

Федеральное агентство по образованию
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ГОУВПО «АмГУ»

УТВЕРЖДАЮ

Зав.кафедрой химии и естествознания

_____ Т.А. Родина

“ _____ ” _____ 2007г.

ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ДИСЦИПЛИНЕ

для специальности:

260704 «Технология текстильных материалов»

Составители: **Митрофанова В.И., С.А. Лескова**

Благовещенск

2007 г.

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

Митрофанова В.И., Лескова С.А.

Учебно-методический комплекс по дисциплине “Химия” для студентов очной и заочной форм обучения специальности 260704 «Технология текстильных материалов» – Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2007.

Данный комплекс предназначен для оказания помощи преподавателям и студентам очной и заочной форм обучения для подготовки и проведения занятий, а также для самостоятельного изучения отдельных вопросов курса «Химии» или всей дисциплины.

Учебно-методический комплекс составлен на основе авторских разработок и включает наименование тем, цели и задачи дисциплины; содержание лекционных и лабораторно-практических занятий; задания для контроля изученного материала; вопросы для самостоятельной работы; вопросы для итоговой оценки знаний; тестовые задания для проверки остаточных знаний; список рекомендуемой литературы; учебно-методические карты дисциплины.

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ЧАСТЬ I. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
РАБОЧАЯ ПРОГРАММА	4
ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ОСВОЕНИЯ	16
УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ	17
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ	18
УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЛИТЕРАТУРА	23
СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА	51
ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ	69
ЗАНЯТИЙ	
ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ	72
ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	76
ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ	78
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	
ЧАСТЬ II. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
РАБОЧАЯ ПРОГРАММА	
СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА	
ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	
ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ОСВОЕНИЯ	
ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ	
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	
ЧАСТЬ III. ДОМАШНИЕ ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ	
РАБОТЫ. ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ БИЛЕТЫ.	

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по Химии

(наименование дисциплины)

для специальности 260704 – «Технология текстильных изделий»

(шифр и наименование специальности)

Курс I Семестр I, II

Лекции 53 (36/17) (час.) Экзамен I, II
(семестр)

Практические (семинарские) занятия _____ (час.) Зачет _____
(семестр)

Лабораторные занятия 70 (36/34) (час.)

Самостоятельная работа 127 (66/_____) (час.)

Всего часов 250 (128/122)

Составитель 1 часть – В.И. Митрофанова, к.х.н., доцент

2 часть – С.А. Лескова, к.х.н., ст. преподаватель

(И.О.Ф., должность, ученое звание)

Факультет инженерно-физический

Кафедра химии и естествознания

Рабочая программа составлена на основании Государственного образовательного стандарта ВПО для специальности «Технология текстильных изделий» и является авторской разработкой.

2005 г.

Стандарт «Химия» ЕН.Ф.04 специальность 260704 (250 часов)

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 вещества, химическая связь.

Химическая идентификация: качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический анализ.

Элементы органической химии и биохимия. Комплементарность.

Химический практикум.

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Программа предназначена для подготовки специалистов направления «Технология и конструирование изделий легкой промышленности». Для подготовки специалистов данной специальности необходимы знания по ряду дисциплин химического цикла. В частности по общей и неорганической химии, аналитической химии, физической и коллоидной химии, органической химии, химической технологии текстильных материалов, физике и химии полимеров. Знание этих дисциплин будет способствовать формированию диалектического мышления, логической сообразительности, выработке научного взгляда на объекты исследования и на окружающую нас природу.

Цель данного курса заключается:

- в формировании у будущих специалистов объективного и целостного естественно-научного мировоззрения;
- в углублении, развитии и систематизации химических знаний, необходимых при решении практических вопросов на предприятии;
- в раскрытии роли химии и смежных с ней наук в развитии научно-технического прогресса; роли отечественных и зарубежных ученых в развитии химии.

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении данного курса:

Теоретические знания о строении вещества, фундаментальных понятиях и законах.

О реакционной способности веществ и взаимосвязи между свойствами химической системы, о сущности процессов, происходящих в системах.

О регулировании химических процессов.

Основные умения и навыки, приобретаемые студентами при изучении курса:

Самостоятельное проведение экспериментальной работы в химических лабораториях и освоение техники химического анализа, а также объяснение

результатов исследования.

Освоение методики работы с химической посудой реактивами, приборами и оборудованием.

Овладение навыками расчета практических задач по условиям химических реакций.

Умение работать с научной литературой, справочниками, иметь навыки исследовательской работы.

Знать и понимать сущность химических процессов, происходящих в природе, на производстве и рационально применять свои знания в решении возникающих проблем.

СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Часть первая

РАЗДЕЛ 1. Теоретические основы химии. Введение(1час)

Задачи, стоящие перед химической наукой, отличительные особенности изучения химии в вузе. Необходимость творческого отношения к познанию. Основные направления познания химии. Место химии в ряду наук о природе, ее связь с другими естественнонаучными достижениями. Развитие «пограничных наук». Примеры достижений химии и пограничных с нею наук в последние годы.

Концептуальные системы химии и их эволюционное развитие.

Содержание раздела «Теоретические основы химии», его роль и значение. Основные понятия и законы химии. Современная номенклатура химических веществ. Основы термодинамики, основы кинетики, учение о растворах и основы строения вещества, как теоретические основы химии. Роль периодического закона в химии.

Часть 1. Основы строения вещества (17 час)

1.1. Строение атома. Понятие о квантовой механике. Квантование энергии электронов в атоме. Корпускулярно-волновой дуализм электрона. Уравнение Де Бройля. Соотношение неопределенностей Гейзенберга. Уравнение Шредингера.

Характеристика состояния электронов системой квантовых чисел, их физический смысл. Спин электрона. Понятие об атомной орбитали. Атомные орбитали для s-,p-, d-, f- состояний электронов. Многоэлектронные атомы. Принцип Паули. Максимальное число электронов в электронных слоях и оболочках, Правило Хунда. Последовательность заполнения энергетических уровней и подуровней электронами в многоэлектронных атомах. Магнитные и энергетические характеристики атомов. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

1.2. Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атомов элементов. Доменделеевская систематизация элементов. Закон Мозли. Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы.

Периоды, группы и подгруппы. Порядковый номер элемента и его физический смысл. Правила Клечковского В.М. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов и актиноидов. Периодическое изменение свойств элементов (вертикальная, горизонтальная и диагональная периодичности).

Атомные и ионные радиусы, их зависимость от электронного строения степени окисления.

Периодический закон как основа неорганической химии, его философское значение.

1.3. Понятие о химической связи, ее природа. Ковалентная связь. Метод валентных связей (МВС). Свойства ковалентной связи: направленность и насыщенность. Полярная ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи (обменный, донорно-акцепторный, дативный).

Количественные характеристики ковалентной связи: длина, прочность, валентные углы. Дипольные моменты и строение молекул.

Кривая потенциальной энергии двухатомной молекулы. Основные положения метода валентных связей. Валентность элемента. Рассмотрение схем перекрывания атомных орбиталей при образовании связей в молекулах. Гибридизация волновых функций; примеры sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизаций.

Образование кратных связей. Сигма- и пи-связи, их особенности. Делокализованные пи-связи.

1.4. Ионная связь. Ионная связь как предельный случай ковалентной связи. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Электростатическое взаимодействие ионов. Понятие о расчете энергии ионной связи. Поляризация ионов. Зависимость поляризации ионов от типа электронной структуры, заряда и радиуса иона. Влияние поляризации ионов на свойства вещества, температуру плавления, термическую устойчивость.

1.5. Основные понятия метода молекулярных орбиталей (ММО). Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО), Энергетические диаграммы МО. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали.

Последовательность заполнения МО в двухатомных молекулах. Объяснение закономерностей в изменении длин и энергий связи в двухатомных молекулах при помощи метода МО. Влияние спина электронов на магнитные свойства молекул и ионов с позиций метода МО. Многоцентровая связь.

1.6. Межмолекулярное взаимодействие. Природа межмолекулярных сил. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Типы взаимодействий: ориентационное, индукционное, дисперсионное (силы Ван-дер-Ваальса). Его зависимость от температуры и от расстояния между молекулами. Водородная связь. Энергия и длина связи. Влияние водородной связи на свойства вещества (температуру плавления, кипения, степень диссоциации в водном растворе и др.).

1.7. Строение вещества в конденсированном состоянии. Твердое, жидкое, газообразное, плазменное состояния; их особенности.

Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток (атомная, молекулярная, ионная, металлическая). Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.

Жидкое и аморфное состояние, их особенности. Понятие строения жидкой воды. Жидкокристаллическое состояние вещества.

Часть 2. Взаимодействие веществ (18 час)

2.1. Определение и классификация растворов. Сольватная теория Менделеева Д.И. Растворимость. Влияние на растворимость природы компонентов, температуры и давления.

Растворы неэлектролитов. Процессы, сопровождающие образование жидких истинных растворов. Краткая характеристика межмолекулярных взаимодействий в растворах. Фазовые превращения в растворах. Закон Рауля. Фазовое равновесие. Идеальные и реальные растворы. Активность. Осмос и осмотическое давление.

Дисперсные системы (коллоидные растворы). Классификация дисперсных растворов. Строение коллоидной частицы. Особенности и свойства гелей, зелей, пен, эмульсий, суспензий и др. коллоидных систем.

2.2. Элементы химической термодинамики. Функции состояния. Понятие о химической термодинамике. Внутренняя энергия и энтальпия, их физический

смысл. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ. Закон Гесса и следствия из него. Применение закона Гесса для вычисления энтальпий химических реакций.

Понятие об энтропии. Абсолютная энтропия и строение вещества. Изменение энтропии в различных процессах.

Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Фазовое равновесие. Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энтальпией.

Изменение энергии Гиббса как характеристики равновесного состояния. Равновесие в гомо- и гетерогенных системах. Критерий самопроизвольности процессов. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.

2.3. Скорость химических реакций. Понятие о химической кинетике. Классификация реакций. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Закон действующих масс, константа скорости реакции. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакции от температуры; энергия активации. Понятие о цепных реакциях.. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе. Примеры каталитических реакций в промышленности.

Поверхностные явления. Адсорбция и абсорбция. Абсорбционное равновесие.

2.4. Растворы электролитов. Типы электролитов. Изотонический коэффициент.

Роль молекул растворителя в процессе растворения – ассоциированные и неассоциированные электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Определение степени диссоциации слабого электролита в растворе. Константа диссоциации, закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Влияние одноименных ионов на равновесие диссоциации слабого электролита в растворе.

Равновесие в системе, состоящей из насыщенного раствора электролита и его кристаллов. Кривая растворимости. Произведение растворимости.

Произведение растворимости, условия осаждения и растворения малорастворимого электролита.

2.5. Протолитическое равновесие. Протонная теория кислот и оснований (Бренстеда и Льюиса). Особенности структуры жидкой воды как растворителя. Диссоциация воды. Водородный показатель среды (рН).

Сила кислот и оснований, константа кислотности, единая шкала кислотности для водных растворов.

Гидролиз солей. Механизм гидролиза. Степень гидролиза и ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза. Различные случаи гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Усиление и подавление гидролиза. Полный гидролиз.

2.6. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений и периодический закон. Особенности окислительно-восстановительных уравнений. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Влияние температуры, концентрации реагентов, их природы, среды и других условий на глубину и направление протекания окислительно-восстановительных процессов.

2.7. Понятие об электродных потенциалах. Стандартные электродные потенциалы (СЭП). Гальванический элемент. ЭДС окислительно-восстановительной реакции. Концентрационный гальванический элемент. Уравнение Нернста.

Электролиз. Частные случаи электролиза. Последовательность окисления электрохимических систем на аноде и восстановления на катоде. Активные и инертные электроды. Количественные отношения при электролизе – законы Фарадея.

2.8. Химия комплексных соединений. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, дентатность, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения. Классификация комплексов.

Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных

соединениях (теория ВС и МО). Изомерия комплексных соединений.

Равновесие в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных соединений. Реакции с участием комплексных соединений. Хелатный эффект, закономерность трансвлияния. Применение комплексных соединений и нахождение в природе.

РАЗДЕЛ 2. Неорганическая химия.

s-Элементы.

О месте водорода в периодической системе. Общая характеристика элемента, нахождение в природе, получение и свойства. Гидриды. Применение водорода и его соединений.

Общая характеристика s-элементов. Строение атомов, закономерности изменения в подгруппах радиусов атомов, их энергии ионизации и сродства к электрону, электроотрицательности. Характер изменения в подгруппе кислотно-основных свойств однотипных соединений.

Общая характеристика элементов групп IA и IIA. Сравнение химической активности. Основные соединения и их характеристика и свойства. Получение. Применение.

p-Элементы.

Общая характеристика p-элементов. Строение атомов, закономерности изменения в периодах и подгруппах радиусов атомов, их энергии ионизации и сродства к электрону, степеней окисления элементов, электроотрицательности, координационного числа атомов и ионов.

Характер изменения в периоде и подгруппе кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств однотипных соединений.

Общая характеристика групп IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA. Сравнение химической активности элементов в каждой группе. Характерные степени окисления элементов и отвечающие им типы соединений, их характеристика и свойства. Получение. Применение.

d-Элементы.

Общая характеристика d-элементов. Закономерности изменения в периодах и подгруппах строения атомов, радиусов и энергии ионизации, характерных степеней окисления элементов, координационных чисел атомов и ионов. Лантаноидное сжатие.

Характер изменения в периоде и подгруппе кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств однотипных соединений.

Общая характеристика групп IIIБ, IVБ, VБ, VIБ, VIIБ, VIIIБ, IB, IIB. Сравнение химической активности элементов в каждой группе. Характерные степени окисления элементов и отвечающие им типы соединений, их характеристика и свойства. Получение. Применение.

f-Элементы.

Лантаноиды и актиноиды. Общая характеристика. Степени окисления. Нахождение элементов в природе. Получение металлов, их свойства, отношение к воде и водным растворам. Типичные соединения f-Элементов, их свойства. Применение.

РАЗДЕЛ 3. Химическая идентификация.

Классификация и общая характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа. Аналитический сигнал. Холостая проба. Интенсивные и экстенсивные свойства. Характеристика методов анализа: чувствительность, воспроизводимость, предел обнаружения, правильность. Основные приемы, используемые в физико-химических методах анализа.

Классические методы анализа вещества. Качественный и количественный (гравиметрический и титриметрический) методы анализа. Классификация и характеристика аналитических групп катионов и анионов.

Особенности физико-химических методов анализа (инструментальные методы анализа или измерительные).

Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия и др.

Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный

спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, рефрактометрия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа.

Хроматографические методы анализа. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по механизму разделения, по форме проведения. Жидкостная хроматография (ионообменная хроматография: иониты (катиониты и аниониты); распределительная хроматография (бумажная, тонкослойная), особенности метода и методик, условия проведения анализа. Адсорбционная хроматография (колоночная). Виды адсорбентов. Направления применения. Осадочная (колоночная, бумажная). Условия проведения анализа. Направления применения. Газовая хроматография.

