгруппа

Химическая связь

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.

Примерные задания:

1. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей мышьяка в молекуле $AsCl_3$, если угол между связями равен 90° ?

- а) sp; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) нет гибридизации

2. Для какого типа гибридизации характерен валентный угол 120° ?

- а) sp; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) $s^2 p^2$

3. В каком соединении все связи ковалентные полярные?

- а) $CaCl_2$; б) S_8 ; в) PH_3 ; г) H_2O_2

4. Для какого соединения характерна ионная связь?
- а) H_2CO_3 ; б) SiH_4 ; в) SO_2 ; г) Na_2SO_4
5. Между молекулами какого вещества возникают водородные связи?
- а) HI ; б) H_2O_2 ; в) AsH_3 ; г) H_2Te
6. В каком соединении длина связи наибольшая?
- а) H_2O ; б) H_2Te ; в) H_2Se ; г) H_2S
7. В каком соединении энергия связи наименьшая?
- а) AsH_3 ; б) PH_3 ; в) SbH_3 ; г) NH_3
8. С каким элементом хлор образует наиболее полярную связь?
- а) As ; б) Na ; в) H ; г) N ;
9. В молекуле какого вещества присутствуют как σ -, так и π -связи?
- а) P_4 ; б) NH_3 ; в) SO_3 ; г) CCl_4
10. σ -Связи образуются при перекрывании орбиталей:
- а) $p_z-d_{z^2}$; б) p_x-p_x ; в) $d_{xy}-d_{xy}$; г) p_y-p_y ;

Термодинамика и термохимия

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.

Примерные задания:

1. Определите энтальпию образования пентахлорида фосфора:
 $\text{P (кр.)} + 5/2\text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_5 (\text{к})$,
 если известны тепловые эффекты следующих реакций:
 а) $\text{P (кр.)} + 3/2\text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_3 (\text{ж}) + 311,7 \text{ кДж}$;
 б) $\text{PCl}_3 (\text{ж}) + \text{Cl}_2 (\text{г}) = \text{PCl}_5 (\text{к}) + 123,4 \text{ кДж}$.
2. Теплота растворения NaOH в воде равна $41,6 \text{ кДж}$. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 225 г NaOH ?
3. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0 следующих процессов:
 а) $2\text{NH}_3 (\text{г}) = \text{N}_2 (\text{г}) + 3\text{H}_2 (\text{г})$
 б) $\text{CO}_2 (\text{к}) = \text{CO}_2 (\text{г})$
 в) $2\text{NO} (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{NO}_2 (\text{г})$
 г) $2\text{H}_2\text{S} (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + 2\text{SO}_2 (\text{г})$
 д) $2\text{CH}_3\text{OH} (\text{г}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = 4\text{H}_2\text{O} (\text{г}) + 2\text{CO}_2 (\text{г})$
4. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $\text{NH}_3 (\text{г}) + \text{HCl} (\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl} (\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?
5. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:
 $\text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{к}) + \text{CO} (\text{г}) = 3\text{FeO} (\text{к}) + \text{CO}_2 (\text{г})$; $\Delta H_{\text{x.p.}} = + 34,55 \text{ кДж}$?
6. При сжигании $3,04 \text{ г}$ магния выделилось $76,45 \text{ кДж}$ теплоты. Теплота образования MgO (ΔH^0_f , кДж/моль) равна:

- а) + 232,4; б) - 611,0; в) - 232,4; г) + 611,0

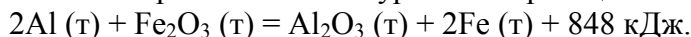
7. Теплота образования оксида углерода(IV) равна $\Delta H_f^\circ = -393,6$ кДж. При выделении теплоты в количестве 209,3 кДж образовался оксид углерода(IV) в объеме (в литрах при н.у.), равном:

