

Федеральное агентство по образованию
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Инженерно-физический факультет

Утверждаю

Зав. кафедрой химии

и естествознания

_____ Т.А. Родина

19 июня 2007 г.

А.В. Иванов

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ
КОМПЛЕКС
ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

Благовещенск

2007

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

А. В. Иванов

Учебно-методический комплекс по дисциплине «Химия» для студентов очной и заочной форм обучения специальности 13.03.01 «Геологическая съемка, поиски и разведка месторождений полезных ископаемых».

Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2007.

Учебно-методический комплекс составлен в соответствии с Государственным стандартом для специальности 13.03.01 и включает наименование тем, цели и задачи дисциплины; содержание лекционных и лабораторных занятий; вопросы к семинарским занятиям; тестовые задания для контроля изученного материала; вопросы для самостоятельной работы; вопросы для итоговой оценки знаний; тестовые задания для проверки остаточных знаний; список рекомендуемой литературы; учебно-методическую карту дисциплины.

© Амурский государственный университет, 2007

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ.....	4
2. ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ СТАНДАРТ.....	6
3. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ.....	7
4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА.....	7
5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	8
6. СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА.....	19
7. ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ.....	100
8. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА.....	132
9. РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА.....	133
10. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ. ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ.....	134
11. ТЕСТЫ ДЛЯ ПРОВЕРКИ ОСТАТОЧНЫХ ЗНАНИЙ.....	157

Овладение химическими знаниями является важным условием подготовки большинства современных специалистов. В настоящее время трудно назвать отрасль промышленного или сельскохозяйственного производства, где бы не применялись различные химические материалы. Поэтому грамотный специалист должен иметь представление о классах химических соединений, их свойствах, распространении в природе, применении.

Для подготовки инженеров по специальности «Геологическая съемка, поиски и разведка месторождений полезных ископаемых» необходимы знания по общей химии, химии элементов, основам химической идентификации веществ. Они способствуют формированию диалектического мышления, выработке научного взгляда на природу, успешному усвоению дисциплин естественнонаучного цикла. Знание химических закономерностей, реакционной способности веществ, условий протекания химических процессов необходимы для понимания свойств руд и минералов, условий их образования в природе, формирования и залегания месторождений полезных ископаемых.

Поэтому предмет химии является базовым при формировании профессиональных качеств инженера. Изучение химии в вузе базируется на химических знаниях, полученных в школе, и осуществляется на первом курсе. Полученные знания служат основой для изучения геохимии, а также общей геологии и материаловедения.

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Цели изучения дисциплины:

- Формирование у студентов целостного мировоззрения и развитие химического мышления.
- Углубление и систематизация химических знаний, необходимых студентам для изучения последующих дисциплин, а также ряда разделов физики и геологии.
- Способствовать развитию химического мышления, необходимого при

решении вопросов, связанных с физико-химическими аспектами формирования месторождений полезных ископаемых.

- Раскрытие роли и места химии в развитии научно-технического прогресса. Раскрытие роли отечественных и зарубежных ученых в развитии химии.
- Привитие навыков экспериментальной работы.

Задачи изучения дисциплины:

1. Сформировать общие представления о теоретических основах химии: строение вещества, химическая связь, классификация химических соединений и реакций, взаимосвязь строения веществ с их свойствами.
2. Изучить закономерности управления химическими процессами на основании законов химической термодинамики, химической кинетики и химического равновесия.
3. Ознакомиться со свойствами химических систем: растворов электролитов и неэлектролитов, дисперсных систем, окислительно-восстановительных и электрохимических систем.
4. Описать химию элементов и их важнейших соединений с позиции химической теории.
5. Изучить принципы номенклатуры неорганических и комплексных соединений.
6. Ознакомиться с применением различных неорганических веществ и органических соединений в синтезе новых материалов.

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении курса:

1. Теоретические представления о закономерностях взаимодействия веществ и протекания химических процессов, а также структурной организации вещества на различных уровнях.
2. Свойства неорганических соединений, их промышленное применение.

3. Понятие о полимерных и олигомерных соединениях и материалах, способах их получения и переработки.

Основные умения и навыки, приобретаемые студентами при изучении курса:

1. Соблюдение правил техники безопасности при работе в химических лабораториях.
2. Умение производить запись уравнений химических реакций, записывать формулы соединений, пользоваться номенклатурой.
3. Самостоятельное проведение лабораторного эксперимента и объяснение полученных результатов, свободное и правильное пользование химической терминологией.
4. Умение производить химические расчеты, решать химические задачи.
5. Овладение техникой химических операций, умение работать с химической посудой и оборудованием, приобретение навыков исследовательской работы.
6. Умение работать с химической литературой, справочными изданиями, словарями.

2. ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ СТАНДАРТ

Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры и олигомеры; химическая термодинамика и кинетика: энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции; реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность; химическая идентификация: качественный и количественный анализ, химический, физико-химический и физический анализ.

Химический практикум.

3. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

Курс	Семестр	Количество часов				Форма отчетности
		лекции	лаб. раб.	сам. раб.	всего	
1	1,2	102	68	80	250	Экзамен

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА

№ темы	Наименование темы	Количество часов		
		Лекции и	Лаб. раб.	Сам. раб.
1	Введение.	0,5	–	2
2	Атомно-молекулярное учение, основные химические понятия и законы.	1,5	4	2
3	Строение атома.	8	4	4
4	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	6	2	2
5	Химическая связь и строение веществ.	10	4	6
6	Классификация и номенклатура неорганических соединений.	2	2	2
7	Химическая термодинамика и кинетика.	8	10	6
8	Растворы.	6	4	6
9	Теория электролитической диссоциации.	6	6	4
10	Поверхностные явления и адсорбция.	8	4	4
11	Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз.	10	10	6
12	Координационные соединения.	4	6	4
13	Характеристика неметаллов главных подгрупп периодической системы.	16	6	10
14	Общие свойства и способы получения металлов.	2	2	2
15	Элементы главной подгруппы I группы.	2	–	2
16	Элементы главной подгруппы II группы.	2	–	2
17	Элементы главной подгруппы III группы.	2	–	2

18	Элементы побочных подгрупп периодической системы.	4	2	10
19	Химическая идентификация веществ.	4	2	4
	Итого	102	68	80

5. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Введение. (0.5 час.)

Понятие о материи. Виды материи: вещество и поле. Формы движения материи и изучающие их науки. Предмет химии. Философское и химическое понятие вещества. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Основоположники химической науки: М.В. Ломоносов, Д.И. Менделеев. Место химии в системе естественных наук.

2. Атомно-молекулярное учение, основные химические понятия и законы. (1.5 час.)

Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Работы М.В. Ломоносова. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Законы постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Закон Авогадро и выводы из него. Основные положения атомно-молекулярной теории. Атомы и молекулы. Относительные атомные и молекулярные массы. Число Авогадро.

Моль – единица количества вещества. Молярная масса и молярный объем.

Понятие о химическом элементе. Простые вещества. Аллотропия. Сложные вещества как форма существования элементов в соединениях.

3. Строение атома. (8 час.)

Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Модель атома Резерфорда, ее достоинства и недостатки.

Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнение Планка. Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны.

Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера.

Квантово-механическая модель атома. Понятия об электронном облаке, граничной поверхности и орбитали. Квантовые числа как характеристики, определяющие состояние электрона в атоме, их физический смысл. Уровни энергии электрона и главное квантовое число. Орбитальный момент количества движения и орбитальное квантовое число (формы электронных облаков и орбиталей). Магнитное квантовое число и пространственная ориентация электронных облаков. Собственный момент количества движения электрона и понятие спина, спиновое квантовое число.

Многоэлектронные атомы. Характеристические рентгеновские спектры атомов. Закон Мозли. Заряды ядер атомов. Принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Квантовые слои и подслои электронов. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

Строение атомного ядра. Протон и нейтрон как две разновидности нуклона. Природа и специфика ядерных сил. π -Мезоны как кванты ядерного поля. Изотопы. Ядерные реакции и виды ядерных превращений. Синтез трансурановых элементов. Применение радиоактивных нуклидов в промышленности.

4. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. (6 час.)

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д.И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов. Экспериментальное

подтверждение теоретических предсказаний Д.И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона.

Строение периодической системы. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Электронные семейства элементов. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов с ростом зарядов их ядер. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Значение периодического закона.

5. Химическая связь и строение вещества. (10 час.)

Природа химических связей. Основные характеристики связи: длина, энергия. Основные типы химической связи.

Ковалентная связь. Основы теории валентных связей (ВС). Образование и свойства ковалентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, кратность, полярность, поляризуемость. Валентный угол. Гибридизация атомных орбиталей и форма многоатомных частиц. Типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3). Понятие о теории молекулярных орбиталей (МО). Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных частиц. Парамагнетизм и диамагнетизм. Порядок связи. Сравнение методов ВС и МО.

Ионная связь. Свойства ионной связи. Область применения ионной модели. Ионные кристаллические решетки. Поляризация и поляризующее действие ионов.

Водородная связь. Межмолекулярные и внутримолекулярные водородные связи. влияние водородной связи на свойства веществ. Роль водородной связи в биологических процессах.

Металлическая связь. Особенности электронного строения элементов,

способных к образованию металлической связи.

Межмолекулярные взаимодействия. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия.

6. Классификация и номенклатура неорганических соединений. (2 час.)

Номенклатурные правила ИЮПАК неорганических веществ. Классификация простых веществ. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения, их номенклатура. Трехэлементные соединения. Гидроксиды. Кислоты. Соли.

Классификация сложных веществ по функциональным признакам. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов.

Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований.

Кислоты: бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот.

Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура солей.

7. Химическая термодинамика и кинетика. (8 час.)

Тепловые эффекты химических реакций. Теплоты образования химических соединений. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия. Понятие об энтропии. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса). Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях. Стандартные значения термодинамических параметров.

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный

коэффициент реакции. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Катализ. Влияние катализаторов на скорость реакции. виды катализа: гомогенный, гетерогенный, автокатализ, положительный и отрицательный, понятие об ингибиторах. Использование катализа в промышленности. Роль катализаторов в биологических процессах.

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах. Значение учения о химическом равновесии и скорости химических реакций для управления химическими процессами.

8. Растворы. (6 час.)

Характеристика дисперсных систем и их классификация. Взвеси (суспензии, эмульсии), коллоидные растворы, истинные растворы. Механизм процесса растворения. Сольватация при растворении. Работы Д.И. Менделеева по теории растворов. Термодинамика процесса растворения. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости, его зависимость от температуры. Насыщенный раствор как динамическая равновесная система. Пересыщенные растворы и условия их устойчивости. Кристаллогидраты.

Коллоидные растворы как гетерогенные системы. Общая характеристика коллоидных систем. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Свойства коллоидных систем: оптические, молекулярно-кинетические, электрические, реологические. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Коагуляция электролитами, коллоидами, под действием физических факторов. Эмульсии, классификация и свойства. Эмульгаторы. Пены, их устойчивость, методы получения и разрушения. Пенная флотация. Аэрозоли, методы получения и разрушения. Проблемы защиты атмосферы от загрязнения аэрозолями.

Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Массовая доля растворенного вещества, молярная, моляльная, нормальная концентрации. Титр. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации.

Растворы неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов. Закон Рауля. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

9. Теория электролитической диссоциации. (6 час.)

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Работы С. Аррениуса и И.А. Каблукова. Механизм диссоциации веществ с различным типом химической связи. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Энергетика процесса диссоциации.

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Истинная и кажущаяся степень диссоциации. Понятие о коэффициенте активности.

Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации, смещение диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный тип диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Протолитическая теория кислот и оснований.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Водородный показатель. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

Реакции в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле.

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз

солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.

10. Поверхностные явления и адсорбция. (8 час.)

Свободная поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Смачивание, краевой угол смачивания (гидрофильные и гидрофобные поверхности), уравнение Лапласа. Капиллярные явления (капиллярное давление и уравнение Томсона). Адсорбция на поверхности растворов и поверхностно-активные вещества (ПАВ). Взаимозависимость адсорбции, концентрации ПАВ и поверхностного натяжения: уравнение Гиббса. «Газовое состояние» молекул адсорбированных ПАВ в поверхностном слое. Уравнение состояния адсорбционного слоя и уравнение Шишковского. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое, насыщение поверхностного слоя и явление «молекулярного частокола». Мономолекулярные слои и коэффициент растекания. Адсорбция на твердых поверхностях. Уравнения и изотермы адсорбции Лангмюра и Фрейндлиха, S-образные изотермы адсорбции. Тепловой эффект адсорбции. Адсорбенты: активированные угли, гели, цеолиты. Динамический характер адсорбционного равновесия. Природа адсорбционных сил. Теория полимолекулярной адсорбции. Хемосорбция. Ионообменная адсорбция. Иониты и их применение. Хроматография. Основы метода.

11. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз. (10 час.)

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Правила составления окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе. Возникновение

скачка потенциала на границе металл-раствор. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Уравнение Нернста. Работы Н.Н. Бекетова. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Окислительно-восстановительные процессы в природе и на производстве.

Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты металлов от коррозии. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей и его практическое значение. Законы электролиза.

12. Координационные соединения. (4 час.)

Понятие о координационных соединениях. Основные положения теории А. Вернера. Внешняя и внутренняя сфера комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Изомерия координационных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константа нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах.

13. Характеристика неметаллов главных подгрупп периодической системы. (16 час.)

Водород, распространение в природе, особенности положения в периодической системе. Химическая связь в молекуле водорода. Способы получения водорода, его физические и химические свойства. Металлические гидриды и перспективы их практического использования в качестве источников водорода. Вода, строение, физические и химические свойства. Вода в природе. Способы очистки воды. Проблема чистой воды.

Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ.

Методы получения. Физические и химические свойства галогенов. Применение галогенов и их соединений. Охрана окружающей среды от загрязнений хлором. Понятие о предельно допустимых концентрациях (ПДК) вредных веществ.

Элементы главной подгруппы VI группы.

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Кислород, получение, физические и химические свойства. Оксиды. Аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Применение кислорода. Проблема чистого воздуха. Пероксиды, их применение.

Сера и ее соединения. Водородные и кислородные соединения серы. ПДК сероводорода и оксида серы(IV). Серная кислота и ее свойства. Соли серной кислоты. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое значение.

Элементы главной подгруппы V группы.

Общая характеристика элементов и простых веществ. Азот, нахождение в природе, методы получения физические и химические свойства. Применение. Водородные соединения азота. Аммиак, амиды, гидразин, гидроксилламин. Кислородные соединения азота. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты и их соли. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами. Проблема связанного азота. Азотные удобрения.

Фосфор и его формы нахождения в природе. Аллотропные модификации фосфора и способы их получения. Фосфин, фосфиды. Оксиды фосфора. Фосфорная, фосфористая, фосфорноватистая кислоты и их соли. Галогениды фосфора. Фосфорные удобрения (суперфосфат, двойной суперфосфат).

Элементы главной подгруппы IV группы.

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Углерод и его неорганические соединения. Аллотропные модификации углерода: графит, алмаз, карбин, (полиин и поликумулен). Карбиды. Оксиды углерода. Физиологическое действие оксида углерода(II) и меры предосторожности при работе с ним. Угольная кислота и ее соли. Синильная кислота. Цианиды. Соединения углерода с галогенами.

Общее понятие о полимерных материалах. Полимеры и олигомеры.

Методы получения полимеров: полимеризация и поликонденсация. Применение полимерных материалов.

Кремний и его соединения. Кремневая кислота и силикаты. Стекло. Искусственные силикаты. Силаны. Кремнийорганические полимеры.

Германий, олово, свинец и их соединения. Аллотропия. Значение германия в технике. Защита окружающей среды от распыления соединений тяжелых металлов.

14. Общие свойства и способы получения металлов. (2 час.)

Металлическое состояние вещества: основные признаки, зонная теория, металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи; положение этих элементов в периодической системе. Типы кристаллических решеток металлов. Понятие о металлических сплавах. Общие физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов. Формы нахождения металлов в природе и виды минералов. Обогащение руд и основные технологические приемы получения металлов. Получение металлов электролизом расплавов и растворов.

15. Элементы главной подгруппы I группы. (2 час.)

Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Правила хранения и техника безопасности при работе со щелочными металлами. Способы получения щелочных металлов. Свойства, получение и применение основных соединений щелочных металлов: гидридов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, надпероксидов и солей. Калийные удобрения.

16. Элементы главной подгруппы II группы. (2 час.)

Общая характеристика атомов элементов, простых веществ, их физических и химических свойств. Получение простых веществ. Применение металлического бериллия и магния. Соединения элементов: гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли. Их получение, химические свойства. Негашеная и гашеная известь: свойства, получение, применение. Меры предосторожности при работе с соединениями бериллия и бария. Жесткость воды и способы ее устранения. Очистка воды с помощью ионообменных смол.

17. Элементы главной подгруппы III группы. (2 час.)

Общая характеристика атомов элементов, простых веществ, их физических и химических свойств. Бор. Аллотропные модификации, физические и химические свойства, методы получения. Бороводороды, бориды, нитрид бора, оксиды и гидроксиды бора. Ортоборная кислота и ее соли.

Алюминий. Физические и химические свойства, получение. Аллюминотермия. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства важнейших соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение.

18. Элементы побочных подгрупп периодической системы. (4 час.)

Особенности электронных структур d- и f-элементов. Их положение в периодической системе. Сравнение свойств атомов, простых веществ и соединений элементов главных и побочных подгрупп. Многообразие степеней окисления, проявляемых атомами элементов побочных подгрупп. Склонность d-элементов к комплексообразованию. Важнейшие соединения меди, цинка, хрома, марганца, железа, кобальта, никеля.

19. Химическая идентификация веществ. (4 час.)

Понятие о химическом анализе. Качественный и количественный анализ. Требования, предъявляемые к химическому анализу, реакциям и реагентам. Методы в количественном анализе: физические, химические, физико-химические. Общая характеристика основных методов анализа: гравиметрия; титриметрия; хроматография; оптические и электрохимические методы анализа. Применение химического анализа в процессах обогащения руд. Современные методы исследования строения вещества: методы радиоспектроскопии (ЭПР и ЯМР), дифракционные методы (РСА, электронография и нейтронография).

6. СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА

1. Введение. Атомно-молекулярное учение, основные химические

понятия и законы. (2 час.)

Материя – это философская категория для обозначения объективной реальности, которая дана человеку в его ощущениях, которая копируется, фотографируется, отображается этими ощущениями, существуя независимо от них. Виды материи: вещество и поле. Материя существует в движении. Формы движения материи: механическая, физическая, химическая, биологическая и социальная. Каждый вид движения материи изучает соответствующая наука. Химическую форму движения материи изучает химия. **Химия** – наука о веществах, их превращениях, 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. Химические вещества могут находиться в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Любое вещество не является чем-то сплошным, а состоит из частиц, т.е. имеет прерывное или дискретное строение. Принцип дискретности лежит в основе атомно-молекулярного учения (АМУ), выдающаяся роль в развитии которого принадлежит М.В. Ломоносову (1741 г.). **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.

Атомные и молекулярные массы выражают в относительных единицах. В 1961 г принята единая шкала относительных атомных масс, которые измеряют в атомных единицах массы (а.е.м.). За одну **атомную единицу массы** принимают 1/12 часть массы нуклида ^{12}C ($1 \text{ а.е.м.} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$). **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.

Наряду с единицами массы и объема в химии используется единица количества вещества – моль. **Моль** (n , ν) – это количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 граммах нуклида ^{12}C . Количество частиц в одном моле любого вещества одинаково и равно $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ (постоянная Авогадро). Масса одного моля вещества называется его **молярной массой**. Она равна отношению массы вещества к его количеству: $M = m/\nu$ (г/моль).

Для веществ в газообразном состоянии удобнее пользоваться **молярным объемом** – это объем, который занимает 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (н.у.): $V_m = V/\nu$ (л/моль). Нормальными считаются условия, если $p = 101,325 \text{ кПа}$, $t = 0^\circ\text{C}$. Так как в 1 моль вещества содержится постоянное число частиц, то любое газообразное вещество при н.у. будет занимать один и тот же объем: $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.

Химические элементы, входящие в состав соединений, находятся в определенных и постоянных отношениях. Взаимодействие элементов в определенных количественных соотношениях происходит в соответствии с законом эквивалентов. **Закон эквивалентов** имеет несколько формулировок:

- Если массы двух элементов реагируют без остатка с одной и той же массой третьего вещества, то они реагируют без остатка и между собой.
- Количества эквивалентов всех веществ в реакции одинаковы.
- 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 – $n_э$ – есть количество вещества и выражается в молях. В любой химической реакции, согласно закону эквивалентов, количества эквивалентов веществ равны.

Масса одного эквивалента вещества (г/моль) называется его **молярной массой эквивалента** $M_э$. Она равна отношению массы вещества к количеству эквивалентов $M_э = m/n_э$. Молярная масса эквивалента вещества может быть найдена по **фактору эквивалентности** – $f_{эКВ}$, который показывает, какая часть реальной молекулы вещества соответствует одному эквиваленту.

Кроме величины молярной массы эквивалента удобно использовать величину **молярного объема эквивалента**, $V_э$ – это объем, который занимает при данных условиях 1 эквивалент газообразного вещества. Молярный объем эквивалента равен произведению молярного объема на фактор эквивалентности $V_э = V_m \cdot f_{эКВ}$.

Количество неорганических соединений огромно. Современная система классификации делит их на две большие группы – простые и сложные.

Простыми называются вещества, состоящие из атомов только одного элемента: сера, кислород, углерод, магний, железо и др. Простые вещества классифицируются на металлы и неметаллы. К типичным металлам относятся щелочные и щелочноземельные элементы, большинство элементов побочных подгрупп.

К неметаллам относятся водород, бор, углерод, кремний, азот, фосфор, мышьяк, кислород, сера, селен, теллур, галогены и инертные газы.

Сложные вещества состоят из атомов разных химических элементов. Их можно разделить по составу на 4 класса: оксиды, гидроксиды, кислоты и соли.

2. Строение атома. (8 час.)

Долгое время в науке господствовало мнение, что атомы неизменны и

неделимы. Однако в конце XIX века были сделаны открытия, которые свидетельствовали о сложном строении атома и о возможности их взаимопревращений. К ним относятся открытие явления радиоактивности в 1896 г. французским физиком А. Беккерелем и открытие электрона английским физиком Дж. Томсоном в 1897 г. Эти открытия 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»). Позднее, в 1909 г. американский ученый Р.Э. Милликен определил заряд электрона и вычислил его массу. Заряд электрона $\bar{e} = 1,602 \cdot 10^{-19}$ Кл – это наименьший в природе отрицательный заряд. Масса электрона $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-28}$ г, что в 1837 раз меньше массы атома водорода.

Для проверки модели Томсона в 1920 г. в лаборатории известного английского физика **Э. Резерфорда** были проведены опыты по рассеянию α -частиц. На основании полученных данных он в 1911 г. предложил планетарную модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него электронов. Положительный заряд ядра нейтрализуется суммарным отрицательным зарядом электронов, так что в целом атом электронейтрален. Возникающая в результате вращения электронов центробежная сила уравнивается силой электростатического притяжения электронов к ядру. Размеры ядра очень малы по сравнению с размерами атома: диаметр атома – величина порядка 10^{-8} см, а диаметр ядра – порядка 10^{-12} – 10^{-13} см. Вся масса атома практически сосредоточена в ядре, поэтому его плотность очень велика – порядка 10^{14} г/см³. Развита Резерфордом модель атома стала крупным шагом в познании строения атома. Однако в некоторых случаях она противоречила экспериментальным фактам. Модель не могла объяснить устойчивость атомов и линейчатый характер их спектров.

Выдающийся датский физик **Н. Бор** преодолел недостатки, свойственные планетарной модели. Он 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. Теория Бора может быть представлена в виде трех постулатов:

1. Электрон в атоме вращается вокруг ядра только по определенным стационарным орбитам.
2. Находясь на стационарной орбите, электрон не излучает и не поглощает энергию.
3. Излучение и поглощение энергии происходит при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.

Количество поглощенной или излученной энергии можно рассчитать по уравнению Планка: $\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu$, где E_2 и E_1 – энергии электрона на соответствующих орбитах, h – постоянная Планка ($h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ Дж•с), ν – частота излучения. Бор рассчитал радиус орбиты электрона $r = 0,529n^2 \text{ \AA}$, где n – номер орбиты. Энергия электрона также зависит от номера орбиты и равна $E = -13,6/n^2$ эВ. Модель Бора объяснила устойчивость атома и линейчатый характер его спектра. Теоретический спектр, рассчитанный для атома водорода, полностью совпал с экспериментальным. Но теория оказалась применима только для атома одного элемента – водорода. Попытки приложить ее к спектру даже такого простого атома, как атом гелия, привели к полной неудаче. Поэтому теория Бора должна была уступить место новым воззрениям, учитывающим волновые свойства элементарных частиц.