Особенности физических методов анализа. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа.

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНЫХ (36 часов)

- Техника безопасности в химической лаборатории. Оформление лабораторных и расчетно-графических работ. Классы неорганических веществ.
- Контрольная работа «Классы неорганических соединений». Основные законы химии. Эквивалент.
- Контрольная работа "Стехиометрические расчеты". Растворы. Способы выражения концентрации растворов.
- Приготовление растворов заданной концентрации.
- Контрольная работа "Способы выражения концентрации растворов".
- Строение атома и периодический закон.
- Химическая связь. МВС. ММО.
- Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчеты.
- Химическая кинетика и химическое равновесие. Кинетические расчеты.
- Растворы неэлектролитов. Законы Рауля, Вант-Гоффа.

- Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
- Растворы электролитов. Реакции ионного обмена, реакции осаждения и нейтрализации. Гидролиз солей. Механизмы гидролиза. Гидролиз солей, типы гидролиза, степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на усиление/уменьшение гидролиза.
- Получение коллоидных растворов, Определение знака заряда коллоидных частиц.
- Комплексные соединения. Получение и свойства комплексных соединений.
- Окислительно-восстановительные реакции, влияние среды на глубину протекания ОВР.
- Гальванический элемент, уравнение Нернста. Законы электролиза.

Контрольная работа по темам “Окислительно-восстановительные реакции” и “Электрохимия”.

- Общие свойства неметаллов.
- Общие свойства металлов.

ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ (66 час)

1. Явление радиоактивности. Ядерные реакции. Применение.
2. Метод молекулярных орбиталей (ММО).
3. Ионная связь и ее свойства.
4. Металлическая связь, свойства, особенности.
5. Межмолекулярное взаимодействие (Ван-дер-Ваальсовы силы). Водородная связь и ее особенности.
6. Агрегатные состояния: твердое, газообразное, жидкое, состояние плазмы.
7. Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток. Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.
8. Теория кислот и оснований Бренстеда и Льюиса.
9. Коррозия металлов. Виды коррозии и механизмы. Методы защиты от коррозии.

10. Общая характеристика s-, p-, d-, f-элементов: положение в периодической системе, особенности электронного строения, общие физические и химические свойства.
11. Классификация и общая характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа.
12. Качественный и количественный (гравиметрический и титриметрический) методы анализа.
13. Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия и др.
14. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа. Рефрактометрия.
15. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа.
16. Хроматографические методы анализа. Сущность хроматографии. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по механизму разделения, по форме проведения.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ

*ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС, ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ,
САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА И ИХ ОБЪЕМ В ЧАСАХ*

Номер темы	Темы лекционного курса	Лаб. р.	Лекции	Самост
		Пр. зан.		работа
1	2		3	4
Тема 1	Введение в предмет. Строение атома. Квантовые числа.	6	2	3
Тема 2	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	2	2	3
Тема 3	Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей.	2	2	3
Тема 4	Метод молекулярных орбиталей.		2	3

Тема 5	Общие закономерности химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций.	2	2	4
Тема 6	Понятие о химической кинетике. Химическое равновесие. Катализ.	4	2	4
Тема 7	Растворы. Общая характеристика. Растворы неэлектролитов.	2	2	4
Тема 8	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.	2	2	4
Тема 9	Ионное произведение воды и водородный показатель. Произведение растворимости.		2	2
Тема 10	Гидролиз солей. Факторы влияющие на гидролиз.	2	2	2
Тема 11	Дисперсные системы. Адсорбция. Коллоидные растворы.	2	3	4
Тема 12	Координационные соединения.	2	2	2
Тема 13	Окислительно-восстановительные процессы. Стандартные потенциалы. Гальванические элементы.	4	3	4
Тема 14	Электролиз. Законы электролиза.	2	2	4
Тема 15	Общая характеристика металлов и неметаллов.	4	2	6
Тема 16	Основы химической идентификации веществ. Качественный и количественный анализ.		2	6
Тема 17	Общая характеристика физико-химических методов анализа.		2	8
	Итого	36	36	66

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ

1. Первые представления о строении атома. Открытие электрона. Радиоактивность. Модели атома Томсона и Резерфорда, их достоинства и недостатки.
2. Квантовая модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Теория атома водорода по Бору. Достоинства и противоречия модели Бора.
3. Атомные орбитали. Уравнение Шредингера и квантовые числа, как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Физический смысл

- квантовых чисел. Понятие об электронном уровне и подуровне.
4. Заполнение атомных орбиталей в многоэлектронных атомах. Принципы заполнения орбиталей: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского. Электронные формулы атомов. Емкость энергетических уровней и подуровней.
 5. Закон периодических свойств химических элементов, закон Мозли. Периодическая система химических элементов. Особенности электронных конфигураций элементов и их положение в периодической системе. Электронные семейства элементов.
 6. Связь свойств химических элементов с его положением в периодической системе. Количественные характеристики периодической изменчивости свойств химических элементов: атомный радиус, энергия ионизации и ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность.
 7. Природа образования химической связи. Типы химической связи. Ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи. Полярность.
 8. Общие свойства ковалентной связи: длина, энергия, направленность, насыщаемость, полярность. σ - и π -связи в свете МВС.
 9. Метод валентных связей (МВС), его основные положения. Валентность и ковалентность элемента. σ - и π -связи в свете МВС (на примере образования молекулы кислорода или азота).
 10. Гибридизация атомных орбиталей. Механизм гибридизации. Типы гибридизаций и их влияние на стереометрию молекул.
 11. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Основные положения ММО. Энергетические диаграммы образования двухатомных молекул по методу МО. Электронные формулы.
 12. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Описание молекулярных образований с точки зрения ММО. Порядок связи в ММО. Закономерности в изменении количества электронов на МО с энергией связи, длиной связи, порядком связи.
 13. Ионная связь. Механизм образования и свойства. Поляризация и

- поляризуемость ионов. Свойства веществ с ионной связью.
14. Металлическая связь. Особенности образования и свойства. Зонная теория строения металлов. Свойства веществ с металлической связью.
 15. Силы межмолекулярного взаимодействия (Ван-дер-ваальсовы силы). Водородная связь. Особенности свойств веществ с водородной связью.
 16. Химическая термодинамика. Понятие о внутренней энергии, энтальпии. Стандартные энтальпии. Закон Гесса и термохимические уравнения.
 17. Термохимия: понятие об энтропии, энергии Гиббса. Уравнение Гиббса и обоснование возможности протекания химических процессов.
 18. Растворы как физико-химические системы. Классификация растворов по агрегатному состоянию. Сольватно-гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Растворение и растворимость. Способы выражения концентрации растворов.
 19. Растворы неэлектролитов. Осмос. Закон Вант-Гоффа. Давление пара растворов.
 20. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля. Замерзание и кипение растворов.
 21. Растворы электролитов. Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Процесс диссоциации. Диссоциация солей, кислот, оснований. Степень диссоциации. Сила электролитов.
 22. Сильные электролиты. Активность и коэффициент активности.
 23. Произведение растворимости (ПР).
 24. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторная шкала и индикаторы. Значение рН.
 25. Гидролиз солей. Классификация солей по отношению к воде. Изменение водородного показателя в результате гидролиза.
 26. Гидролиз солей. Влияние различных факторов на изменение гидролиза. Совместный гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.
 27. Химическая кинетика. Скорость в гомо- и гетерогенных реакциях. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
 28. Влияние концентрации (закон действующих масс) на скорость химической

- реакции, константа скорости. Влияние температуры (правило Вант-Гоффа) на скорость химической реакции.
29. Понятие о катализаторах и катализе. Гомо- и гетерогенный катализ. Механизмы катализа.
30. Направление химических процессов. Химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия: концентрация, давление, температура. Принцип Ле-Шателье.
31. Окислительно-восстановительные реакции. Механизм окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
32. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Степень дисперсности. Свойства дисперсных систем.
33. Координационные соединения. Определение, строение, химическая связь в комплексных соединениях в свете МВС.
34. Координационные соединения: определение, изомерия, номенклатура. Константа нестойкости комплексных соединений.
35. Координационные соединения: определение, диссоциация комплексных соединений и константа нестойкости. Классификация координационных соединений. Хелаты.
36. Классификация методов анализа в аналитической химии.
37. Качественный анализ, его разновидности и условия проведения. Типы реакций, используемых в качественном анализе.
38. Количественный анализ и его методы. Весовой и объемный анализ.
39. Физико-химические методы анализа.

Критерии оценки при сдаче экзамена

1. К сдаче экзамена допускаются студенты, выполнившие учебный план:
- посетившие лекции данного курса;
 - выполнившие все лабораторные работы и защитившие их;
 - выполнившие все работы промежуточного контроля знаний,

самостоятельные и контрольные работы на положительную оценку.

При наличии пропусков и неудовлетворительных оценок данные темы пропущенных занятий должны быть отработаны: выполнены лабораторные работы, проведены преподавателем устные собеседования по пропущенным темам.

2. Первая сдача экзамена проводится в виде тестирования. Критерии оценки:

91 - 100 %	правильных ответов теста	- «отлично»;
75 – 90 %		- «хорошо»;
55 – 74 %		- «удовлетворительно».
менее 54%		- «неудовлетворительно».

3. В случае неудовлетворительной оценки повторная сдача экзамена проводится по традиционному типу – по билетам в устной форме (3 вопроса по курсу в билете, с выделением времени на подготовку). Программные вопросы доводятся до сведения студентов за месяц до экзамена. При повторной сдаче экзамена помимо показанных знаний учитывается работа студента в течение семестра.

4. Во время экзамена студенты могут пользоваться учебными программами, а также с разрешения экзаменатора и другими пособиями (справочники, плакаты, таблицы).

Форма контроля знаний студентов

1. Домашние индивидуальные задания (ДИЗ).
2. Коллоквиумы.
3. Контрольные работы, тесты промежуточные и итоговые.
4. Самостоятельные проверочные работы.

Учебно-методическая литература по дисциплине

Основная

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М., ВШ., 2001.

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., 1997.
5. Зайцев О.С. Химия. Современный краткий курс. Уч. пособие, - М., 1997.
6. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л., Химия, 2002.
7. Родина Т.А., Митрофанова В.И. Методы химического анализа (избранные главы): Учеб. пособие. – Благовещенск: Изд-во Амурского гос.ун-та, 2005.
8. Денисов В.В., Дроздова Т.И. и др. Химия. – Изд. Центр «МарТ», Москва – Ростов-на-Дону, 2003.
9. Практикум по
10. Практикум по общей химии. Под ред. профессора С.Ф. Дунаева. 2005.
11. Васильев В.П. Аналитическая химия. Ч. 1,2. – М., ВШ., 2002.
12. Основы аналитической химии. Под ред. Золотова Ю.А. (1-2 кн.). – М., ВШ., 2000.
13. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. – Санкт-Петербург., Химиздат, 2005.
14. Практикум по общей химии. Под ред. проф. Попкова В.А., Бабкова А.В. – М., ВШ., 2001.

Дополнительная

1. Коровин Н.В. и др. Курс общей химии. Уч. Пособие. – М., ВШ., 1990.
2. Балезин С.А. и др. Основы физической и коллоидной химии. – М., ВШ., 1987.
3. Шапиро С.А. и др. Аналитическая химия. – М., ВШ., 1985.
4. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. (Под ред. Рабиновича В.А.). – Л., Химия, 1985.
5. Харина А.П. и др. Курс химии. – М., ВШ., 1990.
6. Практикум по физико-химическим методам анализа. Под ред. Петрухина О.М. – М., Химия, 1987.

Методическое обеспечение дисциплины

а) методические указания и методические пособия

1. Классы неорганических соединений.
2. Кинетика химических реакций.
3. Электролитическая диссоциация.
4. Гидролиз солей.
5. рН-метрия.
6. Окислительно-восстановительные реакции.
7. Комплексные соединения.

б) наглядные пособия

1. Периодическая система Д.И.Менделеева (таблица).
2. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов.
3. Таблица растворимости.
4. Схемы, таблицы и плакаты по темам курса.

в) пакеты контрольных и самостоятельных работ, вопросы к коллоквиумам и семинарским занятиям

Технические средства обеспечения дисциплины

Видеофильмы

1. Химическая кинетика и химическое равновесие.
2. Химическая термодинамика.
3. Окислительно-восстановительные реакции.
4. Комплексные соединения.
5. Адсорбция.

ЧАСТЬ I. ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА

Лекция № 1. Развитие химии. Строение атома

Химия – это наука о веществах, их свойствах и взаимных превращениях этих веществ. В развитии химии выделяют 4 периода, или, как их принято сейчас называть, – 4 концептуальных уровня:

- учение о составе;
- структурная химия;
- учение о химических процессах;
- эволюционная химия.

В 1896 г. французский физик А. Беккерель открыл явление самопроизвольного излучения урановой соли. На основании известных фактов это явление объяснить не удалось, но это не остановило исследователей. В 1898 г. супруги Кюри открывают новые элементы, обладающие, подобно урану, способностью испускать “беккерелевы лучи” - полоний и радий. Это свойство было названо ими радиоактивностью, и с 1898 г. начинается эпоха открытия радиоактивных веществ.

Годом раньше, в 1897 г., английский ученый Дж. Томсон открыл первую элементарную частицу – электрон. На основании проведенных опытов Томсон делает вывод о том, что число электронов в атоме имеет порядок величины заряда химического элемента. Но так как к этому времени было известно, что атом в целом электрически нейтрален в нормальном состоянии, то в каждом атоме должно наблюдаться равенство разноименно заряженных частиц. Далее следуют модели атома, обладающие как рядом достоинств, так и недостатков: модель Томсона, Резерфорда, Бора. Теория Бора показала, что нельзя автоматически распространять законы природы, справедливые для большинства объектов макромира – на объекты микромира. Возникла задача разработки новой физической теории, пригодной для описания свойств и поведения микрочастиц. Эта задача была успешно решена в 20-е годы нашего века в результате создания новой отрасли теоретической физики – квантовой механики. Становление

квантовой механики произошло на пути обобщения представлений о корпускулярно – волновом дуализме фотона на все объекты микромира, и, в первую очередь, на электрон.

Современная физика представляет атом как тяжелое ядро с окружающим его электронным облаком сложной структуры. Определить точное местоположение электронов в любой момент времени невозможно из-за двойственности его свойств (корпускулярно-волновой дуализм). Поскольку движение электрона имеет волновой характер, квантовая механика описывает такое движение в атоме при помощи волновой функции. В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об электронном облаке, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Область пространства вокруг ядра, в котором наиболее вероятно пребывание электрона, называют орбиталью. Орбиталь можно описать с помощью набора квантовых чисел. Для определения состояния электрона в атоме используется ряд правил: принцип наименьшей энергии, принцип запрета Паули, правило Хунда, правила Клечковского.