- а) 6; б) 8; в) 10; г) 12

8. При образовании 1 л (при н.у.) HBr выделяется 1,58 кДж теплоты. Теплота образования (ΔH_f° , кДж/моль) бромоводорода равна:

- а) + 35,4; б) - 35,4; в) + 22,4; г) - 22,4

9. Термохимическое уравнение реакции имеет вид:



Количество теплоты (в кДж), которое выделится при взаимодействии 10,8 г алюминия, равно:

- а) + 84,8; б) + 169,6; в) + 254,4; г) + 424,0

10. При каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах:

- а) $\Delta H < 0, \Delta S > 0$; б) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$; в) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$

11. Самопроизвольное протекание процесса возможно при значениях ΔG :

- а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$

12. В каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно если $\Delta H < 0$ и $\Delta S < 0$:

- а) $|\Delta H| > |T\Delta S|$; б) $|\Delta H| < |T\Delta S|$; в) $|\Delta H| = |T\Delta S|$

Химическая кинетика

Вопросы для изучения:

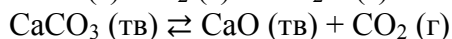
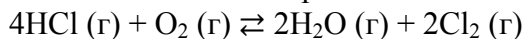
1. Что изучает химическая кинетика?
2. Определение скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
3. Формулировка закона действующих масс, его математическое выражение.
4. Что определяет константа скорости реакции? Какие факторы влияют на ее величину?
5. Как и почему меняется скорость химических реакций при изменении температуры?

Уравнение Вант – Гоффа.

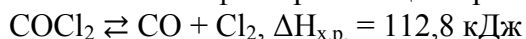
6. Что такое энергия активации?
7. Как влияет природа и состояние реагирующих веществ на скорость химической реакции?
8. Что такое катализатор, катализ? На чем основано влияние катализатора на изменение скорости реакции?
9. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?
10. Какое состояние называется химическим равновесием? Почему химическое равновесие называется динамическим и подвижным?
11. В чем состоит физический смысл константы химического равновесия?
12. Принцип Ле Шателье.
13. Как влияет на смещение равновесия изменение концентраций веществ, температура, давление, катализатор?

Примерные задания:

1. Запишите выражение для констант равновесия следующих реакций:



2. Какие факторы смещают равновесие реакции в сторону обратной реакции:



3. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 50° , если температурный коэффициент равен 2:

- а) 2; б) 10; в) 8; г) 16; д) 32

4. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз при температурном коэффициенте, равном 3:

- а) 3; б) 30; в) 27; г) 9; д) 81

5. Как изменится скорость газовой реакции $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ при увеличении концентрации NO_2 в 5 раз:

- а) 5; б) 10; в) 16; г) 20; д) 25
6. Как уменьшится скорость газовой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении реагирующей смеси в 3 раза:
- а) 3; б) 6; в) 9; г) 18; д) 27
7. Для реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при $C_{\text{A}} = 2$ моль/л и $C_{\text{B}} = 1$ моль/л скорость равна 0,3 моль/л•ч. вычислите константу скорости:
- а) 0,15; б) 0,40; в) 0,60; г) 0,80; д) 0,90
8. В газовой среде протекает химическая реакция: $\text{B} + \text{A}_2 = \text{D}_2$. Напишите выражение закона действующих масс для этой реакции.
- а) $U = kC_{\text{A}}^2 C_{\text{B}} C_{\text{D}}^2$; б) $U = kC_{\text{A}} C_{\text{B}} C_{\text{D}}$; в) $U = kC_{\text{B}} C_{\text{A}}^2$; г) $U = kC_{\text{A}} C_{\text{B}}$;
9. Чтобы сместить равновесие в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ в сторону обратной реакции, необходимо:
- а) повысить давление; б) понизить концентрацию NO_2 ;
в) повысить концентрацию O_2 ; г) повысить концентрацию NO_2 .
10. Запишите выражение константы равновесия для реакции:
- $\text{NOCl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{NO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$
- а) $K_C = [\text{NOCl}_2]^2 / [\text{NO}][\text{Cl}_2]$; б) $K_C = [\text{NO}][\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}_2]^2$;
в) $K_C = [\text{NOCl}_2]^2 / [\text{NO}][\text{Cl}_2]^2$; г) $K_C = [\text{NO}][\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}_2]$.