В 1924 г. французский ученый **Л. де Бройль** обосновал двойственную природу элементарных частиц, в частности электрона. Распространив идею Эйнштейна о двойственной природе света на вещество, де Бройль постулировал, что поток электронов наряду с корпускулярным характером обладает и волновыми свойствами. При этом справедливо соотношение $\lambda = h/mV$, где λ – длина волны, h – постоянная Планка, m и V – масса и скорость частицы. Предположение де Бройля в дальнейшем подтвердилось экспериментально. В 1927 г. американские ученые Джермер и Девиссон обнаружили дифракционную картину для электронов, при этом длина волны,

найденная экспериментально, полностью совпала с длиной волны, вычисленной по уравнению де Бройля.

Исходя из учения о корпускулярно-волновой природе элементарных частиц, 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** (1927 г.) и волновом уравнении **Э. Шредингера** (1927 г.). Волновое уравнение Шредингера играет в квантовой механике ту же роль, что и законы Ньютона в классической механике. Состояние электрона в атоме описывается волновой функцией Ψ . Квадрат волновой функции Ψ^2 имеет определенный физический смысл – характеризует вероятность нахождения частицы в данном пространстве вокруг ядра. Квантовая механика показывает, что электрон может находиться в любой точке атома, но вероятность его нахождения в различных областях пространства не одинакова. Он чаще бывает в одних местах и реже в других. Поэтому вместо термина «орбита» используют понятие «**атомной орбитали**» (АО), под которой понимают совокупность положений электрона в атоме, где вероятно его нахождение. Для графического изображения электронного облака чаще используют полярные диаграммы, представляющие квадрат волновой функции..

Решение уравнения Шредингера приводит к появлению квантовых чисел, которые характеризуют состояние электрона в атоме и важны для понимания свойств веществ и природы химической связи.

1. Главное квантовое число.

Главное квантовое число n определяет наиболее вероятное удаление электрона от ядра. Электроны с одинаковым значением n образуют энергетический уровень. Главное квантовое число принимает целочисленные значения, каждому из которых соответствует буквенное обозначение:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

$$K, L, M, N, O, P, Q$$

Главное квантовое число определяет размер атомной орбитали и энергию

электрона на энергетическом уровне.

2. Орбитальное (побочное, азимутальное) квантовое число.

Орбитальное квантовое число l определяет величину орбитального момента импульса электрона. Электроны с одинаковым значением l образуют энергетический подуровень. Орбитальное квантовое число принимает значения от 0 до $(n-1)$, каждому значению соответствует буквенное обозначение:

$$l = 0, 1, 2, 3, 4, 5$$

s, p, d, f, g, h

Орбитальное квантовое число характеризует форму электронного облака (рис. 1) и энергию электрона на энергетическом подуровне.

3. Магнитное квантовое число.

Магнитное квантовое число m_l характеризует поведение электронов во внешнем магнитном поле. Оно принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Магнитное квантовое число определяет ориентацию атомных орбиталей в пространстве и количество атомных орбиталей в пределах энергетического подуровня.

4. Спиновое квантовое число.

Спиновое квантовое число m_s (S) характеризует собственный момент импульса электрона. Упрощенно можно сказать, что электрон вращается вокруг своей оси по часовой стрелке или против часовой стрелки. Поэтому спиновое квантовое число принимает только два значения, соответствующих направлениям движения: $-1/2$ и $+1/2$.

Таким образом, четыре квантовых числа полностью определяют состояние электрона в атоме.

Если атом не подвергается никаким внешним воздействиям, то его электроны находятся в таких состояниях, в которых их энергия минимальна. Состояние с минимальной энергией называется основным состоянием атома. При поглощении атомом энергии один или несколько его электронов могут перейти на более высокий энергетический уровень. В этом случае атом становится возбужденным. В возбужденном состоянии атом находится очень

короткое время, после чего электрон переходит на более низкий уровень энергии и атом снова переходит в нормальное состояние.

Правила заполнения атомных орбиталей.

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. Этому состоянию соответствуют следующие значения квантовых чисел: $n = 1$, $l = 0$, $m = 0$, $S = 1/2$. Но все электроны атома не могут находиться в этом состоянии одновременно. Распределение электронов по возможным энергетическим состояниям определяется принципом Паули.

2. Принцип Паули.

В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы. Это значит, что если у двух электронов одинаковы n , l и m ($n = 1$, $l = 0$, $m = 0$), то спины у них должны быть противоположны – $S = -1/2$ и $S = +1/2$. Отсюда следует, что на одной атомной орбитали не может находиться более двух электронов с противоположными спинами. Исходя из принципа Паули, можно определить емкость энергетических уровней и подуровней. Так, на s-подуровне может разместиться 2 электрона; на p-подуровне – 6 электронов; на d-подуровне – 10 электронов и на f-подуровне – 14 электронов. Максимальное число электронов на энергетическом подуровне равно $2(2l + 1)$, а максимальное число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$.

3. Правило Хунда.

Наиболее устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором их суммарный спин максимальный. При заполнении p-, d-, f-подуровней электроны размещаются на атомных орбиталях сначала по одному, и только при отсутствии свободных орбиталей – по второму.

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. Без учета «провала» электронов последовательность заполнения атомных орбиталей по мере возрастания их энергии, следующая:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f < 7p$$

Пользуясь этой последовательностью, можно составить электронную формулу любого атома.

3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. (6 час.)

Периодический закон химических элементов был открыт русским ученым **Д.И. Менделеевым** 1 марта 1869 г. Д.И. Менделеев расположил известные тогда химические элементы в таблице, получившей название Периодической системы, в порядке возрастания их атомных масс. Периодический закон, сформулированный Менделеевым, звучал следующим образом: *свойства химических элементов, а также свойства простых и сложных тел, образованных ими, находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.* Однако в 1913 году английский ученый **Мозли** сделал важное открытие, которое привело к совершенствованию периодического закона. Мозли обнаружил, что длины волн главных линий рентгеновского спектра закономерно изменяются от одного элемента к другому. Расставив все элементы в ряд соответственно длинам волн линий спектра, Мозли присвоил каждому элементу порядковый номер. При этом положение элементов в периодической системе не изменилось, а порядковый номер совпал с зарядом ядра атома элемента. Это открытие привело к появлению современной формулировки периодического закона.

Свойства химических элементов, а также свойства их соединений,

находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Периодическая система состоит из 7 периодов и 8 групп. **Периоды** – это горизонтальные ряды, каждый из которых (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Первый, второй и третий периоды называются малыми. В первом периоде расположено 2 элемента, а во втором и третьем – по 8 элементов. Остальные периоды большие. В четвертом и пятом периоде располагается по 18 элементов, в шестом – 32 элемента, седьмой период не закончен. **Группы** – это вертикальные столбцы, в которых располагаются элементы со сходными химическими свойствами. Каждая группа делится на две подгруппы – главную и побочную. В главной подгруппе находятся элементы как малых, так и больших периодов, а в побочной – только элементы больших периодов.

Положение химических элементов в периодической системе связано со строением их атомов и порядком заполнения атомных орбиталей. Начало периода совпадает с началом заполнения нового электронного уровня. Каждый период заканчивается благородным газом, у которого (кроме гелия) наружный слой состоит из 8 электронов и имеет электронную конфигурацию ns^2np^6 . 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. p-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.

Атомный радиус – это расстояние от центра атома до наружного электронного слоя. Измеряется в нанометрах, нм ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$). В периодах с ростом заряда ядра сила притяжения электронов к ядру возрастает, а количество электронных слоев остается неизменным. Поэтому в периодах слева направо атомные радиусы уменьшаются. В группах сверху вниз с ростом заряда ядра возрастает количество электронных слоев и атомные радиусы увеличиваются.

Энергия ионизации – это количество энергии, которое необходимо затратить, чтобы оторвать электрон от нейтрального атома и превратить атом в положительно заряженный ион. Измеряется в кДж/моль. В периодах слева направо энергия ионизации увеличивается, а в группах сверху вниз – уменьшается.

Сродство к электрону – это количество энергии, которое выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому с превращением атома в отрицательно заряженный ион. Измеряется в кДж/моль. В периодах слева направо сродство к электрону увеличивается, а в группах сверху вниз – уменьшается.

Электроотрицательность – это способность атома притягивать к себе электроны. Мерой электроотрицательности служит полусумма энергии ионизации и сродства к электрону. Чем больше величина электроотрицательности, тем легче атом элемента притягивает к себе электроны. В периодах величина электроотрицательности увеличивается слева

направо, а в группах уменьшается сверху вниз.

4. Химическая связь и строение веществ. (10 час.)

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

Химическая связь характеризуется длиной связи и энергией связи.

Длина связи – это расстояние между центрами взаимодействующих атомов. Измеряется в нм. Длина связи зависит от природы атомов, их количества, порядка связи между атомами. В ряду однотипных соединений длина связи изменяется закономерно, что обусловлено закономерным изменением радиусов атомов в периодической системе:

Энергия связи – это количество энергии, которую необходимо затратить, чтобы разорвать связь. Измеряется в кДж/моль. Энергия связи – это мера ее прочности. Величина энергии химической связи колеблется от 100 до 1000 кДж/моль. Энергия связи зависит от природы атомов, их количества, порядка связи между атомами.

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

Ковалентная связь – это связь, образованная за счет общих электронных пар. При рассмотрении природы ковалентной связи используют два подхода: теория валентных связей (ТВС) и теория молекулярных орбиталей (ТМО).

В основе теории валентных связей лежит **концепция локализованных электронных пар**. При образовании химической связи происходит перекрывание орбиталей атомов, образующих связь. Одинарную химическую связь образуют два электрона с противоположными спинами, принадлежащие двум атомам. В результате перекрывания АО между ядрами образуется область с повышенной электронной плотностью, что приводит к притяжению ядер и, соответственно, к понижению энергии системы, т.е. к образованию химической связи. Таким образом, химическая связь является двухцентровой и двухэлектронной.

В теории ВС 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. Ковалентная связь может быть полярной и неполярной. Связь между атомами одного и того же элемента всегда неполярна, так как электронное облако общей электронной пары распределено симметрично относительно двух ядер (Cl_2 , H_2 , N_2 и др.). Смещение электронной плотности общей электронной пары происходит вследствие разной электроотрицательности элементов. Атом элемента с большей электроотрицательностью сильнее притягивает к себе общую электронную пару, в результате чего электронная плотность распределяется несимметрично.

2. **Кратность связи** (порядок связи) – это число общих электронных пар, образующих данную связь. Химическая связь, образованная одной электронной парой, называется простой, одинарной или σ -связью. Химическая связь, осуществляемая более чем одной электронной парой, называется кратной. Кратная связь может быть двойной, тройной, иметь более высокую кратность. Кратная связь состоит из σ -связи, π -связей и иногда δ -связей. π -Связь образуется по обе стороны линии σ -связи при боковом перекрывании p- или d-орбиталей. Максимальное число π -связей равно двум. Они располагаются во взаимно перпендикулярных плоскостях. Кроме π -связей в кратную связь могут входить δ -связи, которые образуются при перекрывании d-орбиталей четырьмя лепестками. Максимальное число δ -связей между двумя атомами равно двум.

3. **Поляризуемость** – это свойство ковалентной связи становиться

полярной под действием внешнего электрического поля. Поляризуемым действием обладают ионы или полярные молекулы. Поляризуемость π -связи выше, чем σ -связи. Поляризуемость зависит главным образом от энергии внешних электронов (чем выше энергия, тем выше поляризуемость), а также от числа электронов в атоме. Чем больше электронов в атоме, тем поляризуемость выше. Поэтому атомы d-элементов и атомы p-элементов с заполненным d-подуровнем обладают высокой поляризуемостью.

4. Насыщаемость. Это свойство характеризует способность атома элемента образовывать определенное количество связей. Вследствие насыщаемости связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде дискретных частиц. Способность атома образовывать связи с определенным числом атомов другого элемента характеризуется валентностью. С позиций МВС значение валентности соответствует числу ковалентных связей, которые образует атом. При образовании связи по обменному механизму валентность определяется числом неспаренных электронов. Однако число неспаренных электронов может увеличиваться в результате перехода атома в возбужденное состояние.

Кроме обменного механизма образование ковалентных связей возможно и по донорно-акцепторному механизму. Поэтому максимальная валентность, проявляемая атомом элемента, складывается не только из числа неспаренных электронов, но и из числа вакантных атомных орбиталей и числа неподеленных электронных пар. Так, максимальная валентность атома азота равна четырем и обусловлена наличием трех неспаренных электронов и одной неподеленной электронной пары.

5. Направленность. Так как атомные орбитали, образующие химическую связь, определенным образом направлены в пространстве, то химическая связь также обладает направленностью. Угол между направлениями связей называется валентным углом. Благодаря направленности связи и разнообразным значениям валентных углов, молекулы веществ характеризуются определенным пространственным строением и имеют

различную геометрическую форму: линейную, треугольную, ромбическую, пирамидальную и т.д. Различное пространственное строение частиц и характерные значения валентных углов можно объяснить с позиций теории гибридизации атомных орбиталей. Теория гибридизации была предложена в 1931 г. американским ученым **Л. Полингом**.

Гибридизация – процесс выравнивания атомных орбиталей по форме и по энергии. В результате образуются гибридные атомные орбитали одинаковой формы и энергии, при этом их симметрия по сравнению с исходными орбиталями уменьшается. Процесс гибридизации требует затрат энергии, но они компенсируются выигрышем в энергии за счет образования более прочных связей при участии гибридных орбиталей. Гибридные орбитали располагаются в пространстве таким образом, чтобы отталкивание между ними было минимальным. В гибридизации принимают участие атомные орбитали, близкие по энергии, как правило, одного уровня (могут участвовать d-орбитали предвнешнего уровня). Число образующихся гибридных орбиталей равно числу исходных атомных орбиталей. Существует множество типов гибридизации, остановимся на рассмотрении трех из них – sp , sp^2 , sp^3 .

При sp -гибридизации в гибридизации участвуют одна s- (в форме шара) и одна p-орбиталь (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются две гибридных sp -орбитали в форме неправильной восьмерки, расположенные друг к другу под углом 180° . Такой тип гибридизации характерен для линейных молекул $BeCl_2$, $ZnCl_2$, $CdCl_2$, $HgCl_2$ и др.

При sp^2 -гибридизации в гибридизации участвуют одна s- (в форме шара) и две p-орбитали (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются три гибридных sp^2 -орбитали в форме неправильной восьмерки, расположенных под углом 120° . Такая тригональная гибридизация характерна для молекул BCl_3 , BF_3 .

При sp^3 -гибридизации в гибридизации участвуют одна s- (в форме шара) и три p-орбитали (в форме правильной объемной восьмерки). В результате образуются четыре гибридных sp^3 -орбитали в форме неправильной восьмерки,

расположенных под углом $109^{\circ}28'$. Такая тетраэдрическая гибридизация характерна для молекул CCl_4 , CH_4 , NH_3 .

Метод валентных связей имеет свои достоинства и недостатки. Достоинства метода заключаются в том, что он дает возможность наглядного изображения строения молекул с помощью валентных схем; позволяет рассматривать химические свойства молекул и дает возможность прогнозировать геометрическую форму молекул. Но метод валентных связей не может объяснить магнитные свойства молекул; не рассматривает возбужденное состояние молекул, т.е. не объясняет спектральные характеристики; не может объяснить существование молекулярных ионов и химическую связь в электроно-дефицитных молекулах. Все это является недостатками метода. Кроме того, идея о локализации электронных пар противоречит квантовой механике, в основе которой лежит представление о делокализации электронной плотности в пространстве.

В основе теории молекулярных орбиталей лежит представление о молекуле, как единой системе ядер и электронов. Каждый электрон в такой системе испытывает притяжение со стороны всех ядер и отталкивание со стороны всех электронов. Для описания состояния молекулы используется способ, в котором линейные комбинации волновых функций электронов в атомах представляют собой молекулярные волновые функции (метод ЛКАО МО). Таким образом, каждый электрон в молекуле находится на молекулярной орбитали (МО), которая характеризуется определенной энергией и набором квантовых чисел. Молекулярная орбиталь является многоцентровой, т.е. в основе лежит идея о делокализации электронной плотности, что соответствует принципам квантовой механики.

Молекулярные орбитали рассчитывают из атомных орбиталей. Чтобы внести заметный вклад в молекулярную орбиталь, атомные орбитали должны перекрываться в заметной степени и иметь подходящую симметрию, поэтому при расчете обычно ограничиваются валентными орбиталями атомов.

Атомные орбитали могут перекрываться по σ и π -типу; в результате

возникают σ и π -МО. При перекрывании двух АО образуются две МО с разной энергией: одна – с более низкой, а другая – с более высокой. Если электрон займет орбиталь с низкой энергией, то полная энергия системы уменьшится, возникнет более устойчивое состояние – химическая связь. Поэтому такая МО называется **связывающей**. Переход электрона на МО с большей энергией увеличивает энергию системы. Система становится менее устойчивой и химическая связь не образуется. Такая МО называется **разрыхляющей**.

Молекулярные орбитали, образованные при перекрывании s-АО, обозначаются σ_s ; при перекрывании p_z -АО – σ_z ; а при перекрывании p_x -АО или p_y -АО – π_x или π_y , соответственно. Правила заполнения молекулярных орбиталей те же, что и при заполнении атомных орбиталей. Заполнение МО электронами изображают в виде энергетических диаграмм.

У элементов второго периода валентными являются $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ АО. Поэтому при образовании двухатомных молекул получается 8 МО: $\sigma_s^{\text{связ.}}$, σ_s^* , $\sigma_z^{\text{связ.}}$, σ_z^* , $\pi_x^{\text{связ.}}$, $\pi_y^{\text{связ.}}$, π_x^* , π_y^* . Энергия $\pi_x^{\text{связ.}}$ и $\pi_y^{\text{связ.}}$ одинакова, также как и энергия π_x^* и π_y^* . Так как энергия $2s$ -орбиталей ниже, чем энергия $2p$ -орбиталей, то $\sigma_s^{\text{связ.}}$ и σ_s^* МО будут располагаться ниже МО, образованных из p -орбиталей. Дальнейший порядок заполнения для разных молекул различен.

Для молекул $\text{Li}_2 - \text{N}_2$: $\sigma_s^{\text{связ.}}$; σ_s^* ; $\pi_x^{\text{связ.}}$; $\pi_y^{\text{связ.}}$; $\sigma_z^{\text{связ.}}$; π_x^* ; π_y^* ; σ_z^* (рис. 9).

Для молекул $\text{O}_2 - \text{Ne}_2$: $\sigma_s^{\text{связ.}}$; σ_s^* ; $\sigma_z^{\text{связ.}}$; $\pi_x^{\text{связ.}}$; $\pi_y^{\text{связ.}}$; π_x^* ; π_y^* ; σ_z^* (рис. 10).

Также как и МВС, ММО является приближенным методом. Достоинства метода молекулярных орбиталей заключаются в том, что он позволяет с большой точностью рассчитать распределение электронной плотности в молекуле; осуществить полный расчет энергии молекулы и потенциалы ионизации; объяснить спектральные характеристики и магнитные свойства молекул. Но метод молекулярных орбиталей не может дать значение координационного числа атома, т.е. определить состав молекулы и не дает возможность определить геометрическую форму молекулы.

ТВС и ТМО не должны противопоставляться друг другу. Они дополняют

друг друга и оба используются в современной химии для описания молекул.

Ионная связь возникает между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности, между типичными металлами и типичными неметаллами. Вследствие большой электроотрицательности атомов, электронная плотность в значительной степени смещается к более электроотрицательному атому, так что силы, действующие на частицы, можно приближенно считать электростатическими.



Конечным результатом взаимодействия является образование ионного кристалла, в котором катионы и анионы располагаются упорядоченно в узлах кристаллической решетки.

Соединений с ионным типом химической связи существует ограниченное количество. Это объясняется тем, что одноатомные катионы могут иметь заряд только +1 или +2 (так как энергии ионизации при отрыве третьего электрона очень велики). Одноатомные анионы могут иметь заряд только -1 (так как к отрицательному иону присоединить второй электрон невозможно, то одноатомные анионы с зарядом -2 и -3 не существуют). Поэтому ионные соединения образуют только щелочные и щелочноземельные металлы и галогены. Остальные соединения, образуемые металлами и неметаллами и рассматриваемые как ионные, характеризуются примесью ковалентного взаимодействия.

В отличие от ковалентной связи, ионная связь обладает ненаправленностью и ненасыщенностью. Ненаправленность ионной связи объясняется тем, что электрическое поле, создаваемое ионом, распространяется равномерно по всем направлениям. Причина ненасыщенности ионной связи в том, что электрическое поле данного иона действует на все ионы противоположного знака. Вследствие ненасыщенности и ненаправленности ионные соединения образуют не молекулы, а ионные кристаллы. Количество ионов противоположного знака, которые окружают данный ион в

кристаллической решетке, называется координационным числом.

Металлическая связь – это химическая связь в металлах. В металлах небольшое количество электронов связывает большое число атомов и ионов, находящихся в узлах кристаллической решетки. Возможность свободного перемещения части электронов по всему объему металлического кристалла объясняет основные свойства металлов – металлический блеск, теплопроводность и электропроводность. Металлы являются электронодефицитными структурами с делокализованными связями, которые можно рассматривать с позиций теории молекулярных орбиталей. ТМО в применении к кристаллу представляет собой зонную теорию кристаллов.

В кристалле из N атомов каждое атомное состояние расщепляется на N молекулярных состояний, образующих энергетическую зону. В пределах зоны различия в энергии состояний чрезвычайно малы, поэтому зону можно считать непрерывной. Переход электронов между состояниями одной зоны происходит легко. Зона, занятая валентными электронами, называется валентной зоной. Вакантная зона, расположенная по энергии выше валентной зоны, называется зоной проводимости. Между валентной зоной и зоной проводимости может располагаться запрещенная зона, в которой нет разрешенных уровней. Если ширина запрещенной зоны ΔE превышает 3 эВ, кристалл является диэлектриком; если $\Delta E = 0,1 - 3$ эВ, кристалл является полупроводником. При отсутствии запрещенной зоны, т.е. при перекрывании валентной зоны и зоны проводимости, кристалл является проводником и обладает металлическими свойствами.

Водородная связь возникает между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и сильно электроотрицательным элементом (F, O, N) другой молекулы. Таким образом, водородная связь является межмолекулярной. Атом водорода, связанный с электроотрицательным атомом, в значительной степени поляризован и поэтому может взаимодействовать с другим сильно электроотрицательным атомом, имеющим неподеленную электронную пару. Силы, действующие при образовании водородной связи,

носят электростатический характер.

Энергия водородной связи невелика и составляет 8 – 40 кДж/моль. Это значительно меньше, чем энергия ковалентной связи. Но, так как количество водородных связей велико, они оказывают существенное влияние на свойства веществ. Вещества с водородными связями имеют высокие температуры кипения и плавления, хорошо растворимы в воде. Образование водородных связей характерно для воды, фтороводорода, жидкого аммиака. Водородные связи обеспечивают образование вторичной структуры белков, нуклеиновых кислот, повышают прочность полимерных материалов, химических волокон.

Межмолекулярные взаимодействия осуществляются благодаря действию между молекулами сил Ван-дер-Ваальса. Эти силы названы так потому, что впервые межмолекулярное взаимодействие стал учитывать голландский физик **Ван-дер-Ваальс** (1873 г.) для объяснения свойств газов и жидкостей. Силы Ван-дер-Ваальса начинают проявляться на расстоянии около 1 нм. По сравнению с химическими силами, это взаимодействие очень слабое. Межмолекулярное взаимодействие нейтральных частиц вещества (атомов, молекул) имеет электростатическую природу и заключается в электростатическом притяжении между полярными или неполярными частицами. Различают ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие в зависимости от особенностей молекул.

Ориентационное взаимодействие (диполь – диполь) осуществляется между полярными молекулами. Полярные молекулы ориентируются по отношению друг к другу так, что их разноименные полюса притягиваются.

Индукционное взаимодействие (диполь – индуцированный диполь) осуществляется между полярными и неполярными молекулами. Полярная молекула, создавая электрическое поле, поляризует неполярную молекулу, т.е. индуцирует диполь. Индуцированный диполь притягивается к соответствующему полюсу полярной молекулы.

Дисперсионное взаимодействие возникает в результате притяжения мгновенных диполей. Эти силы универсальны и проявляются для любых

частиц. Мгновенные диполи возникают вследствие движения электронов в атомах и молекулах и обуславливают взаимное влияние частиц друг на друга.

5. Химическая термодинамика и кинетика. (8 час.)

