

**Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Амурский государственный университет»**

Кафедра

Химии и естествознания

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Основной образовательной программы по направлению подготовки
280700.62 «Техносферная безопасность»

Благовещенск 2012

УМКД разработан доцентом кафедры Химии и естествознания, к.х.н.
(степень, звание, фамилия, имя, отчество разработчиков)
Родиной Татьяной Андреевной

Рассмотрен и рекомендован на заседании кафедры

Протокол заседания кафедры от «_____» _____ 2012 г. № _____

Зав. кафедрой _____ / Т.А. Родина /
(подпись) (И.О. Фамилия)

УТВЕРЖДЕН

Протокол заседания УМСС 280700.62 Техносферная безопасность
(указывается название направления подготовки)

от «_____» _____ 201__ г. № _____

Председатель УМСС _____ / А.Б. Булгаков /
(подпись) (И.О.Фамилия)

1 Рабочая программа учебной дисциплины

1.1 Цели и задачи освоения дисциплины

Целью изучения дисциплины является формирование у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения, развитие химического мышления, необходимого при решении физико-химических проблем обеспечения безопасности жизнедеятельности.

Задачами дисциплины являются:

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

1.2 Место дисциплины в структуре ООП ВПО

Дисциплина «Химия» входит в базовую часть естественнонаучного и математического цикла ФГОС ВПО (код УЦ ООП Б2). Она тесно взаимосвязана с другими естественнонаучными дисциплинами: физикой, экологией, математикой. Химические знания необходимы для последующего изучения дисциплин «Физико-химические методы анализа», «Физико-химические процессы в техносфере», «Теория горения и взрыва». Изучение дисциплины базируется на школьных знаниях химии.

1.3 Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины

В результате освоения дисциплины обучающийся должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) Знать: основные понятия, законы и модели химических систем, реакционную способность веществ; основные понятия, законы и модели коллоидной и физической химии; свойства основных видов химических веществ и классов химических объектов.

2) Уметь: проводить расчеты концентрации растворов различных соединений, определять изменение концентраций при протекании химических реакций, определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ.

3) Владеть: методами предсказания протекания возможных химических реакций и управления их кинетикой.

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

овладение компетенциями самосовершенствования (сознание необходимости, потребность и способность учиться) (ОК-4);

способностью организовать свою работу ради достижения поставленных целей; готовность к использованию инновационных идей (ОК-6);

владением культурой безопасности и риск-ориентированным мышлением, при котором вопросы безопасности и сохранения окружающей среды рассматриваются в качестве важнейших приоритетов в жизни и деятельности (ОК-7);

способностью работать самостоятельно (ОК-8);

способностью принимать решения в пределах своих полномочий (ОК-9);

способностью к познавательной деятельности (ОК-10);

способностью использовать законы и методы естественных наук при решении профессиональных задач (ОК-11);

способностью к абстрактному и критическому мышлению, исследованию окружающей среды для выявления ее возможностей и ресурсов, способность к принятию нестандартных решений и разрешению проблемных ситуаций (ОК-12);

способностью применять на практике навыки проведения и описания исследований, в том числе экспериментальных (ОК-16).

способностью пропагандировать цели и задачи обеспечения безопасности человека и природной среды в техносфере (ПК-11);

способностью ориентироваться в основных проблемах техносферной безопасности (ПК-19);

1.4 Структура и содержание дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 9 зачетных единиц, 324 часа.

Структура и содержание модуля «Общая и неорганическая химия»

Общая трудоемкость модуля составляет 5 зачетных единиц, 180 часов.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов, и трудоемкость (в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра). Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Лабораторно-практические работы	Консультации	Самостоятельная работа	
1	АМУ, основные химические понятия и законы, классификация и номенклатура неорганических соединений	1	1-2	2	4	1	6	тест, опрос, домашнее задание
2	Строение атома, периодический закон и химическая связь	1	2-4	6	4	1	10	тест, опрос, собеседование
3	Химическая термодинамика и кинетика	1	5-8	4	8		12	тест, домашнее задание, опрос, контрольная работа
4	Растворы, ТЭД	1	7-12	8	8		16	тест, домашнее задание, опрос, контрольная работа
5	Поверхностные явления и адсорбция	1	11,13	2	2		4	опрос, конспект
6	ОВР и электрохимические процессы	1	12-15	4	4	1	8	тест, домашнее задание, опрос, контрольная работа
7	Координационные соединения	1	14,16	2	2	1	4	тест, опрос, контрольная работа
8	Неметаллы	1	15-17	4	2		6	опрос, конспект
9	Металлы главных и побочных подгрупп	1	17,18	4	2		6	опрос, конспект
		1				2	36	Экзамен

Структура и содержание модуля «Органическая химия»

Общая трудоемкость модуля составляет 4 зачетных единицы, 144 часа.

№ п/п	Раздел дисциплины	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов, и трудоемкость (в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра). Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Лекции	Лабораторно-практические работы	Консультации	Самостоятельная работа	
1	Теоретические основы органической химии	2	1-2	4	2		6	тест, коллоквиум
2	Предельные углеводороды	2	3-4	3	2		5	тест, домашнее задание, контрольная работа
3	Непредельные углеводороды	2	4-6	4	2	1	6	тест, домашнее задание, контрольная работа
4	Ароматические углеводороды	2	6-8	3	2	1	5	тест, домашнее задание, контрольная работа
5	Галогенопроизводные углеводородов	2	8	2			2	конспект
6	Спирты и фенолы	2	9-10	4	2	1	6	тест, контрольная работа
7	Альдегиды и кетоны	2	11-12	2	2	1	4	тест, контрольная работа
8	Карбоновые кислоты	2	12-14	4	2		6	тест, контрольная работа
9	Азотсодержащие соединения	2	14-15	4	2		6	тест
10	Углеводы	2	16-17	4	2		6	тест
11	Многоядерные соединения и гетероциклы	2	18	2			2	конспект
		2				2	36	Экзамен

1.5 Содержание разделов и тем дисциплины

МОДУЛЬ 1: ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1 Введение.

Понятие о материи, виды материи. Химическая форма движения материи, химическое вещество. Предмет химии. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Основоположники химической науки: М.В. Ломоносов, Д.И. Менделеев, А.М. Бутлеров. Место химии в системе естественных наук.

2 Атомно-молекулярное учение, основные химические понятия и законы.

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

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

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

3 Классификация и номенклатура неорганических соединений.

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

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

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

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

Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура солей.

4 Строение атома.

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

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

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

Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное, орбитальное, магнитное квантовые числа, их физический смысл. Понятие об электронном облаке.

Атомные орбитали. Основное и возбужденное состояние. Вид атомных s-, p-, d- и f- орбиталей.

Собственный угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число.

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

Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Изотопы. Ядерные реакции. Применение радиоактивных изотопов в промышленности.

Свойства изолированных атомов: атомный радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

5 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.

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

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

Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов.

Значение периодического закона.

6 Химическая связь и строение веществ.

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

Ковалентная связь. Основы метода валентных связей (МВС). Образование и свойства ковалентных связей. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность, кратность, полярность, поляризуемость. Валентный угол. Гибридизация атомных орбиталей и форма многоатомных частиц. Типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3).

Свойства веществ с ковалентным типом химической связи. Атомные и молекулярные кристаллические решетки, типы, строение.

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

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

Металлическая связь. Особенности электронного строения элементов, способных к образованию металлической связи.

Межмолекулярные взаимодействия. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия.

7 Химическая термодинамика и кинетика.

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

Скорость химических реакций. Ее количественное выражение. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент реакции. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

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

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

8 Растворы.

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

Коллоидные растворы как гетерогенные системы. Общая характеристика коллоидных систем. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Свойства коллоид-

ных систем: оптические, молекулярно-кинетические, электрические. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Коагуляция электролитами, коллоидами, под действием физических факторов. Эмульсии, классификация и свойства. Эмульгаторы. Пены, их устойчивость, методы получения и разрушения. Пенная флотация. Аэрозоли, методы получения и разрушения. Проблемы защиты атмосферы от загрязнения аэрозолями.

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

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

9 Теория электролитической диссоциации.

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

Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации, смещение диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Протолитическая теория кислот и оснований.

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

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

Реакции гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.

10 Поверхностные явления и адсорбция.

Свободная энергия поверхности. Поверхностное натяжения. Капиллярность. Адсорбция. Тепловой эффект адсорбции. Адсорбенты: активированные угли, гели, цеолиты. Динамический характер адсорбционного равновесия. Уравнение Фрейндлиха и Лэнгмюра. Природа адсорбционных сил. Теория полимолекулярной адсорбции. Поверхностно-активные вещества. Хемосорбция. Применение адсорбции в процессах ионного обмена и хроматографии.

11 Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Электролиз.

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

Взаимодействие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс. Получение электрического тока при химических реакциях. Понятие о гальваническом элементе. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Зависимость электродного потенциала металла от концентрации его ионов в растворе. Уравнение Нернста. Работы Н.Н. Бекетова. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах. Окислительно-восстановительные процессы в природе и на производстве.

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

12 Координационные соединения.

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

13 Элементы главных подгрупп периодической системы.

Водород, распространение в природе, особенности положения в периодической системе. Химическая связь в молекуле водорода. Способы получения водорода, его физические и химические свойства. Вода, строение, физические и химические свойства. Вода в природе. Способы очистки воды. Проблема чистой воды.

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

Элементы главной подгруппы VI группы.

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

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

Элементы главной подгруппы V группы.

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

Фосфор и его соединения. Фосфин, фосфиды. Оксиды фосфора. Фосфорная, фосфористая, фосфорноватистая кислоты и их соли. Галогениды фосфора. Фосфорные удобрения.

Элементы главной подгруппы IV группы.

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

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

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

14 Общие свойства и способы получения металлов.

Металлическое состояние вещества: основные признаки, зонная теория, металлическая связь. Особенности электронного строения атомов, способных к образованию металлической связи; положение этих элементов в периодической системе. Типы кристаллических решеток металлов. Понятие о металлических сплавах. Общие физические свойства металлов. Общие

химические свойства металлов. Основные виды руд и их обогащение. Важнейшие методы получения металлов из руд. Получение металлов электролизом расплавов и растворов.

15 Элементы главной подгруппы I группы.

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

16 Элементы главной подгруппы II группы.

Общая характеристика атомов элементов, простых веществ, их физических и химических свойств. Получение простых веществ. Соединения элементов: гидриды, оксиды, гидроксиды, пероксиды, соли. Их получение, химические свойства. Негашенная и гашеная известь: свойства, получение, применение. Жесткость воды и способы ее устранения. Очистка воды с помощью ионообменных смол.

17 Элементы главной подгруппы III группы.

Общая характеристика атомов элементов, простых веществ, их физических и химических свойств. Алюминий. Физические и химические свойства, получение. Аллюминотермия. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства важнейших соединений алюминия: оксида, гидроксида, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение.

18 Элементы побочных подгрупп периодической системы.

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

Тематика лабораторно-практических занятий.

№ п/п	Тема занятия	Тип занятия	Кол-во часов
1	Основные классы неорганических соединений	практ.	2
2	Основные законы химии	практ.	2
3	Строение атома и периодический закон	сем.	2
4	Химическая связь	сем.	2
5	Термодинамика и термехимия	практ.	2
6	Химическая кинетика	практ.	2
7	Скорость химических реакций и химическое равновесие	лаб.	2
8	Химическая термодинамика и кинетика	контр.	2
9	Растворы. Способы выражения концентраций растворов	практ.	2
10	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей	лаб.	2
11	Получение и свойства коллоидных систем	лаб.	2
12	Растворы. ТЭД	контр.	2
13	Адсорбция	лаб.	2
14	Окислительно-восстановительные реакции	лаб.	2
15	Электрохимические расчеты	практ.	2
16	Комплексные соединения	лаб.	2
	Редокс процессы и комплексообразование	контр.	
17	Общие свойства неметаллов	лаб.	2
18	Общие свойства металлов	лаб.	2

МОДУЛЬ 2: ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1 Предмет органической химии.

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.

Краткие сведения о развитии теоретических представлений в органической химии. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова. Значение теории.

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

Теория электронных смещений. Индуктивный эффект. Зависимость полярности σ -связи от электроотрицательности элементов. Положительный и отрицательный индуктивный эффект. Затухание индуктивного эффекта по цепи. Мезомерный эффект. Влияние индуктивного и мезомерного эффектов на физико-химические свойства.

Изомерия. Определение. Структурная изомерия: углеродного скелета, положения кратной связи, положения функциональной группы. Геометрическая изомерия на примере 2-бутена. Физические и химические свойства геометрических изомеров. 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. Физические и химические свойства оптических изомеров.

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

3 Углеводороды.

3.1 Предельные углеводороды (алканы).

Гомологический ряд предельных углеводородов. Общая формула. Изомерия. Номенклатура: историческая, рациональная, систематическая. Первичные, вторичные и третичные атомы углерода. Алкильные радикалы. Нахождение алканов в природе и их промышленное применение. Методы синтеза алканов: гидрирование алкенов, реакция Вюрца, синтез Дюма. Промышленные способы получения и выделения алканов. Физические свойства алканов. Химические свойства алканов. Реакции замещения: галогенирование, нитрование. Радикальный механизм реакции замещения. Окисление. Отщепление. Крекинг алканов, его значение.

3.2 Этиленовые углеводороды (алкены, олефины).

Гомологический ряд этиленовых углеводородов. Общая формула. Природа двойной связи. Номенклатура. Изомерия: углеродного скелета, положения кратной связи, геометрическая. Способы получения алкенов: дегидрирование алканов, дегидрогалогенирование галогеналканов, дегидратация спиртов, дегалогенирование вицинальных дигалогеноалканов, гидрирование ацетиленовых углеводородов. Химические свойства алкенов. Реакции присоединения. Гидрирование, галогенирование. Гидрогалогенирование. Правило Марковникова. Гидратация алкенов. Окисление. Полимеризация. Полиэтилен, полипропилен.

3.3 Диеновые углеводороды (алкадиены).

Классификация и номенклатура. Изомерия. Электронное строение 1,3-бутадиена, схемы σ - и π -связей. Методы синтеза диенов с сопряженными двойными связями. Получение 1,3-бутадиена из бутан-бутеновой фракции крекинг-газов и изопрена из пентановой фракции нефти. Химические свойства диенов с сопряженными связями. Гидрирование. Гидрогалогенирование 1,3-бутадиена. Натуральный каучук, его строение. Синтетические каучуки.

3.4 Ацетиленовые углеводороды (алкины).

Гомологический ряд. Общая формула. Изомерия. Номенклатура. Электронное строение ацетилена. Физические свойства ацетиленовых углеводородов. Способы получения: получение ацетилена из карбида кальция, крекингом метана. Получение алкинов дегидрогалогенированием вицинальных дигалогенидов, дегалогенированием тетрагалогенидов. Химические свойства. Кислотные свойства алкинов: получение ацетиленидов натрия, тяжелых металлов.

Реакции присоединения к алкинам: гидрирование, гидрогалогенирование, галогенирование, гидратация (М.Г. Кучеров). Полимеризация. Применение ацетилена.

3.5 Ароматические углеводороды (арены).

Понятие об ароматичности. Источники ароматических соединений: нефть, каменно-угольная смола, коксовый газ. Бензол. Молекулярная формула бензола, структурная формула Кекуле, ее недостатки. Электронное строение бензола, данные рентгеноструктурного анализа. Ароматическое сопряжение в бензоле, энергия мезомерии.

Методы создания бензольного кольца: дегидрирование циклоалканов и циклоалкенов, дегидроциклизация алканов, циклотримеризация ацетилена. Пути химических превращений бензольного ядра. Присоединение: гидрирование. Окисление. Реакции замещения: алкилирования, галогенирования, нитрования, сульфирования.

Гомологи бензола. Гомологический ряд. Изомерия. Номенклатура. Получение гомологов бензола. Реакция Вюрца-Фиттига. Алкилирование по Фриделю-Крафтсу, алкилирующие реагенты. Толуол, электронное строение. Влияние метильной группы на реакционную способность кольца и влияние кольца на реакционную способность метильной группы. Свойства алкилбензолов. Замещение. Окисление.

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.

3.6 Многоядерные ароматические соединения.

Многоядерные соединения с неконденсированными бензольными кольцами. Дифенил. Фенилметаны. Многоядерные соединения с конденсированными бензольными кольцами. Примеры соединений: нафталин, антрацен, бензпирен. Электронное строение нафталина. Изомерия. Источники получения. Квазиароматические свойства. Реакции замещения: галогенирование, нитрование, сульфирование. Реакции присоединения. Окисление. Сопоставление ароматических свойств бензола и нафталина.

4 Галогенопроизводные углеводородов.