Растворы

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.

Примерные задания:

1. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора HNO_3 с массовой долей 30% ($\rho = 1,219$ г/мл)?
2. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 л. Плотность равна 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, молярную, моляльную и эквивалентную концентрации раствора.
3. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30% ($\rho = 1,149$ г/мл) следует добавить к 5 л 0,5 н раствора HCl для получения 1 н раствора?
4. Какой объем 0,25 н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н раствора гидроксида кальция?
5. Какой объем воды нужно прибавить к 1 л раствора гидроксида калия ($\omega = 40\%$, $\rho = 1,411$ г/мл), чтобы получить раствор KOH с массовой долей 18%?
6. Определите массу карбоната калия, выпавшего в осадок из 770 г насыщенного при 100°C раствора и охлажденного до 0°C , если в 100 г растворителя при 100°C содержится 155 г соли, а при 0°C – 111 г соли.
7. Определите массовую долю хлорида кобальта(II) и его растворимость, если 500 г раствора CoCl_2 при 20°C содержат 173 г соли.
8. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 л раствора при 27°C .
9. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при 20°C . Вычислите молекулярную массу неэлектролита.
10. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ\text{C}$. Чистый ацетон кипит при 56°C . Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.

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

12. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в 400 г воды.

13. Какая масса нафталина C_{10}H_8 находится в 8 кг бензола, если этот раствор замерзает при 3,45°C? Температура замерзания чистого бензола 5,4°C.

14. Вычислите криоскопическую константу воды, если водный раствор этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ($\omega = 11,3\%$) замерзает при -5°C.

Окислительно-восстановительные реакции

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?

Примерные задания:

1. Расставьте коэффициенты в уравнении методом полуреакций:



2. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления?
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
3. Сколько электронов участвуют в процессе восстановления?
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
4. Сколько электронов участвуют в процессе окисления?
а) 1; б) 2; в) 5; г) 8; д) 11
5. Какой коэффициент стоит перед молекулой восстановителя?
а) 1; б) 2; в) 4; г) 6; д) 8
6. Сколько молекул воды образуется в реакции:
а) 1; б) 2; в) 4; г) 5; д) 6
7. В процессе окисления:
а) степень окисления понижается; б) степень окисления повышается;
в) происходит присоединение электронов; г) степень окисления не изменяется
8. Выберите процесс восстановления:
а) $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+6}$; в) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+3}$; г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
9. Какое из указанных веществ может проявлять только окислительные свойства:
а) H_2S ; б) H_2SO_3 ; в) H_2SO_4 ; г) Na_2SO_3
10. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:
а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; б) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$; г) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
11. Выберите процесс окисления:
а) $\text{As}^{+3} \rightarrow \text{As}^0$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+6}$; в) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$; г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
12. Какое из указанных веществ может проявлять только восстановительные свойства:
а) NH_3 ; б) HNO_3 ; в) HNO_2 ; г) NaNO_3

Электрохимические расчеты

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 протекание 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?

Примерные задания:

1 Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь являлась бы анодом, а в другом – катодом. Напишите схемы электродных процессов. Рассчитайте Э.Д.С. гальванических элементов.

2 Вычислите электродный потенциал железа, погруженного в 0,01 М раствор соли FeCl_2 .

3 Вычислите Э.Д.С. гальванического элемента, состоящего из платинового электрода, погруженного в 0,01 М раствор соли PtCl_2 и алюминиевого электрода, погруженного в 0,001 М раствор соли AlCl_3 .