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** – это тело или группа тел, фактически или мысленно отграниченная от окружающей среды. Взаимодействие системы с внешней средой связано с передачей теплоты или совершением работы. В зависимости от характера такого взаимодействия различают системы:

- изолированные – не обмениваются с окружающей средой ни веществом, ни энергией;
- закрытые – не обмениваются с окружающей средой веществом;
- открытые – обмениваются с окружающей средой и веществом, и энергией.

Система может быть гомогенной и гетерогенной. Гомогенная система состоит из одной фазы, гетерогенная система состоит из нескольких фаз. **Фаза** – это часть системы, отделенная поверхностью раздела, и имеющая одинаковые физические свойства во всех ее точках.

Совокупность всех физических и химических свойств системы называется состоянием системы. Состояние системы характеризуется термодинамическими параметрами. Параметры, которые поддаются непосредственному измерению (интенсивные свойства системы, не зависящие от массы – температура, давление, плотность, концентрация и др.) называются *основными параметрами состояния*. Параметры, которые не поддаются непосредственному измерению (экстенсивные свойства, зависящие от массы – внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, термодинамические потенциалы) рассматриваются как *функции основных параметров состояния*.

Термодинамические параметры системы характеризуют лишь данное ее состояние, никак не отражая предшествующих состояний. Поэтому при переходе системы из одного состояния в другое, изменение ее свойств не зависит от пути процесса, а определяется лишь начальным и конечным ее состоянием.

Всякое изменение параметров состояния системы называется **процессом**. Все процессы, встречающиеся в природе можно разделить на самопроизвольные и несамопроизвольные. Самопроизвольными называются процессы, которые не требуют затрат энергии извне (например, переход теплоты от горячего тела к холодному). Несамопроизвольные процессы требуют для своего протекания затрат энергии извне.

Если самопроизвольный процесс протекает в изолированной системе, то он доходит до состояния равновесия. Под равновесным понимают такое состояние системы, которое не изменяется во времени и не поддерживается какими-либо внешними факторами. Равновесному процессу свойственны максимальная работа и обратимость. Обратимым называется равновесный процесс, при котором система может возвратиться в первоначальное состояние без каких-либо энергетических изменений в окружающей среде или в самой системе под влиянием бесконечно малой силы.

Любая термодинамическая система состоит из атомов и молекул, находящихся в непрерывном движении. Количественной характеристикой движения является энергия. **Внутренняя энергия (U)** характеризует общий запас энергии системы. Она включает все виды энергии движения и взаимодействия частиц, составляющих систему: кинетическую энергию движения молекул, энергию межмолекулярных взаимодействий, энергию химических связей, энергию внутриядерных сил – т.е. все виды энергии, кроме кинетической энергии системы, как целого, и потенциальной энергии ее положения. Величина внутренней энергии зависит от природы вещества, его массы и параметров состояния системы. Обычно внутреннюю энергию относят к 1 моль вещества и выражают в кДж/моль. Определение полного запаса

внутренней энергии системы невозможно, так как нельзя перевести систему в состояние, лишенное внутренней энергии. Поэтому в термодинамике рассматривают изменение внутренней энергии (ΔU), которое представляет собой разность величин внутренней энергии системы в конечном и начальном состояниях:

$$\Delta U = U_2 - U_1$$

Величину ΔU считают положительной, если внутренняя энергия системы при протекании процесса возрастает, и отрицательной – если убывает.

Передача энергии от системы к окружающей среде и обратно осуществляется в виде теплоты Q и работы A . **Теплота** – форма передачи энергии от части системы к другой вследствие хаотического движения частиц. Положительной называется теплота, которую система получает из окружающей среды, а отрицательной – которую передает в окружающую среду. **Работа** – форма передачи энергии в результате упорядоченного движения частиц под действием определенной силы. Если работа переходит в теплоту, то направленное, организованное движение молекул становится неупорядоченным.

Теплота и работа связаны с процессом, а не с состоянием системы, поэтому теплота и работа не являются функциями состояния и зависят от пути процесса.

Взаимосвязь между количеством теплоты, полученной или выделенной в процессе, количеством произведенной работы и изменением внутренней энергии устанавливает первый закон термодинамики, который связан с законом сохранения энергии.

Первый закон термодинамики имеет несколько формулировок:

- **Энергия изолированной системы постоянна.**

Если бы энергия изолированной системы могла увеличиваться без взаимодействия с окружающей средой, то можно было бы сконструировать вечный двигатель первого рода, т.е. машину, производящую работу без затрат энергии.

- **Вечный двигатель первого рода невозможен.**

Постоянство энергии изолированной системы не исключает возможность перехода одного вида энергии в другой. При таких переходах энергия не теряется и не создается вновь.

- **Энергия не исчезает бесследно и не создается из ничего, переход ее из одной формы в другую происходит в строго эквивалентных количествах.**

Если некоторая система за счет поглощения теплоты Q переходит из состояния 1 в состояние 2, то в общем случае эта теплота расходуется на изменение внутренней энергии системы ΔU и совершение работы против внешних сил A .

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

Это уравнение является математическим выражением первого закона термодинамики. Для большинства систем единственная совершаемая работа – это работа расширения. Практическое значение имеет работа расширения газа, поэтому для изобарного процесса ($P = \text{const}$) $A = P\Delta V$, тогда

$$\Delta Q = \Delta U + P\Delta V = (U_2 - U_1) - P(V_2 - V_1) \text{ или}$$

$$\Delta Q = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Величину $(U + PV)$ обозначают H и называют энтальпией. Тогда

$$\Delta Q = H_2 - H_1 = \Delta H$$

Таким образом, теплота, подведенная к системе при постоянном давлении, расходуется на изменение энтальпии.

Энтальпия, как и внутренняя энергия, является функцией состояния системы. Изменение энтальпии не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы. Величину ΔH выражают в кДж/моль и принимают положительной, если при протекании процесса энтальпия системы возрастает. Энтальпия имеет важное значение в химии, так как большинство химических процессов протекают при постоянном давлении.

Количество теплоты, поглощаемой или выделяемой при протекании химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Тепловые

эффекты реакций определяют как экспериментально, так и с помощью термодимических расчетов. Изучением тепловых эффектов химических процессов занимается термодимия. По тепловому эффекту химические реакции бывают экзотермические, протекающие с выделением теплоты, и эндотермические, протекающие с поглощением теплоты.

Для того, чтобы можно было сравнивать энергетические эффекты различных реакций, термодимические расчеты обычно относят к 1 моль вещества и условиям, принятым за стандартные: $P = 101$ кПа, $T = 298$ К. Энтальпии, измеренные при таких условиях, называют стандартными и обозначают ΔH°_{298} .

Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называются **термодимическими**. В термодимических уравнениях указывают фазовое состояние веществ. Тепловой эффект ΔH считают положительным для эндотермических процессов и отрицательным – для экзотермических процессов.

В основе термодимических 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. Закон Гесса справедлив для процессов, протекающих при постоянном давлении или постоянном объеме. Из закона Гесса вытекают два следствия:

1. 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. Для многих веществ стандартные теплоты образования известны и сведены в таблицы (табл. 4). Стандартные энтальпии образования простых веществ принимают равными нулю. Значения энтальпий образования позволяет расчетным путем установить

энергетические эффекты различных процессов: растворения, фазовых переходов, диссоциации; энергию кристаллической решетки; энергию химической связи и др.

2. Тепловой эффект реакции равен сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов:

$$\Delta H_{\text{х.р.}} = \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{с}}(\text{исх.}) - \Sigma \Delta H^{\circ}_{\text{с}}(\text{прод.})$$

Под **теплотой сгорания**, $\Delta H^{\circ}_{\text{с}}$, понимают тепловой эффект реакции сгорания 1 моль вещества до высших оксидов.

Большинство процессов представляют собой два одновременно происходящих явления: передачу энергии и изменение в упорядоченности расположения частиц. Частицам присуще стремление к беспорядочному движению, поэтому система стремится перейти из более упорядоченного состояния в менее упорядоченное. Количественной мерой беспорядка является **энтропия**, S .

Переход системы из менее упорядоченного состояния в более упорядоченное связан с уменьшением энтропии ($\Delta S < 0$). К таким процессам относятся конденсация, кристаллизация, образование осадка. При переходе системы из более упорядоченного в менее упорядоченное состояние энтропия системы возрастает ($\Delta S > 0$). Это происходит в процессах диссоциации, испарения, растворения, плавления.

Изменение энтропии в химических реакциях и в фазовых переходах вычисляют по закону Гесса:

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \Sigma \Delta S^{\circ}(\text{прод.}) - \Sigma \Delta S^{\circ}(\text{исх.})$$

Так же, как и энтальпии, энтропии принято относить к стандартным условиям, значения которых приведены в таблицах (табл. 4). Энтропия измеряется в Дж/(моль•К). Для простых веществ значение энтропии не равно нулю.

Возрастание энтропии в системе называется энтропийным фактором.

Этот фактор проявляется тем выше, чем выше температура. Количественно энтропийный фактор можно оценить произведением $T\Delta S$.

Понижение энергии системы называют энтальпийным фактором. Количественно выражается через тепловой эффект ΔH .

В химическом процессе одновременно действуют оба этих фактора: стремление частиц объединиться за счет образования прочных связей, что приводит к уменьшению энтальпии; и стремление частиц разъединиться, что приводит к увеличению энтропии.

Суммарный эффект двух противоположных тенденций в процессах, протекающих при постоянном давлении и температуре, отражает изменение энергии Гиббса, G – изобарно-изотермический потенциал:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Характер изменения энергии Гиббса позволяет судить о принципиальной возможности или невозможности протекания самопроизвольного процесса. Условием принципиальной осуществимости процесса является уменьшение энергии Гиббса: $\Delta G < 0$. Чем больше химическое сродство реагентов, тем сильнее стремление к протеканию процесса, тем больше убыль ΔG . Увеличение энергии Гиббса, $\Delta G > 0$, свидетельствует о невозможности осуществления процесса в данных условиях. Если $\Delta G = 0$, то система находится в состоянии равновесия.

Таким образом, уменьшение энергии Гиббса является критерием протекания процесса, мерой химического сродства. Это движущая сила процесса. Чем меньше нуля ΔG , тем дальше система от состояния равновесия и тем более она реакционноспособна. Энергия Гиббса характеризует работоспособность системы, т.е. определяет ту часть энергии, которая в изобарно-изотермическом процессе превращается в работу.

В соответствие с уравнением Гиббса самопроизвольному протеканию процесса способствует уменьшение энтальпии и увеличение энтропии системы, когда $\Delta H < 0$, а $\Delta S > 0$. При других сочетаниях характера изменений энтальпии и энтропии возможность процесса определяет либо энтальпийный, либо

энтропийный фактор.

Изменение энергии Гиббса, так же, как и изменение энтальпии и энтропии, не зависит от пути процесса и определяется по закону Гесса:

$$\Delta G_{x.p.} = \Sigma \Delta G_f^{\circ}(\text{прод.}) - \Sigma \Delta G_f^{\circ}(\text{исх.})$$

Стандартные энергии Гиббса образования веществ приведены в таблицах. Для простых веществ стандартные энергии Гиббса образования принимают равными нулю.

Как и любые другие процессы, химические реакции протекают во времени и поэтому характеризуются скоростью. Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее, называется химической кинетикой.

Химические реакции могут протекать в гомогенной или гетерогенной среде. Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы равномерно, в то время как гетерогенная реакция протекает на поверхности раздела фаз.

Скоростью гомогенной реакции называется изменение количества вещества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени в единице объема:

$$v_{\text{ГОМ.}} = \Delta n / (V \cdot \Delta t)$$

Скоростью гетерогенной реакции называется изменение количества вещества реагирующих веществ или продуктов реакции за единицу времени на единице площади раздела фаз:

$$v_{\text{ГЕТ.}} = \Delta n / (S \cdot \Delta t)$$

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.

Для реакции $aA + bB = dD$, математическое выражение закона действующих масс записывается: $\nu = kC_A^a C_B^b$.

Коэффициент пропорциональности, k , называется константой скорости реакции. **Константа скорости** равна скорости химической реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных 1 моль/л (физический смысл). Константа скорости зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не зависит от концентрации.

В отличие от гомогенных систем, где реакция протекает во всем объеме, в гетерогенных системах реакция протекает на поверхности реагирующих фаз. При этом концентрация твёрдой фазы не влияет на скорость реакции и не входит в выражение скорости.

Для гетерогенных реакций важное значение имеет степень раздробленности твердой фазы. Вещества, находящиеся в твердом или жидком состоянии, реагируют медленно вследствие малого контакта между ними. Этот контакт может быть увеличен путем диспергирования (дробления, измельчения) веществ. Чем меньше размеры частиц твердой фазы, тем больше поверхность раздела фаз и тем выше скорость гетерогенной реакции.

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:

$$\nu_2 = \nu_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}, \text{ где}$$

ν_1 – скорость реакции при температуре t_1 ;

ν_2 – скорость реакции при температуре t_2 ;

Δt – разность температур;

γ – температурный коэффициент

Температурный коэффициент показывает, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на 10° .

Влияние температуры на скорость химической реакции объясняет теория

активных столкновений (теория активации). Основные положения этой теории:

- не каждое столкновение приводит к акту химического взаимодействия;
- к химическому взаимодействию приводят только те столкновения, в которых участвуют частицы, обладающие энергией, необходимой для данного взаимодействия (энергией активации);
- при соударении частицы должны быть определенным образом ориентированы относительно друг друга.

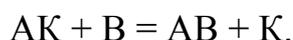
Энергия активации – это минимальная энергия взаимодействующих частиц, достаточная для того, чтобы все частицы вступили в химическую реакцию.

При повышении температуры увеличивается число активных молекул, способных к взаимодействию, и скорость реакции возрастает.

Однако, увеличить скорость реакции можно не только увеличив число активных частиц, но и снизив энергетический барьер на пути реакции. Это достигается применением специальных веществ – катализаторов.

Катализатором называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся химически неизменным в ее результате. Катализаторы, увеличивающие скорость реакции, называются положительными. Катализаторы, замедляющие реакции, называются отрицательными. Отрицательные катализаторы применяют для уменьшения скорости вредных реакций.

Снижение энергии активации процесса и увеличение скорости реакции под влиянием катализатора связано с изменением механизма реакции. Например, реакция $A + B = AB$, в присутствии катализатора идет по другому пути: $A + K = AK$,



Кроме того, катализатор влияет на пространственное расположение частиц и устраняет стерические препятствия на пути реакции.

В отличие от катализаторов, ингибиторы уменьшают скорость реакции, вступая во взаимодействие с каким-нибудь промежуточным веществом, и, тем самым препятствуют протеканию процесса.

Действие катализаторов (ингибиторов) специфично, они обладают высокой активностью, поэтому вводятся в реакцию в ничтожно малых количествах по отношению к массе реагирующих веществ.

Химические реакции бывают обратимыми и необратимыми. Необратимыми называются реакции, которые протекают только в одном направлении и до конца.

Большинство реакций являются обратимыми. Это процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная. Такие реакции до конца не доходят и характеризуются установлением химического равновесия.

В самом начале процесса скорость прямой реакции максимальна, а скорость обратной вообще незаметна. По мере уменьшения концентрации исходных веществ, скорость прямой реакции уменьшается. Одновременно, по мере накопления продуктов прямой реакции, начинает развиваться обратная реакция. Через некоторое время наступает состояние, когда обе реакции – прямая и обратная – протекают с одинаковыми скоростями. Такое состояние системы называется **химическим равновесием**.

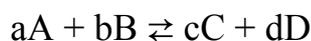
Концентрации всех веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными концентрациями.

Химическое равновесие имеет следующие особенности:

- динамический характер химического равновесия – прямая и обратная реакции не прекращаются, а протекают с равными скоростями;
- постоянство состояния химического равновесия во времени – при неизменных внешних условиях состав равновесной системы не меняется;
- подвижность равновесия – при изменении внешних условий происходит смещение химического равновесия, т.е. установление новых равновесных концентраций всех реагирующих веществ;

- возможность подхода к состоянию равновесия с двух сторон – как со стороны исходных веществ, так и со стороны продуктов реакции.

Представим обратимую реакцию в общем виде:



На основании закона действующих масс выразим скорость прямой и обратной реакций:

$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$v_2 = k_2[C]^c[D]^d,$$

где $[A]$, $[B]$, $[C]$, $[D]$ – равновесные концентрации веществ.

При равновесии $v_1 = v_2$, а значит:

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$

Т.к. k_1 и k_2 для данной системы являются величинами постоянными, их отношение также будет величиной постоянной. Обозначив $k_1/k_2 = K_C$, получим:

$$K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

где: K_C – константа химического равновесия. Она зависит от природы реагирующих веществ и температуры, но не зависит от концентраций веществ. Константа равновесия показывает, во сколько раз константа скорости прямой реакции больше константы скорости обратной реакции, если концентрация исходных веществ и продуктов равны единице (1 моль/л). В этом физический смысл константы равновесия.

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 (усиление скорости прямой и обратной реакции) в

зависимости от изменения внешних условий – концентрации реагирующих веществ, температуры, давления (в случае газовых реакций) в общем виде определяется **принципом Ле Шателье**: *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится таким образом, чтобы оказанное воздействие уменьшилось.*

Увеличение концентрации веществ приводит к смещению равновесия в сторону их расходования, а уменьшение концентрации веществ – в сторону их образования.

Изменение давления оказывает влияние только на вещества в газообразном состоянии. При повышении давления равновесие смещается в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ, при понижении давления – в сторону увеличения числа молей газообразных веществ.

Изменение температуры влияет на реакции, сопровождающиеся тепловыми эффектами. Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермического процесса, понижение температуры – в сторону экзотермического процесса.

Катализатор не вызывает смещения химического равновесия, а только ускоряет его наступление, т.к. одинаково ускоряет прямую и обратную реакции обратимого процесса.

6. Растворы. (6 час.)

Растворы – это однородные гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух или более компонентов. Растворы могут находиться в любом агрегатном состоянии: твердом, жидком или газообразном. Общим признаком для них является однофазность. Компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество, равномерно распределенное в растворителе в виде молекул, атомов или ионов. Под растворителем обычно понимают то вещество, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием всего раствора. Если агрегатное состояние веществ, составляющих раствор, одинаково, то растворителем считают то вещество, которого больше. Для растворов электролитов растворителем всегда считается вода, даже если ее

очень мало. В целом понятие «растворитель» и «растворенное вещество» применимо к разбавленным растворам.

К концу XIX в. сформировались две противоположные точки зрения на природу растворов – физическая и химическая. Согласно физической теории (С. Аррениус, В. Оствальд, Я. Вант-Гофф), процесс растворения рассматривают как результат равномерного распределения частиц растворенного вещества по всему объему растворителя без их химического взаимодействия. Свойства растворов зависят только от числа частиц вещества в данном объеме раствора, т.е. от его концентрации.

Химическая теория, разработанная Д.И. Менделеевым в 1887 г. (И.А. Каблуков, Н.С. Курнаков), рассматривает процесс образования раствора как химическое взаимодействие растворенного вещества с растворителем за счет водородных связей или сил электростатического взаимодействия.

Современная теория растворов представляет собой синтез физической и химической теорий. Процесс растворения сопровождается тепловыми эффектами, изменением объема, что является следствием образования неустойчивых продуктов взаимодействия частиц вещества с молекулами растворителя. В общем случае такие соединения называются сольватами, а процесс их образования – сольватацией. Если растворителем является вода, то соединения называют гидратами, а процесс их образования – гидратацией. В некоторых случаях образующиеся продукты бывают настолько устойчивы, что при выделении растворенного вещества из раствора растворитель входит в состав кристаллов. Кристаллы, в состав которых входят молекулы воды, называются кристаллогидратами, а содержащаяся в них вода – кристаллизационной. Кристаллогидраты сохраняют окраску, характерную для соответствующего раствора, например, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – голубую, $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – зеленую.

По количеству растворенного вещества растворы можно разделить на разбавленные и концентрированные. К разбавленным растворам относят растворы, содержащие менее 1 моль вещества в 1 литре раствора.

По характеру устанавливающегося в растворе равновесия растворы бывают ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные. Раствор, содержание вещества в котором меньше, чем в насыщенном при данной температуре растворе, называют **ненасыщенным**. В ненасыщенном растворе еще может раствориться какое-то количества вещества.

Насыщенным называется раствор, который находится в динамическом равновесии с осадком растворенного вещества при определенной температуре. В насыщенном растворе при данной температуре не может раствориться больше вещества. Насыщенные растворы могут быть и очень концентрированными и очень разбавленными.

Пересыщенные растворы содержат больше растворенного вещества, чем насыщенные при данной температуре. Их можно получить при медленном и осторожном охлаждении насыщенных растворов. Пересыщенные растворы являются неустойчивыми и при любом внешнем воздействии выделяют избыток растворенного вещества в виде осадка, переходя в насыщенные растворы.

Растворимостью вещества называют его способность образовывать с другим веществом, выполняющим функцию растворителя, однородную систему. Мерой растворимости вещества при данных условиях является его содержание в насыщенном растворе. Растворимость выражают **коэффициентом растворимости** – массой безводного вещества, способной раствориться при данной температуре в 100 г растворителя.

Растворимость веществ зависит от температуры. В зависимости от теплового эффекта растворения влияние температуры определяется принципом Ле Шателье. Но для большинства веществ с повышением температуры растворимость увеличивается. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры изображается графически в виде кривых растворимости.

Растворимость газов в жидкостях различна. В большинстве случаев газы мало растворимы в воде. На их растворимость оказывают влияние температура и давление. При повышении температуры растворимость газов уменьшается, а

при кипячении газ практически полностью удаляется из раствора. Зависимость растворимости газов от давления определяется **законом Генри**: масса газа, растворяющаяся в данном объеме жидкости при определенной температуре, прямо пропорциональна его давлению.

$$C = k \cdot P, \text{ где}$$

C – массовая концентрация газа,

k – константа Генри,

P – давление газа.

Закон Генри справедлив только для газов, не вступающих с растворителем в химическое взаимодействие.

Для количественного выражения состава раствора применяют различные виды концентраций: массовая доля вещества в растворе или процентная концентрация ω (%); молярная концентрация C_M (моль/л); эквивалентная или нормальная концентрация C_N (моль/л). Состав раствора можно также выразить через его плотность ρ (г/мл).

Свойства растворов всегда отличаются от свойств каждого из его компонентов. Это связано с характером взаимодействия между компонентами и с уменьшением концентрации молекул каждого вещества при распределении в нем другого вещества. Поэтому большой интерес представляют очень разбавленные растворы, в которых взаимодействием частиц можно пренебречь. Разбавленные растворы приближаются к идеальным растворам и их свойства описываются более простыми уравнениями.

1. Давление пара над раствором.

При данной температуре давление насыщенного пара над жидкостью – величина постоянная. При растворении в жидкости какого-либо вещества концентрация растворителя понижается, что приводит к понижению давления пара над раствором. Это понижение будет тем больше, чем выше концентрация растворенного вещества. В 1887 г. Французский физик Рауль установил закон, связывающий понижение давления пара над раствором с его концентрацией. Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над

раствором равно мольной доле растворенного вещества.

$$(P_0 - P)/P_0 = N, \text{ где}$$

P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

P – давление насыщенного пара над раствором;

N – мольная доля растворенного вещества.

2. Температуры кипения и замерзания растворов.

Индивидуальные вещества характеризуются строго определенными температурами кипения и замерзания. Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора, и тем сильнее, чем выше концентрация раствора.

$$\Delta T_{\text{кип.}} = E \cdot C_m$$

$$\Delta T_{\text{зам.}} = K \cdot C_m, \text{ где}$$

$\Delta T_{\text{кип.}}$ – повышение температуры кипения;

$\Delta T_{\text{зам.}}$ – понижение температуры замерзания;

E – эбуллиоскопическая константа;

K – криоскопическая константа;

C_m – моляльная концентрация раствора.

Эбуллиоскопическую и криоскопическую константы определяют экспериментально. Они не зависят от природы растворенного вещества и характеризуют только растворитель.

3. Осмотическое давление.

В растворе частицы растворенного вещества находятся в беспорядочном тепловом движении и равномерно распределены в растворе. Если к концентрированному раствору любого вещества добавить растворитель, то через некоторое время концентрации в любой точке раствора сравняются, что является следствием диффузии. При этом частицы движутся из области с большей концентрацией в область с низкой концентрацией. Если два раствора с различными концентрациями разделить полупроницаемой мембраной, которая пропускает только растворитель, то начнется процесс самопроизвольного

перехода растворителя через полупроницаемую мембрану, называемый осмосом. Давление, которое нужно приложить, чтобы осмос прекратился, называется осмотическим давлением. Осмотическое давление разбавленных растворов не зависит от природы компонентов, и возрастает пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре, причем коэффициентом пропорциональности является универсальная газовая постоянная R .

$$P_{\text{осм.}} = C \cdot R \cdot T$$

Если подставить в это уравнение выражение для молярной концентрации, то уравнение примет вид:

$$P_{\text{осм.}} \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Это уравнение совпадает с уравнением состояния идеального газа. Это позволило **Вант-Гоффу** (1887 г.) сформулировать закон:

Осмотическое давление разбавленного раствора численно равно тому давлению, которое производило бы данное количество растворенного вещества, занимая в виде газа при данной температуре объем, равный объему раствора.