Строение и классификация галогенопроизводных. Моногалогенопроизводные алканов. Изомерия, номенклатура. Первичные, вторичные и третичные алкилгалогениды. Электронное строение. Физические свойства. Получение галогеналканов: из алканов, спиртов, этиленовых и ацетиленовых углеводородов. Химические свойства. Реакции замещения галогена. Взаимодействие с водными растворами щелочей, спиртами, аминами, солями синильной кислоты. Правило Зайцева. Взаимодействие галогеналканов с металлами: натрием, цинком.

Галогенопроизводные непредельных углеводородов, винилхлорид, применение. Галогенопроизводные бензола и его гомологов. Строение арилгалогенидов. Получение. Условия галогенирования в ядро и в боковую цепь. Химические свойства. Замещение атома галогена. Сравнение химической активности галогена в кольце и в боковой цепи.

5 Спирты и фенолы.

Одноатомные спирты алифатического ряда. Гомологический ряд, изомерия. Номенклатура: историческая, рациональная, систематическая. Первичные, вторичные и третичные спирты. Электронное строение этилового спирта. Физические свойства. Растворимость в воде. Межмолекулярная водородная связь в спиртах. Способы получения спиртов: гидролиз галогеналканов, гидратация алкенов, восстановление карбонильных соединений.

Многообразие химических свойств спиртов. Кислотно-основные свойства спиртов. Сравнение кислотных и основных свойств воды, первичных, вторичных и третичных спиртов. Взаимодействие с металлами. Замещение гидроксогруппы. Взаимодействие с галогеноводородными кислотами, с галогенидами фосфора. Алкилирование спиртов, получение простых эфиров. Отщепление. Внутримолекулярная дегидратация, ориентация отщепления, правило Зайцева. Окисление спиртов.

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. Взаимное влияние бензольного кольца и гидроксильной группы. Методы получения фенолов. Химические свойства. Реакции замещения в ядре: нитрование, галогенирование, алкилирование. Реакции гидроксильной группы: кислотные свойства, алкилирование, нуклеофильное замещение. Различия свойств фенолов и ароматических спиртов. Двухатомные фенолы: пирокатехин, резорцин, гидрохинон. Использование фенолов в промышленности. Понятие о фенолформальдегидных смолах.

6 Альдегиды и кетоны.

Гомологические ряды альдегидов и кетонов. Изомерия, номенклатура. Электронное строение карбонильной группы, ее влияние на углеводородный радикал. Полярность карбонильной группы. Физические свойства альдегидов и кетонов. Способы получения альдегидов и кетонов: окисление и дегидрирование спиртов, пиролиз кальциевых солей карбоновых кислот, гидролиз геминальных дигалогенопроизводных, гидратация ацетиленовых углеводородов. Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции 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, реакция Фелинга. Взаимодействие с пентахлоридом фосфора. Важнейшие представители. Применение.

Ароматические альдегиды и кетоны: бензальдегид, ацетофенон, бензофенон.

7 Карбоновые кислоты и их производные.

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. Нуклеофильное замещение гидроксильной группы. Функциональные производные карбоновых кислот. Хлорангидриды, ангидриды, амиды, сложные эфиры карбоновых кислот. Этерификация.

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

Непредельные кислоты жирного ряда. Номенклатура, изомерия. Акриловая, метакриловая кислоты. Геометрическая изомерия непредельных кислот. Реакции присоединения к α, β -непредельным кислотам. 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 двухосновных кислот. Отдельные представители: щавелевая, янтарная, адипиновая кислоты.

Ароматические карбоновые кислоты. Получение бензойной кислоты. Химические свойства. Кислотные свойства, соли, сложные эфиры. Реакции по бензольному кольцу. Дикарбоновые ароматические кислоты: фталевая, изофталевая, терефталевая кислоты. Использование диалкилфталатов в качестве репеллентов и пластификаторов. Глифталевые смолы. Полиэтилентерефталат.

8 Амины, аминокислоты, белки.

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

Аминокислоты, изомерия, номенклатура. Оптическая изомерия α -аминокислот. Химические свойства 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: Понятие о полипептидах. Полиамидные полимеры: капрон, энант.

Природные полимеры – белки. Понятие о строении белков.

9 Ароматические амины.

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. Алкилирование аминогрупп. Реакции с азотистой кислотой первичных, вторичных и третичных аминов. Реакция diazotирования и условия ее проведения. Реакции в ядре: галогенирование анилина, нитрование, сульфирование.

10 Углеводы.

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, антитиподы. D и L- ряды, связь с конфигурацией глицеринового альдегида. Проекционные формулы глюкозы, фруктозы. Кольчато-цепная таутомерия. Мутаротация, α - и β - формы (аномеры). Изомерия, связанная с наличием пиранозного и фуранозного циклов. Полуацетальный (гликозидный) гидроксил. Перспективные формулы Хеуорса.

Химические свойства. Реакции карбонильных цепных форм. Окисление в щелочной среде – реакция серебряного зеркала, взаимодействие с реактивом Фелинга. Восстановление альдоз и кетоз в многоатомные спирты. 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. Гликозидоглюкозы: мальтоза, целлобиоза, лактоза. 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. Применение целлюлозы и ее производных (нитратов, ацетатов).

11 Гетероциклические соединения.

Определение, классификация гетероциклических соединений, их распространение в природе, значение. Пятичленные гетероциклы: пиррол, фуран, тиофен. Электронное строение, валентное состояние гетероатомов. Энергия мезомерии пятичленных гетероциклов. Взаимопревращения гетероциклов. Квазиароматические свойства гетероциклов. Реакции присоединения: гидрирование. Реакции электрофильного замещения. Сравнение реакционной способности бензола и пятичленных гетероциклов. Кислотные и основные свойства пиррола. Природные соединения, содержащие ядро пиррола. Шестичленные гетероциклы. Пиридин, пиримидин. Биологически активные соединения, содержащие кольца пиридина и пиримидина: витамины, азотистые основания, алкалоиды.

Тематика лабораторно-практических занятий.

№ п/п	Тема занятия	Тип занятия	Кол-во часов
1	Техника безопасности при работе с органическими веществами. Предельные углеводороды.	лаб.	2
2	Непредельные углеводороды: алкены и алкины.	лаб.	2
3	Теоретические основы органической химии	коллоквиум	2
4	Ароматические углеводороды	лаб.	2
	Углеводороды	контр.	2
5	Спирты, фенолы	лаб.	2
6	Альдегиды и кетоны	лаб.	2
7	Карбоновые кислоты	лаб.	2
	Кислородпроизводные углеводородов	контр.	2
8	Амины, аминокислоты	лаб.	2
9	Углеводы	лаб.	2

1.6 Самостоятельная работа

Модуль «Общая и неорганическая химия»

№ п/п	№ раздела (темы) дисциплины	Форма (вид) самостоятельной работы	Трудоемкость в часах
1	АМУ, основные химические понятия и законы, классификация и номенклатура неорганических соединений	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, конспект	6
2	Строение атома, периодический закон и химическая связь	подготовка к тесту, семинару	10
3	Химическая термодинамика и кинетика	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	12
4	Растворы, ТЭД	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	16
5	Поверхностные явления и адсорбция	подготовка к лабораторной работе, конспект	4
6	ОВР и электрохимические процессы	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	8
7	Координационные соединения	подготовка к тесту, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	4
8	Неметаллы	подготовка к лабораторной работе, конспект	6
9	Металлы главных и побочных подгрупп	подготовка к лабораторной работе, конспект	6

Модуль «Органическая химия»

№ п/п	№ раздела (темы) дисциплины	Форма (вид) самостоятельной работы	Трудоемкость в часах
1	Теоретические основы органической химии	подготовка к тесту, коллоквиуму	6

2	Предельные углеводороды	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	5
3	Непредельные углеводороды	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	6
4	Ароматические углеводороды	подготовка к тесту, выполнение домашнего задания, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	5
5	Галогенопроизводные углеводородов	конспект	2
6	Спирты и фенолы	подготовка к тесту, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	6
7	Альдегиды и кетоны	подготовка к тесту, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	4
8	Карбоновые кислоты	подготовка к тесту, подготовка к контрольной работе, к лабораторной работе	6
9	Азотсодержащие соединения	подготовка к тесту, подготовка к лабораторной работе	6
10	Углеводы	подготовка к тесту, подготовка к лабораторной работе	6
11	Многоядерные соединения и гетероциклы	конспект	2

1.7 Матрица компетенций учебной дисциплины

Модуль «Общая и неорганическая химия»

Разделы	Компетенции											Итого <i>общее количество компетенций</i>
	ОК-4	ОК-6	ОК-7	ОК-8	ОК-9	ОК-10	ОК-11	ОК-12	ОК-16	ПК-11	ПК-19	
1	+			+	+	+	+					5
2	+			+		+						3
3	+	+		+	+	+	+	+	+			8
4	+			+	+	+	+		+	+	+	8
5	+	+		+		+	+				+	6
6	+			+	+	+	+		+			6
7	+			+		+			+			4
8	+		+	+		+		+		+	+	7
9	+		+	+		+		+		+	+	7

Модуль «Органическая химия»

Разделы	Компетенции									Итого <i>общее количество компетенций</i>
	ОК-4	ОК-6	ОК-7	ОК-8	ОК-10	ОК-11	ОК-16	ПК-11	ПК-19	
1	+	+		+	+					4
2	+		+	+	+		+			5
3	+			+	+	+	+			5

4	+	+		+	+		+			5
5	+		+	+	+			+	+	6
6	+			+	+		+	+	+	6
7	+			+	+		+	+	+	6
8	+			+	+	+	+			5
9	+			+	+		+			4
10	+			+	+		+			4
11	+		+	+	+			+	+	6

1.8 Образовательные технологии

Методы и формы обучения:

- методы устного изложения: рассказ, объяснение, лекция, беседа;
- наглядные методы: демонстрационный эксперимент, презентации, демонстрация моделей, иллюстрация схем, таблиц, графиков;
- методы закрепления изучаемого материала: работа с учебной литературой, лабораторные работы, решение задач, выполнение упражнений;
- методы самостоятельной работы: работа с учебной литературой, лабораторные работы, решение задач, выполнение упражнений, подготовка конспектов;
- методы проверки и оценки знаний, умений и навыков: устный опрос (индивидуальный, фронтальный), коллоквиумы, семинары, контрольные работы, самостоятельные работы, тестовый контроль, проверка домашних работ.

1.9 Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов

Виды текущего контроля знаний студентов

Индивидуальные домашние задания.

- 1 Основные законы химии
- 2 Термохимические расчеты.
- 3 Способы выражения концентраций растворов.
- 4 ОВР. Электрохимия.
- 5 Номенклатура и изомерия алканов, алкенов, алкинов.
- 6 Химические свойства алканов, алкенов, алкинов.

Контрольные работы.

- 1 Химическая термодинамика и кинетика.
- 2 Растворы. ТЭД.
- 3 Комплексные соединения, ОВР.
- 4 Углеводороды.
- 5 Кислородпроизводные углеводородов.

Коллоквиумы.

- 1 Строение атома, периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева.
- 2 Химическая связь.
- 3 Теоретические основы органической химии.

Самостоятельные работы.

- 1 Закон эквивалентов.
- 2 Способы выражения концентраций растворов.
- 3 Комплексные соединения.
- 4 Ароматические углеводороды.
- 5 Правила ориентации в бензольном кольце.

Тесты.

- 1 Классы неорганических соединений.
- 2 Строение атома, периодический закон и периодическая система элементов.
- 3 Химическая связь.
- 4 Химическая термодинамика.

- 5 Химическая кинетика.
- 6 ТЭД и гидролиз солей.
- 7 ОВР.
- 8 Электрохимия.
- 9 Алканы.
- 10 Непредельные углеводороды.
- 11 Спирты. Фенолы.
- 12 Альдегиды. Кетоны.
- 13 Амины.
- 14 Углеводы.

Варианты всех проверочных заданий по дисциплине находятся на кафедре.

Вопросы к семинару «Строение атома и периодический закон».

- 1 Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
- 2 Квантовомеханическое описание строения атома. Атомная орбиталь.
- 3 Квантовые числа, их физический смысл.
- 4 Правила заполнения электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правила Клечковского.
- 5 Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона. Строение периодической системы химических элементов.
- 6 Закон Мозли. Порядковый номер химического элемента. Современная формулировка периодического закона.
- 7 Связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.
- 8 Электронные семейства элементов.
- 9 Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Вопросы к семинару «Химическая связь».

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

Вопросы к коллоквиуму «Теоретические основы органической химии».

- 1 Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Значение теории.
- 2 Теория гибридизации. Типы гибридизации. Три валентных состояния атома углерода.
- 3 Характеристики одинарной, двойной и тройной углерод-углеродной связи. Длина, энергия, кратность. Примеры соединений.
- 4 Теория электронных смещений. Индукционный и мезомерный эффект.
- 5 Явления гомологии и изомерии. Структурная изомерия.
- 6 Геометрическая изомерия. Оптическая изомерия.
- 7 Понятие о субстрате и реагенте. Радикальные, нуклеофильные, электрофильные частицы.
- 8 Классификация органических реакций.

Экзаменационные вопросы (1 часть)

- 1 Понятие о материи. Химическая форма движения материи. Уровни организации вещества, изучаемые химией: атомы, молекулы, конденсированные системы. Моль – единица количества вещества.
- 2 Основные стехиометрические законы: закон сохранения и взаимосвязи массы и энергии; закон постоянства состава; закон кратных отношений; закон Авогадро; закон эквивалентов.
- 3 Эквивалент элемента, эквивалент сложного вещества, молярная масса эквивалента элемента и сложного вещества (оксида, гидроксида, кислоты, соли). Эквивалентный объем.
- 4 Экспериментальное обоснование представлений об атоме, как сложной системе. Открытие электрона. Радиоактивность. Модели атома Томсона и Резерфорда, их достоинства и недостатки.
- 5 Квантовая теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Теория атома водорода по Бору. Достоинства и противоречия модели Бора.
- 6 Квантовая модель атома. Волновая природа электрона. Волны Де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение Шредингера.
- 7 Атомные орбитали. Квантовые числа, как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное, орбитальное, магнитное квантовые числа. Физический смысл квантовых чисел. Спиновое квантовое число.
- 8 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.
- 9 Закон периодических свойств химических элементов. Закон Мозли. Периодическая система химических элементов. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций элементов главных и побочных подгрупп. Электронные семейства элементов.
- 10 Связь свойств химических элементов с его положением в периодической системе. Периодические изменения свойств химических элементов. Атомный радиус, ионизационный потенциал, сродство к электрону, электроотрицательность.
- 11 Химическая связь. Основные характеристики связи: длина связи, энергия связи, валентный угол. Типы химической связи.
- 12 Образование ковалентной связи с позиций метода валентных связей. Основные принципы МВС. Механизмы образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.
- 13 Свойства ковалентной связи: полярность, поляризуемость, кратность, насыщаемость, направленность. Валентность элементов. Гибридизация атомных орбиталей и форма многоатомных частиц.
- 14 Ионная связь. Свойства ионной связи. Сравнение свойств соединений с ковалентным и ионным типом химической связи. Металлическое состояние вещества. Металлическая связь. Зонная теория кристаллов. Причина электропроводности металлов.
- 15 Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса) и агрегатные состояния вещества. Водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ.
- 16 Энергетика химических процессов. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Закон Гесса и следствия из него. Теплота и работа. Энтальпия образования химических соединений.
- 17 Энтропия. Изменение энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса. Изменение потенциала Гиббса и направление химических процессов. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов.

- 18 Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость гетерогенной реакции.
- 19 Тепловые эффекты химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Влияние катализатора. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
- 20 Обратимые и необратимые химические реакции. Направление реакций и химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле Шателье.
- 21 Состав и строение молекул воды. Ассоциация молекул воды. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды. Химические свойства воды. Вода в природе. Промышленное и биологическое значение воды. Проблема чистой воды.
- 22 Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию и дисперсионности. Механизм процесса растворения. Сольватная теория Менделеева. Тепловые эффекты растворения веществ.
- 23 Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Насыщенные растворы. Кристаллогидраты. Концентрация растворов (процентная, молярная, нормальная, моляльная). Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от давления и температуры.
- 24 Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Осмотическое давление.
- 25 Теория электролитической диссоциации. Диссоциация веществ с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации.
- 26 Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований.
- 27 Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотные и основные функции веществ.
- 28 Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Правило Бертолле.
- 29 Гидролиз солей. Классификация солей по их отношению к воде. Изменение среды раствора в результате гидролиза. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
- 30 Адсорбция. Природа адсорбционных сил. Тепловой эффект адсорбции. Уравнение Фрейндлиха и Ленгмюра. Хемосорбция.
- 31 Коллоидные растворы, методы получения, свойства. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Студни и гели.
- 32 Механизм окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных процессов. Уравнения окислительно-восстановительных реакций (метод электронно-ионных уравнений).
- 33 Получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент. Строение двойного электрического слоя. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор.
- 34 Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.
- 35 Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
- 36 Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Применение.