Лекция № 2. Периодический и закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодичность свойств элементов

Одной из важнейших задач химии является изучение свойств элементов и выявление общих химических закономерностей их химического взаимодействия между собой. Самое крупное научное обобщение в этой области – Периодический закон Д.И. Менделеева, в современной формулировке представленный следующим образом: “Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины положительного заряда ядер их атомов”.

Периодический закон является основой систематики химических элементов. Химические и некоторые физические свойства зависят от структуры электронной оболочки, особенно от ее наружных слоев. Это объясняется тем, что периодичность присуща не только внешним слоям, но и всей электронной

оболочке атомов. К таким свойствам относятся атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, степень окисления.

Лекция № 3. Химическая связь. Метод валентных связей.

После построения периодической системы элементов Д.И.Менделеева и определения периодичности свойств атомов встал вопрос о взаимодействии между этими атомами, то есть необходимо было выяснить, что такое химическое сродство или химическая связь. Фундаментальной основой для объяснения химической связи явилась теория химического строения А. М. Бутлерова. Эта теория нашла подтверждение не только для органических, но и для неорганических веществ, поэтому ее считают фундаментальной теорией химии. Далее следовало определить, каким же образом происходит образование химических соединений, то есть, установить природу химической связи. Первыми учеными, попытавшимися ответить на этот вопрос, были Коссель и Льюис. Природа химической связи обусловлена взаимодействием положительно заряженного ядра с отрицательно заряженными электронами, а также электронов друг с другом.

Химическая связь может быть ионной, ковалентной (полярной и неполярной), металлической. Помимо этого, между молекулами в химическом соединении могут возникать более слабые взаимодействия: водородная связь и вандерваальсовы силы.

Для описания химической связи широко используются 2 подхода: теория валентных связей (ВС) и теория молекулярных орбиталей (МО).

Основателями ТВС являются Гейтлер и Лондон (1927 г.). В дальнейшем эта теория была усовершенствована Слейтером и Полингом (30-е г.г.). Метод валентных связей основан на 2 идеях:

- химическая ковалентная связь возникает в результате спаривания электронов с противоположными спинами, принадлежащих разным атомам. Получающаяся связь является двухцентровой.

- при образовании молекулы электронная структура составляющих ее атомов в основном сохраняется, а все химические связи в молекуле могут быть представлены набором фиксированных (локализованных) двухцентровых двухэлектронных связей.

В целом же электронная структура молекулы выглядит как набор различных валентных схем (второе название метода – метод локализованных пар).

Пространственную конфигурацию молекул определяет пространственное расположение сигма-связей. Различия в пространственной конфигурации молекул объясняются рядом теорий, одной из которых является теория гибридизации.

Лекция № 4. Метод молекулярных орбиталей

Помимо большого количества достоинств, метод ВС обладает и рядом недостатков, например, не может объяснить природу образующихся связей или свойства молекул. Многие недостатки МВС были учтены в методе молекулярных орбиталей (ММО).

При использовании метода молекулярных орбиталей считается, в отличие от метода валентных связей, что каждый электрон находится в поле всех ядер. При этом связь не обязательно образована парой электронов. В методе молекулярных орбиталей для описания распределения электронной плотности в молекуле используется представление о молекулярной орбитали (подобно атомной орбитали для атома). Каждая молекулярная орбиталь (МО), как и атомная орбиталь (АО), может быть занята одним или двумя электронами. Состояние электрона в области связывания описывает связывающая молекулярная орбиталь, в области разрыхления - разрыхляющая молекулярная орбиталь. Распределение электронов по молекулярным орбиталям происходит по тем же правилам, что и распределение электронов по атомным орбиталям в изолированном атоме. Молекулярные орбитали образуются при определенных комбинациях атомных орбиталей. Их число, энергию и форму можно вывести исходя из числа, энергии и формы орбиталей атомов, составляющих молекулу.

Молекулярные орбитали обладают разной энергией. Энергии связывающих

орбиталей ниже, чем энергии атомных орбиталей, использованных для их образования. Энергии разрыхляющих орбиталей выше, чем энергии исходных атомных орбиталей. Повышение энергии на разрыхляющей орбитали достаточно точно отражает понижение энергии на связывающей орбитали.

Порядок связи в теории МО определяется числом электронных пар, заселяющих связывающие МО за вычетом числа электронных пар, заселяющих разрыхляющие МО.

Методы ВС и МО отличаются друг от друга некоторыми положениями, причем более универсальным является метод МО. Он же является и более сложным. К недостаткам метода МО можно отнести то, что он не дает характеристики отдельным атомам в молекуле или ее фрагментах, что в некоторых случаях очень важно. Поэтому методы ВС и МО необходимо рассматривать в комплексе. Сравнительная характеристика обоих методов позволяет определить их общие черты:

1. Оба метода дают одинаковое распределение электронной плотности в соединениях. Такое распределение плотности объяснимо в обоих методах.
2. Условием образования химической связи является перекрывание АО.
3. Прочность связи увеличивается с увеличением электронной плотности между ядрами.
4. В зависимости от типа АО образуются σ -, π -, δ - связи.

Лекция № 5 – 6. Скорость химической реакции и химическое равновесие.

Катализ

Учение о скоростях и механизмах химических реакций называется химической кинетикой. Скорость реакции определяется изменением молярной концентрации одного из реагирующих веществ. Для расчетов при определении скорости химической реакции используют закон действующих масс. К важнейшим факторам, определяющим скорость реакции, относятся: концентрация, температура, природа реагирующих веществ, катализаторы. Все химические

реакции можно разделить на 2 группы: обратимые и необратимые. *Необратимые* реакции протекают до конца, то есть, до полного расходования одного из исходных веществ. В ходе обратимых реакций ни одно из реагирующих веществ полностью не расходуется. Это связано с тем, что протекание процесса может происходить как в прямом, так и в обратном направлении. При равенстве скоростей прямой и обратной реакций говорят о химическом равновесии.

Количественной характеристикой химического равновесия служит величина, называемая константой химического равновесия. Если система находится в состоянии равновесия, то это равновесие сохраняется до тех пор, пока сохраняются внешние условия. Как только мы нарушим хотя бы один из внешних параметров - система выйдет из равновесия, и будет протекать химическая реакция, то есть скорости прямого и обратного процесса будут отличны друг от друга. Наибольшее влияние на смещение равновесия оказывают изменение концентрации, давления и температуры.

Лекция № 7. Химическая термодинамика.

Химическая термодинамика применяет положения и законы общей термодинамики к изучению химических явлений. Развитие термохимии связано с работами русского ученого Г.И. Гесса. В 1841 г. Гесс сформулировал закон, получивший в последствии его имя. “Тепловой эффект реакции зависит от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов, но не зависит от пути реакции, т.е. от числа и характера промежуточных стадий”. Для определения тепловых эффектов химических реакций используют закон Гесса и следствия из него. Для управления химическими процессами необходимо знать критерии самопроизвольных процессов и их движущие силы. Одной из таких сил является изменение энтальпии системы, другой – изменение ее энтропии.

Функция, объединяющая оба фактора, называется изобарно-изотермическим потенциалом, или энергией Гиббса.

Лекция № 8. Растворы неэлектролитов

Растворы широко распространены в природе и повсеместно используются на практике. Очень многие химические реакции, в том числе технически и жизненно важные протекают в жидких растворах. Растворами называют термодинамически устойчивые гомогенные смеси переменного состава, образованные из двух и более компонентов. Гомогенная система, образующая раствор, может быть твердой или жидкой. Всякий раствор состоит из растворенных веществ и растворителя, т.е. среды, в которой эти вещества равномерно распределены.

К концу XIX в. растворы считались физическими смесями, компоненты которых не взаимодействуют друг с другом – это была физическая теория растворов, которой придерживались Рауль, Вант Гофф, Аррениус. Аррениус (автор теории электролитической диссоциации) не смог объяснить, откуда берется энергия разрыва молекул при растворении кристаллов, и почему при этом процессе происходит выделение тепла. Другое представление о природе растворов было обосновано в 80-е гг. XIX в. Д.И. Менделеевым, который рассматривал растворы как смеси непрочных соединений, находящиеся в состоянии частичной диссоциации. Дальнейшее развитие теории раствором – работы русского химика И.А. Каблукова. Большой вклад в развитие этой теории был внесен другими русскими учеными, в т.ч. Коноваловым и Курнаковым.

Состав раствора, в частности, содержание растворенного вещества, может выражаться различными способами. В химической практике наиболее употребимы следующие величины, выражающие содержание растворенного вещества в растворе: массовая доля, мольная доля, молярная концентрация (молярность), моляльная концентрация (моляльность), эквивалентная (нормальная) концентрация, титр.

Большинство веществ, находящихся в кристаллическом состоянии, растворяются в жидкостях с поглощением теплоты. Но при растворении в воде ряда веществ происходит повышение температуры. Количество теплоты, поглощающейся или выделяющейся при растворении 1 моля вещества, называется теплотой растворения этого вещества.

Процесс растворения сопровождается повышением энтропии системы, т.к. в

результате равномерного распределения растворимого вещества в растворителе резко увеличивается число микросостояний системы. Поэтому, несмотря на то, что большинство реакций растворения - реакции эндотермические, изменение энергии Гиббса при растворении отрицательно, что говорит о самопроизвольном протекании процесса растворения.

При растворении кристаллов происходит их разрушение, что требует затрат энергии. Поэтому растворение, в общем случае, требует затрат теплоты. Если наблюдается обратный эффект, это значит, что одновременно с растворением происходит взаимодействие растворителя с растворяющимся веществом, при котором выделяется в виде теплоты большее количество энергии, чем затрачено на разрушение кристаллической решетки.

Как уже указывалось ранее, при растворении многих веществ их молекулы (ионы) связываются с молекулами (ионами) растворителя, образуя соединения, называемые сольватами (от лат. *solvere* - растворять). Такой процесс называется сольватацией. В частном случае, когда растворителем является вода, эти соединения называют гидратами, а процесс - гидратацией.

Растворимостью называется способность вещества растворяться в том или ином растворителе. Растворимость данного вещества в данном растворителе определяется концентрацией его насыщенного раствора.

При растворении веществ наблюдается изменение физических характеристик растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа отражают изменение свойств растворов.

Общими свойствами растворов являются свойства, не зависящие от концентрации растворов и природы реагирующих веществ. Такие свойства называются коллигативными и проявляются у растворов нелетучих веществ, т.е. веществ, давлением пара которых можно пренебречь. К ним относятся:

1. Понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором.
2. Понижение температуры кристаллизации.
3. Повышение температуры кипения.
4. Осмотическое давление.

Лекция № 9. Растворы электролитов

Хорошо известно, что одни вещества в растворенном или расплавленном состоянии проводят электрический ток, другие в тех же условиях ток не проводят.

Вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и потому проводящие электрический ток, называются электролитами.

Вещества, которые в тех же условиях на ионы не распадаются и электрический ток не проводят, называются неэлектролитами.

К электролитам относятся кислоты, основания и почти все соли, к неэлектролитам – большинство органических соединений, а также вещества, в молекулах которых имеются только ковалентные неполярные или малополярные связи.

Электролиты - проводники второго рода. В растворе или расплаве они распадаются на ионы, благодаря чему и протекает ток. Очевидно, чем больше ионов в растворе, тем лучше он проводит электрический ток. Чистая вода электрический ток проводит очень плохо.

Распад электролитов на ионы при растворении их в воде называется электролитической диссоциацией.

Различают сильные и слабые электролиты.

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским ученым С.Аррениусом в 1887 г. была предложена теория электролитической диссоциации. В дальнейшем она была развита многими учеными на основе учения о строении атомов и химической связи.

С помощью теории электролитической диссоциации дают определения и описывают свойства кислот, оснований и солей.

Поскольку электролитическая диссоциация - процесс обратимый, то в растворах электролитов наряду с их ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются степенью диссоциации α .

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций - ионными уравнениями. Они

проще уравнений реакций, записанных в молекулярной форме, и имеют более общий характер.

Лекция № 10. Гидролиз

Взаимодействие солей с водой, в результате которого образуются кислота (или кислая соль), и основание (или основная соль), называется гидролизом солей.

В зависимости от состава соли выделяют несколько типов гидролиза:

1. Соли сильного основания и сильной кислоты при растворении в воде не гидролизуются, и раствор соли имеет нейтральную реакцию.

2. Соли сильного основания и слабой кислоты в водном растворе в качестве одного из продуктов реакции образуют

слабый электролит (кислоту) и раствор приобретает щелочную реакцию.

3. Соли слабого основания и сильной кислоты в водном растворе в качестве одного из продуктов реакции образуют

слабый электролит (основание) и раствор приобретает кислую реакцию.

4. Соли слабого основания и слабой кислоты при растворении в воде образуют малодиссоциирующие кислоту и основание. Реакция среды в растворах подобных солей зависит от относительной силы кислоты и основания. Другими словами, водные растворы таких солей могут иметь нейтральную, кислую или щелочную реакцию в зависимости от констант диссоциации образующихся кислот и оснований.

Лекция № 11 – 12. Дисперсные системы.

Дисперсная система – это система, в которой вещество в мелко раздробленном состоянии равномерно распределено в сплошной (непрерывной) среде.

Изучением коллоидных систем занимается коллоидная химия – отрасль химии, изучающая поверхностные явления и физико-химические свойства дисперсных систем.

Одной из важнейших характеристик дисперсных систем является их гетерогенность – в составе дисперсной системы выделяют как минимум две фазы.

Совокупность раздробленных частиц вещества, или нескольких веществ составляет дисперсную фазу системы, а среда, в которой они распределены – дисперсионную среду.

Дисперсные системы обладают сильно развитой поверхностью. Поэтому для них играют огромную роль процессы, происходящие на границе раздела фаз – дисперсной фазы и дисперсионной среды, – например, явление адсорбции.

Классификацию дисперсных систем можно провести следующим образом:

1. По (межфазному) взаимодействию дисперсной фазы и дисперсионной среды. Таким образом можно классифицировать только те системы, у которых дисперсионная среда является жидкой. Классификация предложена Г. Фрейндлихом и дисперсные системы разделяют на 2 вида: лиофобные и лиофильные.
2. По межчастичному взаимодействию. Можно выделить 2 типа систем: бесструктурные (свободнодисперсные) и структурированные (связнодисперсные).
3. По агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды.
4. По размерам частиц дисперсной фазы.

Коллоидно-дисперсные системы – это ультрамикрорегетерогенные дисперсные системы. Коллоидные системы с жидкой дисперсионной средой называются золями (от лат. solutio – раствор). Если жидкая среда вода, то система называется гидрозоль.

Особенностями зольей являются:

- содержание частиц чрезвычайно малых размеров (10^{-9} – 10^{-7} м, табл.2), поэтому их относят к ультрамикрорегетерогенным системам;
- частицы невидимы в оптический микроскоп, наблюдаемы в ультрамикроскоп и видны в электронный микроскоп;
- частицы зольей рассеивают свет, этим объясняется опалесценция (самосвечение в отраженном свете) зольей, что выражается в мутноватости золя или в переливах его окраски. Рассеивание света частицами золя проявляется в “эффekte Тиндаля” – в появлении ярко светящегося конуса

(конус Тиндаля) при направлении пучка света на золь.