Осмотические явления широко распространены в природе и технике. Благодаря осмосу осуществляется подъем воды по стеблям растений, питание клеток. Осмос применяется для очистки сточных вод, опреснения морской воды.

Коллоидные системы (от греческого «колла» - клей) представляют пример дисперсных систем. **Дисперсными** называются системы, состоящие из частиц дисперсной фазы (раздробленного вещества) равномерно распределенных между частицами дисперсионной среды. К ним относятся думы, туманы, взвеси различных частиц, например глины в воде и т.д.

Дисперсные системы классифицируются по размеру частиц дисперсной фазы или по степени дисперсности. По этому признаку различают истинные растворы с размером частиц 10^{-9} – 10^{-7} м, коллоидные растворы с размером частиц 10^{-7} – 10^{-5} м, грубодисперсные системы с размером частиц более 10^{-5} м.

Грубодисперсные системы, например, взвесь глины в воде, не обладают осмотическим давлением, фильтруются через бумажные фильтры и являются неустойчивыми, т.е. не остаются долго во взвешенном состоянии в жидкой среде, а оседают под действием силы тяжести на дно сосуда. Это кинетически неустойчивые системы.

В коллоидных системах в связи с уменьшением размера частиц появляются новые качества. Частицы коллоидных систем значительно больше молекул, так как они представляют агрегаты из сравнительно большого числа молекул или атомов. Но если в суспензиях частицы можно наблюдать при помощи микроскопа и тем самым обнаружить поверхность раздела, то коллоидные частицы из-за незначительных размеров нельзя обнаружить при помощи микроскопа. Поэтому коллоидные системы, в отличие от суспензий, называются микрогетерогенными системами.

Коллоидные растворы могут быть получены двумя методами:

- диспергационными – раздроблением крупных частиц на более мелкие;
- конденсационными – путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

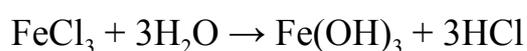
Получение коллоидных растворов (золей) диспергационными методами осуществляется механическим измельчением твердого вещества в ступке или при помощи мельницы, путем электрического или ультразвукового диспергирования. Сюда же можно отнести и метод пептизации (химическое диспергирование), основанный на превращении осадков, образующихся при коагуляции (слипании) коллоидных систем, в коллоидный раствор (при промывании осадков с помощью пептизаторов).

К методам конденсации относятся укрупнение частиц в результате конденсации пара, замены растворителя или в результате протекания химических реакций.

Однако во всех этих случаях коллоидные системы получаются только тогда, когда дисперсная фаза обладает ничтожно малой растворимостью в дисперсионной среде. При несоблюдении этого условия возможно образование

молекулярных растворов. Кроме того, необходимо, чтобы между частицами и средой существовало взаимодействие, препятствующее связыванию друг с другом. Для получения устойчивой коллоидной системы необходимо присутствие веществ, которые, адсорбируясь на поверхности коллоидных частиц, создавали бы достаточно интенсивное взаимодействие между поверхностью частиц и окружающей их средой. Вещества, обуславливающие устойчивость коллоидных растворов, называют стабилизаторами.

Рассмотрим строение коллоидных частиц на примере золя гидроксида железа, полученного при гидролизе раствора хлорида железа(III):



Основу коллоидной частицы составляют монокристаллы труднорастворимого $\text{Fe}(\text{OH})_3$, которые называют агрегатами. В результате избирательной адсорбции ионов Fe^{3+} на поверхности агрегата возникает положительно заряженный слой. В соответствии с эмпирическим правилом, на поверхности агрегата адсорбируются те ионы, которые входят в состав агрегата. Ионы Fe^{3+} являются потенциалобразующими ионами (ПОИ). Агрегат вместе с ПОИ является частицей твердой фазы и его называют ядром. Под действием электростатических сил к ядру притягиваются ионы противоположного знака, компенсирующие заряд ядра. Эту роль выполняют ионы Cl^- . Часть противоионов $3(n-x)\text{Cl}^-$ наиболее близко расположена к ядру. Они удерживаются не только электростатическими силами, но и силами Ван-дер-Ваальса и образуют адсорбционный слой противоионов. Весь этот комплекс передвигается в растворе как единое целое и его называют коллоидной частицей или гранулой. Так как положительных зарядов в адсорбционных слоях больше, чем отрицательных коллоидная частица заряжена положительно. Оставшиеся противоионы $3x\text{Cl}^-$ образуют диффузный слой и связаны с ядром слабее. Гранула вместе с диффузным слоем образует мицеллу.

Наименьшей структурной единицей коллоидного раствора – золя – является мицелла. Мицелла является электронейтральной. Но коллоидные

частицы заряжены одноименно, что препятствует их слипанию. Каждая заряженная частица сольватируется, т.е. окружается обложкой из молекул растворителя. Таким образом, одноименный заряд частиц в золе и наличие сольватных (в воде – гидратных) оболочек мешают укрупнению частиц, а значит, повышают агрегативную устойчивость зольей, оказывая защитное действие.

На границе между диффузным и адсорбционным слоями при движении частиц в электрическом поле обнаруживается так называемый **электрокинетический**, или **дзета-потенциал** (ξ). Величина дзета-потенциала характеризует агрегативную устойчивость зольей: чем выше этот потенциал, тем сильнее силы взаимного отталкивания частиц.

По устойчивости коллоидные системы могут сильно различаться. Некоторые из них сохраняются без изменений длительные периоды времени, другие оказываются сравнительно нестойкими, третьи могут быть получены с трудом. 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.

Кинетическая устойчивость обусловлена гетерогенностью и высокой дисперсностью коллоидных систем. Тепловое движение частиц дисперсной фазы (броуновское движение) сохраняет их во взвешенном состоянии и препятствует седиментации.

Агрегативная устойчивость объясняется наличием у коллоидных частиц одноименных зарядов и сольватных оболочек, что мешает им соединиться в более крупные агрегаты. Уменьшение величины заряда

способствует укрупнению частиц и вызывает их коагуляцию.

Коагуляцию коллоидов могут вызвать электролиты, изменение температуры, механические воздействия, изменение концентрации дисперсной фазы, старение систем. Особенно важную роль в коагуляции играют электролиты. При добавлении электролитов происходит изменение строения двойного электрического слоя частиц. Часть противоионов диффузного слоя переходит в адсорбционный слой, т.е. идет сжатие диффузного слоя. Этот процесс сопровождается также десольватацией частиц, а значит, уменьшением толщины сольватной оболочки. Чем выше концентрация добавляемого электролита, тем сильнее сжимается диффузный слой, тем меньше становится значение ξ -потенциала, и следовательно, тем быстрее начинается процесс коагуляции.

Чтобы начался процесс коагуляции, нужно наличие некоторой минимальной концентрации электролита в золе. Наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию 1 мл данного золя, называется порогом коагуляции и выражается в ммоль/л.

Действие электролитов подчиняется **правилу Шульце-Гарди**. Оно говорит о том, что коагулирующее действие оказывает тот ион добавляемого электролита, заряд которого по знаку противоположен заряду коллоидных частиц. Чем выше заряд коагулирующего иона, тем больше его коагулирующая способность и тем ниже порог коагуляции. Так, для положительно заряженных золь коагулирующими ионами являются анионы, а для отрицательно заряженных – катионы.

Защита коллоидов от коагуляции (повышение устойчивости к действию электролитов и других коагулирующих факторов) осуществляется при введении стабилизаторов. Стабилизаторами могут быть поверхностно-активные вещества (например, мыла, высокомолекулярные спирты, сульфокислоты и их соли и т.д.) и высокомолекулярные соединения (ВМС) – такие, как белки (желатин, казеин, альбумин) и углеводы (крахмал, пектиновые вещества и др.). В основе защитного действия таких стабилизаторов лежит

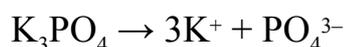
адсорбция их на поверхности частиц дисперсной фазы и дополнительная сольватация их молекулами растворителя.

7. Теория электролитической диссоциации. (6 час.)

Законы Рауля и Вант-Гоффа оказались справедливы для водных растворов органических соединений и растворов в неводных растворителях, но их нельзя было применить для растворов кислот, солей и оснований. Оказалось, что изменение свойств значительно превышает ожидаемую величину. Кроме того, растворы кислот, оснований и солей, в отличие от растворов органических соединений, обладают электрической проводимостью.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, были названы **электролитами**. А вещества, не обладающие в растворе или расплаве электрической проводимостью, – **неэлектролитами**.

Причиной электропроводности является наличие подвижных ионов в расплаве и растворе электролита. В расплаве под действием температуры, а в растворе под влиянием полярных молекул растворителя электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы:



Процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя называется **электролитической диссоциацией**.

Согласно теории электролитической диссоциации (ТЭД) **С. Аррениуса**, молекулы электролита в воде распадаются на ионы – положительные (катионы) и отрицательные (анионы). Но Аррениус не учитывал взаимодействия между ионами и молекулами растворителя. По современным представлениям электролитическая диссоциация происходит в результате сложного физико-химического процесса взаимодействия молекул электролита и полярных молекул растворителя.

При растворении электролита диполи воды за счет ориентационного или ион-дипольного взаимодействия притягиваются к полярным молекулам или ионным кристаллам растворенного вещества. Полярные молекулы вещества в

силовом поле окружающих их молекул растворителя поляризуются и, вследствие сильного смещения связывающих электронов, связь становится ионной. Происходит гетеролитический разрыв связи с образованием свободных ионов. Переход ионов в раствор сопровождается их гидратацией.

Каждый ион имеет гидратную оболочку. Гидратированный ион входит в структуру жидкого раствора. Ионы в растворе могут меняться местами с окружающими молекулами воды, что обуславливает их перемещение и электропроводность раствора.

Такой же процесс происходит при диссоциации ионных соединений. При взаимодействии ионного кристалла с полярными молекулами растворителя происходит ослабление связей в кристаллической решетке, что обеспечивает переход гидратированных ионов в раствор.

Процесс диссоциации может быть количественно охарактеризован рядом величин: степенью электролитической диссоциации, константой диссоциации, изотоническим коэффициентом.

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

$$\alpha = (N_{\text{дис.}}/N_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

Степень диссоциации измеряется в процентах или долях единицы. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, если $\alpha = 1$ или 100%, то диссоциация полная.

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ($\alpha > 30\%$), слабые ($\alpha < 3\%$) и электролиты средней силы ($3 < \alpha < 30\%$).

Сильные электролиты: многие неорганические кислоты – HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄ и др., гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, почти все соли. Электролиты средней силы: некоторые органические и неорганические кислоты – H₂C₂O₄, HCOOH, H₃PO₄. Слабые электролиты: кислоты – H₂S, HCN, CH₃COOH, H₂CO₃ и др., гидроксиды d-металлов, NH₄OH, Al(OH)₃, Mg(OH)₂, Be(OH)₂, некоторые соли – Mg(CN)₂, HgCl₂.

Степень диссоциации зависит от природы растворителя, температуры,

концентрации раствора. При разбавлении раствора степень диссоциации возрастает.

При диссоциации слабых и средних электролитов в растворе устанавливается равновесие:



где прямой процесс – диссоциация на ионы, обратный процесс – ассоциация ионов в молекулы. Применяя к данному равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_d = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}, \text{ где}$$

K_d – константа равновесия, называемая константой диссоциации.

Чем больше величина K_d , тем сильнее электролит. Константа диссоциации зависит от природы электролита и от температуры, но не зависит от концентрации. Учитывая диссоциацию электролитов можно применить законы, описывающие свойства разбавленных растворов неэлектролитов, к растворам электролитов, введя поправочный множитель i , называемый изотоническим коэффициентом.

$$(P_0 - P)/P_0 = i \cdot N$$

$$\Delta T_{\text{кип.}} = i \cdot E \cdot C_m$$

$$\Delta T_{\text{зам.}} = i \cdot K \cdot C_m$$

$$P_{\text{осм.}} = i \cdot C \cdot R \cdot T$$

Очевидно, что для растворов неэлектролитов $i = 1$, а для растворов электролитов $i > 1$. Изотонический коэффициент зависит от природы раствора и его концентрации, но для одного и того же раствора значение i во всех четырех уравнениях будет одинаково. Изотонический коэффициент показывает, насколько свойства растворов электролитов отличаются от свойств растворов неэлектролитов.

Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической

диссоциации.

Кислоты – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других катионов, кроме катионов водорода. Число ионов водорода, образующихся при диссоциации одной молекулы кислоты, определяет ее основность. Многоосновные кислоты могут диссоциировать ступенчато. Диссоциация по первой ступени происходит легче.

Способность многоосновных кислот диссоциировать ступенчато объясняет их склонность к образованию кислых солей. Образование катионов водорода при диссоциации обуславливает общие свойства кислот – кислый вкус, изменение окраски индикатора.

Основания – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других анионов, кроме гидроксид-ионов. Подобно многоосновным кислотам, основания многозарядных катионов диссоциируют ступенчато. Этим объясняется способность многокислотных оснований к образованию основных солей. Образование гидроксид-ионов при диссоциации обуславливает общие свойства оснований – «мылкий» вкус и изменение окраски индикаторов.

Согласно протолитической теории кислот и оснований **Бренстеда и Лоури** (1923 г.), кислоты являются донором протона, а основания – акцептором протона. Кислоты и основания существуют как сопряженные пары.

Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от гидроксид-ионов. Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. Поэтому растворы кислых солей имеют слабокислую среду, а растворы основных солей – слабощелочную среду.

Электролитическая диссоциация воды.

Вода является слабым электролитом, при 22°C степень диссоциации воды равна $1,8 \cdot 10^{-9}$, т.е. из 555 миллионов молекул диссоциирует только одна. Присутствие в воде ионов H^+ и OH^- придает ей свойства кислоты и основания, т.е. вода является амфотерным соединением.

Применяя к процессу диссоциации воды закон действующих масс, можно

выразить K_d воды:

$$K_d = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O]$$

При 22°C $K_d = 1,8 \cdot 10^{-16}$. Так как степень диссоциации воды очень мала, то концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной и равной: $[H_2O] = 1000/18,016 = 55,56$ моль/л.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_d \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Так как $K_d \cdot [H_2O]$ – величина постоянная, то ее обозначают K_B . Таким образом, произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов величина постоянная и называется **ионным произведением воды**.

Поскольку $K_B \neq 0$, то не может быть водного раствора в котором $[H^+]$ или $[OH^-]$ равнялась бы нулю. Величина K_B позволяет рассчитывать характер среды в водных растворах. Для нейтральной среды $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$, в кислой среде $[H^+] > 10^{-7}$, а в щелочной среде $[H^+] < 10^{-7}$.

Для удобства пользуются не величиной концентрации ионов водорода, а величиной **водородного показателя, рН**. Он равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода: $pH = -\lg[H^+]$. В нейтральной среде $pH = 7$, в кислой среде $pH < 7$, в щелочной среде $pH > 7$.

Растворы малорастворимых электролитов.

Растворимость твердых веществ в воде различна. Абсолютно нерастворимых веществ нет. Если имеется малорастворимый электролит K^+A^- , то между осадком и насыщенным раствором, содержащим ионы K^+ и A^- , установится равновесие: $K^+A^-(\text{тв.}) \rightleftharpoons K^+ + A^-$. Это равновесие характеризуется константой равновесия $K = [K^+] \cdot [A^-] / [K^+A^-]$. При постоянной температуре K и $[K^+A^-]$ – величины постоянные, так как растворимость электролита K^+A^- в воде постоянна. Поэтому произведение $K \cdot [K^+A^-]$ также является постоянной величиной. Произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита при данной температуре есть величина постоянная, называемая **произведением растворимости ПР** $PR = [K^+] \cdot [A^-]$. Чем меньше величина произведения растворимости, тем труднее осуществляется

переход вещества в раствор. Значения ПР для многих малорастворимых электролитов приведены в справочных таблицах. Зная значения ПР можно рассчитать возможность образования или растворения осадка в растворе.

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменения зарядов ионов, называются ионообменными реакциями. Различают 4 типа ионообменных реакций в растворах электролитов, равновесие которых сильно смещено в сторону продуктов реакции. 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).

Химическая активность воды проявляется не только в ее высокой растворяющей способности, но и в химических превращениях растворяемых веществ под действием воды. Вода способна разлагать растворенные вещества, действуя, как кислота или как основание. Реакции обменного разложения с участием воды называются **гидролизом**. Гидролитическому разложению подвергаются различные органические и неорганические соединения. В неорганической химии важное значение имеют реакции гидролиза солей. 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, $pH > 7$.

3. **Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием:** $CuSO_4$, $Fe(NO_3)_3$, NH_4Cl и др. Такие соли гидролизуются по катиону. В результате гидролиза накапливаются катионы водорода, поэтому среда раствора становится кислой, $pH < 7$.

4. **Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием:** CH_3COONH_4 , $Al_2(CO_3)_3$ 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.

Процесс гидролиза можно количественно охарактеризовать степенью гидролиза, h . **Степень гидролиза** – это отношение числа гидролизованных молекул к общему числу молекул вещества в растворе, $h = [N(\text{гидр.})/N(\text{общ.})] \cdot 100\%$. 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). Гидролиз является эндотермической реакцией, так как обратная реакция нейтрализации является экзотермической. Поэтому степень гидролиза возрастает при нагревании. В горячих растворах гидролиз может настолько усилиться, что произойдет полное разложение соли. Поэтому для предохранения растворов от разрушения вследствие гидролиза следует избегать их чрезмерного разбавления и нагревания.

Процесс гидролиза может быть усилен или ослаблен в присутствии других электролитов. Так, для солей, гидролизующихся по катиону, и имеющих в растворе кислую среду, добавление щелочи приведет к усилению гидролиза, а

добавление кислоты – к его подавлению. Для солей, гидролизующихся по аниону и имеющих в растворе щелочную среду, усиление гидролиза произойдет при добавлении кислоты, а ослабление гидролиза – при добавлении щелочи.

Гидролиз может усиливаться при совместном присутствии солей. Если соли создают разную реакцию среды в растворе, то они будут взаимно усиливать гидролиз друг друга.

8. Поверхностные явления и адсорбция. (8 час.)

Свойства поверхностных слоев вещества всегда отличаются от свойств его внутренних частей. Причина этого – некомпенсированность межмолекулярных сил вблизи поверхности, т.е. наличие избыточной энергии Гиббса поверхностного слоя по сравнению с внутренними слоями. По мере увеличения поверхности вещества влияние поверхностных свойств начинает проявляться все сильнее. Явления, в которых решающую роль играют поверхностные процессы, очень разнообразны: это поверхностное натяжение на границе жидкости и газа, поглощение газов и растворенных веществ на поверхности твердых тел, процессы смачивания и др.

Поверхностное натяжение.

В отсутствие внешних воздействий жидкость стремится принять форму сферической капли, так как шар имеет наименьшую при данном объеме поверхность, что приводит к уменьшению энергии Гиббса. Таким образом, для увеличения поверхности необходимо затратить работу. Величина этой работы, отнесенная к единице поверхности, получила название **поверхностного натяжения**. Поверхностное натяжение различных жидкостей неодинаково, оно зависит от их полярности, способности образовывать водородные связи и др. Большим поверхностным натяжением по сравнению с другими жидкостями обладает вода. Еще выше поверхностное натяжение расплавов солей и металлов.

Поверхностные свойства растворов отличаются от поверхностных свойств чистых растворителей. В растворе самопроизвольно протекает процесс,

при котором в поверхностном слое увеличивается содержание компонента раствора, уменьшающего поверхностное натяжение, что приводит к понижению общего изобарного потенциала системы. Компонентом, уменьшающим поверхностное натяжение раствора, является тот, который в чистом состоянии обладает меньшим поверхностным натяжением. Вещества, сильно уменьшающие поверхностное натяжение растворителя, называются **поверхностно-активными веществами (ПАВ)** или детергентами.

Поверхностное натяжение жидкостей влияет на величину капель при их вытекании и на величину пузырьков газа, пробулькивающих через раствор. Поэтому поверхностное натяжение имеет значение при промывке газа жидкостью или при насыщении газа парами жидкости. Поверхностное натяжение играет особую роль в процессах флотации, основанных на использовании свойств пен. Процесс образования пены происходит тем легче, чем меньше поверхностное натяжение жидкости. Поэтому пенообразованию способствует добавление ПАВ. **Флотация** – это метод обогащения и разделения руд путем обработки их в тонко измельченном состоянии водой с добавлением пенообразователей. Частицы руды плохо смачиваются, а частицы породы смачиваются хорошо и тонут. При вспенивании частицы руды увлекаются поверхностью пузырьков и уносятся вместе с пеной.

Адсорбция.

Адсорбция – это процесс поглощения веществом из окружающей среды молекул, атомов или ионов на своей поверхности. Причина адсорбции – наличие адсорбционного силового поля вблизи поверхности. Вещество, создающее такое поле (способное поглощать другие вещества), называется **адсорбентом**. Вещество, молекулы которого могут адсорбироваться, называется **адсорбтивом**, а уже адсорбированное вещество – **адсорбатом**.

В качестве адсорбентов используют пористые материалы с высокоразвитой поверхностью, что характерно для веществ с пористой или губчатой структурой, или находящихся в высокодисперсном состоянии. Применяемые адсорбенты могут иметь природное или синтетическое

происхождение. Наиболее распространенными сорбентами являются активированные угли, цеолиты, силикагель, алюмосиликаты, синтетические ионообменные смолы.

Внутренняя структура адсорбентов характеризуется наличием пор различной формы и размеров, среди которых различают микро-, мезо- и макропоры. Размеры микропор $\sim 1,5 \cdot 10^{-9}$ м соизмеримы с размерами адсорбируемых молекул. Поэтому адсорбируемые молекулы полностью заполняют объем микропор. Переходные поры имеют размеры $1,5 \cdot 10^{-9} - 2 \cdot 10^{-7}$ м. В них может осуществляться моно- и полимолекулярная адсорбция, а в некоторых случаях их заполнение происходит по механизму капиллярной конденсации. Макропоры обладают размерами, превышающими $2 \cdot 10^{-7}$ м. Величина адсорбции на их стенках ничтожна, а капиллярная конденсация отсутствует. Они выполняют роль транспортных путей.

Природа адсорбционных сил может быть различной. Поэтому различают **физическую** и **химическую** адсорбцию.

При физической адсорбции поглощаемые молекулы удерживаются силами Ван-дер-Ваальса, а при химической адсорбции – хемосорбции – образуются поверхностные химические соединения. Химическая адсорбция аналогична химической реакции и характеризуется высокой специфичностью. Она сопровождается высокими тепловыми эффектами (80 – 800 кДж/моль). С повышением температуры хемосорбция возрастает. Химическая адсорбция часто необратима и приводит к образованию прочных поверхностных соединений, адсорбированное вещество удаляется с поверхности с большим трудом.

Физическая адсорбция характеризуется обратимостью, большой скоростью достижения равновесия. Главную роль играют межмолекулярные взаимодействия, и, в некоторых случаях, водородные связи. Природа сил взаимодействия определяет неспецифичность физической адсорбции. При повышении температуры адсорбция уменьшается, а десорбция усиливается. Теплоты физической адсорбции невелики и составляют 8 – 20 кДж/моль.

В различных случаях адсорбции играют роль как физические, так и химические взаимодействия между адсорбентом и адсорбируемым веществом.

Количественной характеристикой адсорбции является число молекул адсорбированного вещества, приходящееся на единицу поверхности или единицу массы адсорбента: $A = X/m$, где A – величина адсорбции, X – количество адсорбированного вещества (моль), m – масса адсорбента (г). Эта величина определяется свойствами адсорбента и адсорбтива, давлением газа или концентрацией вещества, температурой. Зависимость величины адсорбции от давления газа или концентрации вещества при постоянной температуре называется изотермой адсорбции. При различных условиях изотермы адсорбции могут иметь различный вид.

При высоких температурах или малых парциальных давлениях при очень малых заполнениях поверхности уравнение изотермы имеет вид уравнения Генри: $A = K_H P$ или $A = K_H C$ (где P – давление газа, C – концентрация вещества).

При больших заполнениях это уравнение перестает выполняться. Поэтому **Г. Фрейндлих** (1906 г.) предложил описывать изотерму адсорбции эмпирическим уравнением: $A = K P^n$ или $A = K C^n$, где K и n – константы. K зависит от природы адсорбента и адсорбтива, а также от температуры. Физический смысл константы K – она представляет собой величину адсорбции при $C = 1$ моль/л или $P = 1$ кПа. Константа n – адсорбционный показатель, он зависит от природы адсорбтива и от температуры и имеет значения от 0,1 до 1.