- 37 Комплексные соединения. Образование комплексных соединений. Строение координационных соединений: комплексообразователи, их координационные числа, лиганды, внешняя и внутренняя координационная сфера комплексов. Номенклатура.
- 38 Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.
- 39 Водород, положение в периодической системе, электронное строение. Химическая связь в молекуле водорода. Способы получения, химические и физические свойства. Применение.
- 40 Галогены. Общая характеристика атомов элементов и простых веществ. Методы получения, физические и химические свойства. Применение.
- 41 Кислород. Получение, физические и химические свойства. Оксиды. Озон. Применение кислорода.
- 42 Сера и ее соединения. Водородные и кислородные соединения серы. Серная кислота и ее соли.
- 43 Азот, нахождение в природе, методы получения. Физические и химические свойства. Водородные соединения азота. Аммиак. Кислородные соединения азота. Оксиды азота. Азотная кислота и ее соли.
- 44 Металлическое состояние вещества. Общие свойства и методы получения металлов. Понятие о металлических свойствах.
- 45 Общая характеристика щелочных металлов. Способы получения, физические и химические свойства. Применение.
- 46 Общая характеристика щелочноземельных металлов. Способы получения, физические и химические свойства. Применение.
- 47 Алюминий. Физические и химические свойства. Получение. Применение алюминия и его сплавов.
- 48 Общая характеристика металлов побочных подгрупп. Положение в периодической системе и особенности электронного строения. Склонность d-элементов к комплексообразованию. Характеристика меди, цинка, хрома, марганца, железа.

Экзаменационные вопросы (2 часть)

- 1 Предмет органической химии. Основные сырьевые источники органических соединений. Строение атома углерода. Многообразие органических соединений. Явление гомологии и изомерии. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова.
- 2 Природа связи в органических соединениях и ее основные характеристики. Теория направленных валентностей. Три валентных состояния атома углерода. Примеры соединений, длина связей и валентные углы. Энергия и длина простой, двойной и тройной связи.
- 3 Теория электронных смещений. Индуктивный и мезомерный эффекты. Их влияние на физические и химические свойства. Типы заместителей.
- 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. Реакции замещения. Цепной радикальный механизм.
- 8 Алкены, электронное строение, номенклатура, изомерия. Способы получения. Правило Зайцева.
- 9 Химические свойства алкенов. Реакции присоединения. Правило Марковникова. Окисление алкенов. Полимеризация.

- 10 Диеновые углеводороды. Классификация, номенклатура. Электронное строение сопряженных диенов. Методы синтеза диенов с сопряженными двойными связями. Химические свойства. Натуральный и синтетический каучук.
- 11 Ацетиленовые углеводороды. Изомерия, номенклатура. Электронное строение. Способы получения. Физические и химические свойства. Кислотные свойства. Реакции присоединения. Применение.
- 12 Понятие об ароматичности. Источники ароматических соединений. Бензол и его строение. Формула Кекуле. Электронное строение бензола. Методы создания бензольного кольца.
- 13 Пути химических превращений бензольного кольца. Реакции замещения: алкилирование, галогенирование, сульфирование, нитрование. Присоединение. Окисление.
- 14 Гомологи бензола. Изомерия, номенклатура. Получение гомологов бензола. Толуол, электронное строение. Свойства гомологов бензола. Реакции замещения. Окисление.
- 15 Правила замещения в бензольном ядре. Электронная трактовка правил ориентации. Влияние заместителей на активность ядра. Классификация заместителей.
- 16 Моногалогенопроизводные алканов. Номенклатура. Изомерия. Способы получения. Химические свойства. Причина высокой химической активности этих соединений. Реакции замещения галогена. Реакции отщепления.
- 17 Моногалогенопроизводные непредельных углеводородов. Винилхлорид, хлоропрен. Их получение и практическое использование. Галогенирование бензола и его гомологов. Химические особенности соединений, содержащих атом галогена в ядре и в боковой цепи.
- 18 Одноатомные спирты предельного ряда. Номенклатура, изомерия. Электронное строение. Физические свойства. Способы получения спиртов.
- 19 Химические свойства предельных одноатомных спиртов. Кислотно-основные свойства. Нуклеофильное замещение гидроксогруппы. Реакции отщепления. Окисление спиртов.
- 20 Многоатомные спирты: этиленгликоль, глицерин. Их свойства и использование.
- 21 Разница в строении фенолов и ароматических спиртов. Фенолы и крезолы. Химические свойства. Взаимное влияние бензольного ядра и гидроксильной группы в молекуле фенола. Различие свойств фенолов и спиртов. Фенолформальдегидные смолы.
- 22 Альдегиды и кетоны. Электронное строение карбонильной группы. Номенклатура и изомерия альдегидов и кетонов. Способы получения.
- 23 Химические свойства альдегидов и кетонов. Реакции нуклеофильного присоединения к карбонильной группе. Реакции с участием α -водородного атома. Окислительно-восстановительные реакции.
- 24 Строение и классификация карбоновых кислот. Одноосновные предельные карбоновые кислоты. Номенклатура, изомерия. Электронное строение карбоксильной группы. Способы получения. Физические свойства.
- 25 Химические свойства карбоновых кислот. Кислотно-основные свойства. Производные карбоновых кислот. Ангидриды и хлорангидриды. Сложные эфиры, этерификация. Амиды карбоновых кислот.
- 26 Предельные двухосновные кислоты. Получение. Химические свойства. Непредельные одноосновные кислоты – акриловая и метакриловая. Применение.
- 27 Высшие жирные кислоты. Жиры. Масла. Мыла. Ароматические карбоновые кислоты: бензойная, фталевая, терефталевая. Применение.
- 28 Амины жирного ряда. Строение, классификация, номенклатура. Способы получения, химические свойства.
- 29 Аминокислоты, строение, классификация, изомерия, номенклатура. Получение аминокислот, химические свойства. Понятие о биполярном ионе. Изоэлектрическая точка. Полипептиды. Белки.
- 30 Ароматические амины. Строение, номенклатура. Методы получения. Химические свойства: реакции бензольного кольца и аминогруппы.

- 31 Углеводы. Строение, классификация углеводов. Моносахариды. Классификация, строение, номенклатура. Изомерия. Оптическая изомерия. Асимметрический атом углерода. Стереохимия моноз, D и L- ряды. Глюкоза и фруктоза как представители моносахаридов.
- 32 Открытая и циклическая форма глюкозы. Кольчато-цепная таутомерия моносахаридов. Глюкозидный гидроксил и его особенности. α - и β - формы глюкозы. Мутаротация.
- 33 Химические свойства моносахаридов. Реакции на альдегидную группу. Реакции на гидроксильные группы.
- 34 Дисахариды. Мальтоза, целлобиоза и сахароза. Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Отличие и сходство химических свойств.
- 35 Несахароподобные полисахариды: крахмал и целлюлоза. Распространение в природе. Продукты гидролиза крахмала. Применение. Строение и свойства целлюлозы. Получение и применение производных целлюлозы.
- 36 Нафталин. Электронное строение. Изомерия. Квазиароматические свойства. Реакции замещения. Присоединение. Окисление. Применение нафталина и его производных.
- 37 Пятичленные гетероциклы. Электронное строение. Взаимопревращения гетероциклов. Квазиароматические свойства гетероциклов. Реакции замещения.

Критерии оценки

К экзамену допускаются студенты, выполнившие и защитившие все лабораторные работы, выполнившие домашние задания, при условии сдачи всех коллоквиумов, контрольных самостоятельных и проверочных работ не ниже, чем на удовлетворительную оценку. Студент на момент сдачи экзамена не должен иметь неудовлетворительных оценок.

Экзамен сдается по экзаменационным билетам или тестам, утвержденным на заседании кафедры. Экзамен по билетам сдается устно, по тестам – письменно. На подготовку по билету отводится один академический час. При подготовке студент может пользоваться таблицами, плакатами, другим наглядным материалом по дисциплине. При оценке ответа оценивается не только качество теоретических знаний, но и уровень владения терминологией, химическими формулами, умение делать выводы, объяснять свойства веществ в зависимости от их строения.

Оценка «отлично» ставится, если студент показал свободное владение материалом, умение записывать химические формулы и уравнения, владение химической номенклатурой и терминологией, знание основополагающих законов и умений их применять для решения конкретных задач. Допускается 1-2 небольшие ошибки, исправленные при указании преподавателя.

Оценка «хорошо» ставится, если студент достаточно полно освещает материал экзаменационного билета. Умеет записывать химические формулы и химические уравнения, пользуется номенклатурой, знает основные свойства веществ и закономерности протекания химических процессов, но допускает при ответе неточности, затрудняется при решении задач. Допускается 1-2 ошибки.

Оценка «удовлетворительно» ставится при знании основных понятий, законов, определений, закономерностей протекания химических реакций, но студент затрудняется при написании химических уравнений протекающих процессов, недостаточно владеет номенклатурой и терминологией, неполно излагает теоретический материал, допускает существенные ошибки в ответе.

Оценка «неудовлетворительно» ставится при отсутствии ответа на экзаменационные вопросы или при проявлении студентом слабых, неполных, отрывочных знаний, при неумении использовать терминологию, химические формулы, не знании наиболее важных законов и закономерностей, не умении их применять для решения расчетных задач.

Прием и передача экзамена осуществляется на основании Положения о курсовых зачетах и экзаменах АмГУ.

1.10 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) основная литература:

а) основная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2009. – 747с.
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.
3. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.

б) дополнительная литература

1. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: учеб. в 3 т.: доп. Мин. обр. РФ/ Ю.Д. Третьяков. – М.: Академия, 2004.
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 2006. – 240 с.
3. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
4. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
5. Родина Т.А. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие/ Т.А. Родина, А.В. Иванов, В.И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 208 с.
6. Родина Т.А. Химия углеводов: учеб. пособие/ Т.А. Родина, О.В. Лосева; Благовещенск: АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2010. – 80 с.
7. Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.
8. Родина Т.А. Азотсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2009. – 76 с.

1.11 Материально-техническое обеспечение дисциплины

Специализированные лаборатории: «Неорганической химии», «Органической химии». Лабораторное оборудование, посуда и реактивы для проведения лабораторного практикума. Таблицы, модели, плакаты.

Видеофильмы:

1. «Скорость химических реакций и химическое равновесие».
2. «Окислительно-восстановительные реакции».
3. «Комплексные соединения».
4. «Адсорбция».
5. «Пространственное строение и изомерия органических молекул».

1.12 Рейтинговая оценка знаний студентов по дисциплине

Целью применения рейтинговой системы оценки знаний являются: повышение качества подготовки студентов при освоении дисциплины, стимулирование систематической самостоятельной работы студентов, повышение объективности оценки знаний студентов.

Рейтинговая оценка знаний является показателем качества теоретических и практических знаний, умений и навыков студента по дисциплине и складывается из баллов, набранных по текущему контролю, итоговому контролю, премиальных и штрафных баллов.

Текущий рейтинг складывается из следующих компонентов:

- 1) посещение лекций
- 2) выполнение тестовых и самостоятельных заданий для текущего контроля
- 3) работа на семинарских и практических занятиях
- 4) сдача коллоквиумов
- 5) выполнение лабораторных работ и собеседование по теме занятия
- 6) выполнение контрольных работ
- 7) выполнение индивидуальных домашних заданий

Итоговый рейтинг – это баллы, набранные за знания по теоретической части дисциплины на экзамене. Экзамен сдается устно или письменно.

Премиальные баллы по дисциплине могут начисляться за выполнение творческих исследовательских работ, изучение дополнительного материала, участие в химической олимпиаде, научной конференции.

Штрафные баллы по дисциплине начисляются за пропуск занятий без уважительной причины, несвоевременное выполнение предусмотренных программой заданий.

ПОРЯДОК ОПРЕДЕЛЕНИЯ РЕЙТИНГОВОЙ ОЦЕНКИ

Учебная деятельность студента по дисциплине оценивается по 100-балльной шкале. По дисциплине с экзаменом границы оценки задаются следующим образом:

менее 51 балла – «неудовлетворительно»

от 51 до 74 баллов – «удовлетворительно»

от 75 до 90 баллов – «хорошо»

от 91 до 100 баллов – «отлично»

Текущий рейтинг по дисциплине составляет 60 баллов.

По результатам экзамена студент может набрать 40 баллов.

Премиальные баллы не учитываются в сумме баллов текущего контроля и не превышают 5 баллов.

Штрафные баллы за несвоевременное выполнение домашних заданий начисляются по 20% от максимального балла за данную работу за каждую неделю просрочки.

Минимальное значение рейтинговой оценки, набранной студентом по результатам текущего контроля по всем видам занятий, при котором студент допускается к сдаче экзамена, составляет 40 баллов. Студент, набравший к моменту окончания семестра менее 40 баллов по текущему контролю, считается не выполнившим график учебного процесса, аттестуется по дисциплине неудовлетворительно и к экзамену не допускается.

Студент, пропустивший занятия по уважительной причине, имеет право устранить задолженность и повысить свой рейтинговый балл. Устранение задолженностей по отдельным темам дисциплины в рамках текущего контроля проходит в течение семестра в часы индивидуальных консультаций преподавателя.

Студент, получивший по результатам текущего контроля и экзамена рейтинговую оценку по дисциплине менее 51 балла, аттестуется неудовлетворительно и ликвидирует задолженность в установленном порядке (согласно положению о курсовых экзаменах и зачетах).

Календарный план занятий и текущий рейтинг по химии в первом семестре

№	Тема	Вид занятий	Кол. час.	Расчетные единицы
1	Основные классы неорганических соединений	практ.	2	3
2	Основные законы химии. Решение задач Сам. работа «Классы неорганических соединений»	практ.	2	5 3
3	Строение атома и периодический закон Сам. работа «Закон эквивалентов»	сем.	2	5 4
4	Химическая связь. МВС Тест «Строение атома и периодический закон» Д/з «Основные законы химии»	сем.	2	5 8 4
5	Термодинамика, термохимия. Решение задач Тест «Химическая связь»	практ.	2	5 5
6	Химическая кинетика. Решение задач Тест «Термодинамика»	практ.	2	5 5
7	Химическая кинетика. Тест «Химическая кинетика» Д/з «Термодинамика, кинетика»	лаб.	2	3 5 6

8	Химическая термодинамика и кинетика	контр.	2	6
9	Растворы, способы выражения концентраций.	практ.	2	5
10	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз Сам. работа «Растворы»	лаб.	2	3 2
11.	Получение и свойства коллоидных систем Тест «ТЭД. Гидролиз» Д/з «Растворы»	лаб.	2	3 10 6
12	Растворы. ТЭД	контр.	2	6
13	Адсорбция	лаб.	2	3
14	Окислительно-восстановительные реакции	лаб.	2	3
15	Электрохимические расчеты Тест «ОВР»	практ.	2	5 7
16	Комплексные соединения Тест «Электрохимия»	лаб.	2	3 5
	ОВР и комплексные соединения	контр.		6
17	Общие свойства неметаллов	лаб.	2	3
18	Общие свойства металлов	лаб.	2	3
	Итого		36	150

150 расчетных единиц соответствуют 60 баллам

Календарный план занятий и текущий рейтинг по химии во втором семестре

№	Тема	Вид занятий	Кол. час.	Расчетные единицы
1	Т.Б. Предельные углеводороды	лаб.	2	3
2	Непредельные углеводороды Тест «Алканы»	лаб.	2	3 5
3	Коллоквиум Т.О.О.Х. Тест «Непредельные углеводороды» Д/з «Номенклатура углеводородов»	лаб.	2	9 5 6
4	Ароматические углеводороды Сам. работа «Ароматические углеводороды» Д/з «Хим. свойства углеводородов»	лаб.	2	3 5 6
	Контрольная работа «Углеводороды»	контр.	2	6
5	Спирты Тест «Спирты, фенолы»	лаб.	2	3 5
6.	Альдегиды и кетоны Тест «Альдегиды и кетоны»	лаб.	2	3 3
7	Карбоновые кислоты Контр. раб. «Кислородпроизводные углеводородов»	лаб. контр.	2	3 6
8	Амины, аминокислоты Тест «Амины»	лаб.	2	3 5
9	Моносахариды. Дисахариды Тест «Углеводы»	лаб.	2	3 5
	Итого		36	90

90 расчетных единиц соответствуют 60 баллам

2 Краткое изложение программного материала

Модуль «Общая и неорганическая химия»

Литература по всем разделам модуля:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2009. – 747с.
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.

3. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: учеб. в 3 т.: доп. Мин. обр. РФ/ Ю.Д. Третьяков. – М.: Академия, 2004.

Лекция 1. Основные химические понятия и законы

План:

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

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

Задачи:

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

Основные положения атомно-молекулярного учения:

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

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

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

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

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

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

Закон эквивалентов: вещества реагируют между собой в эквивалентных соотношениях. Эквивалентом элемента называется такое его количество, которое в химической реакции может замещать или присоединять 1 моль атомов водорода или 1/2 моль атомов кислорода. Количество эквивалентов – $n_{\text{Э}}$ – есть количество вещества и выражается в молях. Масса одного эквивалента вещества (г/моль) называется его молярной массой эквивалента $M_{\text{Э}}$. Она равна отношению массы вещества к количеству эквивалентов $M_{\text{Э}} = m/n_{\text{Э}}$. Фактор эквивалентности – $f_{\text{ЭКВ}}$ показывает, какая часть реальной молекулы вещества соответствует одному эквиваленту. Объем эквивалента, $V_{\text{Э}}$ – это объем, который занимает при данных условиях 1 эквивалент газообразного вещества: $V_{\text{Э}} = V_m \cdot f_{\text{ЭКВ}}$.

Лекция 2. Строение атома

План:

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

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

Задачи:

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

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

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

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

Заполнение атомных орбиталей в невозбужденном состоянии подчиняется следующим правилам.

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

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

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

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

Лекция 3. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

План:

1. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.
2. Строение периодической системы.
3. Связь свойств элемента с электронным строением его атома.
4. Связь свойств элемента с его положением в периодической системе.
5. Значение периодического закона.

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

Задачи:

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

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

Рассмотреть строение периодической системы.

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

Дать понятие об электронных семействах элементов.

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

У элементов второй побочной подгруппы III группы (лантаноиды и актиноиды) последними заполняются атомные f-орбитали еще более глубокого (n-2) энергетического уров-

ня, т.е. $(n-2)f$ -орбитали. Эти элементы называются f -элементами или элементами f -электронного семейства.

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

Лекция 4. Химическая связь

План:

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

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

Задачи:

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

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

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

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

1. Полярность связи – это асимметрия в распределении электронной плотности.
2. Кратность связи (порядок связи) – это число общих электронных пар, образующих данную связь.
3. Поляризуемость – это свойство ковалентной связи становится полярной под действием внешнего электрического поля.
4. Насыщенность. Это свойство характеризует способность атома элемента образовывать определенное количество связей.

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

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

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

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

Лекция 5. Химическая термодинамика

План:

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

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

Задачи:

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

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

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

Количество теплоты, поглощаемой или выделяемой при протекании химической реакции, называется тепловым эффектом реакции. Химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции, называются термохимическими. В основе термохимических расчетов лежит закон, сформулированный русским химиком Г.И. Гессом (1840 г.): тепловой эффект процесса зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции, но не зависит от пути процесса. Следствие: Тепловой эффект реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов: $\Delta H_{x.p.} = \sum \Delta H_f^\circ(\text{прод.}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{исх.})$. Под теплотой образования, ΔH_f° , понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль вещества из простых

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

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

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

Лекция 6. Химическая кинетика и химическое равновесие

План:

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

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

Задачи:

Дать понятие химической кинетики и скорости химической реакции.

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

Сформулировать закон действующих масс и правило Вант-Гоффа.

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

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

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

Лекция 7. Общие свойства растворов

План:

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

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

Задачи:

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

Дать общую характеристику дисперсных систем и их классификацию.

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

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

Свойства растворов неэлектролитов:

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

2. Присутствие растворенного вещества повышает температуру кипения и понижает температуру замерзания раствора, и тем сильнее, чем выше концентрация раствора.
3. Осмотическое давление разбавленных растворов не зависит от природы компонентов, и возрастает пропорционально концентрации растворенного вещества и абсолютной температуре.

Лекция 8. Теория электролитической диссоциации

План:

1. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация, основные положения теории.
2. Диссоциация веществ с различным типом химической связи.
3. Кислоты, основания, соли с позиций ТЭД.
4. Количественные характеристики процесса диссоциации: степень и константа диссоциации.
5. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
6. Диссоциация малорастворимых электролитов. Произведение растворимости.
7. Реакции в растворах электролитов. Правило Бертолле.

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

Задачи:

Рассмотреть основные положения теории электролитической диссоциации, механизм диссоциации.

Дать характеристику кислотам, основаниям и солям как электролитам.

Дать понятие степени диссоциации, константы диссоциации.

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

Изучить диссоциацию малорастворимых электролитов, дать понятие произведения растворимости.

Сформулировать правило Бертолле. Рассмотреть типы ионных реакций.

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

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

Лекция 9. Гидролиз солей

План:

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

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

Задачи:

Дать понятие гидролиза, гидролиза солей и классификацию солей по отношению к воде.

Рассмотреть примеры гидролиза солей по катиону, по аниону, по катиону и аниону.

Изучить факторы, влияющие на степень гидролиза и смещение равновесия гидролиза.

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

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

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

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

Лекция 10. Коллоидные растворы

План:

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

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

Задачи:

Дать понятие коллоидных растворов, их месте среди дисперсных систем.

Изучить методы получения коллоидных систем.

Рассмотреть строение коллоидной частицы и мицеллы.

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

Рассмотреть оптические, электрические свойства коллоидных растворов.

Ключевые вопросы:

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

Коллоидные растворы могут быть получены двумя методами: диспергационными – раздроблением крупных частиц на более мелкие; конденсационными – путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

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

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

Лекция 11. Поверхностные явления и адсорбция

План:

1. Поверхностные свойства, сила поверхностного натяжения.
2. Адсорбция, основные понятия.
3. Изотерма адсорбции Фрейндлиха и Ленгмюра.
4. Виды адсорбции.

Цель: Изучить поверхностные свойства веществ, явление адсорбции, ее виды, зависимость от давления и концентрации.

Задачи:

Дать понятие поверхностных свойств, поверхностного натяжения.

Дать понятие адсорбции, абсорбции, адсорбента, адсорбата, адсорбтива.

Рассмотреть физическую и химическую адсорбцию.

Рассмотреть зависимость величины адсорбции от давления и концентрации по Фрейндлиху и Ленгмюру.

Показать значение процесса адсорбции.

Ключевые вопросы:

Величина работы по созданию поверхности, отнесенная к единице поверхности, называется поверхностным натяжением. Вещества, сильно уменьшающие поверхностное натяжение растворителя, называются поверхностно-активными веществами (ПАВ) или детергентами.

Адсорбция – это процесс поглощения веществом из окружающей среды молекул, атомов или ионов на своей поверхности. Вещество, способное поглощать другие вещества, называется адсорбентом. Вещество, молекулы которого могут адсорбироваться, называется адсорбтивом, а уже адсорбированное вещество – адсорбатом. В качестве адсорбентов используют пористые материалы с высокоразвитой поверхностью, что характерно для веществ с пористой или губчатой структурой, или находящихся в высокодисперсном состоянии.

Различают физическую и химическую адсорбцию. При физической адсорбции поглощаемые молекулы удерживаются силами Ван-дер-Ваальса, а при химической адсорбции – хемосорбции – образуются поверхностные химические соединения.

Количественной характеристикой адсорбции является число молекул адсорбированного вещества, приходящееся на единицу поверхности или единицу массы адсорбента: $A = X/m$. Зависимость величины адсорбции от давления газа или концентрации вещества при постоянной температуре называется изотермой адсорбции. При высоких температурах или малых парциальных давлениях при очень малых заполнениях поверхности уравнение изотермы

имеет вид уравнения Генри: $A = K_H P$ или $A = K_H C$ (где P – давление газа, C – концентрация вещества). Для промежуточных значений концентрации и давления справедливо уравнение Фрейндлиха $A = KP^n$ или $A = KC^n$, где K и n – константы. Равновесие в широком диапазоне давлений и концентраций рассматривается на основе уравнения изотермы адсорбции Ленгмюра.

Лекция 12. Окислительно-восстановительные процессы

План:

1. Реакции окисления-восстановления. Степень окисления, окисление, восстановление, окислители и восстановители.
2. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
3. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях методом электронно-ионных уравнений.
4. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

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

Задачи:

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

Сформировать представление об электронном механизме процессов окисления и восстановления.

Дать понятие об основных окислителях и восстановителях.

Рассмотреть классификацию ОВР.

Изучить электронно-ионный метод расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР.

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

Можно выделить три типа окислительно-восстановительных реакций:

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

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

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

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

Лекция 13. Электрохимические процессы

План:

1. Электроды, строение, возникновение двойного электрического слоя.
2. Электродный потенциал, водородный электрод сравнения, стандартный электродный потенциал, уравнение Нернста.
3. Ряд напряжений металлов, изменение окислительно-восстановительных свойств в ряду напряжений.
4. Получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент.
5. Электролиз как электрохимический процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза.
6. Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты от коррозии.

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

Задачи:

Сформировать понятие электрода, электродного потенциала, стандартного электродного потенциала.

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

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

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

Если пространственно разделить процессы окисления и восстановления, то можно получить электрический ток. В этом случае окислительно-восстановительная реакция осуществляется на электродах, а химическая энергия превращается в электрическую. Такая система называется гальваническим элементом. Анод при этом заряжается отрицательно, а катод – положительно. Э.Д.С. гальванического элемента определяется как разность электродных потенциалов катода и анода:

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

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

Законы Фарадея: 1) Масса вещества, выделяющегося на электродах, прямо пропорциональна количеству прошедшего через раствор электричества; 2) При электролизе различных химических соединений равные количества электричества выделяют на электродах массы веществ, пропорциональные молярным массам их эквивалентов.

Лекция 14. Координационные соединения

План:

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

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

Задачи:

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

Рассмотреть способы получения комплексных соединений.

Изучить строение комплексных соединений.

Дать понятие о классификации координационных соединений.

Изучить правила современной номенклатуры комплексных соединений.

Изучить процесс диссоциации комплексных соединений. Дать понятие константы нестойкости.

Ключевые вопросы:

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

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

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

Комплексные соединения в водных растворах могут диссоциировать на комплексный и внешнесферный ионы. Вторичная диссоциация – это распад внутренней сферы комплекса на комплексообразователь и лиганды. Величина константы диссоциации характеризует устойчивость комплексного иона в растворе, ее называют константой нестойкости.

Лекция 15, 16. Неметаллы

План:

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

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

Задачи:

Рассмотреть положение неметаллов в периодической системе.

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

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

Лекция 17. Общие свойства металлов. Металлы главных подгрупп

План:

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

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

Задачи:

Рассмотреть положение металлов в периодической системе.

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

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

Ключевые вопросы:

подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы.

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

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

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

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

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

Лекция 18. Металлы побочных подгрупп

План:

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

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

Задачи:

Рассмотреть положение d-металлов в периодической системе.

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

Рассмотреть отличия свойств металлов побочных и главных подгрупп.

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

Ключевые вопросы:

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

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

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

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

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

Модуль «Органическая химия»

Литература по всем разделам модуля:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.

Лекция 1, 2. Теоретические основы органической химии

План:

1. Многообразие органических соединений, его причины. Особенности строения атома углерода.
2. Основные положения теории химического строения А.М. Бутлерова. Значение теории.
3. Теория гибридизации. Типы гибридизации. Три валентных состояния атома углерода.
4. Теория электронных смещений. Индукционный и мезомерный эффект.
5. Изомерия.
6. Понятие о субстрате и реагенте. Типы реагентов.
7. Классификация органических реакций.

Цель: сформировать представления об основных теориях в органической химии.

Задачи:

Показать взаимосвязь неорганической и органической химии, особенность объектов изучения органической химии.

Рассмотреть основные положения теории химического строения, ее значение для органической химии.

Изучить основные теории органической химии: теорию направленных валентностей, теорию электронных смещений, основы стереохимии.

Дать понятие об изомерии и ее видах.

Рассмотреть классификацию органических реакций и реагентов.

Ключевые вопросы:

Органическая химия – это химия соединений углерода. Фундаментальной теорией в органической химии является теория строения органических соединений А.М. Бутлерова (1861).

В молекулах органических веществ существует определённая последовательность связывания атомов, которая называется химическим строением. Свойства веществ зависят от вида и количества атомов, а также от химического строения. Если молекулы веществ имеют одинаковый качественный и количественный состав, но разное химическое строения, то возникает явление изомерии, а вещества называются изомерами. В молекулах органических веществ существует взаимное влияние атомов друг на друга.

В органических соединениях углерод может находиться в трех валентных состояниях. Им соответствует тетраэдрическая, тригональная и диагональная гибридизация. Тетраэдрическая гибридизация характерна для предельных углеводородов, с одинарными связями. Тригональная гибридизация характерна для этиленовых углеводородов, в которых образуются двойные связи. Диагональная гибридизация характерна для ацетиленовых углеводородов с тройной связью. Каждый тип гибридизации характеризуется длиной, энергией углерод-углеродных связей.

Взаимное влияние атомов в молекулах органических веществ происходит по индукционному или мезомерному эффекту. Индуктивный эффект – это смещение электронной плотности по системе одинарных связей. Мезомерный эффект – это смещение электронной плотности по системе кратных связей.

Изомерия может быть пространственная и структурная. Структурная изомерия: углеродного скелета, положения кратной связи, положения функциональной группы. Пространственная изомерия подразделяется на геометрическую и оптическую.

Классификация органических реакций. По направлению: присоединение (А), замещение (S), отщепление (E), перегруппировка. По характеру реагирующих частиц: гомолитические (радикальные) и гетеролитические (нуклеофильные и электрофильные).

Лекция 3. Предельные углеводороды

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд предельных углеводородов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение предельным углеводородам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения предельных углеводородов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения предельных углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении предельных углеводородов.

Ключевые вопросы:

Алканами (или насыщенными, предельными углеводородами) называют такие соединения углерода с водородом, в молекулах которых каждый атом углерода затрачивает на соединение с любым соседним атомом не более одной валентности, причем все свободные (не затраченные на соединение с углеводородными атомами) его валентности насыщены водородом. В алканах все атомы углерода находятся в sp^3 -гибридном состоянии (существуют только σ -связи).

Общая формула гомологического ряда алканов C_nH_{2n+2} . Суффикс –ан является систематическим для предельных углеводородов.

Природными источниками предельных углеводородов являются нефть, природный и попутный газы.

Среди лабораторных способов получения различают следующие:

- а) синтез без изменения углеродного скелета;
- б) синтез с уменьшением углеродного скелета;
- в) синтез с увеличением углеродного скелета.

Для алканов характерны реакции замещения (S) с разрывом связи C-H и реакции расщепления молекулы с разрывом как C-H, так и C-C-связей. Окисление предельных углеводородов протекает также по радикально-цепному механизму. При обычных условиях и с ис-

пользованием обычных окислителей (водный раствор перманганата калия) алканы не окисляются.

Лекция 4. Этиленовые углеводороды

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд этиленовых углеводородов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение этиленовым углеводородам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения этиленовых углеводородов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения этиленовых углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении этиленовых углеводородов.

Ключевые вопросы:

Углеводороды, в молекулах которых, помимо σ -связей углерод-углерод и углерод-водород, имеются углерод-углеродные π -связи, называются непредельными, или ненасыщенными. Алкенами называют такие углеводороды, которые в открытой цепи содержат одну двойную связь.

Алкены образуют гомологический ряд C_nH_{2n} . Родоначальником этого ряда является этилен: $H_2C=CH_2$. По систематической номенклатуре названия алкенов образуются от систематических названий предельных углеводородов заменой суффикса –ан на суффикс –ен.

В промышленности этиленовые углеводороды получают крекингом фракций нефти или каталитическим дегидрированием предельных углеводородов; в лабораторных условиях – отщеплением галогенов или галогеноводородов от галогенопроизводных углеводородов, а также отщеплением воды от спиртов.

Химическая активность алкенов связана с наличием в их молекуле двойной связи и способностью присоединять другие атомы и группы. Двойная связь в молекуле алкенов образована σ - и π -связями. π -Связь менее прочная и более реакционная, чем σ -связь, поэтому в определенных условиях π -связь обладает способностью разрываться.

Для алкенов наиболее характерны реакции присоединения; они легко окисляются и полимеризуются.

Лекция 5. Ацетиленовые и диеновые углеводороды

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд ацетиленовых углеводородов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение ацетиленовым углеводородам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения ацетиленовых углеводородов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения ацетиленовых углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении ацетиленовых углеводородов.