Так как по размерам частиц коллоидно-дисперсные системы занимают промежуточное место среди дисперсных систем, то методы их получения можно подразделить на две группы:

- измельчение (дробление) крупных частиц грубо дисперсных систем до размеров частиц коллоидных систем – методы диспергирования. Классификация таких методов производится по виду внешней работы, совершаемой над грубодисперсной системой. Измельчение может быть механическим, под действием электрического тока или ультразвука;
- укрупнение частиц ионно-молекулярных систем до размеров частиц коллоидных систем – конденсационные методы. Такие методы классифицируют по природе сил, вызывающих конденсацию. Конденсация может быть физической, из паров или использует метод замены растворителя. Для химической конденсации требуется выполнение ряда условий. Кроме того, для получения коллоидно-дисперсных систем возможно использование физико-химических методов, таких как пептизация.

Структурной единицей дисперсной фазы золя является коллоидная частица – мицелла, имеющая сложное многослойное строение. Образование мицеллы происходит в соответствии с правилом избирательной адсорбции Панета – Фаянса. Образование мицеллы сопряжено с появлением двойного электрического слоя, обуславливающего ряд ее свойств.

Коллоидные системы относятся к термодинамически неустойчивым, так как обладают, как выше было отмечено, избытком свободной поверхностной энергии. Выделяют агрегативную и кинетическую неустойчивость.

В результате ряда процессов коллоидно-дисперсные системы могут разрушаться. Одним из таких процессов является коагуляция.

Кроме золь к коллоидно-дисперсным системам относятся гели, обладающие рядом специфических свойств.

Лекция № 13 – 14 . Комплексные соединения

В различных реакциях, протекающих в растворе, могут существовать неизменные группировки атомов, выступающие либо в виде ионов (SO_4^{2-} , OH^- , NO_2^- , CO_3^{2-} , NO_2^+ и т.д.), либо в виде нейтральных молекул (NH_3 , CO , NO и др.). Эти неизменные группировки атомов способны к взаимодействию в растворе с ионами металлов или нейтральными молекулами с образованием более сложных частиц. Образовавшиеся новые соединения приобретают новые свойства, отличные от свойств составляющих их простых соединений, – например, совершенно иную окраску, растворимость и способность взаимодействовать с различными реагентами. Подобные сложные образования получили название комплексных ионов или молекул.

Реакции, в результате которых образуются комплексные соединения, носят название реакций комплексообразования. Комплексные соединения называют часто координационными соединениями, подчеркивая тем самым способность простых неизменных частиц определенным образом располагаться (координироваться) друг около друга в комплексном ионе или комплексной молекуле.

Основы современной координационной теории были изложены в конце прошлого века швейцарским химиком Альфредом Вернером, обобщившим в единую систему весь накопившийся к тому времени экспериментальный материал по комплексным соединениям. Им были введены понятия о центральном атоме (комплексообразователь) и его координационном числе, внутренней и внешней сфере комплексного соединения, изомерии комплексных соединений, предприняты попытки объяснения природы химической связи в комплексах.

В комплексном ионе или нейтральном комплексе вокруг комплексообразователя координируются ионы, атомы или простые молекулы (L). Все эти частицы, имеющие химические связи с комплексообразователем, называются лигандами. Между координационным числом и строением комплексных соединений (геометрией внутренней координационной сферы) наблюдается определенная закономерность. Если комплексообразователь имеет

координационное число 2 ($KЧ=2$), то, как правило, комплексный ион имеет линейное строение, а комплексообразователь и оба лиганда располагаются на одной прямой (валентный угол $L - M - L$ равен 180°). Комплексы с координационным числом 3 встречаются сравнительно редко и обычно имеют форму равностороннего треугольника, в центре которого располагается комплексообразователь, а в углах находятся лиганды (гибридизация типа sp^2). Другой вариант расположения лигандов во внутренней координационной сфере при $KЧ=3$ – пирамидальный. Этот случай отвечает sp^3 -гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя, причем одна из гибридных орбиталей не

участвует в образовании связи, поскольку содержит неподеленную пару электронов. Для соединений с координационным числом 4 имеются две возможности пространственного расположения лигандов. Это, во-первых, тетраэдрическое размещение лигандов с органической химии, широко распространено комплексообразователем в центре тетраэдра (sp^3 -гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя). Во-вторых, явление изомерии. Возможно плоскочетырёхугольное расположение лигандов вокруг

находящегося в центре квадрата атома комплексообразователя. Под изомерией понимают различия в строении и координации лигандов; различия в строении внутренней координационной сферы; разным образом распределяются частицы между внутренней и внешней сферой. Основные виды изомерии комплексных соединений – геометрическая, оптическая, сольватная (или гидратная) и ионная.

В растворах комплексных соединений могут происходить разнообразные сложные превращения, определяемые природой как самого комплексного соединения, так и растворителя. Это, во-первых, диссоциация на комплексные ионы, затем – диссоциация комплексного иона на атомы в молекуле, внешнесферные ионы, следовательно,

различных по свойствам.

или нейтрального комплекса, сопровождаемая замещением лиганда во внутренней сфере на молекулы растворителя. Кроме того, комплексы могут участвовать в разнообразных окислительно-восстановительных процессах, если в состав комплексного иона или растворителя входят ионы или молекулы с ярко выраженными окислительными или восстановительными свойствами.

Лекция № 15. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными называются реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений.

В окислительно-восстановительных реакциях электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. Процесс отдачи электронов – окисление. При окислении степень окисления повышается. Процесс присоединения электронов – восстановление. При восстановлении степень окисления понижается.

Атомы или ионы, которые в данной реакции присоединяют электроны, являются окислителями, а атомы (ионы), которые отдают электроны – восстановителями.

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов завершён восемью электронами. Минимальная степень окисления атомов металлов равна 0, для неметаллов – $(n-8)$, где n – номер группы в периодической системе). Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым

взаимодействуют и от условий реакции.

Выделяют межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции, внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции и реакции диспропорционирования.

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций пользуются методами: электронного баланса, электронно-ионного баланса.

Лекция № 16 – 17. Электрохимические процессы. Коррозия и защита металлов.

Процессы, результатом которых являются взаимные переходы электрической и химической энергии, называются электрохимическими. Количественные характеристики электрохимических процессов определяются из законов Фарадея.

При погружении металла в раствор происходит взаимодействие поверхностного слоя металла с компонентами раствора. На границе металл – раствор возникает двойной электрический слой. Примером использования электрохимического процесса, в результате которого химическая энергия превращается в электрическую, является гальванический элемент. Электродвижущая сила такого элемента представляет из себя разность равновесных потенциалов положительного и отрицательного электродов. Относительные электродные потенциалы определяются при помощи стандартного водородного электрода. Эти потенциалы определяются при условии отсутствия в цепи электрического тока. При прохождении тока потенциалы изменяются; этот процесс называется поляризацией. Различают концентрационную и электрохимическую поляризацию. Превращение химической энергии в электрическую широко используется в энергетике.

Превращение электрической энергии в химическую происходит при электролизе. Этот процесс широко используется в металлургии, химической промышленности, при получении гальванопокрытий.

Разрушение металлов в результате химического взаимодействия с окружающей

средой называется коррозией. Различают химическую, электрохимическую, общую, местную и др. виды коррозии. Коррозия – процесс, протекающий по различным механизмам и приносящий немалые убытки народному хозяйству. Поэтому главное направление научных исследований в данной области – защита материалов от коррозии. К методам защиты относятся легирование, создание защитных покрытий, электрохимическая защита, изменение свойств среды и рациональное конструирование изделий из металлов.

Лекция № 18. Идентификация химических веществ

Аналитическая химия выявляет химическую характеристику веществ, т.е. устанавливает их количественный состав, а также определяет количественное соотношение компонентов, из которых эти вещества состоят. В аналитическом смысле компоненты – это атомы, ионы, функциональные группы, химические соединения или отдельные фазы.

В соответствии с двусторонним характером решаемых задач аналитическая химия разделяется на 2 основные части: количественный и качественный анализ. Методы аналитической химии разделены на 3 основные группы: химические, физико-химические и физические. Обычно физические и физико-химические методы объединяют в общую группу физических или инструментальных методов.

Существует другая классификация методов анализа, в основе которой лежит понятие пробы, используемой для анализа. Аналитические методы в этом случае разделяют по массе пробы на макро-, полумикро-, микро- и ультрамикрометоды.

Задача полного качественного анализа заключается в определении химического состава образца, т.е. его компонентов. Качественный анализ может быть элементарным, функциональным или молекулярным. Для выполнения качественного анализа используют химические и физические свойства веществ. Так как большинство аналитических реакций проводится в растворах, анализ называется мокрым. Наиболее часто мокрый анализ используется для идентификации неорганических веществ.

С помощью количественного анализа можно определить, какое количество того

или иного компонента находится в анализируемой смеси. При этом устанавливается либо абсолютное содержание компонента в смеси, либо его относительное содержание, т.е. доля. В зависимости от характера определяемого свойства методы количественного анализа могут быть весовыми, объемными, оптическими, электрохимическими, магнитными, кинетическими и др. Весовые и объемные методы обычно объединяют в группу классических (химических) методов анализа, остальные рассматривают как инструментальные (физические) методы.

Тематика лабораторно-практических занятий

(рейтинговая система контроля знаний)

для спец. 260704 «Технология текстильных материалов»

№ п\п	Наименование темы занятия	Тип занятия и контроля	Число час.(ч.) мин(м.)	Баллы (min/max)
1	Стартовый тест. ТБ. Классы неорганических.	Сам.р. Пр. з.	20 м. 2 ч.	5-10 5
2	К. р. «Классы неорг. соединений» Основные законы химии. Эквивалент. Решение задач.	Сам. р. Пр. з.	25 м. 2 ч.	10-15 5-10
3	Строение атома и атомного ядра. Сам. раб. «Стехиометрич.расчеты».	Сем. Сам. р.	2 ч. 25 м.	5-10 10-20
4	Периодический закон и ПС. Тест. Строение атома.	Сем. Тест	2 ч. 25 м.	5-10 15-20
№ 1	ДИЗ «Строение атома. Период. сист. и период. закон»	Сам. р.	2 н.	20-30
5	Химическая связь. МВС. Тест. Химическая связь.	Сем. Сам. р.	2 ч. 25 м.	5-10 20-30
№ 2	ДИЗ «Химическая связь».	Сам.р.	2 н.	20-30
6	Растворы, способы выражения концентраций. Решение задач.	Пр. з.	2 ч.	5-10
7	Термохимические расчеты. Решение задач. Сам. р. Растворы.	Пр. з. Сам. р.	2 ч. 30 м.	5-10 10-20
8	Химическая кинетика. Решение задач. Тест. Термохимия.	Пр. з. Сам. р.	2 ч. 30 м.	5-10 20-30
№ 3	ДИЗ «Термохимические расчеты. Кинетика».	Сам. р.	2 н.	30-40
9	Скорость химической реакции. Тест. «Хим. кинетика и равновесие». Защита л.р. «Скорость х.р.»	Л.р. Сам. р. Внеауд. вр.	2 ч. 25 м.	20-30 10

10	Электролитическая диссоциация. Защита л.р. «Электролит.диссоциация».	Л. р. Внеауд. вр.	2 ч.	10
11	Тест. «ТЭД – теория электролитической диссоциации». Гидролиз солей. Защита л.р. «Гидролиз солей»	Сам.р. Л. р. Внеауд. вр.	20 м. 2 ч.	20-30 10
12	Тест. Гидролиз солей. Окислительно-восстановит. реакции. Защита л. р. «ОВР».	Сам.р. Л. р. Внеауд. вр.	20 м. 2 ч.	20-30 10
13	Коллоидные растворы. Защита л.р. «Коллоидные растворы». «ОВР» К.р.	Л.р. Внеауд.вр. К.р.	2 ч. 30 м.	10 15-20
14	«Коллоидные растворы» К.р. Комплексные соединения (КС) и их свойства. Защита л.р. «КС»	Сам. р. Л. р. Внеауд. вр.	30 м. 2 ч.	20-30 10
№ 4	ДИЗ «Электродные потенциалы. Гальванический элемент. Электролиз»	Сам. р.	2 н.	30-40
15	«КС» – Контр. р. Гальванический элемент и законы электролиза. Решение задач.	Сам.р. Пр.р.	30 м. 2 ч.	20-30 5-10
16- -17	Общие свойства неметаллов. Тест «Неметаллы» Защита л.р.	Л. р. Сам. р. Внеауд. вр.	2,5 ч. 20 м.	10-20 5-10
17- -18	Общие свойства металлов. Тест «Металлы». Защита л.р.	Л. р. Сам. р. Внеауд. вр.	2,5 ч. 20 м.	10-20 5-10
	Суммарное число баллов за л.р. (всего 8)			40-80
	Конспекты тем для сам. изучения (16 тем, 5 баллов за каждую)			80
	Поощрительные баллы (min)	В течение семестра		5-10
	Экзамен	Тест		60-100
	Итого баллов (min/max)		36 ауд. занятий	480-630

**Сокращения:* Пр.з. – практические занятия, решение задач; сем. – семинарские занятия; л.р. – лабораторные занятия; внеауд.вр. – время

внеаудиторных занятий, т.е. во время консультаций или самостоятельной работы после занятий; к.р. – контрольная работа; сам. р. – самостоятельная работа; 2 н. – число недель для выполнения домашнего индивидуального задания (ДИЗ).

****баллы курсивом** – обязательные баллы при суммировании.

***** min** – минимальное количество баллов для допуска к итоговому тестированию (баллов); **max** – максимальное количество баллов за семестр.

1. Если за семестр студент набрал более **480 и более баллов**, он получает допуск к экзамену.

Менее 480 баллов – студент не допущен к экзамену и пишет итоговый тест – **20-30 баллов**.

2. Максимальное количество баллов на экзамене (тест) **120 баллов**.

Баллы за семестр и экзамен суммируются – **всего 750 баллов**.

Критерии оценки знаний при сдаче экзамена с переводом баллов в оценки:

«Неудовлетворительно» - менее 450 баллов (менее 60% от общего числа баллов);

«Удовлетворительно» - от 450 (~60%);

«Хорошо» - от 560 (~75%);

«Отлично» - от 670 (~90%).

Набравшие менее **440** баллов направляются **на пересдачу**. Первая пересдача письменная с суммированием баллов за семестр и зачет. Вторая – устная по вопросам к зачету сдается **комиссии**.

3. **Поощрительные баллы** (+5балла) - это баллы, полученные за дополнительные ответы во время семинарских или др. форм занятий.

4. Лабораторные работы должны быть защищены на следующей или второй после выполнения л.р. неделе.