При логарифмировании уравнение Фрейндлиха переходит в линейную форму и изотерма имеет вид прямой.

$$\lg A = \lg K + n \lg C \text{ или } \lg A = \lg K + n \lg P$$

Уравнение Фрейндлиха справедливо для промежуточных значений концентрации и давления, а для низких и высоких давлений расчеты не согласуются с экспериментальными данными.

Равновесие в широком диапазоне давлений и концентраций можно рассмотреть на основе уравнения изотермы адсорбции Ленгмюра (1914 – 1918

г.г.). **Ленгмюр** предложил теорию мономолекулярной адсорбции, которая основывается на следующих положениях:

1. Поверхность адсорбента представляет собой совокупность энергетически одинаковых активных центров, на которых адсорбируются молекулы адсорбтива.

2. На одном центре адсорбируется только одна молекула, т.е. при адсорбции образуется мономолекулярный слой.

3. Адсорбция на одном центре не влияет на адсорбцию на других центрах.

В области низких давлений, или низких концентраций, количество адсорбируемого вещества прямо пропорционально его давлению (концентрации). При дальнейшем повышении давления количество адсорбирующегося вещества также увеличивается, но уже в меньшей степени, так как происходит постепенное насыщение адсорбента, и кривая имеет вид параболы. Когда насыщение достигнуто, дальнейшее повышение давления не влияет на количество адсорбируемого вещества и кривая стремится к прямой, параллельной оси абсцисс.

Уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра имеет вид:

$$A = A_{\text{пр}} \cdot \frac{КС}{КС + 1} \quad \text{или} \quad A = A_{\text{пр}} \cdot \frac{КР}{КР + 1}, \text{ где}$$

A – величина адсорбции, $A_{\text{пр}}$ – предельная адсорбция (предельная емкость адсорбента), K – константа равновесия адсорбции.

При малых концентрациях, когда $КС \ll 1$, этой величиной в знаменателе можно пренебречь и уравнение имеет вид: $A = A_{\text{пр}}КС = K'S$, т.е. адсорбция растет линейно, подчиняясь закону Генри.

В области больших концентраций $КС \gg 1$ и можно пренебречь единицей в знаменателе. Тогда $A = A_{\text{пр}}$, что соответствует полному насыщению адсорбента.

В области промежуточных концентраций и давлений уравнение имеет вид уравнения Фрейндлиха: $A = A_{\text{пр}} \cdot C^n$, где концентрация входит в

промежуточной степени.

В 1935-1940 годах С. Брунауэр, П. Эммет и Э. Теллер предложили теорию полимолекулярной адсорбции (теория БЭТ). Основой этой теории является положение о том, что каждая молекула, адсорбированная на адсорбенте в первом слое, является центром адсорбции для молекул, образующих второй слой и т.д.

Кроме образования полимолекулярных слоев, существует еще один механизм, приводящий к дополнительной адсорбции на пористых адсорбентах. Это капиллярная конденсация. Она представляет собой процесс сжижения пара в порах твердого адсорбента при температурах ниже критической. Если образующаяся жидкость хорошо смачивает стенки капилляра, т.е. сорбента, то в капиллярах образуются вогнутые мениски в результате слияния жидких адсорбционных слоев, возникающих на стенках капилляра. Когда пар над мениском достигает насыщения, начинается конденсация и поры адсорбента заполняются жидкостью. Особенностью конденсации паров в капиллярах является то, что над вогнутым мениском давление насыщенного пара ниже, чем над плоской поверхностью. Это приводит к конденсации пара в капилляре при более низком его давлении, когда над плоской поверхностью конденсация пара еще не происходит.

Так как давление пара над вогнутым мениском тем ниже, чем меньше радиус капилляра, заполнение жидкостью начинается с наиболее мелких пор. Капиллярная конденсация протекает быстро и заканчивается в течение нескольких минут.

М.М. Дубинин разработал теорию объемного заполнения микропор (ТОЗМ), согласно которой основной характеристикой микропористых сорбентов является их объем, а не поверхность. Особенность микропористых сорбентов состоит в том, что весь объем их пор заполнен «адсорбционным полем» (размер пор $r \leq 1$ нм). Поэтому при адсорбции они заполняются не послойно, а объемно.

Адсорбция находит разностороннее применение. Твердые адсорбенты

используются для очистки газов и растворов от примесей. Адсорбция применяется для извлечения ценных продуктов, находящихся в виде примесей. Процессы адсорбции играют важную роль в гетерогенном катализе и при крашении. Адсорбция лежит в основе хроматографии.

9. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз. (10 час.)

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.

Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой совокупность двух взаимосвязанных противоположных процессов – окисления и восстановления.

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.

О способности веществ проявлять окислительные или восстановительные свойства можно судить по степени окисления элементов.

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 (особенно атомы с низкой энергией ионизации – металлы), атомы неметаллов в отрицательной степени окисления, атомы элементов в промежуточной положительной степени окисления.

Таким образом, атом элемента в высшей положительной степени

окисления может проявлять только окислительные свойства. Он уже не может отдавать электроны, а может лишь принимать электроны, понижая степень окисления.

Атом элемента в низшей отрицательной степени окисления может проявлять только восстановительные свойства, так как не может принимать электрон. Он способен только отдавать электроны и повышать степень окисления.

Если элемент находится в промежуточной степени окисления, то он способен и принимать и отдавать электроны, т.е. проявлять и окислительные и восстановительные свойства в зависимости от условий реакции.

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. Это могут быть атомы разных элементов или атомы одного элемента в разных степенях окисления.

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. Диспропорционировать могут атомы элементов в промежуточной степени окисления.

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

В реакциях, протекающих в растворах, участвуют не атомы с формальными степенями окисления, а реально существующие молекулы и заряженные ионы.

Протекание окислительно-восстановительных реакций зависит от среды

раствора, и в случае разного уровня pH могут образоваться различные продукты.

Окисленная и восстановленная формы часто отличаются по содержанию кислорода. Поэтому в уравнениях полуреакций окисления и восстановления принимают участие катионы водорода, гидроксид-ионы и молекулы воды.

При восстановлении исходная форма теряет свои оксид-ионы, которые в кислой среде связываются с катионами водорода с образованием молекул воды, а в щелочной среде – с молекулами воды с образованием гидроксид-ионов.

При окислении недостаток в исходной форме оксид-ионов компенсируется в кислой среде добавлением молекул воды с образованием катионов водорода, а в щелочной среде – добавлением гидроксид-ионов с образованием молекул воды.

Система, состоящая из металлической пластинки, погруженной в раствор электролита, называется **электродом**. Электрод – это система из двух токопроводящих тел: проводников первого и второго рода. К проводникам первого рода относятся металлы, их сплавы, оксиды с металлической проводимостью, а также неметаллические материалы (графит); носителями заряда в таких системах являются электроны. К проводникам второго рода относятся растворы и расплавы электролитов; носителями заряда являются ионы.

Если металлическую пластинку опустить в раствор, то начнется переход ионов металла в раствор и обратный переход ионов из раствора на пластинку. При этом скорость перехода в одном из направлений будет преобладать до тех пор, пока не наступит равновесие. Процесс перехода металла пластинки в раствор связан с потерей его атомами электронов и образованием положительно заряженных ионов: $Me - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$, т.е. происходит окисление. Обратный процесс – восстановление: $Me^{n+} + n\bar{e} \rightarrow Me$.

При преобладающем переходе ионов металла в раствор, на пластинке останутся избыточные электроны. Пластинка зарядится отрицательно по отношению к раствору и притянет к своей поверхности положительные ионы

раствора, которые образуют положительно заряженную ионную обкладку пластины. Это слой в растворе называется диффузным слоем. В случае, когда преобладает переход ионов металла из раствора на пластинку, поверхность металла заряжается положительно, а диффузный слой отрицательно.

Таким образом, переход ионов из раствора на пластинку и обратно приводит к образованию двойного электрического слоя (ДЭС). 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:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln C(\text{Me}^{n+}), \text{ где}$$

φ – электродный потенциал металла;

φ° – стандартный электродный потенциал металла;

R – универсальная газовая постоянная;

T – абсолютная температура;

n – заряд иона металла;

F – постоянная Фарадея;

$C(\text{Me}^{n+})$ – активная концентрация ионов

Подставив значения констант в формулу и переведя ln в lg, получим:

$$\varphi = \varphi^{\circ} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C(\text{Me}^{n+})$$

Следовательно, **стандартный электродный потенциал** – это потенциал, который возникает на границе металл-раствор при концентрации ионов металла в растворе 1 моль/л.

Стандартный электродный потенциал – это основная характеристика электрода. Экспериментальных методов определения абсолютного значения электродного потенциала нет. Поэтому их измеряют относительно потенциала водородного электрода в стандартных условиях, при которых активная

концентрация ионов водорода в растворе 1 моль/л, а давление водорода равно нормальному атмосферному давлению.

Часть поглощенного платиной водорода переходит в атомарное состояние; поэтому в поверхностном слое пластины устанавливается равновесие: $H_2 \rightleftharpoons 2H$, а на границе платины и серной кислоты – равновесие $H \rightleftharpoons H^+ + \bar{e}$. На границе металл-раствор возникает электродный потенциал, который принят равным нулю.

По сравнению со стандартным значением водородного электрода можно определить электродный потенциал любого электрода. Стандартные электродные потенциалы (измеренные при стандартной температуре $T = 298\text{ K}$) в порядке их возрастания приведены в таблицах. 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.

Каждый металл в ряду напряжений вытесняет из растворов солей все металлы, которые следуют за ним, и сам вытесняется металлами, стоящими до него. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют водород из растворов кислот.

Чем меньше окислительно-восстановительный потенциал, тем больше восстановительная способность вещества, чем больше окислительно-восстановительный потенциал, тем выше окислительная способность вещества.

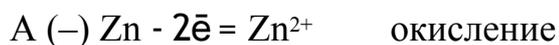
На основе величин окислительно-восстановительных потенциалов можно определить Э.Д.С. окислительно-восстановительной реакции, а, следовательно, ее направление. Окислительно-восстановительная реакция в данном направлении может протекать при условии положительного значения Э.Д.С.

$$\text{Э.Д.С.} = \varphi_{\text{ОКИСЛИТЕЛЯ}} - \varphi_{\text{ВОССТАНОВИТЕЛЯ}}$$

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.

Медно-цинковый гальванический элемент состоит из цинкового и медного электродов, погруженных в растворы $ZnSO_4$ и $CuSO_4$. Сосуды соединены тонкой стеклянной трубкой, заполненной раствором электролита – солевым мостиком. Если цепь замкнуть, начнется окислительно-восстановительная реакция. На цинковом электроде (аноде) происходит потеря электронов и постепенное растворение металла – окисление. На медном электроде (катоде) происходит осаждение меди – восстановление. Анод при этом заряжается отрицательно, а катод – положительно. За счет окислительно-восстановительной реакции по внешней цепи от анода к катоду движутся электроны, а по внутренней цепи движутся ионы SO_4^{2-} .



Э.Д.С. гальванического элемента определяется как разность электродных потенциалов катода и анода:

Гальванические элементы нашли широкое применение в качестве источников напряжения микрокалькуляторов, электронных часов, карманных фонарей и других электронных устройств.

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. Ей подвержены детали и узлы машин, работающих при высокой температуре (ракетные двигатели, турбины).

Различают несколько видов химической коррозии:

- газовая – протекает под действием агрессивных газов (оксиды азота, оксиды серы, хлор);
- атмосферная – протекает под действием кислорода, оксида углерода(IV), паров воды;
- коррозия в неэлектролитах – протекает под действием нефти,

нефтепродуктов (в двигателях внутреннего сгорания).

Электрохимическая коррозия возникает при соприкосновении различных металлов в присутствии электролита (воды, растворов кислот, щелочей, солей), вследствие чего образуются местные гальванические элементы. По мере их действия металл с более отрицательным потенциалом разрушается. Скорость коррозии тем больше, чем больше разность электродных потенциалов металлов. На скорость коррозии влияет и характер электролита. Чем выше его кислотность, чем больше в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Коррозия усиливается и с ростом температуры.

Методы защиты от коррозии:

1. Нанесение металлических защитных покрытий. Металл покрывают другим металлом, образующим защитную оксидную пленку (алюминий, хром, никель и др.), или пассивным металлом (серебро, медь, золото).

2. Оксидирование – создание оксидной пленки, препятствующей дальнейшему окислению.

3. Металлические изделия смазывают неокисляющимися маслами, которые при застывании образуют слой на поверхности металла.

4. Покрытие более активным (анодная защита) или менее активным металлом (катодная защита).

5. На поверхность металла наносят раствор высокомолекулярного соединения. После испарения растворителя на поверхности образуется полимерная пленка.

6. Защита внешним потенциалом основана на том, что при наложении извне отрицательного потенциала большего, чем потенциал активного металла, поток электронов прекратится, и коррозия протекать не будет. Для этого защищаемый металл соединяют с отрицательным полюсом внешнего источника постоянного тока, а положительный полюс заземляют.

7. Протекторная защита. К изделию подсоединяют деталь-протектор из более активного металла, который легко окисляется и тем самым предохраняет изделие от коррозии.

Электролиз – это процесс превращения электрической энергии в химическую. При прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита катионы перемещаются к отрицательному электроду – катоду – и разряжаются на электроде (процесс восстановления). Анионы перемещаются к положительному электроду – аноду – и окисляются. В результате электролит меняет свой состав.

Электролиз – разложение химического соединения под действием электрического тока, сопровождающееся разрядом ионов.

Для осуществления электролиза к источнику тока присоединяют электроды и погружают их в раствор или расплав электролита.

Электроды могут быть инертными – металлические (платина) или неметаллические (графит), которые служат только для передачи электронов; и активные – принимающие непосредственное участие в электрохимическом процессе.

Из расплавов электролизом получают металлы, которые нельзя восстановить из водных растворов. Это щелочные и щелочноземельные металлы, а также алюминий, хром, титан, марганец и др. При электролизе расплавов исключаются побочные реакции, связанные с участием воды. При высоких температурах расплавы хорошо диссоциируют. Ионы их более подвижны, чем гидратированные ионы в растворе.

При электролизе водных растворов в электродных процессах может принимать участие вода. В результате электролитического разложения воды на катоде выделяется водород, а на аноде – кислород. В катодном и анодном процессах молекулы воды и ионы электролита будут конкурировать друг с другом и разряжаться на электроде будет тот катион или анион, которому соответствует меньшее напряжение разряда. Для распространенных катионов имеется следующий ряд разряжаемости на катоде:

наиболее активные металлы	менее активные металлы	благородные металлы
$K^+, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+}$	$H^+, Zn^{2+}, Fe^{2+}, Ni^{2+}, Sn^{2+}, Pb^{2+}$	Cu^{2+}, Ag^+

трудно
разряжаемые

легко
разряжаемые

Продукты электролиза в водном растворе

только H_2

металл и H_2

только металл

Различное положение водорода в ряду разряжаемости катионов и в ряду напряжений можно объяснить, рассчитав значение электродного потенциала водорода по уравнению Нернста. Электродный потенциал водорода равен нулю в растворах с концентрацией ионов водорода $C(H^+) = 1$ моль/л. Поэтому в электрохимическом ряду напряжений водород стоит между свинцом и медью. В водном растворе соли, если она не подвергается гидролизу, $pH = 7$, $C(H^+) = 10^{-7}$ моль/л, а $\varphi^\circ = -0,414$ В. Следовательно, в ряду разряжаемости катионов водород занимает положение значительно левее, чем в ряду напряжений.

Самые активные металлы удается выделить в свободном виде только из расплава, где нет конкуренции с молекулами воды.

Для распространенных анионов имеется следующий ряд разряжаемости на аноде:

кислородсодержащие
кислотные остатки

SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-}

трудно
разряжаемые

OH^-

остатки
галогеноводородных кислот

Cl^- , Br^- , I^-

легко
разряжаемые

Продукты электролиза

кислород

галоген

Кроме участия в переносе электронов, анод может принимать непосредственное участие в электрохимическом процессе. В случае активного анода число конкурирующих окислительных реакций возрастает до трех: электрохимическое окисление воды с выделением кислорода; окисление аниона электролита; электрохимическое окисление металла анода.

В качестве растворимых анодов могут быть использованы медь, никель,

кадмий, алюминий и др. При электролизе материал анода растворяется, образуя катионы металла, которые перемещаются к катоду и на нем восстанавливаются до металла. Таким образом, металл растворимого анода осаждается на катоде.

Электролиз с растворимым анодом имеет важное техническое значение – он широко применяется для очистки металлов – электрорафинирования.

Для практического осуществления электролиза электролита необходимо определить минимальное пороговое напряжение, значение которого тем выше, чем труднее разряжаются на электродах катионы и анионы. Это напряжение называется напряжением разложения электролита. **Напряжение разложения электролита** – это минимальное напряжение между электродами, при котором начинает протекать электролиз. Напряжение разложения должно быть как минимум равно разности электродных потенциалов: $\Delta E = E_{\text{АНОДА}} - E_{\text{КАТОДА}}$. Но практическое напряжение разложения оказывается выше рассчитанного, так как каждая электролизная ячейка обладает внутренним сопротивлением. Электрохимическим процессам препятствуют протекающие более медленно предшествующие или последующие процессы. К ним относятся: процессы переноса частиц в растворе, процессы разрушения гидратных оболочек ионов, процессы объединения атомов в двухатомные молекулы. Повышение напряжения, необходимого для развития процесса электролиза, называется **перенапряжением**.

При наличии перенапряжения потенциал катода сдвигается в сторону меньших значений, а потенциал анода – в сторону больших значений. В результате общая разность потенциалов оказывается выше, чем теоретически рассчитанное значение.

Между количеством электричества, потребляемом при электролизе, и массой веществ, выделяющихся на электродах существует зависимость, установленная в 1833 г. английским физиком **М. Фарадеем**.

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

$$m = K_{\text{э}} \cdot Q, \text{ где}$$

m – масса выделившегося на электроде вещества;

$K_э$ – коэффициент пропорциональности, электрохимический эквивалент;

Q – количество электричества, Кл.

$Q = I \cdot t$, где I – сила тока, А; t – время, сек.

$$m = K_э \cdot I \cdot t$$

Если $I = 1$ А, $t = 1$ сек., то $Q = 1$ Кл и $m = K_э$.

Т.е., **электрохимический эквивалент** – это масса вещества, выделяющегося на электроде током силой 1 А в течение 1 секунды или количеством электричества 1 Кл.

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

При пропускании через электролит 96485 Кл электричества (≈ 96500 Кл) на электродах выделяется одна молярная масса эквивалента вещества, $M_э$.

$$K_э = M_э / F$$

$$m = M_э \cdot I \cdot t / F$$

Для газообразных веществ:

$$V = V_э \cdot I \cdot t / F$$

По этим формулам проводятся все расчеты, основанные на законах электролиза.

10. Координационные соединения. (4 час.)

Многие молекулы сложных веществ, между атомами которых действуют ковалентные или ионные связи, способны участвовать в реакциях присоединения за счет образования их атомами дополнительных химических связей по донорно-акцепторному механизму. Образовавшиеся при этом вещества рассматривают как соединения высшего порядка и называют комплексными. Соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные ионы, способные к самостоятельному существованию в растворах, называют **комплексными** или **координационными**.

Реакции комплексообразования могут протекать между веществами, находящимися в любом агрегатном состоянии, но наиболее многочисленными являются реакции, происходящие в растворах.

Систематизированные представления о комплексных соединениях и основные положения координационной теории ввел в 1893 г. швейцарский химик **А. Вернер**.

Изучение характера диссоциации комплексных соединений и их химических свойств позволило сформировать современные представления о строении комплексных соединений.

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. В качестве комплексообразователей чаще выступают металлы, особенно d-металлы, но могут быть и атомы неметаллов.

Лиганды – молекулы или ионы, которые являются донорами электронных пар и непосредственно связаны с комплексообразователем. Например, лиганды-ионы – F^- , Cl^- , Br^- , I^- , OH^- , CN^- , CNS^- , NO_2^- и др; лиганды-молекулы – H_2O , ROH , CO , NH_3 , RNH_2 , NO и др.

Число связей между лигандами и комплексообразователем определяет **координационное число (КЧ)**, которое, как правило, в два раза больше заряда иона-комплексообразователя (наиболее характерными КЧ являются 2, 4 и 6).

Число связей, образуемых каждым лигандом с комплексообразователем, определяет **дентатность** лиганда. Таким образом, лиганды по дентатности бывают моно-, би- и полидентатными.

Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю координационную сферу комплекса, которая при написании заключается в квадратные скобки.

Сумма зарядов комплексообразователя и лигандов представляет заряд

комплексной частицы. При положительном заряде комплексная частица является комплексным катионом, при отрицательном заряде – комплексным анионом, нулевым зарядом обладают комплексные молекулы. Заряд комплексного иона нейтрализуется равным зарядом противоионов, которые образуют внешнюю координационную сферу комплекса. Противоионы могут быть как простые, так и комплексные.

Названия комплексных соединений образуются по правилам номенклатуры IUPAC с учетом особенностей номенклатуры, принятой в русском языке. Название комплексного иона записывается одним словом. Сначала называется анион, затем катион в родительном падеже. При названии комплексной частицы пользуются следующими правилами:

1. Вначале называются лиганды – кислотные остатки. К латинскому названию лиганда добавляется окончание –о; если название кислотного остатка оканчивается на –ид, то оно отбрасывается (сульфато, хлоро, бромо и др.).

2. Затем называются лиганды – нейтральные молекулы обычными названиями. Исключение составляют NH_3 – аммин, H_2O – аква, CO – карбонил и некоторые другие.

3. Лиганды одного вида перечисляют в алфавитном порядке.

4. Число лигандов обозначается греческими числительными: «ди», «три», «тетра» и т.д. Если в названии лиганда уже имеется числительное, то число таких лигандов обозначается модифицированными формами числительных: «бис», «трис», «тетракис» и т.д.

5. Называют комплексообразователь латинским названием с окончанием –ат в случае комплексного аниона; и русским названием в родительном падеже – в случае комплексного катиона.

6. Указывают степень окисления комплексообразователя, которую записывают римскими цифрами в круглых скобках.

Комплексные соединения в водных растворах могут диссоциировать на комплексный и внешнесферный ионы. Ионное равновесие комплексных

соединений подчиняется закономерностям поведения в растворах сильных электролитов.

Диссоциации по такой схеме не подвергаются только комплексные соединения – неэлектролиты, т.е. комплексные молекулы.

Вторичная диссоциация – это распад внутренней сферы комплекса на комплексообразователь и лиганды. Она обусловлена разрывом ковалентной связи, поэтому сильно затруднена и имеет равновесный характер подобно диссоциации слабых электролитов. Вторичная диссоциация, как всякий равновесный процесс, характеризуется константой равновесия или константой диссоциации комплексного иона. В связи с тем, что величина константы диссоциации характеризует устойчивость комплексного иона в растворе, ее называют константой нестойкости $K_{\text{нест}}$.

Чем меньше константа нестойкости, тем стабильнее внутренняя сфера комплекса, т.е. тем меньше она диссоциирует в водном растворе. Для большинства распространенных комплексных ионов константы нестойкости приведены в таблицах.

11. Характеристика неметаллов главных подгрупп периодической системы. (16 час.)

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.

Простые вещества с немолекулярным строением – **C, B, Si** имеют атомные кристаллические решетки, поэтому обладают высокой твердостью и

очень высокими температурами плавления. Простые вещества с молекулярным строением – F_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , S_8 при обычных условиях газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления. В твердом состоянии все они образуют молекулярные кристаллические решетки.

Один и тот же элемент может образовывать несколько типов простых веществ, называемых **аллотропными модификациями**. Известно свыше четырехсот разновидностей простых веществ. Явление аллотропии может быть обусловлено различным составом молекул простого вещества данного элемента (аллотропия состава), либо способом размещения молекул и атомов в кристаллах (аллотропия формы). Способность элемента к образованию аллотропных модификаций обусловлена строением атомов, которое определяет тип химической связи, строение молекул и кристаллов.

Рассмотрим типы и структуру различных простых веществ. Молекулы благородных газов одноатомны и в твердом состоянии кристаллы молекулярные. Для галогенов объединение атомов приводит к образованию двухатомных молекул, образующих молекулярные кристаллические решетки. По мере увеличения числа неспаренных электронов в атоме для элементов становится возможной аллотропия состава. Сера, имеющая два неспаренных электрона, образует молекулу в форме зигзагообразной цепочки, замкнутой в восьмичленное кольцо S_8 . Кроме такой формы существуют молекулы серы в виде зигзагообразных открытых цепей S_∞ и в виде колец S_6 , S_4 и двухатомные молекулы S_2 . Фосфор, имеющий три неспаренных электрона, образует полимерные двумерные слои $P_{2\infty}$ с пирамидальным распределением связей – это, так называемый, красный фосфор. Молекулы состава P_4 тетраэдрической формы образуют модификацию – белый фосфор. Известен и черный фосфор, который получают при высоких температурах и давлении из белого фосфора. Кремний за счет sp^3 -гибридизации атомных орбиталей образует трехмерную структуру $Si_{3\infty}$ типа алмаза. Углерод за счет sp^2 -гибридизации атомных орбиталей образует слоистую структуру графит, а за счет sp^3 -гибридизации –

тетраэдрическую структуру алмаз. Все эти структуры имеют атомную кристаллическую решетку.