Ключевые вопросы:

Непредельные углеводороды, содержащие в молекуле две двойные связи, называются диеновыми углеводородами. Состав этих углеводородов может быть выражен формулой C_nH_{2n+2} . Индивидуальные диеновые углеводороды называют, пользуясь принципами международной номенклатуры для алкенов, но количество двойных связей указывают числительным ди-. В зависимости от взаимного расположения двойных связей в молекуле диеновые углеводороды подразделяются на: кумулированные, изолированные, сопряженные.

Способы получения алкадиенов в большинстве случаев не отличаются от способов получения алкенов, только соответствующие реакции необходимо проводить дважды или в качестве исходного вещества применять соединение, уже содержащее двойную связь.

Свойства диеновых углеводородов определяются их строением, взаимным расположением двойных связей в молекуле. Наибольшее значение имеют диены с сопряженными двойными связями.

Алкинами называются углеводороды, в молекулах которых углеродные атомы затрачивают на соединение с соседним углеродным атомом три своих валентности, т.е. у одной пары углеродных атомов содержится, наряду с σ -связью, две π -связи (тройная связь). Общая формула алкинов C_nH_{2n-2} . Простейшим представителем является ацетилен C_2H_2 . По систематической номенклатуре ацетиленовые углеводороды называют от соответствующего предельного углеводорода заменой суффикса –ан на суффикс –ин.

Химическая активность алкинов обусловлена наличием кратной – тройной связи, поэтому для алкинов, как и для алкенов, характерны реакции присоединения по тройной связи. Для алкинов, имеющих ацетиленовый атом водорода, возможны реакции замещения атома водорода на другие группы.

Лекция 6, 7. Ароматические углеводороды

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд ароматических углеводородов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение ароматическим углеводородам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения ароматических углеводородов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения ароматических углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении ароматических углеводородов.

Ключевые вопросы:

К классу ароматических углеводородов относятся бензол, его полиядерные аналоги и их алкильные производные. Атомы углерода в молекуле бензола находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. *Ароматичность* – признак органических соединений, обладающих совокупностью следующих особых свойств:

- равномерное распределение π -электронной плотности в молекуле, наличие единой замкнутой системы π -электронов в молекуле;
- преимущественное вступление в реакции замещения, а не присоединения (несмотря на формальную насыщенность);

- высокая устойчивость к окислителям.

Связь между углеродными атомами в молекуле бензола называется *ароматической связью*. Общая формула гомологического ряда бензола C_nH_{2n-6} , при $n > 6$. При названии ароматических углеводородов их рассматривают как производные бензола.

В промышленности ароматические углеводороды получают путем сухой перегонки каменного угля и из нефти. Синтетическим путем бензол может быть получен при каталитическом (Pt, Pd) дегидрировании циклогексана, а также тримеризацией ацетилена.

Бензол проявляет химические свойства, характерные для предельных углеводородов, т.е. вступает в реакции замещения и устойчив в реакциях присоединения и окисления.

Сформулированы закономерности влияния заместителей на направление протекания реакций замещения (правила ориентации).

Различают две группы заместителей.

1. Заместители первого рода обладают электронодонорными свойствами. Они смещают электронную плотность в сторону кольца, т.е. обладают положительным мезомерным эффектом. В результате такого смещения электронная плотность бензольного кольца увеличивается, что облегчает протекание реакций электрофильного замещения. Поэтому такие заместители называются активизирующими. Они ориентируют новый заместитель в *орто*- и *пара*-положения.

2. Вторая группа – заместители (ориентанты) второго рода смещают электронную плотность от бензольного кольца, т.е. обладают электроноакцепторными свойствами и проявляют отрицательный мезомерный эффект. Они дезактивируют бензольное кольцо, затрудняют реакции электрофильного замещения и ориентируют входящий заместитель в *мета*-положение.

Лекция 8. Галогенопроизводные углеводородов

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд галогенопроизводных предельных углеводородов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение галогенопроизводным предельных углеводородов, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения галогенопроизводных предельных углеводородов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения галогенопроизводных предельных углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении галогенопроизводных предельных углеводородов.

Ключевые вопросы:

Галогенопроизводные углеводородов содержат в своем составе один или несколько атомов галогена. В зависимости от количества атомов галогена различают моно-, би-, полигалогенопроизводные. В зависимости от вида галогена различают фторо-, хлоро-, бром-, йодопроизводные. Для названия галогенопроизводных используют историческую, рациональную, систематическую номенклатуру.

Получают галогенопроизводные из алканов, спиртов, этиленовых и ацетиленовых углеводородов реакциями замещения и присоединения. Химические свойства галогенопроизводных обусловлены присутствием подвижного атома галогена, поэтому наиболее характерными являются реакции замещения с его участием. Галогенопроизводные вступают в реакции нуклеофильного замещения галогена при взаимодействии с водными растворами щелочей, спиртами, аминами, солями синильной кислоты. Также для галогенопроизводных пре-

дельных углеводов характерны реакции замещения, которые протекают по правилу Зайцева. Кроме того галогеналканы взаимодействуют с металлами: натрием, цинком. Галогенопроизводные широко применяются в органическом синтезе, а также в качестве растворителей.

Лекция 9. Спирты

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд спиртов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение спиртам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения спиртов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения спиртов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении спиртов.

Ключевые вопросы:

Спирты (алкоголи) – это производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены на соответствующее число гидроксильных групп –ОН.

По строению углеводородного радикала различают предельные, непредельные и ароматические спирты. По числу гидроксильных групп в молекуле различают одно- и многоатомные спирты.

Для названия спиртов используют тривиальную, рациональную (карбинольную), радикально-функциональную, систематическую номенклатуры. Общая формула гомологического ряда предельных одноатомных спиртов $C_nH_{2n+1}OH$. Систематическое название гомологического ряда – алканола.

Спирты могут быть получены каталитическим присоединением воды к этиленовым углеводородам (гидратация алкенов). Реакция присоединения протекает по правилу В.В. Марковникова. Одноатомные спирты также получают при щелочном гидролизе моногалогенопроизводных углеводов при нагревании. Еще одним способом получения спиртов является восстановление карбонильных соединений.

Химические свойства спиртов определяются реакционной способностью гидроксильной группы и строением связанного с ней углеводородного радикала. У многоатомных спиртов сохраняются все свойства спиртового гидроксила. Отличия состоят в том, что в реакции участвует одна или более гидроксогрупп, в результате могут получаться полные или неполные производные.

Атом водорода гидроксильной группы, обладая некоторой подвижностью, способен замещаться на активный металл; спирты при этом проявляют кислые свойства. У многоатомных спиртов кислотные свойства выражены сильнее, чем у одноатомных за счет большей подвижности атомов водорода соседних гидроксогрупп.

При действии на спирты концентрированных галогеноводородных кислот при нагревании или галогенидов фосфора (PCl_3 , PCl_5), гидроксильная группа спирта замещается на галоген. Спирты взаимодействуют с органическими и кислородсодержащими минеральными кислотами с образованием сложных эфиров. Эту реакцию называют реакцией *этерификации*. Первичные спирты окисляются до альдегидов, при дальнейшем окислении – до карбоновых кислот.

Лекция 10. Фенолы

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.

2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд фенолов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение фенолам, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения фенолов в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения фенолов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении фенолов.

Ключевые вопросы:

Фенолы – это производные ароматических углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода бензольного ядра замещены на гидроксильную группу. Общая формула фенолов $Ar-OH$, где Ar – ароматический радикал. Простейший представитель класса – фенол.

В зависимости от количества гидроксильных групп в ядре различают одно-, двух-, трехатомные фенолы. Для названия фенолов часто используют тривиальные названия.

Природным источником фенола и крезолов служит каменный уголь. Большую часть фенолов получают синтетическими способами.

Синтез на основе кумола (изопропилбензола) имеет промышленное значение и ценен тем, что позволяет одновременно получать два технически важных продукта (фенол и ацетон) из дешевого сырья (нефть, газы крекинга нефти). В основе промышленных методов получения фенолов также лежит реакция щелочного плавления солей ароматических сульфокислот. В технике получают фенол гидролизом ароматических галогенопроизводных.

По своему строению фенолы аналогичны спиртам. Однако гидроксогруппа и связанное с ней бензольное ядро оказывают сильное влияние друг на друга, что обуславливает специфичность свойств фенолов. Фенолы обнаруживают высокую реакционную способность, проявляя два ряда свойств: по фенольной гидроксогруппе и ароматическому ядру. Фенолы проявляют кислотные свойства, образуют простые и сложные эфиры. Гидроксильная группа в феноле, являясь ориентантом I рода, приводит к повышению электронной плотности в *орто*- и *пара*-положениях бензольного кольца. Это значительно облегчает реакции электрофильного замещения.

Лекция 11. Альдегиды и кетоны

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд карбонильных соединений, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение карбонильным соединениям, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения карбонильных соединений в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения карбонильных соединений и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении карбонильных соединений.

Ключевые вопросы:

Альдегиды и кетоны относятся к карбонильным соединениям – органическим веществам, в молекулах которых имеется группа $>C=O$ (карбонил или оксогруппа). В альдегидах карбонильная группа связана с одним углеводородным радикалом, в кетонах – с двумя.

По строению углеродной цепи карбонильные соединения могут быть предельными, непредельными и ароматическими. Для названия альдегидов и кетонов используют тривиальную, рациональную и систематическую номенклатуры. Систематические названия альдегидов образуются от названия соответствующего углеводорода с добавлением суффикса «аль». Название кетонов образуют от соответствующего углеводорода, добавляя суффикс «он».

Наиболее универсальный способ получения – окисление спиртов, при этом из первичных спиртов образуются альдегиды, а из вторичных – кетоны. Другой способ – каталитическая гидратация алкинов. Еще одним методом получения карбонильных соединений является пиролиз кальциевых или бариевых солей карбоновых кислот. Альдегиды и кетоны получают также гидролизом дигалогенопроизводных действием водного раствора щелочи.

Альдегиды и кетоны характеризуются высокой реакционной способностью. Большая часть их реакций обусловлена наличием карбонильной группы. Важнейшими реакциями альдегидов являются реакции нуклеофильного присоединения по двойной связи карбонильной группы. Во всех случаях кетоны менее реакционноспособны, чем альдегиды. Для альдегидов и кетонов возможна конденсация, проходящая между двумя молекулами одного и того же соединения.

Полимеризация карбонильных соединений протекает с раскрытием двойной связи $C=O$ и свойственна в основном альдегидам. Альдегиды и кетоны представляют собой как бы промежуточные соединения между спиртами и карбоновыми кислотами: восстановление приводит к спиртам, а окисление – к карбоновым кислотам.

Лекция 12, 13. Карбоновые кислоты

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологический ряд карбоновых кислот, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение карбоновых кислот, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения карбоновых кислот в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения карбоновых кислот и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении карбоновых кислот.

Ключевые вопросы:

Карбоновые кислоты – это органические соединения, производные углеводородов, содержащие одну или несколько карбоксильных групп $-COOH$. Систематические названия предельных монокарбоновых кислот даются по названию соответствующего углеводорода с добавлением суффикса -овая и слова кислота. Дикарбоновые кислоты содержат две карбоксильные группы в главной цепи. Поэтому систематические названия образуются путем прибавления к названию соответствующего углеводорода окончания -диовая и слова кислота.

Методы получения карбоновых кислот многочисленны. Окислением первичных спиртов и альдегидов получают карбоновые кислоты с тем же числом атомов углерода. Другой общий способ – гидролиз галогензамещенных углеводородов, содержащих три атома галогена у одного атома углерода. Важный метод синтеза карбоновых кислот – гидролиз их нитрилов. Окисление насыщенных углеводородов с разрывом углеродной цепи и образованием смеси продуктов, в том числе карбоновых кислот.

Разнообразие химических свойств карбоновых кислот обусловлено особенностями электронного строения карбоксильной группы, которая сочетает в себе две функциональные группы - карбонил и гидроксил, взаимно влияющие друг на друга. Взаимное влияние этих двух групп в составе карбоксильной группы изменяет их свойства. Поэтому для карбоновых кислот характерны иные химические реакции, нежели для спиртов и карбонильных соединений.

Кислотные свойства выражаются в способности карбоновых кислот к образованию солей. В результате замещения гидроксогруппы образуются функциональные производные карбоновых кислот. Хлорангидриды получают действием хлорида фосфора(V) на кислоты. При нагревании кислот с водоотнимающими средствами получают ангидриды. При действии на карбоновые кислоты спиртов в присутствии минеральных кислот образуются сложные эфиры. Образование амидов происходит при взаимодействии карбоновых кислот с аммиаком с последующим нагреванием образующихся аммонийных солей.

Лекция 14, 15. Азотсодержащие соединения

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить гомологические ряды аминов и аминокислот, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение аминов и аминокислот, рассмотреть историческую, рациональную и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения аминов и аминокислот в промышленности и лаборатории.

Рассмотреть взаимосвязь электронного строения аминов и аминокислот и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении аминов и аминокислот.

Ключевые вопросы:

Аминами называются органические производные аммиака, в котором один, два или все три атома водорода замещены на углеводородные радикалы. В зависимости от строения углеводородного радикала амины бывают предельные, непредельные и ароматические. В зависимости от числа атомов водорода, замещенных в аммиаке на углеводородные радикалы, различают первичные, вторичные и третичные амины:

Группа NH_2 называется аминогруппой. Амины, содержащие две аминогруппы, называются диаминами. Амины могут быть названы с использованием рациональной и систематической номенклатуры. Для получения аминов применяют большое число восстановительных методов. В качестве восстановителей используют атомарный водород в момент выделения (например, при взаимодействии натрия с этиловым спиртом), алюмогидрид лития. Наиболее распространено каталитическое восстановление водородом (катализаторы – Ni, Pt, Pd). Восстановительные реакции приводят к образованию первичных аминов.

Первичные, вторичные и третичные амины алифатические амины можно получить, проводя алкилирование (введение алкильного радикала) аммиака. При этом происходит постепенное замещение атомов водорода аммиака на радикалы и образуется смесь аминов.

Как и аммиак, в водных растворах амины проявляют свойства оснований. Щелочную реакцию растворов аминов можно обнаружить при помощи индикаторов. Все алифатические амины при взаимодействии с кислотами образуют соли алкиламмония. Реакция алкилирования (введение алкильного радикала) осуществляется при взаимодействии с галогенопроизводными алканов и приводит к образованию вторичных и третичных аминов. Реакция с азотистой кислотой позволяет различить первичные, вторичные и третичные амины.

Особые свойства ароматических аминов обусловлены наличием в их молекулах ароматического ядра. Так, анилин легко взаимодействует в растворах с бромной водой, при этом происходит замещение атомов водорода в бензольном ядре, находящихся в орто- и пара-положениях к аминогруппе.

Алифатические амины применяются в химической, фармацевтической, текстильной промышленности, в металлургии, при производстве резины, пластмасс, красителей и косметики.

Аминокислотами называются азотсодержащие органические соединения, в молекулах которых содержатся аминогруппы $-NH_2$ и карбоксильные группы $-COOH$. Аминокислоты являются соединениями со смешанными функциями, так как содержат функциональные группы различной природы. Для аминокислот характерна оптическая изомерия. α -Аминокислоты, входящие в состав белков, получают путем их гидролиза, а также микробиологическим способом. Известны также синтетические способы получения аминокислот.

Химические свойства аминокислот определяются присутствием функциональных групп с различными свойствами: карбоксильной группы, обладающей кислотными свойствами, и аминогруппы, обладающей основными свойствами. Аминокислоты необходимы для синтеза белков в живых организмах.

Лекция 16, 17. Углеводы

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить классификацию углеводов, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение углеводов, рассмотреть историческую и систематическую номенклатуру.

Изучить методы получения углеводов в промышленности.

Рассмотреть взаимосвязь строения углеводов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении углеводов.

Ключевые вопросы:

Углеводы – это обширная группа органических соединений, входящих в состав всех живых организмов. По современным представлениям углеводами называют полиоксиальдегиды или полиоксикетоны или соединения, превращающиеся в них при гидролизе. Углеводы принято делить на три основных группы: моносахариды, олигосахариды и полисахариды. Моносахариды относятся к простым углеводам и не подвергаются гидролизу. Из остатков моносахаридов построены сложные углеводы – олигосахариды и полисахариды. Сложные углеводы подвергаются гидролизу с образованием моносахаридов.

Моносахариды – гетерофункциональные соединения, в состав их молекул входят несколько гидроксильных групп и одна карбонильная группа (альдегидная или кетонная). Моносахариды, содержащие альдегидную группу, называются альдозами, а кетонную группу – кетозами.

В кристаллическом состоянии моносахариды имеют циклическое строение. Способность моносахаридов существовать в линейной и циклической формах приводит к возникновению кольчато-цепной таутомерии.