4. Штрафные санкции:

А) Неподготовленная лабораторная работа – минус 2 балла;

Б) Не сданная вовремя лабораторная работа – минус 2 балла за каждую

неделю просрочки;

В) Не сданные вовремя по неуважительной причине домашние индивидуальные задания – минус 5 балла за каждую неделю просрочки;

Г) Не переписанные в течении двух недель после написания контрольные и самостоятельные работы, выполненные на «неудовлетворительно» - минус 5 баллов.

ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

Практическое занятие № 1. Стартовый рейтинг. Основные классы неорганических соединений: классификация, номенклатура.

В начале занятия проводится стартовый рейтинг, целью которого является проверка остаточных знаний по химии. Пример рейтингового теста приведен на стр. ?????

Далее рассматриваются классы неорганических соединений – оксиды, гидроксиды, кислоты, соли (средние, кислые, основные) – по следующему плану: состав, номенклатура, примеры. Проверкой усвоения материала занятия является проверочная работа (индивидуальное задание №1).

Практическое занятие № 2. Эквивалент вещества, закон эквивалентов. Стехиометрические законы химии. Расчетные задачи.

Данное занятие предполагает предварительную самостоятельную подготовку. Студенты для подготовки к занятию изучают основные понятия и законы химии по заданию преподавателя. В начале занятия студенты выполняют индивидуальное задание № 1 (по вариантам). Время выполнения задания – 20 мин. Далее студенты решают задачи по теме занятия (задачи готовятся преподавателем заранее). Для закрепления материала и подготовки к контрольной работе (индивидуальное задание №2, выполняется на лабораторной работе) несколько задач задаются в качестве домашней работы.

Практическое занятие № 3-4. Строение атома и атомного ядра.

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.

Цель данного занятия – закрепление лекционного материала и материала для самостоятельного изучения (тема 1). Рассматриваются закономерности строения Периодической системы химических элементов, заполнение энергетических уровней и подуровней электронами в многоэлектронных атомах, применение принципов Паули и наименьшей энергии, правил Хунда и Клечковского. В конце занятия выполняется индивидуальное задание № 4.

Практическое занятие № 5. Химическая связь. МВС.

Занятие предполагает закрепление лекционного материала и проверку самостоятельной работы (темы №№ 2 – 4). Рассматриваются основные типы химической связи, свойства и закономерности ее образования. После проведения данного занятия и лабораторного занятия № 6 проводится коллоквиум по теме "Химическая связь" (во внеаудиторное время). Допуском к сдаче коллоквиума являются выполнение домашнего задания № 1 и проверочная работа (индивидуальное задание № 5).

Практическое занятие № 6. Кинетика и химические равновесие, кинетические расчеты.

На занятии решаются задачи на применение правила Вант-Гоффа, закона действующих масс, определение равновесных и начальных концентраций в различных химических процессах, смещение химического равновесия под действием различных факторов.

Практическое занятие № 7. Способы выражения концентраций растворов. Решение задач.

подавляющее большинство реакций, используемых в анализе, осуществляются в растворах. Поэтому правильность и достоверность результатов анализа зависит от правильности приготовления растворов.

Для количественного выражения состава раствора применяют следующие виды концентраций: массовая доля вещества в растворе или процентная концентрация

ω (%); молярная концентрация C_M (моль/л); эквивалентная или нормальная концентрация C_H (моль/л) или молярная концентрация эквивалента. Состав раствора можно также выразить через его плотность ρ (г/мл). Молярная концентрация C_m (моль/кг).

1. Массовая доля вещества в растворе ω (%) показывает, сколько процентов масса растворенного вещества составляет от массы раствора:

$$\omega(\%) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

Для приготовления определенной массы раствора с заданной массовой долей рассчитывают массу растворяемого вещества и воды. Затем берут навеску растворяемого вещества на теххимических весах, отмеривают мерным цилиндром воду, помещают их в стакан и перемешивают стеклянной палочкой до получения однородного раствора.

2. Молярная концентрация C_M (моль/л) показывает количество молей растворенного вещества в 1 литре раствора.

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

M – его молярная масса, г/моль;

V – объем раствора, л.

Для приготовления определенного объема раствора заданной молярной концентрации рассчитывают только массу растворяемого вещества и взвешивают ее на аналитических весах. Навеску помещают в мерную колбу соответствующего объема, вливают в нее небольшой объем воды, в которой растворяют навеску. Затем в колбу доливают воду до метки, закрывают пробкой и перемешивают.

3. Эквивалентная или нормальная концентрация C_H (моль/л) показывает число

эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

$$C_H = \frac{n_{\text{э}}}{V} = \frac{m}{M_{\text{э}} \cdot V} = \frac{m}{M \cdot f_{\text{ЭКВ}} \cdot V}, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

$M_{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента (эквивалентная масса), г/моль;

M – его молярная масса, г/моль;

$f_{\text{ЭКВ}}$ – фактор эквивалентности вещества;

V – объем раствора, л.

Готовят растворы заданной нормальной концентрации аналогично молярным, но при определении массы растворенного вещества для расчета используют не молярную массу вещества, а молярную массу его эквивалента.

4. Титр (от фр. *titre* – титул, качество, заглавие; от лат. *titulus* – надпись) раствора – показывает число граммов растворенного вещества в 1 мл или 1 см³ (г/мл; г/см³).

$$T = \frac{m}{V}, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

V – объем раствора, мл (см³).

Зная нормальность раствора и молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) растворенного вещества, титр легко найти по формуле:

$$T = \frac{C_H \cdot M_{\text{э}}}{1000}$$

5. Выражение состава раствора через его плотность ρ основано на том, что с изменением содержания растворенного вещества в данной массе или объеме раствора плотность также изменяется.

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит *ареометр*. Он представляет собой поплавков с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр

погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а, следовательно, обратно пропорциональные их плотности.

Практическое занятие № 8. Термохимия и термохимические расчеты.

Цель занятия – освоение материала по теме "Термохимические расчеты" и подготовка к выполнению домашнего задания № 2. Производятся расчеты энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для различных процессов. Определяется направление самопроизвольного протекания химической реакции и равновесная температура.

Практическое занятие № 9. Стандартные электродные потенциалы, уравнение Нернста. Законы электролиза. Расчетные задачи.

В ходе данного занятия студенты должны научиться использовать ряд стандартных электродных потенциалов, составлять схемы гальванических элементов в стандартных и отличных от стандартных условиях, решать задачи на использование законов Фарадея.

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Примерный перечень лабораторных занятий приведен в рабочей программе (стр. 15-16) и в таблице лабораторно-практических занятий (стр.69-70). При необходимости преподаватель может изменять тематики лабораторных работ. Некоторые лабораторные занятия отводятся для выполнения контрольных и проверочных работ. Соответственно данным занятиям примеры индивидуальных заданий приведены ниже.

Лабораторные работы проводятся в соответствии с учебно-методическими указаниями или практикумами для выполнения лабораторных работ, указанных в литературных источниках. Инструктаж по технике безопасности при работе в химической лаборатории проводится на первом лабораторном занятии. Все студенты должны расписаться в журнале по ТБ. На этом же занятии необходимо ознакомить студентов с правилами выполнения и защиты лабораторных работ, оформлением отчетов. Для допуска к защите лабораторной работы студент должен ее выполнить, оформить и сдать на проверку отчет, а, при наличии в последнем ошибок – исправить их. Защита лабораторных работ проводится либо во внеаудиторное время, либо на последнем занятии и может быть как устной, так и письменной (в виде теста или задания).

Выполнение контрольной работы, соответствующей тематике лабораторной работы, на оценку "отлично" может быть по усмотрению преподавателя зачтено как защита лабораторной работы.

Студент допускается к экзамену только при условии защиты всех лабораторных работ.

**ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ
ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ
И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ**

ТЕСТ

для контроля остаточных знаний по химии по курсу средней школы

Укажите правильный ответ

1. Атомное ядро состоит из:

- 1) протонов и электронов
- 2) электронов и нейтронов
- 3) нейтронов и протонов

2. Каким элементам соответствует следующее строение электронного слоя

- 1) ...2s² 2p⁵
- 2) ...3s² 3p⁵
- 3) ...2s² 2p²
- 4) ...1s¹

3. Гидроксид алюминия может реагировать с

- 1) кислотами
- 2) щелочами
- 3) кислотами и щелочами
- 4) ни с одним из перечисленных соединений

4. Химическая связь, характерная для поваренной соли

- 1) ковалентная
- 2) ионная
- 3) металлическая

Допишите необходимые слова

5. Сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков, называются

Установите соответствие

6. Каким классам соединений соответствуют формулы:

1) соль	А) HCl
2) оксид	Б) Al ₂ O ₃
3) кислота серная	В) Fe(OH) ₃
4) кислота соляная	Г) H ₂ SO ₄
5) гидроксид	Д) CuSO ₄

7. Укажите соответствие свойств:

Вещества

Свойства

1) Калий

А) Металл

2) Углерод

Б) Валентность I

В) Образует оксид основной

Д) Неметалл

Е) Валентность II, IV

Ж) Образует оксид амфотерный

И) Образует соединение с водородом

8. Установите степень окисления азота в указанных соединениях:

Степень окисления

Формула

1) +5

А) N₂O₃

2) -3

Б) N₂O

3) +3

В) N₂O₅

4) +1

Г) NH₃

5) +4

Д) NO₂

Е) HNO₃

Ж) N₂

9. Какие формулы соответствуют классам соединений:

Классы соединений	Формула
1) оксид основной	А) CuO
2) оксид кислотный	Б) HNO ₃
3) основание	В) CuCl ₂
4) кислота	Д) NaOH
	Е) CO ₂
	Ж) SO ₂
	И) HCl

10. Укажите соответствие:

Концентрация гидроксида натрия	Масса соли, г	Объем воды, мл
60 %	А) 20	а) 75
	Б) 15	б) 15
	В) 60	с) 85
	Г) 85	д) 40
	Д) 55	е) 45

11. Осуществите следующие превращения, дайте названия реагирующим веществам и продуктам реакций:



Индивидуальное задание № 1

Классы неорганических соединений

Вариант № __

1. С каким веществом реагирует хлор, но не реагирует йод? Выбранный ответ поясните.
1) хлорид калия
2) бромид натрия
3) фторид натрия
4) водород
 2. Укажите названия следующих соединений: $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$; NaNO_2 ; H_4TiO_4 ; AlOHSO_3 ; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$; KClO_2 ; SiO_2 ; AgCl ; H_2S ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
 3. Напишите молекулярные формулы следующих соединений: ортофосфорная кислота, манганат калия, гидроксид алюминия, хлорид гидроксомагния, сульфит натрия, дигидрофосфат бария, нитрит цинка, сульфат дигидроксоалюминия, фторид свинца (II), оксид железа (III).
 4. Осуществите цепочку превращений: $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
 5. Напишите графические формулы следующих соединений: нитрат гидроцинка, сернистая кислота, хлорид железа (III), метасиликат натрия, гидросульфид лития.
-

Индивидуальное задание № 2

Стехиометрические расчеты

Вариант № __

1. Имеется 0,02 моль хлора. Какое число молекул и какое число атомов содержится в этом количестве вещества?
2. Рассчитайте плотность хлороводорода по водороду и по воздуху
3. В какой массе гидроксида натрия содержится такое же количество эквивалентов, что и в 140 г гидроксида калия?
4. Определите массу иода, которая требуется для получения иодида алюминия

массой 61,2 г.

Индивидуальное задание № 3

Количественный состав растворов

Вариант № __

1. При пропускании 6,72 л углекислого газа (н.у.) через 200 г раствора гидроксида натрия с массовой долей 6 % образуется соль. Укажите формулу полученной соли и рассчитайте ее массу.
 2. Рассчитайте массу BaCl_2 , необходимую для приготовления 0,5 л 0,5М раствора.
 3. Вычислите молярную концентрацию эквивалента 20% раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см³
-

Индивидуальное задание № 4

Строение атома

Вариант № __

1. Массовое число нуклида некоторого элемента равно 96. В электронной оболочке этого элемента 42 электрона. Укажите число протонов и нейтронов соответственно в ядре атома данного нуклида:
 - 1) 54 и 54
 - 2) 42 и 96
 - 3) 42 и 138
 - 4) 42 и 54
2. Главное квантовое число характеризует:
 - 1) молекулярную орбиталь
 - 2) ориентацию орбитали в пространстве
 - 3) общую энергию электрона
 - 4) число электронов в атоме
3. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется:
 - 1) Принципом наименьшей энергии
 - 2) Принципом Паули
 - 3) Правилем Хунда

4) *Всеми перечисленными выше* *правилами*

4. Катион Э^{3+} некоторого элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6$. Сколько протонов содержится в ядре атома данного элемента?

1) 10 3) 16

2) 13 4) 17

5. Укажите заряд ядра атома с сокращенной электронной конфигурацией основного состояния $\dots 3d^5 4s^2 4p^0$:

1) 20 3) 30

2) 25 4) 35

6. Чему равно число вакантных p-орбиталей в атоме серы?

1) 1 3) 3

2) 2 4) 4

Индивидуальное задание № 5

Химическая связь

Вариант № __

1. Какую химическую связь называют ковалентной? Чем можно объяснить направленность ковалентной связи?
2. Какая связь: HCl, ICl, BrF – наиболее полярна? Ответ поясните.
3. Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ , BF_4^- ?
4. Какое количество связей образуется в молекуле азота? Укажите все σ - и π -связи.
5. Укажите разницу в образовании химической связи атомами кислорода и серы.
6. Составьте диаграмму образования молекулы азота по ММО. Укажите порядок связи, магнитные свойства, возможность существования молекулы. Приведите электронную формулу.

Химическая кинетика и равновесие

Вариант № __

1. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Вычислите, как изменится скорость реакции при повышении температуры на 20 °С.
2. Для каких процессов уменьшение объема приведет к смещению равновесия вправо:
 - 1) $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g) + Q$
 - 2) $CaCO_3(m) \rightleftharpoons CaO(m) + CO_2(g) - Q$
 - 3) $3H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + Q$
 - 4) $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g) - Q$
 - 5) $2SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3(g) + Q$
3. Как изменится скорость реакции $2A_2(g) + B_2(g) = 2A_2B(g)$ при уменьшении концентрации вещества А в 2 раза?
4. Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается:
 - 1) принципом Ле Шателье;
 - 2) законом действующих масс;
 - 3) t° не влияет на скорость реакции;
 - 4) уравнением Вант Гоффа и Аррениуса
5. В системе $A(g) + 2B(g) = C(g)$ установились равновесные концентрации: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 0,12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Определить, какими были начальные концентрации веществ в системе.
6. Как изменится скорость реакции $4 HCl(g) + O_2(g) = 2Cl_2(g) + H_2O(g)$ если объем системы уменьшить в 3 раза. Ответ подтвердить расчетом.
7. При 150 °С реакция заканчивается через 16 мин. Через какое время закончится

данная реакция, если проводить ее при температуре 80 °С. Температурный коэффициент реакции равен 2,5.