4 Вычислить потенциал водородного электрода, погруженного: в чистую воду; в раствор с $\text{pH} = 3$; в раствор с $\text{pH} = 10$.

5 Гальванический элемент составлен из цинкового и хромового электродов. При какой концентрации ионов Cr^{3+} Э.Д.С. этого элемента будет равна нулю?

6 Какое железо корродирует быстрее – находящееся в контакте с медью или с оловом? Ответ объясните.

7 Составьте схемы процессов, протекающих при электрохимической коррозии железа в результате нарушения анодного и катодного покрытия.

8 Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов при коррозии пары магний-никель. Какие продукты коррозии образуются при коррозии в кислой и нейтральной среде?

9 Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие – катодное или анодное? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов при нарушении покрытия во влажном воздухе. Какие образуются продукты коррозии?

10 Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк или магний? Почему? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов коррозии во влажной атмосфере.

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

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Для успешного усвоения материала студент должен кроме аудиторной работы заниматься самостоятельно. Самостоятельная работа является активной учебной деятельностью, направленной на качественное решение задач самообучения, самовоспитания и саморазвития. Самостоятельная работа студентов выполняется без непосредственного участия преподавателя, но по его заданию и в специально отведённое для этого время. Условием эффективности самостоятельной работы студентов является ее систематическое выполнение.

В структуре содержания самостоятельной работы по химии можно выделить два основных блока: теоретические основы химии, включающие основные понятия, теории, законы, правила, и химия классов неорганических веществ. Самостоятельная работа студентов включает самостоятельную проработку теоретического материала, работу с литературой, подготовку к

лекциям, практическим и лабораторным занятиям, составление конспектов, оформление отчетов по лабораторным занятиям, самостоятельное исследование теоретического материала, не выносимого на лекции или практические занятия, выполнение домашних заданий, контрольных и проверочных работ, решение задач, проведение расчетов, подготовку к экзамену.

Все формы СРС, а также методы контроля способствуют многократному повторению материала, что, в свою очередь, позволяет студенту лучше запомнить термины и определения, понять изучаемый материал, разобраться в алгоритме решения задач и выполнения лабораторных работ. Таким образом, СРС как одна из активных форм обучения студентов способствует формированию у них знаний, умений и навыков, направленных на самостоятельное, творческое решение задач, возникающих в практической деятельности.

Изучение каждой темы по химии надо начинать с уяснения основных теоретических представлений. Необходимо выучить все определения и формулы, так без этого невозможно переходить к решению задач. Безусловно важным является отсутствие пробелов в школьных химических знаниях, поэтому подразумевается, что студенты знают символы и названия химических элементов, умеют записывать и читать формулы химических соединений.

Изучение химии представляет определенные трудности из-за большого объема фактического материала, значительного количества понятий, своеобразия номенклатуры неорганических соединений и самой тесной связи одного раздела с другим. Поэтому, усвоение курса химии требует систематической и последовательной работы. Важно соблюдать последовательность перехода к изучению каждого следующего раздела лишь после того, как усвоен материал предыдущего.

Для успешного освоения курса студенты обязаны самостоятельно выполнить ряд работ:

- изучить предлагаемые преподавателем темы теоретического материала и представить их в виде сжатого конспекта, пройти собеседование;
- выполнить в указанные сроки варианты домашних индивидуальных заданий по предложенным темам;
- подготовиться к выполнению лабораторных работ, оформляя в лабораторной тетради проведение опытов, а затем к защите лабораторной работы, пройдя собеседование;
- подготовиться к выполнению тестирования или контрольной работы на аудиторных и внеаудиторных занятиях по изученным темам.

После изучения темы теоретического материала и выполнения лабораторной работы студентам предлагается выполнить либо письменную проверочную или контрольную работу, либо тест. Контрольная или проверочная работа, тест выполняются на отдельных листах. Для успешной подготовки к текущему контролю студентам предлагаются вопросы для изучения и задания.