Химические свойства моносахаридов обусловлены наличием в молекуле функциональных групп двух видов. Поэтому различают реакции цепных и циклических форм. В цепной форме моносахариды имеют карбонильную группу и могут вступать в характерные реакции присоединения, окисления и восстановления. Реакции присоединения протекают вследствие поляризации и разрыва кратной связи $C=O$ в карбонильной группе. Аналогично альдегидам и кетонам присоединяться могут аммиак и его производные гидросульфит натрия, спирты и

др. При восстановлении карбонильной группы моносахариды превращаются в многоатомные спирты. Альдозы, содержащие альдегидную группу, легко вступают в качественные реакции окисления: реакцию серебряного зеркала и реакцию с реактивом Фелинга. Продуктами окисления являются одноатомные альдоновые кислоты.

В циклической форме моносахариды содержат только гидроксильные группы и представляют собой многоатомные спирты. Поэтому они образуют простые и сложные эфиры и комплексные соединения с гидроксидом меди(II).

Олигосахариды содержат 2 – 10 моносахаридных остатков, связанных гликозидными связями. В соответствии с этим различают дисахариды, трисахариды и т.д. Все дисахариды построены по типу гликозидов. При этом в зависимости от способа образования гликозидной связи дисахариды делятся на две группы, различающиеся строением и свойствами: восстанавливающие и невосстанавливающие.

Реакция окисления позволяет различить восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Однако реакции по гидроксильным группам: образование простых и сложных эфиров, сахаратов, являются для них общими. Также общей реакцией является процесс гидролиза. Гидролиз осуществляется ферментативно или в присутствии кислых или щелочных катализаторов при нагревании. В результате гидролиза образуются моносахариды.

Полисахариды – высокомолекулярные соединения из класса углеводов – состоят из остатков моносахаридов, связанных гликозидными связями. Одними из самых распространенных в природе полисахаридов являются крахмал и целлюлоза. Они находят и важнейшее практическое применение.

Крахмал – основной резервный углевод растений. Крахмал представляет собой смесь двух полисахаридов: амилозы и амилопектина, общая формула которых – $(C_6H_{10}O_5)_n$. Крахмал при действии ферментов или кислотных катализаторов при нагревании вступает в реакцию гидролиза. При частичном кислотном гидролизе крахмала образуются полисахариды меньшей степени полимеризации – декстрины, затем – мальтоза, при полном гидролизе – глюкоза.

Крахмал и его производные применяются при производстве бумаги, текстильных изделий, клеев, в литейном производстве и других отраслях промышленности. Превращения при спиртовом брожении лежат в основе процессов получения этилового спирта, пивоварения, хлебопечения; другие типы брожения позволяют получить глицерин, молочную, лимонную, глюконовую кислоты и другие вещества. Как лекарственное средство крахмал входит в состав присыпок, мазей и паст.

Целлюлоза (клетчатка) – основное вещество растительных клеток. Макромолекулы целлюлозы состоят из остатков β -глюкозы; основным повторяющимся структурным звеном является β -целлобиоза. Молекулы целлюлозы имеют линейное строение, расположены параллельно друг другу и связаны водородными связями, образуя пучки. Поэтому в отличие от крахмала целлюлоза в воде не растворяется и не набухает. Для целлюлозы характерны реакции образования сложных эфиров. Триацетат целлюлозы растворяется в различных органических растворителях и его используют для получения искусственного волокна – ацетатного шелка – и негорючей кино- и фотопленки.

При взаимодействии целлюлозы с нитрующей смесью (смесь концентрированных серной и азотной кислот) образуются нитраты целлюлозы. Нитраты целлюлозы растворимы в органических растворителях. Мононитрат целлюлозы используют для изготовления нитролаков и нитрокрасок. Из динитрата целлюлозы получают вязкий коллоидный раствор – коллоксилин, который используют для изготовления пленок и целлулоида. Тринитрат целлюлозы (пироксилин) – взрывчатое вещество, на его основе готовят бездымный порох.

Гидролиз целлюлозы происходит при нагревании в кислой среде. Конечным продуктом гидролиза является глюкоза. Целлюлоза служит основой текстильной промышленности, получения искусственных целлюлозных волокон, бумаги, пластмасс, взрывчатых веществ.

Лекция 18. Многоядерные соединения и гетероциклы

План:

1. Общая характеристика, определение, общая формула, гомологический ряд, номенклатура.
2. Распространение в природе, физические свойства.
3. Лабораторные и промышленные методы получения.
4. Химические свойства.
5. Применение.

Цель: изучить классификацию полициклических и гетероциклических соединений, их методы получения и свойства.

Задачи:

Дать определение полиядерным углеводородам и гетероциклам, рассмотреть историческую номенклатуру.

Изучить методы получения гетероциклов и полиядерных углеводородов в промышленности.

Рассмотреть взаимосвязь строения углеводородов и особенностей их химических свойств.

Дать понятие о применении многоядерных и гетероциклических соединений.

Ключевые вопросы:

Многоядерными называют ароматические углеводороды, содержащие в молекулах два или более бензольных ядер. Среди них различают: а) ароматические углеводороды с *неконденсированными* (изолированными) бензольными ядрами, в которых каждое ядро изолированно, т.е. не имеет общих с другими ядрами углеродных атомов; б) ароматические углеводороды с *конденсированными* бензольными ядрами; в них два или несколько ядер имеют общие углеродные атомы.

Простейшим ароматическим соединением с конденсированными ядрами является *нафталин*. Плоская молекула нафталина содержит два конденсированных бензольных ядра, т.е. две ароматические циклические группировки, у которых два углеродных атома общие. Электронная плотность в нафталине распределена менее симметрично, чем в бензоле. В реакциях нафталин и его производные проявляют, подобно бензолу, ароматические свойства. Для него более характерны реакции замещения. Но благодаря квазиароматичности нафталин легче, чем бензол, вступает в реакции присоединения и окисления.

Циклические соединения, у которых циклы образованы не только углеродными атомами, но и атомами других элементов – гетероатомами (O, S, N и др.), называются гетероциклическими. Гетероциклы классифицируются по следующим критериям:

- по количеству атомов в цикле (трех-, четырех-, пяти-, шестичленные);
- в зависимости от числа и вида гетероатомов. В цикле может быть один гетероатом, а также два и три одинаковых или разных гетероатомов;
- в зависимости от наличия конденсированной системы, состоящей из гетероцикла и бензольного ядра или из нескольких гетероциклов.

К простейшим ароматическим пятичленным гетероциклическим соединениям с одним гетероатомом относятся фуран, пиррол, тиофен. Пятичленные гетероциклы способны обменивать свои гетероатомы. Это достигается при пропускании паров гетероциклического соединения в смеси с сероводородом, или аммиаком, или парами воды при 400°C над Al_2O_3 .

Фуран, тиофен и пиррол – гетероциклы с ароматическим характером. Гетероциклы проявляют большую реакционную способность в реакциях электрофильного замещения, чем бензол. Они наиболее сходны с фенолами и аминами. Активность повышается в ряду: тиофен < фуран < пиррол. Реакции замещения преимущественно протекают в α -положении. Наиболее близок к бензолу тиофен. Ароматические свойства тиофена выражены сильнее, чем у фурана и пиррола.

3 Методические указания (рекомендации)

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

соединений, их свойствах, распространении в природе, применении. Для подготовки бакалавров по направлению «Техносферная безопасность» необходимы знания по общей химии, химии элементов, органической химии. Они способствуют формированию диалектического мышления, выработке научного взгляда на природу, успешному усвоению дисциплин естественнонаучного цикла. Знание химических закономерностей, реакционной способности веществ, условий протекания химических процессов необходимы при решении практических вопросов, связанных с безопасностью производства и рабочего места.

Будущему бакалавру важно не только знать строение и свойства химических соединений, используемых в различных производствах, но и уметь прогнозировать их поведение в окружающей среде и воздействие на живые организмы. Такое умение требует наличия фундаментальных теоретических знаний в области неорганической и органической химии, а также практических навыков работы с химическими веществами и химическим оборудованием.

Поэтому предмет химии является базовым при формировании профессиональных качеств бакалавра. Эта дисциплина включает разделы различных химических курсов: общая и неорганическая химия, органическая химия. Изучение химии в вузе базируется на химических знаниях, полученных в школе, и осуществляется на первом курсе. Полученные знания служат основой для изучения таких дисциплин, как «Физико-химические методы анализа», «Физико-химические процессы в техносфере», «Средства защиты среды обитания», «Мониторинг среды обитания» и др.

Главной задачей преподавателя является оптимальный выбор методов, способов учебной деятельности и средств обучения, чтобы они обеспечивали образование, воспитание и развитие студентов.

Основными формами учебной деятельности являются: лекции, семинарские, практические и лабораторные занятия, консультации, индивидуальные занятия. Форма проведения занятия выбирается в зависимости от целей, задач, методов обучения.

Лекция – это форма учебного процесса, основанная на передаче преподавателем новых знаний, изложении учебного материала для его целостного усвоения студентами в логической взаимосвязи. Материал для лекции преподаватель подбирает в соответствии с требованиями государственного стандарта образования и рабочей программы по предмету. Могут использоваться так же собственные, авторские разработки. Чаще всего используются лекции в режиме монолога преподавателя с учетом обратной связи студентов (вопросы, уточнения и т.п.). Для стимулирования познавательных процессов студентов, их активизации в процессе обучения применяются лекции в режиме диалога.

Семинарские занятия (или семинар) – форма учебного процесса, построенная на самостоятельном изучении студентами по заданию преподавателя отдельных вопросов, проблем, тем для дальнейшего совместного обсуждения. Главной составляющей семинарской работы является домашняя подготовка. В процессе проведения семинара студенты более глубоко осмысливают учебный материал, а преподаватель может оценить степень их готовности к занятию, уровень понимания обсуждаемых вопросов, прояснить наиболее сложные места.

Практические занятия – форма учебного процесса, построенная на практической работе по отработке ранее полученных знаний, формировании умений и навыков. Практические занятия включают в себя решение задач, выполнение тестов.

Лабораторные занятия – форма учебного процесса, построенная на практической обработке полученных знаний путем проведения различных лабораторных испытаний.

В процесс обучения входят также и функции проверки знаний студентов. Для этого существуют такие формы организации учебного процесса как самостоятельные, проверочные, контрольные работы.

Для наиболее успешного процесса обучения существуют также дополнительные формы организации учебного процесса, такие как индивидуальные занятия и консультации. Цель дополнительных форм – восполнение пробелов в знаниях, выработки умений и навыков, удовлетворение повышенного интереса к предмету.

Для успешного достижения целей каждой формы организации учебного процесса выбираются определенные методы обучения:

- методы устного изложения: рассказ, объяснение, лекция, беседа;
- наглядные методы: демонстрационный эксперимент, презентации, демонстрация моделей, иллюстрация схем, таблиц, графиков;
- методы закрепления изучаемого материала: работа с учебной литературой, лабораторные работы, решение задач, выполнение упражнений;
- методы самостоятельной работы: работа с учебной литературой, лабораторные работы, решение задач, выполнение упражнений, подготовка конспектов;
- методы проверки и оценки знаний, умений и навыков: устный опрос (индивидуальный, фронтальный), коллоквиумы, семинары, контрольные работы, самостоятельные работы, тестовый контроль, проверка домашних работ.

3.1 Методические указания к семинарским, практическим, лабораторным занятиям

МОДУЛЬ 1: ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Литература для всех занятий модуля:

Литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2009. – 747с.
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.
3. Третьяков Ю.Д. Неорганическая химия: учеб. в 3 т.: доп. Мин. обр. РФ/ Ю.Д. Третьяков. – М.: Академия, 2004.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Н.Л. Глинка. – Л.: Химия, 2006. – 240 с.
5. Родина Т.А. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие/ Т.А. Родина, А.В. Иванов, В.И. Митрофанова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 208 с.

Занятие 1. Основные классы неорганических соединений (практическое занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. Укажите формулы оксидов, проявляющих кислотные свойства:
а) K_2O ; б) Al_2O_3 ; в) CO_2 ; г) CaO
2. С какими веществами реагирует оксид фосфора(V)?
а) хлорид кальция; б) оксид кремния;
в) оксид кальция; г) гидроксид калия
3. Какие названия оксидов составлены неправильно?
а) MnO – оксид марганца; б) K_2O – оксид калия;
в) FeO – оксид железа(III); г) SiO_2 – оксид кремния(IV)

4. Укажите формулы оснований, которые можно получить непосредственным растворением соответствующих оксидов в воде:
 а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) LiOH ; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) $\text{Al}(\text{OH})_3$
5. В растворах щелочей лакмус имеет цвет:
 а) красный; б) малиновый; в) синий; г) бесцветен
6. Какие названия оснований составлены неверно:
 а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа; б) KOH – гидроксид калия(I);
 в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция; г) CuOH – гидроксид меди(I)
7. С какими солями реагирует соляная кислота?
 а) нитрат серебра; б) силикат калия;
 в) карбонат натрия; г) сульфат меди(II)
8. Двухосновными кислотами являются:
 а) азотная; б) угольная; в) фосфорная; г) серная
9. Какие кислоты диссоциируют ступенчато?
 а) сернистая; б) азотистая; в) хлорная; г) соляная
10. Какие основания не могут образовывать основные соли:
 а) гидроксид никеля; б) гидроксид бария;
 в) гидроксид натрия; г) гидроксид аммония
11. Укажите формулу дигидроортофосфата кальция:
 а) CaHPO_4 ; б) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; в) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; г) $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$
12. Выберите формулу сульфата гидроксожелеза(III):
 а) $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$; б) $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$; в) $(\text{FeOH})\text{SO}_4$; г) $\text{Fe}(\text{HS})_2$

Занятие 2. Основные законы химии (практическое занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Занятие 3. Строение атома и периодический закон (семинарское занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 5 час.)

Вопросы для изучения:

1. Экспериментальное обоснование представлений об атоме, как о сложной системе. Открытие радиоактивности, открытие электрона. Модель атома Томсона.
2. Модель атома Резерфорда, ее достоинства и недостатки.
3. Теория Планка. Корпускулярно-волновой дуализм излучения.
4. Теория Бора. Достоинства и недостатки модели Бора.
5. Корпускулярно-волновой дуализм микрочастиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
6. Квантовомеханическое описание строения атома. Волновое уравнение Шредингера. Атомная орбиталь.
7. Квантовые числа, их физический смысл.
8. Правила заполнения электронных оболочек атомов: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского.
9. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.
10. Строение периодической системы химических элементов.
11. Закон Мозли. Порядковый номер химического элемента. Современная формулировка периодического закона.
12. Связь положения элемента в периодической системе с его электронным строением.
13. Электронные семейства элементов.
14. Зависимость свойств химических элементов от их положения в периодической системе (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).

Примерные задания:

1. Электроны, находящиеся на одной АО отличаются значением:
а) главного квантового числа; б) орбитального квантового числа;
в) магнитного квантового числа; г) спинового квантового числа
2. Спиновое квантовое число определяет:
а) форму атомной орбитали;
б) энергию электрона на энергетическом уровне;
в) ориентацию атомной орбитали в пространстве;
г) собственный момент количества движения электрона
3. Суммарный спин электронов атома с электронной конфигурацией $\dots 4s^2 4p^3$ в основном состоянии равен:
а) 0; б) 1/2; в) 5/2; г) 3/2
4. Укажите правильную электронную формулу для основного состояния атома с зарядом ядра +42:
а) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 5p^4$; б) $\dots 4s^2 4p^6 5s^2 4d^4$; в) $\dots 4s^2 4p^6 4d^6$; г) $\dots 4s^2 4p^6 4d^4 5s^2$
5. Какое количество электронов может максимально располагаться на d- и s- подуровнях:
а) 10 и 2; б) 6 и 2; в) 10 и 6; г) 14 и 2
6. Какая электронная конфигурация соответствует иону O^{2-} ?
а) $1s^2 2s^2 3s^2 2p^4$; б) $1s^2 2s^2 3s^2 3p^4$; в) $1s^2 2s^2 2p^6$; г) $1s^2 2s^2 2p^4$
7. Число вакантных орбиталей на внешнем p-подуровне атома кремния равно:
а) 0; б) 2; в) 1; г) 3
8. Какие АО будут заполняться первыми: 6s или 4d; 6p или 5s?

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

9. Свойства химических элементов изменяются в зависимости:

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

10. Сродство к электрону атомов в группах периодической системы:

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

11. В каком ряду расположены только d-элементы

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

12. Определите положение элемента в периодической системе, если его электронная формула ...3d¹⁰4s¹:

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

Занятие 4. Химическая связь и строение веществ (семинарское занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 5 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей мышьяка в молекуле AsCl₃, если угол между связями равен 90°?