Еще одним важнейшим примером является аллотропия самого распространенного на Земле химического элемента – кислорода. Газообразный кислород состоит из двухатомных молекул O_2 . Молекула озона состоит из трех атомов кислорода O_3 .

В соответствии с характером изменения структуры и типа химических связей закономерно изменяются и свойства простых веществ – плотность, температуры плавления и кипения, электро- и теплопроводность и др. В периоде слева направо уменьшаются металлические свойства и усиливаются неметаллические. Так, в третьем периоде **Si** – полупроводник, а **S, Cl, Ar** в твердом состоянии являются диэлектриками. В этом же ряду понижаются температуры кипения и плавления простых веществ. В группах металлические свойства сверху вниз возрастают, а неметаллические – усиливаются. Так, в подгруппе галогенов **F, Cl, Br, I** с увеличением атомных радиусов увеличивается поляризуемость двухатомных молекул и усиливается их способность к межмолекулярным взаимодействиям. Это приводит к возрастанию температур кипения и плавления простых веществ. При обычных условиях фтор и хлор представляют собой газообразные вещества, бром – красно-коричневая жидкость, а йод – кристаллическое вещество с металлическим блеском.

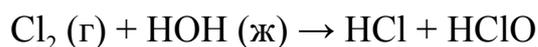
В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства и характеризуются как положительными, так и отрицательными степенями окисления. Фтор всегда является окислителем и в соединениях проявляет только отрицательную степень окисления.

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

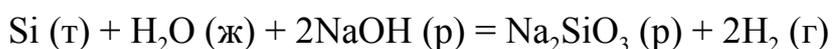
нарастают. В периодах слева направо ослабевают восстановительные и усиливаются окислительные свойства.

Взаимодействуя с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью: NaCl, KBr и др. Неметаллы взаимодействуют друг с другом, образуя соединения как полярные – HCl, H₂O, NH₃, так и неполярные – CO₂, CH₄, C₆H₆. С водородом неметаллы образуют летучие соединения – фтороводород HF, сероводород H₂S, аммиак NH₃, метан CH₄. С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды: SO₃, P₂O₅, CO₂, SiO₂ и др.

Большинство неметаллов не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Но простые вещества наиболее электроотрицательных элементов (Cl₂, Br₂, I₂) при растворении в воде могут диспропорционировать:



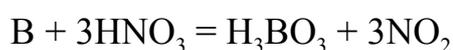
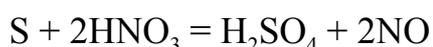
Растворение неметаллов в растворах щелочей происходит либо вследствие окисления водой с выделением водорода (ОН-группы выполняют роль комплексообразователя):



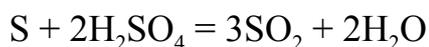
либо за счет самоокисления – самовосстановления:



С разбавленными кислотами неметаллы не взаимодействуют, но способны реагировать с кислотами-окислителями. Так, концентрированные азотная и серная кислоты взаимодействуют с фосфором, углеродом, серой, бором и др. Азотная кислота окисляет неметаллы до соответствующих кислот, восстанавливаясь до NO или NO₂:



Подобно азотной кислоте действует на простые вещества и концентрированная серная кислота, которая сама при этом восстанавливается чаще всего до SO_2 :



12. Общие свойства и способы получения металлов. Элементы главных подгрупп I, II, III групп. Элементы побочных подгрупп периодической системы. (12 час.)

подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы. Если в периодической системе элементов провести диагональ от бора к астату, то в правой верхней части будут находиться неметаллы (кроме элементов побочных подгрупп), а в левой нижней – металлы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Al, Ti, Ga, Sb и др.), обладают двойственными свойствами. При этом нельзя проводить резкую черту между металлами и неметаллами. Некоторые элементы (Tl, As, Sb, Ge) ведут себя как металлы в одних условиях и как неметаллы – в других.

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.

Металлический блеск обусловлен способностью металлов отражать световые лучи. В наибольшей степени эта способность проявляется у серебра и индия, что нашло применение в изготовлении зеркал, прожекторов и др. Металлы имеют блеск только в компактной массе, лишь магний и алюминий сохраняют блеск в порошкообразном состоянии. Металлы, отражающие все световые лучи примерно в одинаковой степени, имеют серебристо-белый цвет. Лишь два металла выделяются из всех характерной окраской: медь – желто-красного цвета и золото – желтого цвета. Эти металлы относительно сильно поглощают лучи с короткой длиной волны.

Металлы – проводники тепла и электрического тока. Лучшими

проводниками являются серебро, медь и алюминий. Металлы с высокой электропроводностью характеризуются и высокой теплопроводностью.

Основное механическое свойство металлов – пластичность. Они способны под давлением изменять свою форму, не разрушаясь. Это свойство позволяет прокатывать металлы в листы и вытягивать их в проволоку. Первое место по пластичности занимает золото.

Основные физические свойства металлов: твердость, температура плавления, плотность.

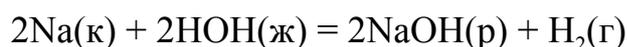
По степени твердости металлы значительно отличаются друг от друга. Калий, натрий – мягкие металлы, их можно резать ножом. Самый твердый металл – хром, по степени твердости приближается к алмазу.

Температура плавления металлов изменяется в широких пределах. Самый легкоплавкий металл – ртуть ($t_{пл.} = -38,87^{\circ}\text{C}$), самый тугоплавкий металл – вольфрам ($t_{пл.} = 3370^{\circ}\text{C}$).

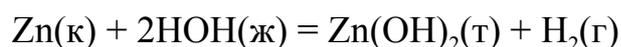
Самое тяжелое вещество на Земле относится к металлам. Это осмий с плотностью 22480 кг/м^3 . Самый легкий из металлов – литий, его плотность 590 кг/м^3 . Условно металлы делятся на тяжелые и легкие. Границей между ними принимается плотность 6000 кг/м^3 .

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. Чем более отрицательна величина стандартного электродного потенциала, тем выше восстановительная активность металла. Металлы способны взаимодействовать с простыми веществами – неметаллами (водородом, галогенами, углеродом, азотом, серой, кислородом и др.) с образованием соответствующих бинарных соединений – гидридов, галогенидов, карбидов, нитридов, сульфидов, оксидов и др. Возможность протекания подобных реакций определяется изменением величины энергии Гиббса (ΔG).

Возможность взаимодействия с водой, сопровождающегося выделением водорода, также определяется уменьшением энергии Гиббса, а также величиной электродных потенциалов и растворимостью образующихся гидроксидов. Электродный потенциал системы $2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2$ для воды при $\text{pH} = 7$ составляет $\varphi^\circ = -0,414$ В. Следовательно, выделение водорода из воды имеет место при взаимодействии с ней металлов, электродный потенциал которых имеет более отрицательное значение, чем $-0,414$ В. Например,

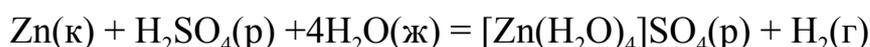


Такое взаимодействие характерно для щелочных и щелочноземельных металлов. Реакция идет с заметной скоростью, если образующийся гидроксид растворим в воде. Образование же нерастворимого или малорастворимого гидроксида на поверхности металла тормозит дальнейшее протекание реакции, например:

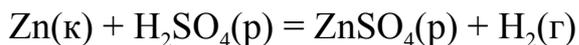


Поэтому металлы, образующие малорастворимые гидроксиды (Mg, Al, Zn, Fe), могут взаимодействовать с водой только при нагревании. На способность металлов вступать в реакцию с водой влияет также состояние их поверхности. Наличие защитной оксидной пленки (ZnO , Al_2O_3 , BeO) повышает устойчивость металлов к воде.

Многие металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с кислотами. В кислой среде с увеличением концентрации ионов H^+ , уменьшается отрицательное значение электродного потенциала системы $\text{H}^+ + \bar{e} = 1/2\text{H}_2$. Поэтому окисление металлов за счет выделения водорода в растворах кислот происходит активнее, чем в воде, и количество металлов, взаимодействующих с кислотами, возрастает. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснять водород из растворов кислот. Избыток ионов H^+ препятствует образованию гидроксидов и способствует переходу металлов в катионные аквакомплексы:



или

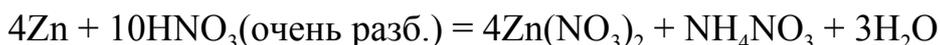
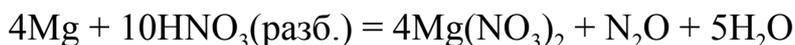


В ряде случаев при взаимодействии металлов с кислотами образуются нерастворимые или малорастворимые продукты, которые препятствуют протеканию реакции. Например, свинец не растворяется в разбавленных кислотах – серной, соляной, так как на поверхности свинца образуются нерастворимые в воде осадки PbSO_4 , PbCl_2 , предохраняющие его от дальнейшего окисления. Торможение или полное прекращение химического процесса за счет продуктов взаимодействия называется пассивированием.

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. Сильным окислительным действием обладает азотная кислота, содержащая азот в высшей степени окисления. В зависимости от концентрации кислоты и активности металла состав продуктов реакции может быть различным. При взаимодействии малоактивного металла с разбавленной азотной кислотой обычно выделяется NO , а с концентрированной – NO_2 :



Активные металлы могут восстанавливать азотную кислоту до N_2O , N_2 или NH_4NO_3 , например:

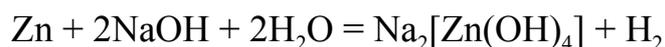


В концентрированной серной кислоте металлы окисляются ионами SO_4^{2-} . В зависимости от активности металла продукты восстановления могут быть различными:





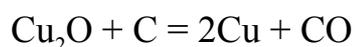
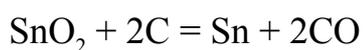
Растворы щелочей за счет присутствия ионов OH^- способствуют образованию анионных комплексов. Поэтому реакции протекают тем легче, чем устойчивее образующиеся комплексные анионы. Так, гидроксокомплексы наиболее устойчивы у цинка, алюминия и бериллия, поэтому эти металлы довольно легко растворяются в щелочах:



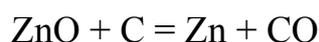
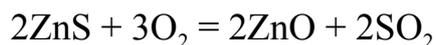
В то же время железо, кобальт, марганец вследствие неустойчивости гидроксокомплексов взаимодействуют с растворами щелочей лишь в мелкоизмельченном состоянии и при длительном нагревании.

подавляющее большинство металлов получают путем химической обработки их соединений, входящих в состав руд. В зависимости от окислителя, с которым металл связан в соединении, руды бывают оксидные, карбонатные, силикатные, сульфидные, фосфатные, галидные, сульфидные. Выделение металлов из природных руд производится различными методами:

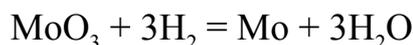
1. Пирометаллургический метод – восстановление металлов из руд при повышенной температуре с помощью угля, монооксида углерода, алюминия или водорода.



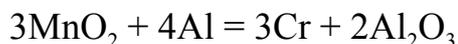
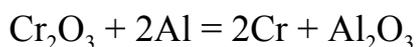
Сульфидные руды подвергают обжигу, а затем восстанавливают с помощью угля:



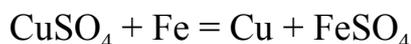
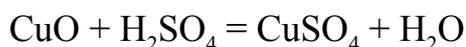
Однако углем восстанавливаются только те металлы, которые не образуют прочных карбидов. Для восстановления металлов, образующих с углеродом прочные соединения, применяют водород:



Такие металлы можно выделить методом металлотермии, т.е. восстановлением из оксидов более активным металлом, обладающим большим сродством к кислороду:



2. Гидрометаллургический метод – извлечение соединений металлов из руд с помощью химических реагентов (H_2SO_4 , KCN и др.) в виде растворимых соединений, с последующим электролизом или обработкой растворов для извлечения металлов:



Этим методом получают Ag, Zn, Cd, Mo, U.

3. Электротермический метод – восстановление активных легких металлов (K, Na, Ca, Mg, Al) из расплавленных оксидов, хлоридов, гидроксидов электролизом.

Таким образом, в основе всех методов получения металлов лежат окислительно-восстановительные реакции.

13. Химическая идентификация веществ. (4 час.)

Любое вещество состоит из одного или нескольких химических элементов. 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. В химических методах обнаружения аналитический сигнал наблюдают, главным образом, визуально. Используемые химические реакции, сопровождающиеся внешним эффектом, называют

аналитическими реакциями. Химические реакции проводятся двумя способами: «мокрым путем» – в растворе, и «сухим путем» – с твердыми веществами без использования растворителей. При анализе физическими методами свойства вещества изучают с помощью приборов. К физическим методам относят спектральный, люминесцентный, рентгеноструктурный анализ. С помощью физико-химических методов изучают явления, происходящие при химических реакциях. В настоящее время в химическом анализе все большее значение приобретают методы компьютерного и математического моделирования.

Для анализа используется часть исследуемого материала, химический состав которого аналогичен составу всего вещества, называемую пробой. По размеру пробы, используемой для анализа, различают макро-, полумикро-, микро-, субмикро- и ультрамикроанализ.

Аналитическая проба – это отобранная для анализа часть объекта исследования. Она должна быть представительной, т. е. достаточно точно отражать хим. состав объекта. Задача обеспечения представительности не возникает лишь в том случае, если объект вполне однороден по хим. составу. Этому условию практически могут удовлетворять лишь хорошо перемешанные газы или жидкости. Обычно объекты весьма разнообразны и сильно различаются по своей однородности. Это горные породы, рудные и нерудные полезные ископаемые, продукты и отходы металлургического и химического производств, почвы, природные воды, технологические растворы, воздух и другие газы, продукты питания, лекарственные препараты и др.

Для получения аналитической пробы осуществляют комплекс операций, предусмотренных методиками анализа. Пробоотбор – начальная, наиболее трудоемкая, сложная и ответственная стадия, включающая отбор точечных (разовых, частичных, частных, единичных, первичных) проб из партии материала и их смешивание для получения объединенной (генеральной, начальной, общей, суммарной) пробы.

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. На практике пользуются пределом обнаружения при доверительной вероятности $P = 0,95$. Это наименьшее содержание обнаруживаемого вещества, при котором сигнал еще настолько интенсивен, что его можно считать надежным. Предел обнаружения зависит от условий протекания процесса: рН среды, концентрации реагентов, температуры, времени наблюдения и др.

Чувствительность – изменение сигнала при изменении концентрации или количества вещества.

Избирательность – способность обнаружить в данных условиях только одно вещество или небольшое количество веществ. По избирательности реагенты разделить на три группы:

- Специфические – реагенты, взаимодействующие с одним веществом, например, крахмал для обнаружения йода.
- Избирательные – реагенты, взаимодействующие с небольшим числом ионов, например, H_2O_2 в кислой среде для обнаружения Ti(IV), V(V), Mo(VI).
- Групповые – реагенты, служащие для отделения одной группы ионов от другой, например, H_2SO_4 для обнаружения Ca, Sr, Ba.

Анализ сложных смесей осуществляется систематическим или дробным методом. При систематическом ходе анализа соблюдают определенную последовательность выполнения аналитических операций.

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.

Из большого числа реакций для аналитических целей служат только некоторые, удовлетворяющие следующим требованиям:

- Наличие легко наблюдаемого внешнего эффекта.
- Реакция должна протекать достаточно быстро.
- Реакция должна быть практически необратимой.
- Реакции должны обладать высокой чувствительностью.
- Реакции должны обладать высокой избирательностью.

Вычисления являются заключительной стадией каждого анализа. Любые данные, получаемые с помощью измерений всегда приближенны, поэтому запись результатов измерений и вычислений необходимо производить с определенной точностью, при которой последняя цифра результата недостоверна.

Все методы анализа можно разделить на химические, физико-химические и физические.

В химических методах анализа используют донорно-акцепторные реакции с переносом протона, электронной пары, а также процессы осаждения-растворения и экстракции. Аналитический сигнал фиксируют визуально.

В физико-химические методы анализа включают электрохимические, спектроскопические (оптические), люминесцентные, кинетические, термометрические. Аналитический сигнал в этих методах измеряют, он возникает с участием внешних электронов и функционально связан с природой и концентрацией вещества.

Физические методы включают спектроскопические (не оптические), ядерно-физические и радиохимические. В этих методах возникновение

аналитического сигнала связано с участием внутренних электронов или ядер атомов.

7. ЛАБОРАТОРНЫЕ ЗАНЯТИЯ

Занятие 1. Основные 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.

Примерные задания для самоконтроля:

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) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) LiOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$
5. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:
а) красный; б) малиновый; в) синий; г) бесцветен
6. Какие названия оснований составлены неверно:
а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа; б) KOH – гидроксид калия(I);
в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – 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) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
12. Выберите формулу сульфата гидроксожелеза(III):
а) $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$; б) $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$; в) $(\text{FeOH})\text{SO}_4$; г) $\text{Fe}(\text{HS})_2$

Занятие 2,3. Основные законы химии (4 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.

Примерные задания для самоконтроля:

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.

Занятие 4,5. Строение атома (4 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. 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.

Примерные задания для самоконтроля:

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 ...

$4s^2 4p^3$ в основном состоянии равен:

- а) 0; б) $1/2$; в) $5/2$; г) $3/2$

4. Определите значение квантовых чисел для электрона на 5f-подуровне:



- а) $n=5; l=4; m=-3; S=1/2$; в) $n=3; l=3; m=-3; S=1/2$;

- б) $n=5; l=3; m=0; S=1/2$; г) $n=4; l=2; m=2; S=1/2$

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

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

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

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

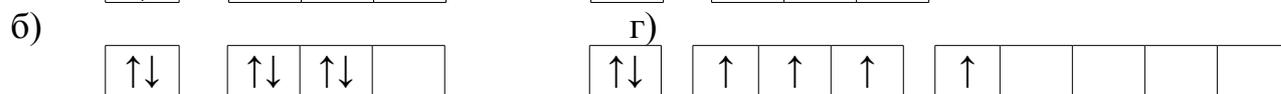
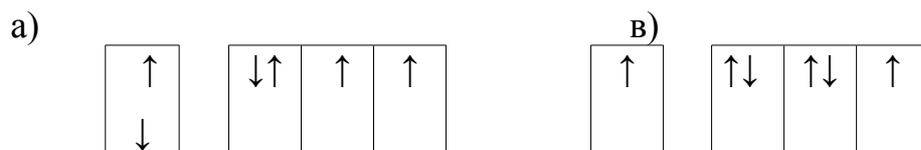
- а) 10 и 2; б) 6 и 2; в) 10 и 6; г) 14 и 2

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

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

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

8. Укажите правильную графическую формулу внешнего уровня атома кислорода:



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

- а) 0; б) 2; в) 1; г) 3

10. 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

Занятие 6. Периодический закон и периодическая система химических элементов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.
2. Строение периодической системы химических элементов.
3. Закон Менделеева. Порядковый номер химического элемента. Современная формулировка периодического закона.
4. Связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.
5. Электронные семейства элементов.
6. Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Примерные задания для самоконтроля:

1. 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
2. Сродство к электрону атомов в группах периодической системы:
 - а) увеличивается снизу вверх;
 - б) уменьшается снизу вверх;
 - в) изменяется периодически;
 - г) не изменяется
3. Электроотрицательность атомов в периодах периодической системы:
 - а) не изменяется;
 - б) увеличивается слева направо;
 - в) увеличивается справа налево;
 - г) изменяется периодически
4. Энергия ионизации атомов в группах периодической системы:
 - а) изменяется периодически;
 - б) не изменяется;
 - в) уменьшается снизу вверх;
 - г) уменьшается сверху вниз
5. В каком ряду расположены только d-элементы
 - а) Os, Mg, Si;
 - б) Sc, Pb, Te;
 - в) Na, Cd, Hg;
 - г) Co, Pd, Nb
6. В каком ряду расположены только s-элементы

а) Si, C, Al; б) Br, F, Cl; в) Rb, Cs, Be; г) K, Ca, Sc

7. В каком ряду расположены только р-элементы

а) Zn, Sr, Ca; б) O, Ge, Al; в) Pt, Tc, Zr; г) Ba, Cd, Sb

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

- 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

9. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула ... $3s^23p^3$:

- а) 3 период, 3 группа, главная подгруппа;
- б) 3 период, 5 группа, главная подгруппа;
- в) 5 период, 3 группа, главная подгруппа;
- г) 3 период, 3 группа, побочная подгруппа;

10. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула ... $4d^75s^1$:

- а) 4 период, 5 группа, главная подгруппа;
- б) 4 период, 8 группа, побочная подгруппа;
- в) 5 период, 8 группа, побочная подгруппа;
- г) 5 период, 8 группа, главная подгруппа

Занятие 7,8. Химическая связь и строение веществ (4 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,

насыщаемость, направленность).

5. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул.
6. Положения метода МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул элементов первого и второго периодов.
7. Ионная связь. Механизм образования. Свойства ионной связи.
8. Водородная связь, образование, свойства. Влияние водородной связи на свойства веществ.
9. Металлическая связь.
10. Силы межмолекулярного взаимодействия.

Примерные задания для самоконтроля:

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^2p^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 ;

11. Постройте энергетическую диаграмму распределения электронов по молекулярным орбиталям в молекуле B_2 .

12. Сколько электронов находится на связывающей σ_s -орбитали?

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4

13. Сколько электронов находится на разрыхляющей σ_s -орбитали?

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4

14. Сколько электронов находится на связывающих π_x - и π_y -орбиталях?

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4

15. Сколько электронов находится на разрыхляющих π_x - и π_y -орбиталях?

- а) 0; б) 1; в) 2; г) 4

16. Каковы магнитные свойства молекулы B_2 ?

- а) парамагнетик; в) магнитные свойства отсутствуют;
б) диамагнетик; г) ферромагнетик

17. Как изменится энергия связи в ионе B_2^- по сравнению с молекулой B_2 ?

- а) не изменится; б) уменьшится; в) увеличится

Занятие 9,10. Химическая термодинамика и термохимия (4 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?

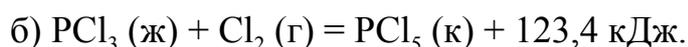
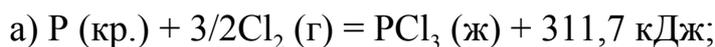
6. Закон Гесса и следствия из него.
7. Что такое энтропия? Примеры процессов, сопровождающихся увеличением и уменьшением энтропии системы.
8. Какая термодинамическая величина характеризует возможность и направление протекания самопроизвольного процесса?
9. Уравнение Гиббса. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении возможности протекания процесса.

Примерные задания для самоконтроля:

1. Определите энтальпию образования пентахлорида фосфора:

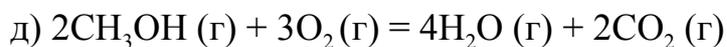
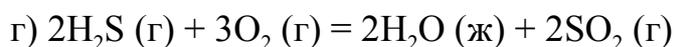
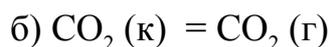


если известны тепловые эффекты следующих реакций:



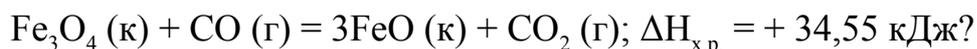
2. Теплота растворения NaOH в воде равна 41,6 кДж. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 225 г NaOH?

3. Не производя вычислений, установить знак ΔS^0 следующих процессов:



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:



6. При сжигании 3,04 г магния выделилось 76,45 кДж теплоты. Теплота образования MgO ($\Delta H_{\text{р}}^{\circ}$, кДж/моль) равна:

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

7. Теплота образования оксида углерода(IV) равна $\Delta H_{\text{ф}}^{\circ} = -393,6$ 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 ($\Delta H_{\text{р}}^{\circ}$, 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) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$; г) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$

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) $|\Delta H| = |T\Delta S|$

Занятие 11. Химическая кинетика (2 час.)

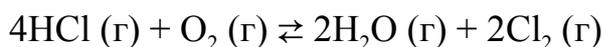
Вопросы для изучения:

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Определение скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах.