8. Укажите, какие факторы приведут к смещению равновесия вправо



- 1) повышение давления
 - 2) увеличение количества вещества оксида железа
 - 3) уменьшение концентрации водяных паров
 - 4) повышение температуры
 - 5) увеличение объема системы
-

Индивидуальное задание 7

Электролитическая диссоциация. Гидролиз

Вариант № ___

1. Электролиты – это вещества, которые...

- 1) проводят электрический ток;
- 2) растворимы в воде;
- 3) не растворимы в органических растворителях;
- 4) диссоциируют в растворе или расплаве на ионы.

2. Положительные ионы называют...

- | | |
|---------------|-----------------|
| 1) катионами; | 3) ассоциатами; |
| 2) анионами; | 4) катодами. |

3. Процесс электролитической диссоциации является...

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1) неравновесным; | 3) эндотермическим; |
| 2) экзотермическим; | 4) обратимым. |

4. Степень диссоциации сульфита калия в водном растворе с концентрацией 1 моль/л равна 0,75. Вычислите концентрацию ионов калия в растворе.

- | | |
|-----------------|----------------|
| 1) 0,75 моль/л; | 3) 1,5 моль/л; |
| 2) 2,25 моль/л; | 4) 2 моль/л. |

5. К слабым электролитам относится...

- | | |
|-------------------------|-------------------|
| 1) нитрат железа (III); | 2) сульфат бария; |
|-------------------------|-------------------|

- 3) гидроксид железа (II); 4) серная кислота.

6. Величиной, характеризующей диссоциацию и не зависящей от концентрации раствора, является...

- 1) константа гидролиза;
- 2) ионное произведение воды;
- 3) константа диссоциации;
- 4) отношение количества растворенного электролита к общей массе раствора.

7. Какое уравнение описывает диссоциацию глюкозы в водном растворе?

- 1) $C_6H_{12}O_6 \leftrightarrow 6C^0 + 6H^+ + 6O^-$;
 - 2) глюкоза не диссоциирует на ионы в водном растворе;
 - 3) $C_6H_{12}O_6 \leftrightarrow 6C^{-1} + 12H^+ + 6O^{-1}$;
 - 4) $C_6H_{12}O_6 \leftrightarrow C_6H_{12}O_6$.
- глюкоза фруктоза

8. Ионное произведение воды зависит только от температуры, численное значение этой величины при 25° С составляет:

- 1) $K_w = 6,02 \cdot 10^{-23}$ моль²/л²;
- 2) $K_w = 8,31 \cdot 10^{-3}$ моль²/л²;
- 3) $K_w = 6,62 \cdot 10^{-34}$ моль²/л²;
- 4) $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$ моль²/л²;

9. Чему равна концентрация ионов H⁺ в растворе КОН с концентрацией 0,01 моль/л при условии, что гидроксид калия продиссоциировал нацело?

- 1) 10⁻¹² моль/л;
- 2) 0,01 моль/л;
- 3) 10⁻¹⁴ моль/л;
- 4) поскольку раствор щелочной, в нем не могут присутствовать ионы H⁺ (т. е. [H⁺] = 0).

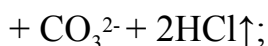
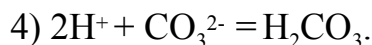
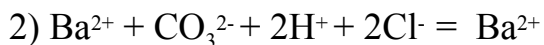
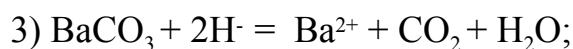
10. Рассчитайте рН: а) соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; б) водного раствора гидроксида калия с концентрацией 1,0 моль/л, считая, что указанные вещества диссоциируют полностью.

- 1) а) 1; б) 14;
- 2) а) 7; б) 7;

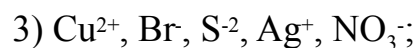
3) а) 14; б) 0;

4) а) 2; б) 12;

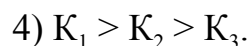
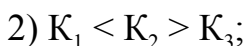
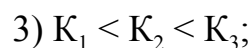
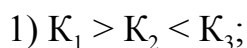
11. Взаимодействие карбоната бария с соляной кислотой можно представить сокращенным ионным уравнением:



12. Ниже перечислены ионы, одновременно обнаруженные в одном из водных растворов:



13. Ортофосфорная кислота диссоциирует по трем ступеням, при этом константы диссоциации по каждой ступени связаны отношением:



14. Водные растворы многих солей могут иметь щелочную или кислую среду. Причиной этого является...

1) электролиз солей;

3) гидролиз солей;

2) диспропорционирование солей;

4) гидратирование солей;

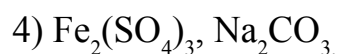
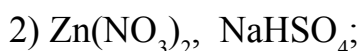
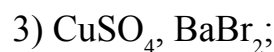
15. Какое вещество полностью гидролизруется в водном растворе?



2) таких веществ не существует;



16. Водные растворы какой пары перечисленных солей имеют одинаковую реакцию (кислую, щелочную или нейтральную)?



17. При взаимодействии карбоната натрия с каким веществом выделяется газ?

- 1) хлорид кальция; 3) гидроксид натрия;
2) соляная кислота; 4) гидроксид калия.

18. Укажите степень диссоциации электролита в %, если из двух моль продиссоциировало 0,2 моль:

- 1) 2; 2) 10; 3) 20; 4) 80.

19. Какие факторы усиливают гидролиз

- 1) повышение температуры;
- 2) увеличение концентрации гидролизуемого вещества;
- 3) введение катализатора;
- 4) введение одноименного иона.

20. Какая схема химической реакции отвечает ионному уравнению



- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
- 2) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$;
- 3) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

Индивидуальное задание 8

Коллоидные растворы

Вариант № __

1. Напишите схему строения мицеллы при избытке раствора сульфата натрия:



Укажите все структурные части мицеллы.

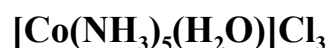
2. К какому электроду будут перемещаться коллоидные частицы в полученном выше растворе? Почему?
3. К каким дисперсным системам относятся эмульсии и суспензии, каков их состав?

Индивидуальное задание 9

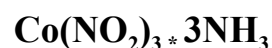
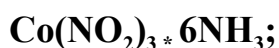
Комплексные соединения

Вариант № __

1. Определите координационное число, степень окисления комплексообразователя, заряд комплексного иона и дайте название следующим комплексным соединениям:



2. Имея в виду, что координационное число кобальта (III) равно шести, напишите координационные формулы следующих комплексных соединений:



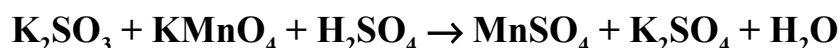
3. Какие комплексные соединения называются хелатами? Приведите два примера.
4. Составьте формулы комплексных соединений
- 1) Тетрагидроксобериллат (II) – ион
 - 2) Бис(тиосульфато)аргентат (I) натрия
-

Индивидуальное задание 10

Окислительно-восстановительные процессы. ГЭ. Электролиз.

Вариант № __

1. Расставьте коэффициенты методом ионно-электронного баланса в уравнении реакции, идущей по схеме:



2. Для реакции, приведенной в задании 1, укажите:
- окислитель и восстановитель;
 - количество электронов, участвующих в процессе окисления и восстановления;
 - количество молекул воды и протонов, участвующих в процессе окисления и восстановления.

4. Составьте схему гальванического элемента, электродами которого являются свинцовая и магниевая пластинки, опущенные в растворы их солей при стандартных условиях. Вычислите ЭДС полученного элемента.
5. Составьте схему гальванического элемента на основании задания 3, при условии, что концентрация ионов свинца в растворе его соли составляет 0,01 моль/л. Вычислите ЭДС полученного элемента.
6. Какая масса меди выделится на электроде при электролизе раствора сульфата меди при силе тока 5 А в течение 30 мин. Укажите тип электрода, на котором будет происходить выделение меди.

ДОМАШНИЕ РАБОТЫ

Требования к оформлению домашних работ.

Домашние работы выполняются в отдельной тетради. На обложке тетради указываются Фамилия, Имя студента, номер группы, факультет и номер варианта. Все задания выполняются по порядку. Переписывать в тетрадь само задание необязательно.

Необходимо внимательно прочитать задание перед выполнением, а после решения убедиться, что все пункты задания выполнены.

Задания должны быть выполнены без исправлений и помарок.

Домашние работы сдаются на проверку в установленные преподавателем сроки. При несвоевременной сдаче работы оценка за нее при рейтинговой системе оценки снижается в установленном порядке. Если в домашней работе имеются ошибки, то после проверки работа выдается студенту для их исправления. Исправление ошибок производится отдельно (неверно выполненное задание решается заново), а не в тексте уже проверенной работы.

Каждая последующая домашняя работа выдается студенту только после выполнения предыдущей.

К сдаче экзамена допускаются студенты, имеющие оценку “зачтено” (рейтинговый балл) за все три домашние работы. В случае невыполнения одной или более домашних работ на экзамене перед получением билета студент выполняет домашние работы и сдает экзамен только при их правильном выполнении и наличии времени. В противном случае ставится оценка “неудовлетворительно”.

Часть вторая

1. Предмет органической химии (1 час.)

Изучение соединений углерода. Причины выделения органической химии в самостоятельную науку. Основные сырьевые источники углеводородов: каменный уголь, нефть, природный и попутный газы. Понятие о методах выделения, очистки и идентификации органических веществ. Классификация органических соединений.

2. Теоретические представления в органической химии (3 час.)

Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Значение теории.

Электронная теория химической связи. Влияние на развитие органической химии квантово-механических представлений. Ионная связь. Ковалентная связь. Основные характеристики ковалентной связи. Семиполярная связь. Водородная связь.

Теория направленных валентностей. Три валентных состояния атома углерода. Тетраэдрическая, тригональная и диагональная гибридизация. Примеры соединений, длины связей и валентные углы. Энергия, длина и поляризуемость простой, двойной и тройной связи в этане, этилене и ацетилене. Зависимость значений электроотрицательности атома углерода от его валентного состояния.

Теория электронных смещений. Индуктивный эффект. Положительный и отрицательный индуктивный эффект. Зависимость значения индуктивного эффекта от электроотрицательности заместителей. Мезомерный эффект. Влияние индукционного и мезомерного эффекта на физико-химические свойства.

Изомерия. Определение. Структурная изомерия. Геометрическая изомерия. Оптическая изомерия. Понятие о хиральности. Соединения с одним асимметрическим атомом углерода, энантиомеры (антиподы), рацематы. Проекционные формулы Фишера, знак вращения и конфигурация. Правила для определения относительной конфигурации.

Классификация органических реакций. По направлению: присоединение (A), замещение (S), отщепление (E), перегруппировка. По характеру реагирующих частиц: гомолитические (радикальные) и гетеролитические (нуклеофильные и электрофильные). Понятие о субстрате и реагенте, радикальных, нуклеофильных и электрофильных частицах. Понятие о моно-, би- и полимолекулярных реакциях.

3. Предельные углеводороды (алканы) (2 час.)

Гомологический ряд предельных углеводородов. Общая формула. Изомерия. Номенклатура. Алкильные радикалы. Нахождение алканов в природе и их промышленное применение. Методы синтеза алканов. Промышленные способы получения и выделения алканов. Физические свойства алканов. Химические свойства алканов. Реакции замещения: галогенирование, нитрование. Радикальный механизм реакции замещения. Окисление. Практическое использование.

4. Непредельные углеводороды (3 час.)

4.1. Этиленовые углеводороды (алкены) (2 час.)

Гомологический ряд этиленовых углеводородов. Общая формула. Природа двойной связи. Номенклатура. Изомерия. Способы получения алкенов. Химические свойства алкенов. Реакции присоединения. Механизм электрофильного присоединения. Правило Марковникова. Окисление. Полимеризация.

4.2. Диеновые углеводороды (алкадиены) (1 час.)

Классификация и номенклатура. Изомерия. Электронное строение. Методы синтеза диенов с сопряженными двойными связями. Получение. Химические свойства диенов с сопряженными связями. Натуральный каучук, его строение. Синтетические каучуки.

4.3. Ацетиленовые углеводороды (алкины) (2 час.)

Гомологический ряд. Общая формула. Изомерия. Номенклатура. Электронное строение ацетилена. Физические свойства ацетиленовых углеводородов. Способы получения. Химические свойства. Кислотные

свойства алкинов: получение ацетиленидов. Реакции присоединения к алкинам: гидрирование, гидрогалогенирование, галогенирование, гидратация (М.Г.Кучеров). Правило Эльтекова. Присоединение циановодородной и уксусной кислот, спиртов. Полимеризация. Применение ацетилена.

5. Ароматические углеводороды (арены) (3 час.)

Понятие об ароматичности. Источники ароматических соединений. Бензол. Молекулярная формула бензола, структурная формула Кекуле. Электронное строение бензола по современным данным. Ароматическое сопряжение в бензоле, энергия мезомерии. Правило ароматичности Хюккеля.

Методы получения бензола и его гомологов. Пути химических превращений бензольного ядра. Присоединение: гидрирование, хлорирование. Окисление. Электрофильное замещение в молекуле бензола и его гомологов, механизм реакции. Реакции алкилирования, галогенирования, нитрования, сульфирования.

Правила ориентации для реакций электрофильного замещения в бензольном кольце. Нарушение симметрии при введении заместителя в бензольное кольцо. Заместители первого и второго рода. Трактовка правил ориентации с точки зрения электронного строения молекулы.

6. Многоядерные ароматические соединения

Многоядерные соединения с неконденсированными бензольными кольцами. Дифенил, его получение. Фенилметаны. Красители трифенилметанового ряда: малахитовый зеленый, кристаллический фиолетовый. Бензидин.

Многоядерные соединения с конденсированными бензольными кольцами. Нафталин. Антрацен. Электронное строение. Изомерия. Источники получения. Квазиароматические свойства. Реакции замещения: галогенирование, нитрование, сульфирование. Реакции присоединения. Окисление. Нафтолы, нафтохинон, антрахинон. Применение в производстве красителей.

7. Галогенопроизводные углеводородов (3 час.)

Строение и классификация галогенопроизводных. Моногалогенопроизводные алканов. Изомерия, номенклатура. Электронное строение. Физические свойства. Получение галогеналканов. Химические свойства. Реакции нуклеофильного замещения галогена. Механизм реакций S_N1 и S_N2 . Реакции отщепления. Правило Зайцева.

Галогенопроизводные непредельных углеводородов. Винилхлорид, электронное строение. Причина низкой реакционной способности в реакциях S_N . Практическое использование.

Галогенопроизводные бензола и его гомологов. Получение. Условия галогенирования в ядро и в боковую цепь. Химические свойства. Сравнение химической активности галогена в кольце и в боковой цепи.

8. Спирты и фенолы (3 час.)

Одноатомные спирты алифатического ряда. Гомологический ряд, изомерия. Номенклатура. Физические свойства. Межмолекулярная водородная связь в спиртах. Способы получения спиртов.

Многообразие химических свойств спиртов. Кислотно-основные свойства спиртов. Взаимодействие с металлами. Понятие о солях оксония. Нуклеофильное замещение гидроксогруппы. Сложные эфиры минеральных кислот. Алкилирование спиртов, получение простых эфиров. Отщепление. Внутримолекулярная дегидратация, ориентация отщепления, правило Зайцева. Окисление спиртов.