- а) sp; б) sp²; в) sp³; г) нет гибридизации

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

- а) sp; б) sp²; в) sp³; г) s²p²

3. В каком соединении все связи ковалентные полярные?

- а) CaCl₂; б) S₈; в) PH₃; г) H₂O₂

4. Для какого соединения характерна ионная связь?

- а) H₂CO₃; б) SiH₄; в) SO₂; г) Na₂SO₄

5. Между молекулами какого вещества возникают водородные связи?

- а) HI; б) H₂O₂; в) AsH₃; г) H₂Te

6. В каком соединении длина связи наибольшая?

- а) H₂O; б) H₂Te; в) H₂Se; г) H₂S

7. В каком соединении энергия связи наименьшая?

- а) AsH₃; б) PH₃; в) SbH₃; г) NH₃

8. С каким элементом хлор образует наиболее полярную связь?

- а) As; б) Na; в) H; г) N;

9. В молекуле какого вещества присутствуют как σ-, так и π-связи?

- а) P₄; б) NH₃; в) SO₃; г) CCl₄

10. σ-Связи образуются при перекрывании орбиталей:

- а) p_z-d_{z²}; б) p_x-p_x; в) d_{xy}-d_{xy}; г) p_y-p_y;

Занятие 5. Химическая термодинамика (практическое занятие 2 час.)

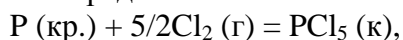
(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

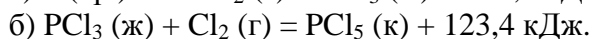
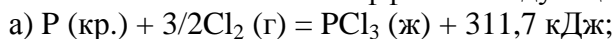
1. Что изучает термодинамика?
2. Определения основных понятий в термодинамике: система, фаза, процесс, параметры состояния, функции параметров состояния, теплота, работа.
3. Что такое внутренняя энергия системы? Можно ли определить ее абсолютное значение?
4. Что такое энтальпия реакции; стандартная энтальпия;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

Примерные задания:

1. Определите энтальпию образования пентахлорида фосфора:

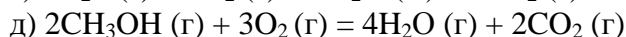
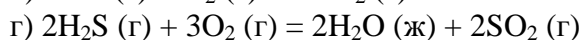
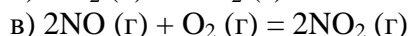
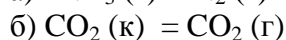
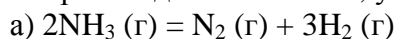


если известны тепловые эффекты следующих реакций:



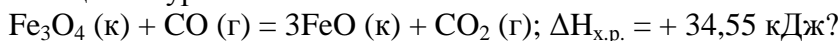
2. Теплота растворения NaOH в воде равна 41,6 кДж. Какое количество теплоты выделится при растворении в воде 225 г NaOH?

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



4. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^0_{298} реакции, протекающей по уравнению: $NH_3 (\text{г}) + HCl (\text{г}) = NH_4Cl (\text{к})$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

5. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению:



6. При сжигании 3,04 г магния выделилось 76,45 кДж теплоты. Теплота образования MgO (ΔH^0_f , кДж/моль) равна:



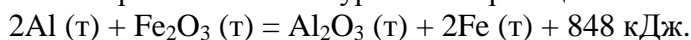
7. Теплота образования оксида углерода(IV) равна $\Delta H^0_f = -393,6 \text{ кДж}$. При выделении теплоты в количестве 209,3 кДж образовался оксид углерода(IV) в объеме (в литрах при н.у.), равном:



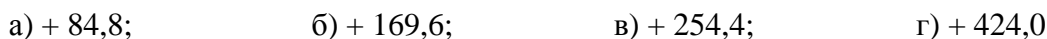
8. При образовании 1 л (при н.у.) HBr выделяется 1,58 кДж теплоты. Теплота образования (ΔH^0_f , кДж/моль) бромоводорода равна:



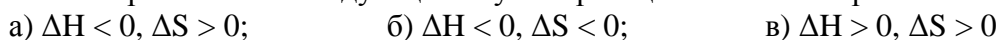
9. Термохимическое уравнение реакции имеет вид:



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



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



11. Самопроизвольное протекание процесса возможно при значениях ΔG :
- а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G < 0$; в) $\Delta G = 0$
12. В каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно если $\Delta H < 0$ и $\Delta S < 0$:
- а) $|\Delta H| > |T\Delta S|$; б) $|\Delta H| < |T\Delta S|$; в) $|\Delta H| = |T\Delta S|$

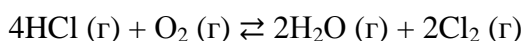
Занятие 6. Химическая кинетика (практическое занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

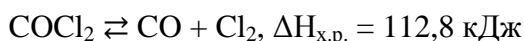
1. Что изучает химическая кинетика?
2. Определение скорости реакции в гомогенных и гетерогенных системах.
3. Формулировка закона действующих масс, его математическое выражение.
4. Что определяет константа скорости реакции? Какие факторы влияют на ее величину?
5. Как и почему меняется скорость химических реакций при изменении температуры? Уравнение Вант – Гоффа.
6. Что такое энергия активации?
7. Как влияет природа и состояние реагирующих веществ на скорость химической реакции?
8. Что такое катализатор, катализ? На чем основано влияние катализатора на изменение скорости реакции?
9. Какие реакции называются обратимыми и необратимыми?
10. Какое состояние называется химическим равновесием? Почему химическое равновесие называется динамическим и подвижным?
11. В чем состоит физический смысл константы химического равновесия?
12. Принцип Ле Шателье.
13. Как влияет на смещение равновесия изменение концентраций веществ, температура, давление, катализатор?

Примерные задания:

1. Запишите выражение для констант равновесия следующих реакций:



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



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

а) 2; б) 10; в) 8; г) 16; д) 32

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

а) 3; б) 30; в) 27; г) 9; д) 81

5. Как изменится скорость газовой реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ при увеличении концентрации

NO_2 в 5 раз:

- а) 5; б) 10; в) 16; г) 20; д) 25

6. Как уменьшится скорость газовой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при разбавлении реагирующей смеси в 3 раза:

- а) 3; б) 6; в) 9; г) 18; д) 27

7. Для реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при $C_{\text{A}} = 2$ моль/л и $C_{\text{B}} = 1$ моль/л скорость равна 0,3 моль/л•ч. вычислите константу скорости:

- а) 0,15; б) 0,40; в) 0,60; г) 0,80; д) 0,90

8. В газовой среде протекает химическая реакция: $\text{V} + \text{A}_2 = \text{D}_2$. Напишите выражение закона действующих масс для этой реакции.

- а) $U = kC_{\text{A}}^2C_{\text{B}}C_{\text{D}}^2$; б) $U = kC_{\text{A}}C_{\text{B}}C_{\text{D}}$; в) $U = kC_{\text{B}}C_{\text{A}}^2$; г) $U = kC_{\text{A}}C_{\text{B}}$;

9. Чтобы сместить равновесие в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{г})$ в сторону обратной ре-

акции, необходимо:

- а) повысить давление; б) понизить концентрацию NO_2 ;
в) повысить концентрацию O_2 ; г) повысить концентрацию NO_2 .

10. Запишите выражение константы равновесия для реакции:



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

Занятие 7. Скорость химических реакций и химическое равновесие
(лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 2 час.)

Вопросы для изучения:

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

Занятие 8. Химическая термодинамика и кинетика (контрольное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 2 час.)

Вопросы для изучения:

1. Термодинамические и кинетические факторы управления химическими процессами.
2. Критерии и возможность самопроизвольного протекания процессов.
3. Расчет тепловых эффектов химических процессов.

4. Закономерности протекания гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на их протекание.
5. Динамика химического равновесия и его смещение.

Примерные задания:

1. Сколько теплоты выделится при разложении 54 г глюкозы по реакции

$$C_6H_{12}O_6 (к) = 2C_2H_5OH (ж) + 2CO_2 (г),$$
 если $\Delta H^\circ (C_6H_{12}O_6) = -1273$ кДж/моль; $\Delta H^\circ (C_2H_5OH) = -277,6$ кДж/моль; $\Delta H^\circ (CO_2) = -393,5$ кДж/моль.
2. При 393 К реакция заканчивается за 18 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 К, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?
3. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции $2NO_2 \rightleftharpoons 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[NO_2] = 0,8$; $[NO] = 2,2$; $[O_2] = 1,1$. Вычислите константу равновесия для этой температуры и исходную концентрацию диоксида азота.

Занятие 9. Растворы, способы выражения концентраций (практическое занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. Какой объем 0,1 н азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора HNO_3 с массовой долей 30% ($\rho = 1,219$ г/мл)?
2. Водный раствор содержит 577 г серной кислоты в 1 л. Плотность равна 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю (%) серной кислоты в растворе, молярную, моляльную и эквивалентную концентрации раствора.
3. Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl в растворе 30% ($\rho = 1,149$ г/мл) следует добавить к 5 л 0,5 н раствора HCl для получения 1 н раствора?
4. Какой объем 0,25 н раствора серной кислоты можно нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 н раствора гидроксида кальция?
5. Какой объем воды нужно прибавить к 1 л раствора гидроксида калия ($\omega = 40\%$, $\rho = 1,411$ г/мл), чтобы получить раствор KOH с массовой долей 18%?
6. Определите массу карбоната калия, выпавшего в осадок из 770 г насыщенного при $100^\circ C$ раствора и охлажденного до $0^\circ C$, если в 100 г растворителя при $100^\circ C$ содержится 155 г соли, а при $0^\circ C$ – 111 г соли.
7. Определите массовую долю хлорида кобальта(II) и его растворимость, если 500 г раствора $CoCl_2$ при $20^\circ C$ содержат 173 г соли.
8. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$ в 4 л раствора при $27^\circ C$.
9. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при $20^\circ C$. Вычислите молекулярную массу неэлектролита.
10. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ C$. Чистый ацетон кипит при $56^\circ C$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.
11. Раствор, состоящий из 9,2 г иода и 100 г метилового спирта, кипит при $65^\circ C$. Сколько атомов входит в состав молекулы иода, находящегося в растворенном состоянии? Температура кипения спирта $64,7^\circ C$, а его эбуллиоскопическая константа $E = 0,84^\circ C$.
12. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 400 г воды.

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

14. Вычислите криоскопическую константу воды, если водный раствор этилового спирта C_2H_5OH ($\omega = 11,3\%$) замерзает при $-5^\circ C$.

Занятие 10. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей

(лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

1. В чем сущность теории электролитической диссоциации.
2. Определения кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
3. Что такое степень электролитической диссоциации? От каких факторов она зависит?
4. По какому признаку электролиты делятся на сильные, средние, слабые? Примеры таких электролитов.
5. Что характеризует константа диссоциации? От каких факторов она зависит?
6. Что такое ионное произведение воды?
7. Что такое водородный показатель? По какой формуле он определяется? Какие значения имеет водородный показатель в кислой, нейтральной и щелочной среде?
8. Что характеризует произведение растворимости? Для каких электролитов применима эта величина?
9. Что такое ионообменные реакции? При каких условиях реакции в растворах электролитов протекают практически необратимо и до конца?
10. Что называют гидролизом солей? Каковы причины протекания гидролиза?
11. На какие типы делятся соли по их отношению к воде? Приведите примеры.
12. Как изменяется среда раствора в результате гидролиза?
13. В каком случае гидролиз солей протекает ступенчато? Чем определяется количество ступеней процесса гидролиза?
14. Что характеризует степень гидролиза? Какие факторы влияют на степень гидролиза и почему?
15. Почему совместный гидролиз солей является необратимым? Какие соли усиливают гидролиз друг друга? Приведите примеры.

Примерные задания:

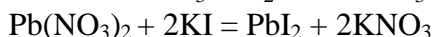
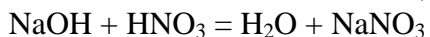
1. Составьте уравнения электролитической диссоциации соединений: H_2SiO_3 , HBr , $LiOH$, $Sr(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, H_3PO_4 .

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

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

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

5. Напишите в ионном виде уравнения следующих реакций:



6. Смешаны растворы веществ: а) Na_2CO_3 и $BaCl_2$; б) $FeSO_4$ и $(NH_4)_2S$. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия этих веществ.

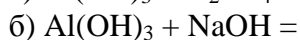
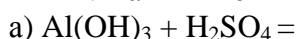
7. Составьте молекулярное и ионное уравнения реакций между растворами гидрокарбоната кальция и соляной кислоты.

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

9. Напишите выражения констант диссоциации угольной и сернистой кислот (K_1 и K_2). Какая из этих величин меньше? Почему?

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

11. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций:



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

13. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза солей и укажите, какую реакцию среды имеют их водные растворы: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; MnSO_4 ; Na_3PO_4 ; $\text{Ba}(\text{CN})_2$, Na_2SO_3 , CuCl_2 .

14. Объясните, почему усиливается гидролиз сульфата железа(III) при: а) повышении температуры; б) добавлении щелочи; в) добавлении раствора карбоната натрия?

15. Чем объяснить, что при сливании раствора хлорида алюминия с раствором сульфида натрия в осадок выпадает гидроксид алюминия, а не сульфид алюминия? Составьте уравнение реакции.

16. Как влияет на степень гидролиза сульфата хрома(III): а) прибавление щелочи; б) прибавление кислоты; в) повышение температуры; г) прибавление раствора сульфида калия; д) прибавление раствора карбоната натрия?

17. Охарактеризуйте поведение в растворе следующих солей и укажите реакцию их водных растворов: NH_4NO_3 ; K_2SO_3 ; Na_2SO_4 ; CaCl_2 ; $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ba}$.

18. Какие из указанных ниже солей подвергаются гидролизу? Укажите механизм гидролиза: NaClO ; NaCl ; MgCl_2 ; Na_2S ; $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

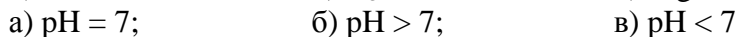
19. Какая из перечисленных солей гидролизу не подвергается:



20. Водный раствор какой соли имеет нейтральную среду:



21. Для водного раствора соли укажите реакцию среды:



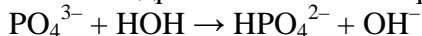
22. При гидролизе какой из приведенных солей образуется кислая соль:



23. В каком случае при сливании водных растворов солей происходит полный гидролиз продукта реакции:



24. Гидролиз какой соли протекает по уравнению:



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



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



Занятие 11. Получение и свойства коллоидных систем (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 4 час.)

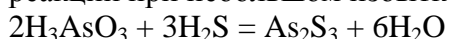
Вопросы для изучения:

1. Определение коллоидных растворов. Чем они отличаются от истинных растворов и взвесей?
2. Строение коллоидных частиц, ДЭС.
3. Методы получения коллоидных систем.

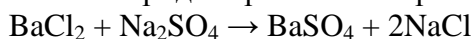
4. Факторы устойчивости коллоидных систем.
5. Нарушение устойчивости коллоидных систем. Седиментация, коагуляция. Действия коагулирующих факторов.
6. Экспериментальные приемы получения коллоидных систем с разным знаком заряда коллоидных частиц методами конденсации.

Примерные задания:

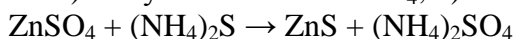
1. Определите, к какому электроду должны перемещаться частицы золя, получаемого по реакции при небольшом избытке H_2S :



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



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



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

4. Среди приведенных веществ микрогетерогенной системой является:

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

5. Согласно теории строения коллоидных растворов мицелла является:

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

6. Для золя иодида серебра, полученного по реакции



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

Занятие 12. Растворы неэлектролитов и электролитов (контрольное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. При сливании растворов карбоната натрия и хлорида цинка выпадает осадок гидроксида цинка. Объясните причину и напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

2. Водный раствор содержит 577 серной кислоты в 1 л. Плотность раствора 1,335 г/мл. Вычислите массовую долю и нормальность раствора кислоты.

3. При какой температуре будет замерзать водный раствор этилового спирта, если массовая доля $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ равна 25 %. Криоскопическая константа воды 1,85.

Занятие 13. Адсорбция (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что такое поверхностное натяжение? От чего оно зависит?
2. Как называются вещества, понижающие поверхностное натяжение?
3. Что такое флотация? Где применяется флотация?
4. Что такое адсорбция? Какова природа адсорбционных сил?
5. Физическая и химическая адсорбция.
6. Что такое изотерма адсорбции?
7. Уравнения изотермы адсорбции Фрейндлиха и Ленгмюра. Условия их применения.

8. В чем состоит сущность капиллярной конденсации, теории БЭТ, ТОМЗ?