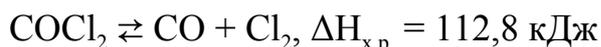
3. Формулировка закона действующих масс, его математическое выражение.
4. Что определяет константа скорости реакции? Какие факторы влияют на ее величину?
5. Как и почему меняется скорость химических реакций при изменении температуры? Уравнение Вант – Гоффа.
6. Что такое энергия активации?
7. Как влияет 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 для самоконтроля:

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 $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ 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) $\nu = kC_{\text{A}}^2 C_{\text{B}} C_{\text{D}}^2$; б) $\nu = kC_{\text{A}} C_{\text{B}} C_{\text{D}}$;

в) $\nu = kC_{\text{B}} C_{\text{A}}^2$; г) $\nu = kC_{\text{A}} C_{\text{B}}$;

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:



а) $K_{\text{C}} = [\text{NOCl}_2]^2 / [\text{NO}][\text{Cl}_2]$; б) $K_{\text{C}} = [\text{NO}][\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}_2]^2$;

в) $K_{\text{C}} = [\text{NOCl}_2]^2 / [\text{NO}][\text{Cl}_2]^2$; г) $K_{\text{C}} = [\text{NO}][\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}_2]$.

Занятие 12. 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.

2. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Экспериментальное подтверждение правила Вант-Гоффа и определение температурного коэффициента скорости реакции.
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 13. Химическая термодинамика и кинетика (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Термодинамические и кинетические факторы управления химическими процессами.
2. Критерии и возможность самопроизвольного протекания процессов.
3. Расчет тепловых эффектов химических процессов.
4. Закономерности протекания гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на их протекание.
5. Динамика химического равновесия и его смещение.

Занятие 14. Растворы, способы выражения концентраций (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.

Примерные задания для самоконтроля:

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 $64,7^{\circ}\text{C}$, 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 $3,45^{\circ}\text{C}$? Температура замерзания чистого бензола $5,4^{\circ}\text{C}$.
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 .

Занятие 15. 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?

Примерные задания для самоконтроля:

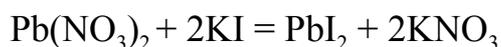
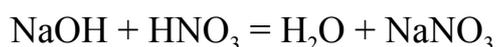
1. Составьте уравнения электролитической диссоциации соединений: H_2SiO_3 , HBr , LiOH , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_3PO_4 .

2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования нерастворимых веществ: CaCO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, BaCrO_4 .

3. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций между веществами: а) ZnSO_4 и Na_2S ; б) MgCl_2 и KOH ; в) K_2S и HCl ; г) NaOH и H_2SO_4 ; д) CH_3COONa и H_2SO_4 .

4. Напишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами: а) хлорида натрия и нитрата серебра; б) гидроксида натрия и нитрата меди(II); в) сульфата цинка и нитрата бария; г) сульфата алюминия и хлорида бария. Как объяснить, что в двух последних случаях получается одно и то же сокращенное ионное уравнение?

5. Напишите в ионном виде уравнения следующих реакций:



6. Смешаны растворы веществ: а) Na_2CO_3 и BaCl_2 ; б) FeSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия этих веществ.

7. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций между растворами гидрокарбоната кальция и соляной кислоты.

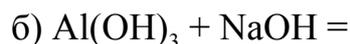
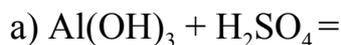
8. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. В каком направлении будет смещаться равновесие диссоциации при добавлении HCl и при добавлении NaOH ?

9. Напишите выражения констант диссоциации угольной и

сернистой кислот (k_1 и k_2). Какая из этих величин меньше? Почему?

10. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций растворения в соляной кислоте следующих малорастворимых в воде веществ: а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$.

11. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



12. Растворы каких веществ нужно взять, чтобы получить в осадке гидроксид никеля (II)? Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения.

Занятие 16. 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.

Примерные задания для самоконтроля:

1. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей и укажите, какую реакцию среды имеют их водные растворы: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; MnSO_4 ; Na_3PO_4 ; $\text{Ba}(\text{CN})_2$, Na_2SO_3 , CuCl_2 .
2. Объясните, почему усиливается гидролиз сульфата железа(III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия?

3. Чем объяснить, что при сливании раствора хлорида алюминия с раствором сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия, а не сульфид алюминия? Составьте уравнение реакции.
4. Как влияет на степень гидролиза сульфата хрома(III): а) прибавление щелочи; б) прибавление кислоты; в) повышение температуры; г) прибавление раствора сульфида калия; д) прибавление раствора карбоната натрия?
5. Охарактеризуйте поведение в растворе следующих солей и укажите реакцию их водных растворов: NH_4NO_3 ; K_2SO_3 ; Na_2SO_4 ; CaCl_2 ; $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.
6. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу? Укажите механизм гидролиза: NaClO ; NaCl ; MgCl_2 ; Na_2S ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.
7. Какая из перечисленных солей гидролизу не подвергается:
- а) BeSO_4 ; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; в) $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$; г) NaNO_3
8. Водный раствор какой соли имеет нейтральную среду:
- а) CaSO_4 ; б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; в) CdCl_2 ; г) CoSO_4
9. Для водного раствора соли укажите реакцию среды:
- 1) NaClO_4 ; 2) K_3PO_4 ; 3) MgCl_2 ; 4) FeCl_2
- а) $\text{pH} = 7$; б) $\text{pH} > 7$; в) $\text{pH} < 7$
10. При гидролизе какой из приведенных солей образуется кислая соль:
- а) NiSO_4 ; б) Na_2S ; в) AlCl_3 ; г) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
11. В каком случае при сливании водных растворов солей происходит полный гидролиз продукта реакции:
- а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{SrCl}_2 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12. Гидролиз какой соли протекает по уравнению:
- $$\text{PO}_4^{3-} + \text{HOH} \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$$
- а) K_2HPO_4 ; б) NaH_2PO_4 ; в) AlPO_4 ; г) K_3PO_4

13. Добавление какого из приведенных веществ может увеличить степень гидролиза фосфата калия:

- а) HCl ; б) K_3PO_4 ; в) KCl ; г) NaOH

14. В водном растворе какой соли фенолфталеин имеет малиновую окраску:

- а) NaClO_4 ; б) K_3PO_4 ; в) ZnCl_2 ; г) NH_4Cl

Занятие 17. Растворы неэлектролитов и электролитов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Коллигативные свойства растворов. Расчеты по законам Рауля и Вант-Гоффа.
2. Расчеты по способам выражения концентраций растворов.
3. Уравнения диссоциации электролитов: молекулярные, полные и сокращенные ионные.
4. Определение и расчет pH растворов.
5. Уравнения гидролиза солей, изменение pH в результате гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.

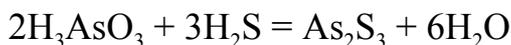
Занятие 18. Получение и свойства коллоидных систем (2 час.)

Вопросы для изучения:

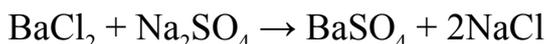
1. Определение коллоидных растворов. Чем они отличаются от истинных растворов и взвесей?
2. Строение коллоидных частиц, ДЭС.
3. Методы получения коллоидных систем.
4. Факторы устойчивости коллоидных систем.
5. Нарушение устойчивости коллоидных систем. Седиментация, коагуляция. Действия коагулирующих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

Примерные задания для самоконтроля:

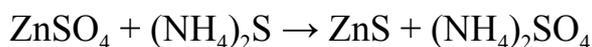
1. Определите, к какому электроду должны перемещаться частицы золя, получаемого по реакции при небольшом избытке H_2S :



2. Напишите схему строения мицеллы сульфата бария, получающегося при взаимодействии хлорида бария с некоторым избытком сульфата натрия:



3. Напишите схемы строения мицелл сульфида цинка, образующихся при получении золя: а) в случае избытка ZnSO_4 ; б) в случае избытка $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ по следующей реакции:



Определите, какие ионы будут вызывать коагуляцию золя в первом и втором случае.

4. Среди приведенных веществ микрогетерогенной системой является:

- | | |
|----------------------|---------------------|
| а) раствор сахара; | б) соленый раствор; |
| в) минеральная вода; | г) молоко |

5. Согласно теории строения коллоидных растворов мицелла является:

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| а) радикальной; | б) положительно заряженной; |
| в) отрицательно заряженной; | г) электронейтральной |

6. Для золя иодида серебра, полученного по реакции $\text{AgNO}_3(\text{изб.}) + \text{KI} = \text{AgI} + \text{KNO}_3$, коагуляцию вызывают:

- | | |
|--------------------------|----------------------------------|
| а) катионы электролита; | б) анионы электролита; |
| в) нейтральные молекулы; | г) катионы и анионы одновременно |

Занятие 19,20. Поверхностные явления. Адсорбция (4 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое поверхностное натяжение? От чего оно зависит?
2. Как называются вещества, понижающие поверхностное натяжение?
3. Что такое флотация? Где применяется флотация?
4. Что такое адсорбция? Какова природа адсорбционных сил?

5. Физическая и химическая адсорбция.
6. Что такое изотерма адсорбции?
7. Уравнения изотермы адсорбции Фрейндлиха и Ленгмюра. Условия их применения.
8. В чем состоит сущность капиллярной конденсации, теории БЭТ, ТОМЗ?

Примерные задания для самоконтроля:

1. Процесс поглощения вещества поверхностными слоями называется:

- | | |
|---------------|---------------|
| а) абсорбция; | б) адсорбция; |
| в) десорбция; | г) флотация |

2. Уравнение Ленгмюра применимо:

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------------------|
| а) для низких значений давления; | б) для средних значений давления; |
| в) для высоких значений давления; | г) для всех значений давления |

3. Уравнение Фрейндлиха имеет вид:

- | | |
|-----------------|-------------------------------------|
| а) $A = KC^n$; | б) $A = A_{пр} \cdot KC$; |
| в) $A = KC$; | г) $A = A_{пр} \cdot KC / (KC + 1)$ |

4. Физическая адсорбция характеризуется:

- | | |
|-------------------------------|--|
| а) необратимостью; | б) уменьшением с повышением температуры; |
| в) высоким тепловым эффектом; | г) образованием ковалентных связей |

5. Вещества, способные к поглощению ионов или молекул из окружающего раствора или газовой фазы, называются:

- | | |
|----------------|------------------|
| а) адсорбтивы; | б) адсорбаты; |
| в) адсорбенты; | г) флотореагенты |

6. Вещества, понижающие поверхностное натяжение, называются:

- | | |
|---------------------------|-----------------------|
| а) поверхностно-активные; | б) пенообразователи; |
| в) флотационные реагенты; | г) высокомолекулярные |

7. Величина работы по увеличению поверхности называется:

- | | |
|----------------------|----------------------------|
| а) энергия Гиббса; | б) силовое поле; |
| в) капиллярные силы; | г) поверхностное натяжение |

8. Концентрация ПАВ в поверхностном слое по сравнению с основной массой раствора:

- 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

Занятие 23,24. Электродные процессы. Электрохимические расчеты

(4 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?

Примерные задания для самоконтроля:

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?

Занятие 25. Коррозия металлов (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое коррозия? Виды коррозии.
2. Что такое химическая коррозия? Какие виды химической коррозии?
3. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
4. Как протекает электрохимическая коррозия при нарушении анодного и катодного покрытия?
5. Какие методы применяют для защиты от коррозии?

Примерные задания для самоконтроля:

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

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

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

4. 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?

5. 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.

6. 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.

Занятие 26,27. Комплексные соединения (4 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?

Примерные задания для самоконтроля:

1. Назовите соединения: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

2. Укажите для приведенных соединений комплексообразователь и лиганды, внутреннюю и внешнюю сферу комплекса.

3. Определите координационное число комплексообразователя, заряд комплексообразователя и комплексной частицы. К какому типу комплексов относятся эти соединения?

4. Запишите уравнения диссоциации комплексных соединений и комплексных ионов. Напишите константы нестойкости комплексных ионов вышеперечисленных соединений.

5. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях и приведите их названия:

- | | | |
|---|---|---|
| а) $\text{K}[\text{AuBr}_4]$; | г) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; | ж) $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$; |
| б) $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$; | д) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; | з) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$; |
| в) $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$; | е) $\text{K}[\text{PtNH}_3\text{Cl}_5]$; | и) $\text{Na}_2[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$ |

6. Определите величину и знак заряда комплексных ионов. Составьте формулы комплексных соединений с приведенными катионом или анионом:

- | | | |
|---|--|--|
| а) $[\text{Bi}^{+3}\text{I}_4]$; | г) $[\text{Fe}^{+3}\text{F}_6]$; | ж) $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$; |
| б) $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$; | д) $[\text{Hg}^{+2}(\text{SCN})_4]$; | з) $[\text{Fe}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]$; |
| в) $[\text{Pd}^{+2}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2]$; | е) $[\text{Cr}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_4]$; | и) $[\text{Ag}^{+1}(\text{CN})_2]$ |

7. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия:

- | | | |
|---|---|---|
| а) $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; | в) $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; | д) $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$; |
| б) $\text{PtCl}_4 \cdot 5\text{NH}_3$; | г) $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ | |

8. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями:



9. Какой комплексный ион устойчивее:



Ответ мотивируйте сравнением значений констант нестойкости комплексных ионов.

Занятие 28. Процессы окисления-восстановления и комплексообразования

(2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных уравнений.

2. Роль среды раствора в протекании ОВР.

3. Схемы гальванических элементов. Уравнения электродных процессов.

4. Расчет электродных потенциалов по уравнению Нернста и ЭДС гальванических элементов.

5. Уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии.

6. Электролиз в расплавах и растворах. Электродные процессы.

7. Электролиз с растворимым анодом.

8. Законы электролиза и расчеты по ним.

Примерные задания для самоконтроля:

1. Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора сульфата меди в течение 1 часа при силе тока 4 А?

2. Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 часа 40

минут 25 секунд, если на катоде выделилось 1,4 л водорода (н.у.)?

3. Составьте электронные уравнения электродных процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов хлорида натрия и гидроксида калия. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе раствора гидроксида калия, если электролиз проводить в течение 30 минут при силе тока 0,5 А?

4. Электролиз раствора сульфата меди проводили в течение 15 минут при силе тока 2,5 А. Выделилось 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).

5. Какой продукт образуется на катоде при электролизе раствора сульфата калия:

а) калий; б) водород; в) кислород; г) сера

6. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется только металл:

а) NiCl_2 ; б) NaBr ; в) AgNO_3 ; г) FeSO_4

7. При электролизе водного раствора какой соли вода не участвует в электродных процессах:

а) CoSO_4 ; б) AlCl_3 ; в) NiBr_2 ; г) HgCl_2

Занятие 29,30,31. Общие свойства неметаллов (6 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.
5. Характеристика водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, бора и их соединений.

Примерные задания для самоконтроля:

1. Более прочная связь между атомами в молекуле:

- а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2

2. Какой из галогенов является более сильным восстановителем?

- а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2

3. К растворам солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?

- а) Na_2SO_4 ; б) $CuSO_4$; в) Na_2S ; г) Na_2SO_3

4. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака?

- а) sp ; б) sp^3 ; в) sp^2 ; г) sp^2d

5. В каких из указанных реакций может выделяться свободный бром?

- а) $KBr + I_2 \rightarrow$ б) $KBr + KBrO_3 + H_2O \rightarrow$
в) $KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ г) $KBr + H_2SO_4 (к) \rightarrow$

6. Какие вещества получаются при взаимодействии фтора с водой?

- а) $HF + HFO$; б) $H_2 + F_2O$; в) $HF + O_2$; г) H_2FO

7. В каких из указанных реакций можно получить свободный йод?

- а) $KIO_3 + Cl_2 \rightarrow$ б) $KIO_3 + Br_2 \rightarrow$
в) $KI + Br_2 \rightarrow$ г) $KI + SO_2 + H_2O \rightarrow$

8. В каких случаях хлор окисляется?

- а) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$; б) $2ClO^- \rightarrow Cl_2$;
в) $ClO_3^- \rightarrow ClO^-$; г) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$

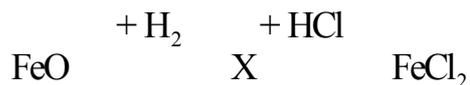
9. С какими из перечисленных веществ взаимодействует HBr ?

- а) $Ca(OH)_2$; б) PCl_3 ; в) H_2SO_4 (разб.); г) KI

10. С какими из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота?

- а) CO_2 ; б) HCl ; в) Cl_2 ; г) Al

7. Формула вещества, обозначенного «X» в схеме превращений:



- а) Fe_2O_3 ; б) FeCl_3 ; в) Fe ; г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$

8. Количество водорода, выделившегося при взаимодействии 325 г цинка с соляной кислотой, равно:

- а) 1 моль; б) 3 моль; в) 5 моль; г) 7 моль

9. Формулы продуктов реакции кальция с водой и коэффициенты перед ними в соответствующем уравнении реакции:

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и H_2 ; б) CaO и H_2 ; в) CaO и 2H_2 ; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 2H_2

10. Формулы продуктов реакции алюминия с соляной кислотой и коэффициенты перед ними в соответствующем уравнении реакции:

- а) AlCl_3 и 3H_2 ; б) 2AlCl_3 и 2H_2 ; в) AlCl_3 и H_2 ; г) 2AlCl_3 и 3H_2

11. Молекулярные формулы веществ, обозначенные «X» и «Y» в схеме превращений:



- а) H_2O и O_2 ; б) NaOH и O_2 ; в) H_2O_2 и O_2 ; г) NaOH и H_2O

12. Качественной реакцией на ион Ba^{2+} является реакция с:

- а) HNO_3 ; б) H_2SO_4 ; в) NaOH ; г) HCl

13. Качественной реакцией на ион Ag^+ является реакция с:

- а) HNO_3 ; б) H_2SO_4 ; в) NaOH ; г) HCl

14. Качественной реакцией на ион Fe^{3+} является реакция с:

- а) KCNS ; б) CuSO_4 ; в) NH_4OH ; г) HCl

15. Натрий и калий окрашивают пламя соответственно в:

- а) в желтый и малиновый цвет;
б) в желтый и фиолетовый цвет;
в) в карминово-красный и фиолетовый цвет;
г) в зеленый и желтый цвет

Занятие 34. Химическая идентификация веществ (2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Понятие о химическом анализе и его задачах. Количественный и качественный анализ. Классификация методов химического анализа.
2. Аналитическая проба. Пробоотбор и пробоподготовка.
3. Аналитический сигнал. Требования к аналитическим методам, реакциям, реагентам.
4. Ошибки в химическом анализе. Статистическая обработка результатов анализа.
5. Общая характеристика качественного анализа: аналитические группы катионов и анионов, групповые реагенты.
6. Характеристика основных химических методов количественного анализа: весовой, объемный анализ.
7. Методы разделения и идентификации веществ: экстракция, хроматография.
8. Оптические и электрохимические методы анализа.
9. Современные методы исследования строения вещества: методы радиоспектроскопии (ЭПР и ЯМР), дифракционные методы (РСА, электронография и нейтронография).
10. Применение химического анализа в процессах обогащения руд.

8. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА (80 час.)

1. История химии. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения.
2. Изотопы. Ядерные реакции. Синтез трансурановых элементов. Применение радиоактивных нуклидов в промышленности.
3. Жизнь и деятельности Д.И. Менделеева. Исторические предпосылки создания учения о периодичности.
4. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей у атомов различных элементов периодической системы.
5. Химическая связь в многоатомных молекулах с позиций метода

- валентных связей.
6. Построение энергетических диаграмм двухатомных молекул элементов второго периода и простых трехатомных молекул.
 7. Аллотропия простых веществ.
 8. Использование катализа в промышленности.
 9. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
 10. Метод электронного баланса для расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.
 11. Окислительно-восстановительные процессы в природе и на производстве.
 12. Теория строения координационных соединений А. Вернера.
 13. Элементы главных подгрупп периодической системы химических элементов: соединения селена, теллура, мышьяка, сурьмы, висмута, германия, олова, свинца. Расположение в периодической системе, электронное строение, методы получения, физические и химические свойства, применение.
 14. Основные виды руд и их обогащение.
 15. Элементы побочных подгрупп периодической системы: кадмий, титан, ванадий, молибден, вольфрам. Особенности электронного строения, положение в периодической системе, способы получения, важнейшие соединения, применение.
 16. Химическая идентификация веществ. Понятие о химическом анализе. Качественный и количественный анализ. Требования, предъявляемые к химическому анализу, реакциям и реагентам.
 17. Методы в количественном анализе: физические, химические, физико-химические. Общая характеристика основных методов анализа: гравиметрия; титриметрия; хроматография; оптические и электрохимические методы анализа. Применение химического анализа в процессах обогащения руд.

9. РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М., ВШ., 2006.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М., ВШ, 2000.
3. Павлов Н.Н. Неорганическая химия. – М., ВШ., 1997.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – М., ВШ., 2004.
5. Зайцев О.С. Химия. Современный краткий курс. Уч. пособие, – М., 1997.
6. Ю.Д. Третьяков. Неорганическая химия. М.: Академия. 2004.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л., Химия, 2006.

Дополнительная

1. Коровин Н.В. и др. Курс общей химии. Уч. пособие. – М., ВШ., 2005.
2. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. (Под ред. Рабиновича В.А.). – Л., Химия, 1985.
3. Харина А.П. и др. Курс химии. – М., ВШ., 1990.
4. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по химии. – М., ВШ., 1980.
5. Денисов В.В., Дроздова Т.И. и др. Химия. – Изд. Центр «МарТ», Москва – Ростов-на-Дону, 2003.
6. Практикум по общей химии. Под ред. профессора С.Ф. Дунаева. 2005.
7. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. – Санкт-Петербург, Химиздат, 2005.
8. Практикум по общей химии. Под ред. проф. Попкова В.А., Бабкова А.В. – М., ВШ., 2001.
9. Дикерсон Р., Грей Г., Хейт Д. Основные законы химии. М.: Мир. Т. 1, 2. 1982.
10. Кан Р., Дермер О. Введение в химическую номенклатуру. М.: Химия. 1983.

10. ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ. КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ

Экзаменационные вопросы (1 часть)

1. Основные положения атомно-молекулярной теории. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Законы постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Относительные атомные и молекулярные массы. Молярная масса и молярный объем (число Авогадро). Химический элемент, простые и сложные вещества.
2. Развитие представлений об атоме как сложной системе (открытие электрона и явления радиоактивности, опыты Резерфорда). Сравнительный анализ моделей атома Томсона и Резерфорда.
3. Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнение Планка. Явление фотоэффекта. Фотоны. Корпускулярно-волновой дуализм частиц и уравнение Де Бройля (волны де Бройля). Принцип неопределенности Гейзенберга. Модель атома водорода Бора.
4. Понятие о волновом уравнении Шредингера и квантово-механическая модель атома. Электронное облако, граничная поверхность и орбиталь. Квантовые числа и их физический смысл. Уровни энергии и орбитальный момент количества движения электронов, пространственная ориентация электронных облаков и собственный момент количества движения и их отображение через совокупность квантовых чисел.
5. Многоэлектронные атомы и принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Квантовые слои и подслои электронов. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.
6. Строение атомного ядра. Протон и нейтрон как две разновидности нуклона. Природа и специфика ядерных сил. π -Мезоны как кванты ядерного поля. Изотопы. Ядерные реакции и виды ядерных превращений. Синтез трансурановых элементов. Применение радиоактивных нуклидов в

промышленности.

7. Периодический закон Д.И. Менделеевым и его современная формулировка. Принципы построения периодической системы элементов (периоды и группы). Взаимосвязь положения элементов в периодической системе с электронным строением атомов. Электронные конфигурации атомов элементов главных и побочных подгрупп. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.
8. Природа химической связи. Основные характеристики связи: длина, энергия. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Основные представления теории валентных связей. Механизмы образования и свойства ковалентных связей (направленность, насыщенность, кратность, полярность и поляризуемость). Валентные углы и гибридизация атомных орбиталей (типы гибридизации), геометрия молекулярных образований.
9. Основные представления теории молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных молекулярных образований. Порядок связи. Магнитные свойства и энергии ионизации.
10. Сравнительный анализ теорий валентных связей и молекулярных орбиталей.
11. Ионная связь и ее свойства (непаравленность и ненасыщаемость). Ионные кристаллические решетки. Специфика водородной связи и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и Ван-дер-Ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).
12. Металлическая связь, особенности и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и Ван-дер-Ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).
13. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия и энтропия. Первое, второе и третье начала термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

14. Теплоты образования химических соединений и тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы в изобарно-изотермическом и изохорно-изотермическом процессах. Первое и второе начала термодинамики.
15. Скорость химической реакции и ее зависимость от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости реакции от температуры, понятие об активных молекулах и энергии активации. Явление катализа: гомогенный и гетерогенный катализ. Роль катализа в промышленности и в биологических процессах.
16. Химическая кинетика и механизмы протекания химических реакций. Скорость и факторы, влияющие на скорость химических реакций. Катализ и механизм влияния катализаторов на скорость реакции. Молекулярность реакции. Радикальные реакции: цепные и разветвленные реакции.
17. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Роль катализаторов в обратимых процессах.
18. Растворы неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов. Закон Рауля и коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.
19. Дисперсные системы и их типы. Коллоидные растворы, методы получения, свойства. Устойчивость (типы устойчивости) и коагуляция коллоидов. Студни и гели.
20. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
21. Слабые электролиты: диссоциация, степень диссоциации и константа диссоциации. Кислоты, основания и соли. Ступенчатая диссоциация. Сила

кислот и оснований (рН).

22. Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды. Водородный показатель. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.
23. Реакции в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле.
24. Явление гидролиза солей. Различные случаи гидролиза (гидролиз по катиону и аниону). Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 1.

1. Представления об атоме как сложной системе (открытие электрона и явления радиоактивности, опыты Резерфорда). Сравнительный анализ моделей атома Томсона и Резерфорда.
2. Явление гидролиза солей. Различные случаи гидролиза (гидролиз по катиону и аниону). Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
3. Задача № 103.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 2.

1. Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнение Планка. Явление фотоэффекта. Фотоны. Корпускулярно-волновой дуализм частиц и уравнение Де Бройля (волны де Бройля). Принцип неопределенности Гейзенберга. Модель атома водорода Бора.

2. Реакции в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов. Правило Бертолле.

3. Задача № 110.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 3.

1. Понятие о волновом уравнении Шредингера и квантово-механическая модель атома. Электронное облако, граничная поверхность и орбиталь. Квантовые числа и их физический смысл. Уровни энергии и орбитальный момент количества движения электронов, пространственная ориентация электронных облаков и собственный момент количества движения и их отображение через совокупность квантовых чисел.

2. Электролитическая диссоциация и ионное произведение воды. Водородный показатель. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

3. Задача № 112.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 4.

1. Многоэлектронные атомы и принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Квантовые слои и подслои электронов. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

2. Слабые электролиты: диссоциация, степень диссоциации и константа диссоциации. Кислоты, основания и соли. Ступенчатая диссоциация. Сила кислот и оснований (рН).

3. Задача № 113.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 5.

1. Строение атомного ядра. Протон и нейтрон как две разновидности нуклона. Природа и специфика ядерных сил. π -Мезоны как кванты ядерного поля. Изотопы. Ядерные реакции и виды ядерных превращений. Синтез трансураниевых элементов. Применение радиоактивных нуклидов в промышленности.

2. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации.

3. Задача № 114.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 6.

1. Периодический закон Д.И. Менделеевым и его современная формулировка. Принципы построения периодической системы элементов (периоды и группы). Взаимосвязь положения элементов в периодической системе с электронным строением атомов. Электронные конфигурации атомов элементов главных и побочных подгрупп. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.

2. Основные положения атомно-молекулярной теории. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Законы постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Относительные атомные и молекулярные массы. Молярная масса и молярный объем (число Авогадро). Химический элемент, простые и сложные вещества.

3. Задача № 125.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 7.

1. Периодический закон Д.И. Менделеевым и его современная формулировка. Принципы построения периодической системы элементов (периоды и группы, семейства). Связь свойств элемента с его положением в периодической системе: закономерности изменений радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов и периодичность изменения электронных конфигураций атомов.

2. Дисперсные системы и их типы. Коллоидные растворы, методы получения, свойства. Устойчивость (типы устойчивости) и коагуляция коллоидов. Студни и гели.

3. Задача № 283.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 8.

1. Природа химической связи. Основные характеристики связи: длина, энергия. Основные типы химической связи. Ковалентная связь. Основные представления теории валентных связей. Механизмы образования и свойства ковалентных связей (направленность, насыщенность, кратность, полярность и поляризуемость). Валентные углы и гибридизация атомных орбиталей (типы гибридизации), геометрия молекулярных образований.

2. Химическая кинетика и механизмы протекания химических реакций. Скорость и факторы, влияющие на скорость химических реакций. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости реакции от температуры. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса. Молекулярность реакции. Радикальные реакции: цепные и разветвленные реакции.

3. Задача № 285.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 9.

1. Основные представления теории молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных молекулярных образований. Порядок связи. Магнитные свойства и энергии ионизации.

2. Катализ и механизм влияния катализаторов на скорость реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Использование катализа в промышленности и роль катализаторов в биологических процессах.

3. Задача № 286.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 10.

1. Ионная связь и ее свойства (непаравленность и ненасыщаемость). Ионные кристаллические решетки. Специфика водородной связи и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и Ван-дер-Ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).

2. Сравнительный анализ теорий валентных связей и молекулярных орбиталей.

3. Задача № 288.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 11.

1. Теплоты образования химических соединений и тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Изменение внутренней энергии системы в изобарно-изотермическом и изохорно-изотермическом процессах. Первое и второе начала термодинамики.

2. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Роль катализаторов в обратимых процессах.

3. Задача № 300.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 12.

1. Основные представления теории молекулярных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных молекулярных образований. Порядок связи, магнитные свойства и энергии ионизации.

2. Изменение внутренней энергии системы. Энтальпия и энтропия. Первое, второе и третье начала термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса).

3. Задача № 429.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 13.

1. Металлическая связь, особенности и условия ее проявления. Типы и роль межмолекулярных взаимодействий. Донорно-акцепторное взаимодействие и Ван-дер-Ваальсовы силы (ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия).

2. Скорость химической реакции и ее зависимость от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Константа скорости реакции и ее физический смысл. Зависимость скорости реакции от температуры, понятие об активных молекулах и энергии активации. Явление катализа: гомогенный и гетерогенный катализ. Роль катализа в промышленности и в биологических процессах.

3. Задача № 430.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 14.

1. Многоэлектронные атомы и принципы заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Квантовые слои и подслои электронов. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

2. Обратимые и необратимые химические реакции. Условия необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и ее физический смысл. Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах.

3. Задача № 438.

Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
20 декабря 2006 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра химии и естествознания
Факультет ИФФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 15.

1. Основные представления теории валентных связей. Механизмы образования и свойства ковалентной связи (направленность, насыщенность, кратность, полярность и поляризуемость). Валентные углы и гибридизация атомных орбиталей (типы гибридизации), геометрия молекулярных образований.

2. Растворы неэлектролитов. Свойства разбавленных растворов. Закон Рауля и коллигативные свойства растворов. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Изотонический коэффициент.

3. Задача № 413.

Экзаменационные вопросы (2 часть)

1. Свободная поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Смачивание, краевой угол смачивания (гидрофильные и гидрофобные поверхности), уравнение Лапласа. Капиллярные явления. Адсорбция на поверхности растворов и поверхностно-активные вещества (ПАВ). Взаимосвязь адсорбции, концентрации ПАВ и поверхностного натяжения: уравнение Гиббса.
2. «Газовое состояние» молекул адсорбированных ПАВ в поверхностном слое. Уравнение состояния адсорбционного слоя и уравнение Шишковского. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое, насыщение поверхностного слоя (явление «молекулярного частокола»).
3. Мономолекулярные слои и коэффициент растекания. Адсорбция на твердых поверхностях. Природа адсорбционных сил. Тепловой эффект адсорбции. Уравнение Фрейндлиха и Ленгмюра. Хемосорбция.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Уравнения окислительно-восстановительных реакций (методы учета степеней окисления и электронно-ионного баланса).
5. Химические источники электрического тока. Природа скачка потенциала на

- границе металл-раствор. Строение двойного электрического слоя. Гальванические элементы (реакции на катоде и аноде).
6. Стандартные электродные потенциалы и водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.
 7. Коррозия металлов. Типы коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
 8. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Практическое значение электролиза (получение и электролитическое рафинирование металлов).
 9. Комплексные соединения и их строение: комплексообразователь (координационное число) и лиганды (дентатность), внешняя и внутренняя координационная сфера. Заряд комплексных частиц. Номенклатура.
 10. Основные положения теории А. Вернера. Изомерия координационных соединений и ее виды (гидратная, ионизационная, геометрическая, связевая и оптическая).
 11. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций ТВС. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.
 12. Водород, положение в периодической системе, электронное строение. Химическая связь в молекуле водорода. Способы получения, химические и физические свойства. Важнейшие соединения водорода (вода, перекись водорода, гидриды металлов) и области их практического применения.
 13. Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Формы нахождения в природе и методы получения. Физические и химические свойства. Области практического применения.
 14. Кислород. Получение, физические и химические свойства. Оксиды, пероксиды. Озон. Применение кислорода и его соединений.
 15. Сера и формы нахождения в природе. Основные классы соединений: водородные и кислородные соединения серы. Серная кислота и ее получение. Сульфаты, сульфиды и тиосульфаты.
 16. Азот, нахождение в природе, методы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения азота: аммиак, гидразин и гидроксилламин. Оксиды азота. Азотная кислота (получение) и ее соли (азотные удобрения).
 17. Фосфор, нахождение в природе, методы получения. Физические и химические свойства. Водородные и кислородные соединения фосфора. Фосфорная кислота (получение) и ее соли (фосфорные удобрения).
 18. Углерод: формы нахождения в природе и аллотропные модификации. Химические свойства углерода и основные классы соединений. Области практического применения (цианиды, стеклоуглерод, карбиды).
 19. Кремний: формы нахождения в природе, простое вещество и способы получения. Химические свойства и основные классы соединений. Силикаты и жидкое стекло. Стекло (кварцевое, калиевое, натриево, свинцовое) и ситаллы. Области практического применения (карбид кремния и кремнийорганические полимеры).

20. Бор: формы нахождения в природе, простое вещество и способы получения. Химические свойства и основные классы соединений. Области практического применения бора и его соединений.
21. Специфика металлического состояния вещества. Общие свойства (физические и химические) и методы получения металлов.
22. Общая характеристика щелочных металлов. Формы нахождения в природе. Способы получения, физические и химические свойства. Области практического применения (оксиды, пероксиды, гидроксиды, калийные удобрения).
23. Общая характеристика щелочноземельных металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.
24. Алюминий. Формы нахождения в природе. Физические и химические свойства. Получение. Применение алюминия и его сплавов.
25. Общая характеристика d-металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.
26. Органические соединения углерода. Основные сырьевые источники органических соединений. Строение атома углерода. Многообразие органических соединений углерода (соединения с ординарными и кратными связями). Полимеры и олигомеры.
27. Качественный и количественный анализ веществ, химический, физико-химический и физический анализ. Современные методы исследования состава (рентгено-флуоресцентный и нейтроно-активационный анализ) и строения вещества: методы радиоспектроскопии (ЭПР и ЯМР), дифракционные методы (на примере РСА).

Амурский государственный университет
 Утверждено на заседании кафедры
 25 мая 2007 г.
 Заведующий кафедрой
 УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
 Факультет ИФ
 Курс 1 (130301)
 Дисциплина Химия

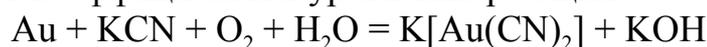
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 1.

1. Свободная поверхностная энергия и поверхностное натяжение. Смачивание, краевой угол смачивания (гидрофильные и гидрофобные поверхности), уравнение Лапласа. Капиллярные явления. Адсорбция на поверхности растворов и поверхностно-активные вещества (ПАВ). Взаимосвязь адсорбции, концентрации ПАВ и поверхностного натяжения: уравнение Гиббса.

2. Водород, положение в периодической системе, электронное строение. Химическая связь в молекуле водорода. Способы получения, химические и физические свойства. Важнейшие соединения водорода (вода, перекись

водорода, гидриды металлов) и области их практического применения.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

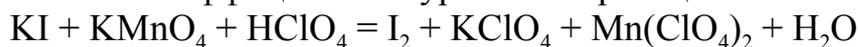
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 2.

1. «Газовое состояние» молекул адсорбированных ПАВ в поверхностном слое. Уравнение состояния адсорбционного слоя и уравнение Шишковского. Ориентация молекул ПАВ в поверхностном слое, насыщение поверхностного слоя и явление «молекулярного частотола».

2. Коррозия металлов. Типы коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 3.

1. Мономолекулярные слои и коэффициент растекания. Адсорбция на твердых поверхностях. Природа адсорбционных сил. Тепловой эффект адсорбции. Уравнение Фрейндлиха и Ленгмюра. Хемосорбция.

2. Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Формы нахождения в природе и методы получения. Физические и химические свойства. Области практического применения.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет

Кафедра Химии и естествознания

Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

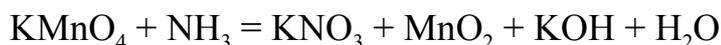
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 4.

1. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Уравнения окислительно-восстановительных реакций (методы учета степеней окисления и электронно-ионного баланса).

2. Сера и формы нахождения в природе. Основные классы соединений: водородные и кислородные соединения серы. Серная кислота и ее получение. Сульфаты, сульфиды и тиосульфаты.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 5.

1. Химические источники электрического тока. Природа скачка потенциала на границе металл-раствор. Строение двойного электрического слоя. Гальванические элементы (реакции на катоде и аноде).

2. Кислород. Получение, физические и химические свойства. Оксиды, пероксиды. Озон. Применение кислорода и его соединений.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

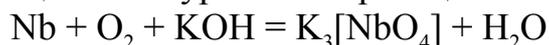
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 6.

1. Стандартные электродные потенциалы и водородный электрод сравнения. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.

2. Фосфор, нахождение в природе, методы получения. Физические и химические свойства. Водородные и кислородные соединения фосфора. Фосфорная кислота (получение) и ее соли (фосфорные удобрения).

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

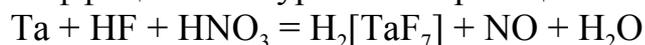
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 7.

1. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Практическое значение электролиза (получение и электролитическое рафинирование металлов).

2. Бор: формы нахождения в природе, простое вещество и способы получения. Химические свойства и основные классы соединений. Области практического применения бора и его соединений.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

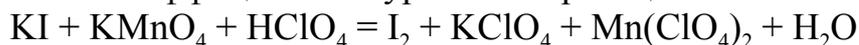
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 8.

1. Комплексные соединения и их строение: комплексообразователь (координационное число) и лиганды (дентатность), внешняя и внутренняя координационная сфера. Зарядность комплексных частиц. Номенклатура.

2. Углерод: формы нахождения в природе и аллотропные модификации. Химические свойства углерода и основные классы соединений. Области практического применения (цианиды, стеклоуглерод, карбиды).

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

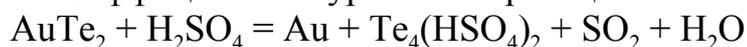
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 9.

1. Основные положения теории А. Вернера. Изомерия координационных соединений и ее виды (гидратная, ионизационная, геометрическая, связевая и оптическая).

2. Азот, нахождение в природе, методы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения азота: аммиак, гидразин и гидроксилламин. Оксиды азота. Азотная кислота (получение) и ее соли (азотные удобрения).

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

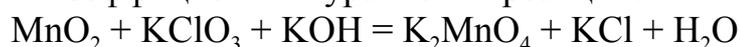
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 10.

1. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций ТВС. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.

2. Кремний: формы нахождения в природе, простое вещество и способы получения. Химические свойства и основные классы соединений. Силикаты и жидкое стекло. Стекло (кварцевое, калиевое, натриевое, свинцовое) и ситаллы. Области практического применения (карбид кремния и кремнийорганические полимеры).

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 11.

1. Органические соединения углерода. Основные сырьевые источники органических соединений. Строение атома углерода. Многообразие органических соединений углерода (соединения с ординарными и кратными связями). Полимеры и олигомеры.

2. Общая характеристика щелочных металлов. Формы нахождения в природе. Способы получения, физические и химические свойства. Области практического применения (оксиды, пероксиды, гидроксиды, калийные удобрения).

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

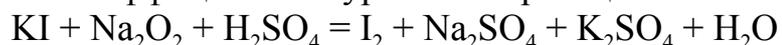
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 12.

1. Качественный и количественный анализ веществ, химический анализ. Современные методы исследования состава (рентгено-флуоресцентный и нейтроно-активационный анализ) и строения вещества: электронный парамагнитный резонанс и дифракционные методы (на примере РСА).

2. Специфика металлического состояния вещества. Общие свойства (физические и химические) и методы получения металлов.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 13.

1. Качественный и количественный анализ веществ, химический анализ. Современные методы исследования состава (рентгено-флуоресцентный и нейтроно-активационный анализ) и строения вещества: ядерный магнитный резонанс и дифракционные методы (на примере РСА).

2. Алюминий. Формы нахождения в природе. Физические и химические свойства. Получение. Применение алюминия и его сплавов.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 14.

1. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций ТВС. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.

2. Общая характеристика щелочноземельных металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Амурский государственный университет
Утверждено на заседании кафедры
25 мая 2007 г.
Заведующий кафедрой
УТВЕРЖДАЮ _____

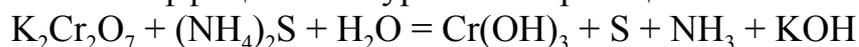
Кафедра Химии и естествознания
Факультет ИФ
Курс 1 (130301)
Дисциплина Химия

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ 15.

1. Основные положения теории А. Вернера. Изомерия координационных соединений и ее виды (гидратная, ионизационная, геометрическая, связевая и оптическая).

2. Общая характеристика d-металлов. Формы нахождения в природе. Получение, физические и химические свойства. Практическое применение.

3. Расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Критерии оценки знаний

К экзамену допускаются студенты, выполнившие и защитившие все

лабораторные работы, выполнившие домашние задания, при условии сдачи всех коллоквиумов, контрольных самостоятельных и проверочных работ не ниже, чем на удовлетворительную оценку. Студент на момент сдачи экзамена не должен иметь неудовлетворительных оценок.

Экзамен сдается по экзаменационным тестам или экзаменационным билетам, утвержденным на заседании кафедры. По тестам экзамен сдается письменно. Время сдачи экзамена – 240 минут. Отличная оценка ставится при правильном выполнении не менее 90% заданий, хорошая оценка – не менее 75% заданий, удовлетворительная оценка – не менее 60% заданий. Экзамен по билетам сдается устно. На подготовку по билету отводится один академический час. При подготовке студент может пользоваться таблицами, плакатами, другим наглядным материалом по дисциплине. При оценке ответа оценивается не только качество теоретических знаний, но и уровень владения терминологией, химическими формулами, умение делать выводы, объяснять свойства веществ в зависимости от их строения.

Оценка «отлично» ставится, если студент показал свободное владение материалом, умение записывать химические формулы и уравнения, владение химической номенклатурой и терминологией, знание механизмов процессов, основополагающих законов и умение их применять для решения конкретных задач. Допускается 1-2 небольшие ошибки, исправленные при указании преподавателя.

Оценка «хорошо» ставится, если студент достаточно полно освещает материал экзаменационного билета. Умеет записывать химические формулы и химические уравнения, пользуется номенклатурой, знает основные свойства веществ и закономерности протекания химических процессов, но допускает при ответе неточности, затрудняется при решении задач. Допускается 1-2 ошибки.

Оценка «удовлетворительно» ставится при знании основных понятий, законов, определений, закономерностей протекания химических реакций, но студент затрудняется при написании химических уравнений протекающих

процессов, недостаточно владеет номенклатурой и терминологией, неполно излагает теоретический материал, допускает существенные ошибки в ответе.

Оценка «неудовлетворительно» ставится при отсутствии ответа на экзаменационные вопросы или при проявлении студентом слабых, неполных, отрывочных знаний, при неумении использовать терминологию, химические формулы, не знании наиболее важных законов и закономерностей, не умении их применять для решения расчетных задач.

Преподаватель имеет право для выяснения полноты знаний студента задавать дополнительные вопросы не только по экзаменационному билету, но и по всему программному материалу.

Прием и передача экзамена осуществляется на основании Положения о курсовых зачетах и экзаменах АмГУ.

7. ТЕСТОВЫЙ КОНТРОЛЬ ОСТАТОЧНЫХ ЗНАНИЙ

1. Формула высшего оксида элемента, образующего водородное соединение ЭН_2 , имеет вид:

- а) ЭO_3 ; б) ЭO_4 ; в) ЭO ; г) ЭO_2

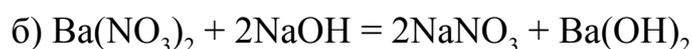
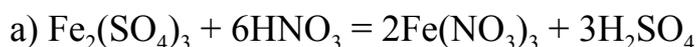
2. Вещества, содержащие только ковалентные полярные химические связи, приведены в ряду:

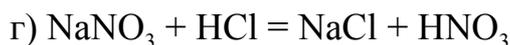
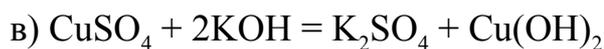
- а) PF_5 Cl_2O_7 NH_4Cl ; б) H_3PO_4 BF_3 $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
в) F_2 H_2SO_4 P_2O_5 в) NO_2 $\text{SOCl}_2\text{CH}_3\text{COOH}$

3. Смешали 200 г 20 % и 300 г 10 % растворов глюкозы. Массовая доля вещества в полученном растворе равна:

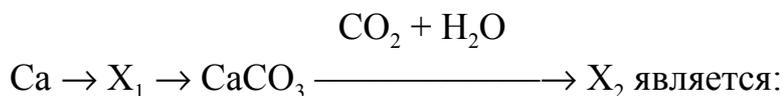
- а) 15%; б) 14 %; в) 16 %; г) 18 %

4. Уравнение реакции практически осуществимой в водном растворе, имеет вид:





5. Веществом X_2 в цепочке превращений



- а) CaO ; б) CaC_2O_4 ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

6. При взаимопревращении оксида серы(IV) с избытком раствора NaOH образуется:

- а) гидросульфат натрия; б) сульфит натрия и вода;
в) гидросульфит натрия; г) сульфат натрия и вода

7. Раствор, в 500 мл которого растворено 1,825 г HCl , имеет рН, равный:

- а) 5; б) 4; в) 1; г) 2

8. При взаимодействии ионов Fe^{3+} с гексацианоферратом(II) калия наблюдается образование:

- а) кроваво-красного раствора; б) белого осадка;
в) темно-синего осадка; г) бурого осадка

9. Объем 0,1 н раствора KOH , необходимый для нейтрализации 20 мл 0,15 н раствора азотной кислоты, равен:

- а) 45 мл; б) 30 мл; в) 15 мл; г) 20 мл

10. С кислотами и щелочами взаимодействует оксид:

- а) хрома (III); б) хрома (II); в) хрома (VI); г) магния

11. Методы анализа, основанные на способности вещества поглощать свет определенной длины волны, называются:

- а) потенциометрическими; б) спектрофотометрическими;
в) фотоэмиссионными; г) радиометрическими

12. Если энтальпия образования SO_2 равна (-297) кДж/моль, тогда количество теплоты, выделяемое при сгорании 16 г серы, равно:

- а) 594 кДж; б) 74,25 кДж; в) 297 кДж; г) 148,5 кДж

13. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, тогда

при повышении температуры от 20°C до 50°C скорость реакции:

- а) уменьшается в 4 раза; б) увеличивается в 8 раз;
в) уменьшается в 2 раза; г) увеличивается в 6 раз

14. Раствор, содержащий 11,6 г вещества в 400 г воды, замерзает при

температуре $-0,93^{\circ}\text{C}$. $(K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \frac{\text{град} \cdot \text{кг}}{\text{моль}})$. Тогда молярная масса растворенного вещества равна:

- а) 58 г/моль; б) 29 г/моль; в) 87 г/моль; г) 116 г/моль

15. Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции

$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равен:

- а) 5; б) 3; в) 2; г) 1

16. При растворении в воде поверхностно-активного вещества величина поверхностного натяжения:

- а) не изменяется; б) увеличивается;
в) сначала увеличивается, затем уменьшается; г) уменьшается

17. Среди приведенных веществ дисперсной системой является:

- а) соленый раствор; б) раствор сахара;
в) минеральная вода; г) молоко

18. Согласно теории строения коллоидных растворов мицелла является _____ частицей

- а) отрицательно заряженной; б) радикальной;
в) электронейтральной; г) положительно заряженной

19. Для золя иодида серебра, полученного по реакции

AgNO_3 (избыток) + $\text{KI} \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$ коагуляцию вызывают:

- а) анионы электролита; б) катионы и анионы электролита;
в) катионы электролита; г) нейтральные молекулы

20. Синтетическим полимером является:

- а) белок; б) целлюлоза; в) крахмал; г) полистирол

21. Полиэтилен получают в результате реакции:

- а) вулканизации;
- б) сополимеризации;
- в) полимеризации;
- г) поликонденсации

22. Макромолекулы природного каучука имеют структуру:

- а) сетчатую;
- б) линейную;
- в) разветвленную;
- г) беспорядочную

23. Белки – это биополимеры, молекулы которых построены из остатков:

- а) α -аминокислот;
- б) α -глюкозы;
- в) β -глюкозы;
- г) β -аминокислот