Понятие о непредельных спиртах. Производные винилового спирта: винилацетат, поливиниловый спирт, синтетическое волокно "винол".

Многоатомные спирты. Этиленгликоль, глицерин. Получение. Химические свойства. Кислотно-основные свойства. Тринитрат глицерина. Глицерат меди. Полигликоли, их значение для синтеза моющих средств.

Разница в строении фенолов и ароматических спиртов. Электронное строение фенола. Методы получения фенолов. Химические свойства. Реакции электрофильного замещения в ядре: нитрование, галогенирование,

алкилирование. Реакции гидроксильной группы: кислотные свойства, алкилирование, ацилирование, нуклеофильное замещение. Различие свойств фенолов и ароматических спиртов. Двухатомные и трехатомные фенолы. Использование фенолов в промышленности. Понятие о фенолформальдегидных смолах.

9. Альдегиды и кетоны (3 час.)

Гомологические ряды альдегидов и кетонов. Изомерия, номенклатура. Электронное строение карбонильной группы, ее влияние на углеводородный радикал. Физические свойства. Способы получения альдегидов и кетонов: окисление и дегидрирование спиртов, пиролиз кальциевых солей карбоновых кислот, гидролиз дигалогенопроизводных, гидратация ацетиленовых углеводородов. Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции нуклеофильного присоединения к карбонильной группе. Примеры реакций: присоединение цианистоводородной кислоты, гидросульфита натрия, спиртов, аммиака и его производных. Реакции с участием α -водородного атома.

Альдольная конденсация. Кротоновая конденсация. Окислительно-восстановительные реакции. Восстановление альдегидов и кетонов в спирты. Окисление альдегидов и кетонов. Качественные реакции альдегидов: реакция серебряного зеркала, взаимодействие с пентахлоридом фосфора. Полимеризация альдегидов. Важнейшие представители. Применение.

Ароматические альдегиды и кетоны. Способы получения бензальдегида, ацетофенона и бензофенона. Реакции, общие с алифатическими альдегидами и кетонами. Бензоиновая конденсация. Окисление.

10. Карбоновые кислоты и их производные (4 час.)

Строение и классификация карбоновых кислот. Электронное строение карбоксильной группы. Взаимное влияние гидроксильной и карбонильной групп.

Предельные монокарбоновые кислоты. Гомологический ряд, изомерия, номенклатура. Методы синтеза: окисление спиртов и альдегидов; гидролиз

тригалогенопроизводных и нитрилов; гидролиз жиров и масел. Физические свойства карбоновых кислот. Межмолекулярные водородные связи. Химические свойства. Кислотные свойства. Сравнение кислотных свойств минеральных кислот, органических кислот, воды и спиртов. Влияние строения радикала и заместителей в цепи на кислотные свойства карбоновых кислот. Соли. Нуклеофильное замещение гидроксильной группы. Функциональные производные карбоновых кислот. Хлорангидриды, ангидриды: получение, использование в качестве ацилирующих агентов. Сложные эфиры карбоновых кислот. Этерификация. Гидролиз сложных эфиров. Амиды. Способы получения.

Отдельные представители предельных монокарбоновых кислот: муравьиная, уксусная, пальмитиновая, стеариновая кислоты.

Непредельные кислоты жирного ряда. Номенклатура, изомерия. Акриловая, метакриловая кислоты. Реакции присоединения к α, β -непредельным кислотам через стадию 1,4-присоединения. Полимеризация эфиров акриловой и метакриловой кислот. Непредельные высшие карбоновые кислоты: олеиновая, линолевая, линоленовая.

Жиры. Строение триглицеридов. Высшие жирные предельные и непредельные кислоты, входящие в состав жиров. Гидролиз жиров. Гидрирование. Мыла, получение из жиров. Синтетические моющие средства.

Дикарбоновые кислоты. Получение, свойства. Сравнение кислотных свойств одноосновных и двуосновных кислот. Отношение двуосновных кислот к нагреванию. Использование адипиновой кислоты для получения синтетического волокна нейлон.

Ароматические карбоновые кислоты. Получение бензойной кислоты. Химические свойства. Кислотные свойства. Реакции по бензольному кольцу. Дикарбоновые ароматические кислоты: фталевая, изофталевая, терефталевая кислоты. Полиэтилентерефталат.

11. Амины, аминокислоты, белки (4 час.)

Амины алифатического ряда. Изомерия. номенклатура. Первичные, вторичные и третичные амины, их электронное строение. Получение аминов: из галогеноалканов, восстановление нитросоединений и нитрилов. Химические свойства аминов. Кислотно-основные свойства. Сравнение основных свойств аммиака, первичных, вторичных и третичных аминов. Реакции алкилирования и ацилирования аминов. Действие азотистой кислоты на первичные, вторичные и третичные амины. Диамины: гексаметилендиамин, его практическое значение.

Аминокислоты, изомерия, номенклатура. Синтез аминокислот. Амфотерность и образование биполярных ионов. Изоэлектрическая точка. Образование солей при взаимодействии с кислотами и основаниями. Комплексные соли с ионами меди (II). Реакции по карбоксильной группе и по аминогруппе. Реакции с азотистой кислотой. Отношение к нагреванию α -, β -, γ -, δ -аминокислот. Понятие о полипептидах. Полиамидные полимеры: капрон, энант.

Природные полимеры – белки. Понятие о строении белков.

12. Ароматические амины. Диазо- и азосоединения (3 час.)

Классификация, изомерия и номенклатура ароматических аминов. Получение анилина из нитробензола и хлорбензола. Получение вторичных и третичных аминов. Физические свойства и электронное строение анилина. Химические свойства ароматических аминов. Реакции аминогруппы: кислотно-основные свойства, сопоставление со свойствами алифатических аминов и аммиака. Влияние заместителей в кольце на основные свойства. Нуклеофильные свойства ароматических аминов: алкилирование, ацилирование, арилирование аминогрупп, образование соединений Шиффа. Реакции с азотистой кислотой первичных, вторичных, третичных аминов. Реакции в ядре: галогенирование анилина, нитрование, сульфирование.

Реакция диазотирования и условия ее проведения. Химические свойства солей диазония. Химические свойства. Реакции солей диазония с

выделением азота. Гидролиз; замещение диазогруппы на водород; получение иодбензола. Реакции Зандмейера: роль катализатора. Замена диазогруппы на хлор, бром, нитрильную группу. Реакции солей диазония без выделения азота: восстановление; реакция азосочетания. Азосоединения, азокрасители. Объяснение окраски наличием системы сопряженных связей.

13. Углеводы (6 час.)

Строение, общая формула, классификация углеводов. Распространение в природе и практическое применение.

Моносахариды. Классификация. Изомерия: изомерия, обусловленная наличием альдегидной или кето-группы; оптическая изомерия. Структурные и проекционные формулы. D и L- ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы глюкозы, маннозы, галактозы, фруктозы. Кольчато-цепная таутомерия. Мутаротация, α - и β -формы (аномеры). Изомерия, связанная с наличием пиранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный) гидроксил. Перспективные формулы Хеуорса. Методы получения моносахаридов: гидролиз дисахаридов и полисахаридов, циангидриновый синтез.

Химические свойства. Реакции карбонильных цепных форм. Присоединение синильной кислоты. Окисление: в кислой среде – получение одноосновных (альдоновых) и двухосновных (аровых) кислот; в щелочной среде – реакция серебряного зеркала, взаимодействие с реактивом Фелинга. Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. Действие щелочей, эпимеризация. Реакции циклических форм. Сахараты. Свойства полуацетального гидроксила, его отличие от остальных гидроксогрупп. Получение и гидролиз гликозидов. Исчерпывающее алкилирование и ацилирование.

Дисахариды. Общая формула. Два типа дисахаридов (восстанавливающие и невосстанавливающие). Гликозидогликозиды: сахароза. Инверсия сахарозы. Гликозидоглюкозы: мальтоза, целлобиоза. Отличие химических свойств восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Мутаротация.

Отношение к реактиву Фелинга. Гидролиз дисахаридов.

Полисахариды. Природные биополимеры. Крахмал, его строение. Амилоза и амилопектин. Гидролиз крахмала. Целлюлоза. Отличие от строения крахмала. Гидролиз целлюлозы. Гидролизный спирт. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов). Искусственные волокна (вискозное, медно-аммиачное, ацетатное).

14. Общие сведения о полимерах (2 час.)

Полимер, мономер, структурное звено, степень полимеризации. Олигомеры. Сополимеры. Блок-сополимеры. Концевые группы макромолекулы. Средняя молекулярная масса. Молекулярная полидисперсность. Отличительные особенности полимера от низкомолекулярных соединений.

Классификация полимеров по происхождению (природные, искусственные, синтетические), по химическому составу основной цепи (органические, неорганические, элементоорганические), по форме макромолекул (линейные, разветвленные, пространственные), по регулярности строения (атактические, изотактические, синдиотактические, стереорегулярные), по методу получения. Термопластичные и терморезистивные полимеры.

15. Методы получения полимеров (3 час.)

Радикальная цепная полимеризация. Требования к мономерам. Основные стадии процесса. Образование активных центров (термическая, фотохимическая, радиационная, химическая полимеризации). Рост цепи. Обрыв цепи: рекомбинация, диспропорционирование, передача цепи.

Ионная (катионная анионная) полимеризация. Основные стадии процесса.

Ступенчатая полимеризация. Отличия от цепной полимеризации. Полимеризация циклов.

Способы проведения полимеризации: полимеризация в массе (блоке), растворе, эмульсии, суспензии, твердой фазе. Достоинства и недостатки каждого способа.

Реакция поликонденсации. Основные закономерности процесса. Требования к мономерам. Отличия от реакции полимеризации. Технические способы проведения поликонденсации: в расплаве, растворе, на границе раздела фаз, в твердой фазе. Достоинства и недостатки способов проведения реакции.

16. Химические реакции полимеров (2 час.)

Полимераналогичные превращения. Внутримолекулярные реакции. Межмолекулярные реакции. Применение реакций полимеров в получении и модификации высокомолекулярных соединений, переработке их в изделия.

Деструкция полимеров. Механизмы деструкции. Виды деструкции (химическая, термическая, механическая, радиационная, фотохимическая, окислительная). Влияние деструкции на свойства полимеров.

Методы стабилизации полимеров

17. Структура макромолекул. Агрегатные, фазовые и физические состояния полимеров (1 час.).

Межмолекулярные взаимодействия в полимерах. Внутреннее вращение в макромолекулах. Потенциальный барьер вращения. Гибкость макромолекул и факторы ее определяющие. Надмолекулярные структуры: глобулы, пачки, ленты, пластины, кристаллы, сферолиты. Аморфное и кристаллическое состояние полимеров. Степень кристалличности. Физические состояния полимеров. Характеристика стеклообразного, высокоэластического и вязкотекучего состояния. Температуры стеклования и текучести. Факторы, влияющие на их величину.

18. Механические и термомеханические свойства полимеров (1 час.)

Особенности механического поведения и виды деформации в стеклообразном, высокоэластическом, вязкотекучем состояниях. Прочностные свойства полимеров, зависимость их от химического состава, строения, фазового и физического состояния. Ориентация как метод повышения прочности полимерных материалов.

Релаксационные свойства полимеров.

19. Характеристика отдельных представителей полимеров, их применение в промышленности (3 час.).

Полиэтилен. Полипропилен. Полиакрилонитрил. Поливинилацетат. Поливиниловый спирт. Полиэфирные полимеры. Полиамиды. Поливинилхлорид. Полистирол. Полиуретаны. Химические волокна на основе полимеров. Их классификация. Формование волокон.

План лекций на 2 семестр

1.	Теоретические основы органической химии	4 час.
2.	Алканы	2 час.
3.	Алкены	2 час.
4.	Алкины. Диены	3 час.
5.	Ароматические углеводороды	3 час.
6.	Галогенопроизводные углеводородов	3 час.
7.	Спирты. Фенолы	3 час.
8.	Альдегиды. Кетоны	3 час.
9.	Карбоновые кислоты	4 час.
10.	Амины. Аминокислоты. Белки.	4 час.
11.	Ароматические амины. Азо- и диазосоединения	3 час.
	Всего:	34 час.

Тематика лабораторно-практических занятий
на 2 семестр

1.	Классификация и номенклатура алициклических соединений. Техника безопасности	практ.	2 час.
2.	Алканы	лаб.	2 час.
3.	Алкены	лаб.	2 час.
4.	Коллоквиум “Теоретические основы органической химии”		2 час.
5.	Алкадиены, алкины	лаб.	2 час.
6.	Ароматические углеводороды	лаб.	2 час.
7.	Правила ориентации в бензольном кольце	лаб.	2 час.
8.	Генетическая связь углеводородов	практ.	2 час.
9.	Контрольная работа “Углеводороды”		2 час.
10.	Галогеноуглеводороды	лаб.	2 час.
11.	Спирты. Фенолы	лаб.	2 час.
12.	Альдегиды и кетоны	лаб.	2 час.
13.	Карбоновые кислоты	лаб.	2 час.
14.	Генетическая связь кислородсодержащих производных углеводородов	практ.	2 час.
15.	Контрольная работа “Кислородсодержащие производные углеводородов”		2 час.
16.	Амины жирного ряда, аминокислоты. Белки	лаб.	2 час.
17.	Ароматические амины. Диазо-, азосоединения	лаб.	2 час.

Всего: 34 час.

План лекций на 3 семестр

1.	Углеводы. Моносахариды	3 час.
2.	Дисахариды. Полисахариды	3 час.
3.	Полимеры, определение, классификация	2 час.
4.	Методы получения полимеров	3 час.
5.	Химические реакции полимеров	2 час.
6.	Структура макромолекул. Состояния полимеров	2 час.
7.	Характеристика отдельных представителей полимеров и их применение	3 час.
	Всего:	18 час.

**Тематика лабораторно-практических занятий
на 3 семестр**

1.	Моносахариды.	лаб.	2 час.
2.	Олигосахариды	лаб.	2 час.
3.	Полисахариды	лаб.	2 час.
4.	Генетическая связь углеводов	практ.	2 час.
5.	Контрольная работа “Углеводы”		1 час.
6.	Синтез ВМС. Полимеризация	лаб.	2 час.
7.	Синтез ВМС. Поликонденсация	лаб.	2 час.
8.	Деструкция полимеров	лаб.	2 час.
9.	Распознавание полимеров	лаб.	2 час.
	Всего:		18 час.

Вопросы к коллоквиуму
“Теоретические основы органической химии”.

1. Основные положения теории химического строения Бутлерова А.М.
Значение теории.
2. Химическая связь в органических соединениях. Ковалентная связь.
Семиполярная связь. Водородная связь.
3. Характеристика ковалентной связи. Свойства ковалентной связи.
4. Теория гибридизации. Типы гибридизации. Три валентных
состояния атома углерода.
5. Характеристики одинарной, двойной и тройной углерод-углеродной
связи. Длина, энергия, кратность, поляризуемость. Примеры
соединений.
6. Теория электронных смещений. Индукционный и мезомерный
эффект.
7. Изомерия. Структурная изомерия.
8. Геометрическая изомерия.
9. Оптическая изомерия.
10. Понятие о субстрате и реагенте. Радикальные, нуклеофильные,
электрофильные частицы.
11. Классификация органических реакций.

Формы контроля знаний студентов

Индивидуальные домашние задания

1. Номенклатура и изомерия алканов, алкенов, алкинов
2. Химические свойства алканов, алкенов, алкинов
3. Ароматические углеводороды
4. Спирты

Контрольные работы

1. Углеводороды
2. Кислородпроизводные углеводов
3. Углеводы

Коллоквиумы

Теоретические основы органической химии

Тестовые задания текущего контроля

1. Алканы
2. Алкены
3. Алкины
4. Ароматические углеводороды
5. Галогенуглеводороды
6. Спирты
7. Альдегиды, кетоны
8. Карбоновые кислоты
9. Амины жирного ряда
10. Ароматические амины
11. Моносахариды
12. Олигосахариды, полисахариды
13. Полимеры

Самостоятельная работа студентов (113 часов)

1. Природные сырьевые источники углеводов.
2. История развития теоретических представлений в органической химии.
3. Типы химической связи в органических соединениях. Характеристики ковалентной связи.
4. Промышленные способы получения и выделения углеводов.
Крекинг алканов и его значение.
5. Диеновые углеводороды.
6. Галогенопроизводные предельных и непредельных углеводов.
7. Простые эфиры.
8. Многоатомные фенолы и их применение.
9. Химические свойства ароматических альдегидов и кетонов, общие со свойствами карбонильных соединений жирного ряда.
10. Многоатомные ароматические карбоновые кислоты.
11. Механические и релаксационные свойства полимеров.
12. Растворы полимеров.

Учебно-методическая литература по дисциплине**Основная**

1. Травень В.Ф. “Органическая химия”. Учебник. М. ИКЦ “Академкнига”. 2005. Т. 1 – 728 с., Т. 2 – 583 с.
2. Артеменко А.И. Органическая химия. Учебник. М. Высшая школа. 2002. 559 с.
3. Артеменко А.И. Практикум по органической химии. Уч. пособие. М. Высшая школа. 2001. 187 с.
4. Грандберг И.И. Практические работы и семинарские занятия по органической химии. Уч. пособие. М. Дрофа. 2001. 350 с.
5. Задачи по органической химии с решениями. Уч. пособие. Под ред. Курц А.Л., Ливанцова Н.В. и др. М. БИНОМ, Лаб. знаний. 2004. 264 с.
6. Ким А.М. Органическая химия. Уч. пособие. Новосибирск: Сибир. универ. изд-во. 2002. 972 с.
7. Березин Б.Д., Березин Д.Б. Курс современной органической химии. Уч. пособие. М. Высшая школа. 2001. 768 с.
8. Иванов В.Г. Органическая химия. Уч. пособие. М. Мастерство. 2003. 622с.

Дополнительная:

9. Векслер В.И., Хавин З.Я. Сборник упражнений по органической химии. М. Высшая школа. 1979.
10. Петров А.А. и др. Органическая химия. М. Высшая школа. 1988.
11. Альбицкая В.М., Серкова В.И. Задачи и упражнения по органической химии. М. Высшая школа. 1983.
12. Агрономов А.Е. Избранные главы органической химии. М. Химия. 1990.
13. Кери Ф., Сандберг Р. Углубленный курс органической химии, в 2 кн. М. Химия. 1981.
14. Нейланд О.Я. Органическая химия. М. Высшая школа. 1990.

15. Нечаев А.П., Еременко Т.В. Органическая химия. М. Высшая школа. 1994.
16. Степаненко Б.Н. Органическая химия. М. Высшая школа. 1985.
17. Родина Т.А., Митрофанова В.И. Углеводороды. Уч. пособие. АмГУ. 2003.
18. Мельникова М.А. Практикум по химии высокомолекулярных соединений и полимерных материалов. Учебное пособие. АмГУ. 2004.
19. Кулезнев В.В. Основы физико-химии полимеров. М. Химия. 1977.
20. Касьянова А.А., Добрынина Л.Е. Лабораторный практикум по физике и химии высокомолекулярных соединений. М. Высшая школа. 1979.
21. Стрелихеев В.В. Деревицкая В.А. Основы химии высокомолекулярных соединений. М. Химия. 1976.
22. Шур А.М. Высокомолекулярные соединения. М. Высшая школа. 1981.
23. Журналы “Пластические массы”

Экзаменационные вопросы (2 семестр)

1. Причина многообразия органических соединений. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова и ее значение. Типы химических связей в органических соединениях.
2. Электронное строение атома углерода. Валентность атома углерода, три валентных состояния атома углерода.
3. Полярность и поляризуемость связей. Взаимное влияние атомов в молекуле и его природа. Индуктивный и мезомерный эффекты.
4. Изомерия: структурная, геометрическая. Физические и химические свойства изомеров.
5. Оптическая изомерия. Понятие о хиральности. Энантиомеры, рацематы. Относительная конфигурация.
6. Классификация органических соединений. Классификация органических реакций. Типы реагентов.
7. Алканы. Изомерия, номенклатура. Алкильные радикалы. Способы получения алканов. Физические свойства.
8. Алканы. Химические свойства алканов. Реакции замещения. Цепной радикальный механизм. Реакции галогенирования, нитрования, сульфирования. Окисление алканов.
9. Алкены, природа двойной связи, номенклатура, изомерия. Способы получения. Правило Зайцева. Физические свойства.
10. Химические свойства алкенов. Реакции присоединения. Правило Марковникова. Механизм электрофильного присоединения. Окисление алкенов. Полимеризация.
11. Диеновые углеводороды. Классификация, номенклатура. Электронное строение сопряженных диенов. Методы синтеза диенов с сопряженными двойными связями.
12. Особенности химического поведения алкадиенов с сопряженными связями: присоединение водорода, галогенов, галогеноводородов.

- Полимеризация. Натуральный и синтетический каучук.
13. Ацетиленовые углеводороды. Изомерия, номенклатура. Электронное строение. Способы получения. Физические свойства.
 14. Химические свойства алкинов: присоединение водорода, галогенов, галогеноводородов, воды, спиртов, карбоновых кислот, синильной кислоты. Кислотные свойства. Полимеризация.
 15. Бензол и его строение. Формула Кекуле. Современные представления о строении бензола. Ароматический характер бензольного кольца.
 16. Способы получения бензола и его гомологов. Получение реакциями Фриделя – Крафтса и Вюрца – Фиттига.
 17. Реакции электрофильного замещения в ряду бензола: нитрование, сульфирование, галогенирование. Механизм реакций S_E , σ - и π -комплексы.
 18. Гомологи бензола. Изомерия, номенклатура. Получение гомологов бензола. Реакции присоединения.
 19. Правила замещения в бензольном ядре. Электронная трактовка правил ориентации. Влияние заместителей на активность ядра. Классификация заместителей.
 20. Моногалогенопроизводные алканов. Номенклатура. Изомерия. Способы получения.
 21. Химические свойства алкилгалогенидов. Причина высокой химической активности этих соединений. Реакции S_N1 и S_N2 . Реакции отщепления.
 22. Моногалогенопроизводные непредельных углеводородов. Винилхлорид, хлоропрен. Их получение и практическое использование.
 23. Галогенирование бензола и его гомологов. Химические особенности соединений, содержащих атом галогена в ядре и в боковой цепи.
 24. Одноатомные спирты предельного ряда. Номенклатура, изомерия. Электронное строение. Физические свойства. Способы получения спиртов.
 25. Химические свойства предельных одноатомных спиртов. Реакции

- замещения гидроксила и водорода в гидроксильной группе.
26. Химические свойства одноатомных спиртов. Реакции отщепления. Окисление спиртов.
 27. Понятие о непредельных спиртах. Производные винилового спирта.
 28. Многоатомные спирты: этиленгликоль, глицерин. Их свойства и использование.
 29. Разница в строении фенолов и ароматических спиртов. Фенолы и крезолы. Изомерия, номенклатура. Способы получения фенолов.
 30. Химические свойства фенолов. Взаимное влияние бензольного ядра и гидроксильной группы в молекуле фенола. Различие свойств фенолов и спиртов. Фенолформальдегидные смолы.
 31. Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Номенклатура и изомерия альдегидов и кетонов. Способы получения.
 32. Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции нуклеофильного присоединения к карбонильной группе. Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции с участием α -водородного атома. Окислительно-восстановительные реакции.
 33. Ароматические альдегиды и кетоны. Получение. Взаимное влияние карбонильной группы и бензольного кольца. Химические свойства.
 34. Строение и классификация карбоновых кислот. Одноосновные предельные карбоновые кислоты. Номенклатура, изомерия
 35. Электронное строение карбоксильной группы. Способы получения. Физические свойства.
 36. Химические свойства карбоновых кислот. Кисотно-основные свойства. Нуклеофильное замещение в карбоксильной группе.
 37. Производные карбоновых кислот. Ангидриды и хлорангидриды. Сложные эфиры, этерификация. Амиды карбоновых кислот.
 38. Предельные двухосновные кислоты. Получение. Химические свойства. Отношение к нагреванию. Адипиновая кислота, синтетическое волокно нейлон.

39.Непредельные одноосновные кислоты – акриловая и метакриловая, свойства, применение.

40.Ароматические карбоновые кислоты. Номенклатура, изомерия, способы получения. Химические свойства и применение.

41.Амины жирного ряда. Строение, классификация, номенклатура. Способы получения.

42.Химические свойства аминов жирного ряда. Понятие о диаминах. Гексаметилендиамин. Применение.

43.Аминокислоты, строение, классификация, изомерия, номенклатура. Получение аминокислот. Понятие о биполярном ионе. Изоэлектрическая точка.

44.Химические свойства аминокислот. Поведение аминокислот при нагревании. Полиамиды. Полипептиды.

45.Белки – природные полипептиды. Понятие о строении белков. Натуральные волокна – шерсть и шелк.

46.Ароматические амины. Строение, номенклатура. Методы получения.

47.Химические свойства ароматических аминов. Основные свойства. Взаимодействие с азотистой кислотой.

48.Диазосоединения. Строение. Устойчивость. Способы получения.

Химические свойства диазосоединений.

49.Азосоединения. Азокрасители.

50.Красители трифенилметанового ряда. Получение. Применение.

Вопросы к зачету (3 семестр)

1. Углеводы. Строение, классификация углеводов. Моносахариды. Классификация, строение, номенклатура. Изомерия. Оптическая изомерия. Ассиметрический атом углерода. Стереохимия моноз, D и L-ряды. Глюкоза как представитель моносахаридов.
2. Открытая и циклическая форма глюкозы. Кольчато-цепная таутомерия моносахаридов. Глюкозидный гидроксил и его особенности. α - и β -формы глюкозы.
3. Пространственные формулы глюкозы. Мутаротация. Другие альдогексозы: манноза, галактоза.
4. Фруктоза, как представитель кетогексоз, ее строение. Изомерия.
5. Химические свойства моносахаридов. Реакции на альдегидную группу. Окисление моносахаридов.
6. Химические свойства моносахаридов. Реакции на гидроксильные группы. Восстановление моносахаридов.
7. Дисахариды. Характерные связи между молекулами моноз. Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Сахароза. Гидролиз сахарозы.
8. Дисахариды. Мальтоза и целлобиоза. Связи между молекулами моноз. Восстанавливающие дисахариды.
9. Несахароподобные полисахариды: крахмал и целлюлоза. Распространение в природе. Продукты гидролиза крахмала. Применение.
10. Строение и свойства целлюлозы. Получение и применение производных целлюлозы.
11. Высокомолекулярные соединения. Определение. Макромолекула. Степень полимеризации. Элементарное звено.
12. Классификация полимеров по происхождению, составу цепи, строению цепи, методу получения, отношению к нагреванию.
13. Методы получения полимеров. Полимеризация. Стадии цепной

- полимеризации. Радикальная полимеризация. Ионная полимеризация.
14. Методы получения полимеров. Поликонденсация. Виды поликонденсации.
 15. Технические способы проведения полимеризации и поликонденсации.
 16. Химические свойства полимеров. Деструкция.
 17. Механические свойства полимеров. Релаксационные свойства полимеров.
 18. Агрегатные, фазовые и физические состояния полимеров.
 19. Строение, получение, свойства, применение полистирола, поливинилхлорида, поливинилового спирта, поливинилацетата, поликапроамида, полиэтилентерефталата, полиуретанов.

Критерии оценки при сдаче экзамена

1. К сдаче экзамена допускаются студенты, выполнившие учебный план:

- посетившие лекции данного курса;
- выполнившие все лабораторные работы и защитившие их;
- выполнившие все работы промежуточного контроля знаний, самостоятельные и контрольные работы на положительную оценку.

При наличии пропусков и неудовлетворительных оценок данные темы пропущенных занятий должны быть отработаны: выполнены лабораторные работы, проведены преподавателем устные собеседования по пропущенным темам.

2. Первая сдача экзамена проводится в виде тестирования. Критерии оценки:

- | | |
|-------------------------------------|--------------------------|
| 91 - 100 % правильных ответов теста | - “отлично”; |
| 75 – 90 % | - “хорошо”; |
| 55 – 74 % | - “удовлетворительно”. |
| менее 55% | - “неудовлетворительно”. |

3. В случае неудовлетворительной оценки повторная сдача экзамена проводится по традиционному типу – по билетам в устной форме (3 вопроса по курсу в билете, с выделением времени на подготовку). Программные вопросы доводятся до сведения студентов за месяц до экзамена. При повторной сдаче экзамена помимо показанных знаний учитывается работа студента в течение семестра.

4. Во время экзамена студенты могут пользоваться учебными программами, а также с разрешения экзаменатора и другими пособиями (плакаты, таблицы).

Критерии оценки при сдаче зачета

1. К сдаче зачета допускаются студенты, выполнившие учебный план:

- посетившие лекции данного курса;
- выполнившие все лабораторные работы и защитившие их;
- выполнившие все работы по промежуточному контролю знаний и контрольные работы на положительную оценку.

При наличии пропусков и неудовлетворительных оценок данные темы пропущенных занятий должны быть отработаны: проведены преподавателем устные собеседования по темам лабораторных работ.

2. Первая сдача зачета проводится в виде тестирования. Критерии оценки:

91 - 100 % правильных ответов теста - “отлично”;

75 – 90 % - “хорошо”;

55 – 74 % - “удовлетворительно”.

менее 54% - “неудовлетворительно”.

3. В случае неудовлетворительной оценки повторная сдача зачета проводится по традиционному типу – по билетам Программные вопросы к зачету доводятся до сведения студентов за месяц до зачета.