Примерные задания:

1. Процесс поглощения вещества поверхностными слоями называется:
а) абсорбция; б) адсорбция; в) десорбция; г) флотация
2. Уравнение Ленгмюра применимо:
а) для низких значений давления; б) для средних значений давления;
в) для высоких значений давления; г) для всех значений давления
3. Уравнение Фрейндлиха имеет вид:
а) $A = KC^n$; б) $A = A_{пр} \cdot KC$; в) $A = KC$; г) $A = A_{пр} \cdot KC / (KC + 1)$
4. Физическая адсорбция характеризуется:
а) необратимостью; б) уменьшением с повышением температуры;
в) высоким тепловым эффектом; г) образованием ковалентных связей
5. Вещества, способные к поглощению ионов или молекул из окружающего раствора или газовой фазы, называются:
а) адсорбтивы; б) адсорбаты; в) адсорбенты; г) флотореагенты
6. Вещества, понижающие поверхностное натяжение, называются:
а) поверхностно-активные; б) пенообразователи;
в) флотационные реагенты; г) высокомолекулярные
7. Величина работы по увеличению поверхности называется:
а) энергия Гиббса; б) силовое поле;
в) капиллярные силы; г) поверхностное натяжение
8. Концентрация ПАВ в поверхностном слое по сравнению с основной массой раствора:
а) значительно меньше; б) значительно больше;
в) одинакова; г) изменяется незакономерно
9. При низких значениях давлений и концентраций изотерма адсорбции характеризуется:
а) уравнением Фрейндлиха; б) уравнением Ленгмюра;
в) законом Генри; г) законом Рауля

Занятие 14. Окислительно-восстановительные реакции (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. Расставьте коэффициенты в уравнении методом полуреакций:
 $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$
2. Сколько ионов водорода участвует в процессе восстановления?
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
3. Сколько электронов участвуют в процессе восстановления?
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4; д) 5
4. Сколько электронов участвуют в процессе окисления?
а) 1; б) 2; в) 5; г) 8; д) 11
5. Какой коэффициент стоит перед молекулой восстановителя?
а) 1; б) 2; в) 4; г) 6; д) 8
6. Сколько молекул воды образуется в реакции:
а) 1; б) 2; в) 4; г) 5; д) 6
7. В процессе окисления:

- а) степень окисления понижается; б) степень окисления повышается;
в) происходит присоединение электронов; г) степень окисления не изменяется

8. Выберите процесс восстановления:

- а) $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+6}$; в) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+3}$; г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$

9. Какое из указанных веществ может проявлять только окислительные свойства:

- а) H_2S ; б) H_2SO_3 ; в) H_2SO_4 ; г) Na_2SO_3

10. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:

- а) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$; б) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$; г) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

11. Выберите процесс окисления:

- а) $\text{As}^{+3} \rightarrow \text{As}^0$; б) $\text{S}^0 \rightarrow \text{S}^{+6}$; в) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$; г) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$

12. Какое из указанных веществ может проявлять только восстановительные свойства:

- а) NH_3 ; б) HNO_3 ; в) HNO_2 ; г) NaNO_3

Занятие 15. Электрохимические расчеты (практическое занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

1. Что называется электродом? Приведите примеры.
2. Что такое электродный потенциал? От чего он зависит? По какой формуле можно рассчитать значение электродного потенциала?
3. Что такое стандартный электродный потенциал? Как он определяется?
4. Что представляет собой ряд напряжений металлов?
5. Как определить направление протекания окислительно-восстановительного процесса?
6. Что такое гальванический элемент?
7. Какой электрод в гальваническом элементе является катодом; анодом?
8. Какие процессы протекают на катоде и аноде в гальваническом элементе?
9. Где находят применение гальванические элементы?
10. Что такое коррозия? Виды коррозии.
11. Что такое химическая коррозия? Какие виды химической коррозии?
12. При каких условиях протекает электрохимическая коррозия?
13. Как протекает электрохимическая коррозия при нарушении анодного и катодного покрытия?
14. Какие методы применяют для защиты от коррозии?

Примерные задания:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Занятие 16. Комплексные соединения (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

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

- а) $\text{CdSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3 + \text{BaCl}_2 =$
- б) $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{AgNO}_3 =$
- в) $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN} + \text{FeCl}_3 =$

9. Какой комплексный ион устойчивее:

- | | |
|--|--|
| а) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ | б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ |
|--|--|

Ответ мотивируйте сравнением значений констант нестойкости комплексных ионов.

Занятие 16А. Процессы окисления-восстановления и комплексообразования

(контрольное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

1. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронно-ионных уравнений.
2. Роль среды раствора в протекании ОВР.
3. Схемы гальванических элементов. Уравнения электродных процессов.
4. Расчет электродных потенциалов по уравнению Нернста и ЭДС гальванических элементов.
5. Уравнения электродных процессов, протекающих при электрохимической коррозии.
6. Электролиз в расплавах и растворах. Электродные процессы.
7. Электролиз с растворимым анодом.
8. Законы электролиза и расчеты по ним.

Примерные задания:

1. Какая масса меди выделится на катоде при электролизе раствора сульфата меди в течение 1 часа при силе тока 4 А?
2. Чему равна сила тока при электролизе раствора в течение 1 часа 40 минут 25 секунд, если на катоде выделилось 1,4 л водорода (н.у.)?
3. Составьте электронные уравнения электродных процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе расплавов и водных растворов хлорида натрия и гидроксида калия. Сколько литров (н.у.) газа выделится на аноде при электролизе раствора гидроксида калия, если электролиз проводить в течение 30 минут при силе тока 0,5 А?
4. Электролиз раствора сульфата меди проводили в течение 15 минут при силе тока 2,5 А. Выделилось 0,72 г меди. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах в случае медного и угольного анода. Вычислите выход по току (отношение массы выделившегося вещества к теоретически возможной).
5. Какой продукт образуется на катоде при электролизе раствора сульфата калия:
а) калий; б) водород; в) кислород; г) сера
6. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется только металл:
а) NiCl_2 ; б) NaBr ; в) AgNO_3 ; г) FeSO_4
7. При электролизе водного раствора какой соли вода не участвует в электродных процессах:
а) CoSO_4 ; б) AlCl_3 ; в) NiBr_2 ; г) HgCl_2

Занятие 17. Общие свойства неметаллов (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 6 час.)

Вопросы для изучения:

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

Примерные задания:

1. Более прочная связь между атомами в молекуле:
а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2
2. Какой из галогенов является более сильным восстановителем?
а) F_2 ; б) Cl_2 ; в) Br_2 ; г) I_2
3. К растворам солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?
а) Na_2SO_4 ; б) CuSO_4 ; в) Na_2S ; г) Na_2SO_3
4. Какой тип гибридизации атомных орбиталей азота имеет место при образовании молекулы аммиака?
а) sp; б) sp^3 ; в) sp^2 ; г) sp^2d

5. В каких из указанных реакций может выделяться свободный бром?
а) $KBr + I_2 \rightarrow$ б) $KBr + KBrO_3 + H_2O \rightarrow$
в) $KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ г) $KBr + H_2SO_4 (к) \rightarrow$
6. Какие вещества получают при взаимодействии фтора с водой?
а) $HF + HFO$; б) $H_2 + F_2O$; в) $HF + O_2$; г) H_2FO
7. В каких из указанных реакций можно получить свободный йод?
а) $KIO_3 + Cl_2 \rightarrow$ б) $KIO_3 + Br_2 \rightarrow$ в) $KI + Br_2 \rightarrow$ г) $KI + SO_2 + H_2O \rightarrow$
8. В каких случаях хлор окисляется?
а) $2Cl^- \rightarrow Cl_2$; б) $2ClO^- \rightarrow Cl_2$; в) $ClO_3^- \rightarrow ClO^-$; г) $Cl_2 \rightarrow 2Cl^-$
9. С какими из перечисленных веществ взаимодействует HBr ?
а) $Ca(OH)_2$; б) PCl_3 ; в) H_2SO_4 (разб.); г) KI
10. С какими из перечисленных веществ реагирует концентрированная азотная кислота?
а) CO_2 ; б) HCl ; в) Cl_2 ; г) Al

Занятие 18. Общие свойства металлов (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 6 час.)

Вопросы для изучения:

- Каково положение металлов в периодической системе химических элементов?
- Каковы особенности электронного строения металлов и металлической химической связи?
- Дайте характеристику металлическим свойствам.
- Охарактеризуйте основные физические свойства металлов.
- Назовите основные методы выделения металлов из руд.

Примерные задания:

1. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:
 $Na \rightarrow NaCl \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl$

2. Как можно осуществить следующие превращения:
 $Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu$

3. Осуществите превращения:
 $Ca \rightarrow CaO \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

4. Напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с кислотами:

а) $Sn + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$ б) $Pb + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$

в) $Sn + HNO_3(разб.) \rightarrow$ г) $Cu + H_2SO_4(конц.) \rightarrow$

д) $Cu + HNO_3(разб.) \rightarrow$

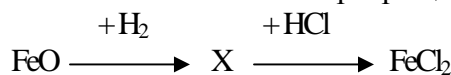
5. Гидроксид меди(II) реагирует с:

а) водой; б) азотной кислотой; в) оксидом алюминия; г) золотом

6. Оксид кальция реагирует с:

а) оксидом лития; б) медью; в) азотной кислотой; г) оксидом магния

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



а) Fe_2O_3 ;

б) $FeCl_3$;

в) Fe ;

г) $Fe(OH)_3$

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

а) 1 моль;

б) 3 моль;

в) 5 моль;

г) 7 моль

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

а) $Ca(OH)_2$ и H_2 ;

б) CaO и H_2 ;

в) CaO и $2H_2$;

г) $Ca(OH)_2$ и $2H_2$

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

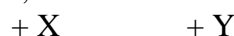
а) $AlCl_3$ и $3H_2$;

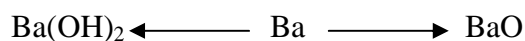
б) $2AlCl_3$ и $2H_2$;

в) $AlCl_3$ и H_2 ;

г) $2AlCl_3$ и $3H_2$

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





- а) H_2O и O_2 ; б) NaOH и O_2 ; в) H_2O_2 и O_2 ; г) NaOH и H_2O
12. Качественной реакцией на ион Ba^{2+} является реакция с:
- а) HNO_3 ; б) H_2SO_4 ; в) NaOH ; г) HCl
13. Качественной реакцией на ион Ag^+ является реакция с:
- а) HNO_3 ; б) H_2SO_4 ; в) NaOH ; г) HCl
14. Качественной реакцией на ион Fe^{3+} является реакция с:
- а) KCNS ; б) CuSO_4 ; в) NH_4OH ; г) HCl
15. Натрий и калий окрашивают пламя соответственно в:
- а) в желтый и малиновый цвет; б) в желтый и фиолетовый цвет;
- в) в карминово-красный и фиолетовый цвет; г) в зеленый и желтый цвет

МОДУЛЬ 2: ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Занятие 1. Техника безопасности при работе с органическими веществами.

Предельные углеводороды (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

- Общая характеристика предельных углеводородов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия.
- Промышленные и лабораторные методы получения.
- Особенности химического поведения предельных углеводородов. Причина низкой реакционной способности. Механизм реакций радикального замещения.
- Практическое использование и переработка предельных углеводородов.
- Получение метана в лаборатории. Изучение его химической активности в реакциях присоединения и окисления. Исследования отношения алканов к концентрированным кислотам.

Примерные задания:

- Какие из углеводородов, формулы которых приведены ниже, являются предельными:
 - C_7H_{14} ; б) C_2H_2 ; в) C_8H_{18} ; г) C_6H_6
- Реакции замещения у алканов сначала протекают у атома углерода:
 - первичного; б) вторичного; в) третичного; г) четвертичного
- При фотохимическом хлорировании (1 моль) бутана образуется:
 - 1-хлорбутан; б) 2-хлорбутан; в) 2,2-диметилбутан; г) 3-хлорбутан
- Алканы вступают в реакции:
 - присоединения; б) замещения; в) окисления; г) с конц. кислотами
- Составьте молекулярную формулу предельного углеводорода, в цепи которого 18 атомов углерода:
 - $\text{C}_{18}\text{H}_{36}$; б) $\text{C}_{18}\text{H}_{38}$; в) $\text{C}_{18}\text{H}_{34}$; г) $\text{C}_{18}\text{H}_{30}$
- Назвать диизопропилметилметан по систематической номенклатуре:
 - 4-метилгептан; б) 2,5-диметилгексан; в) изооктан; г) 2,3,4-триметилпентан
- Какие углеводороды получатся при действии металлического натрия (реакция Вюрца) на 1-хлорбутан:
 - октан; б) изооктан; в) 1-бутен; г) бутан;

Литература:

- Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
- Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
- Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
- Родина Т.А. Химия углеводородов: учеб. пособие/ Т.А. Родина, О.В. Лосева; Благовещенск: АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2010. – 80 с.

Занятие 2. Непредельные углеводороды (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 5 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика этиленовых углеводородов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия.
2. Промышленные и лабораторные методы получения.
3. Особенности химического поведения этиленовых углеводородов. Причина высокой реакционной способности. Механизм реакций присоединения. Правила присоединения к несимметричным алкенам.
4. Практическое использование этиленовых углеводородов.
5. Получение этилена в лаборатории. Изучение его химической активности в реакциях присоединения и окисления. Исследования отношения алкенов к концентрированным кислотам. Сравнение свойств алканов и алкенов.
6. Общая характеристика ацетиленовых углеводородов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия.
7. Промышленные и лабораторные методы получения.
8. Особенности химического поведения ацетиленовых углеводородов. Многообразие химических свойств алкинов.
9. Практическое использование алкинов и их производных для получения высокомолекулярных соединений.
10. Получение ацетилена в лаборатории. Изучение его химической активности в реакциях присоединения и окисления. Исследование кислотных свойств. Сравнение химической активности алкинов с алканами и алкенами.

Примерные задания:

1. Какой тип гибридизации атома углерода в этиленовых углеводородах:
а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) s^2p^2
2. Какое соединение получится при действии на 1,2-дибромбутан цинком (пыль) при нагревании:
а) 1-бутен; б) бутан; в) 1-бутин; г) 2-бромбутан
3. Составьте молекулярную формулу этиленового углеводорода, в цепи которого 18 атомов углерода:
а) $C_{18}H_{36}$; б) $C_{18}H_{38}$; в) $C_{18}H_{34}$; г) $C_{18}H_{30}$
4. Для алкенов не характерны реакции:
а) присоединения; б) замещения; в) окисления; г) с конц. кислотами
5. Какое соединение получится при действии на 2-бромбутан: спиртовым раствором щелочи:
а) 2-бутен; б) бутан; в) 1-бутен; г) 2-бутин
6. Какие из углеводородов, формулы которых приведены ниже, относятся к этиленовым:
а) C_7H_{14} ; б) C_2H_2 ; в) C_8H_{18} ; г) C_6H_6
7. Какой углеводород получится при дегидратации 2-бутанола:
а) 1-бутен; б) бутан; в) 2-бутен; г) 2-бутин
8. Назвать сим-изопропилэтилэтилен по систематической номенклатуре:
а) 2-метил-3-гексен; б) 5-метил-3-гексен; в) 3-гептен; г) 3-метил-2-этил-1-бутен
9. Какой тип гибридизации атома углерода в ацетиленовых углеводородах:
а) sp ; б) sp^2 ; в) sp^3 ; г) s^2p^2
10. При гидратации ацетилена получится:
а) этиловый спирт; б) виниловый спирт; в) уксусный альдегид; г) кетон
11. Какие из углеводородов, формулы которых приведены ниже, относятся к ацетиленовым:
а) C_7H_{14} ; б) C_2H_2 ; в) C_8H_{18} ; г) C_6H_6
12. Какой ацетиленовый углеводород взаимодействует с раствором $[Cu(NH_3)_2]OH$:
а) 1-бутин; б) 2-бутин; в) 2-пентин; г) 4-метил-2-пентин
13. При тримеризации ацетилена можно получить:
а) винилацетилен; б) бутадиен; в) дивинилацетилен; г) бензол

7. Чему равен валентный угол между sp-гибридными орбиталями атома углерода:
 а) 180° ; б) 120° ; в) $109^\circ 28'$; г) 90°
8. Какого типа орбитали участвуют в образовании тройной связи между атомами углерода:
 а) $2p+sp$; б) $2sp+s$; в) sp^3+2p ; г) $3sp$
9. Какая реакция относится к S_N типу:
 а) $CH_4 + Cl^\bullet \rightarrow CH_3^\bullet + HCl$; б) $C_6H_6 + Cl^+ \rightarrow C_6H_5Cl + H^+$;
 в) $CH_3I + NO_2^- \rightarrow CH_3NO_2 + I^-$; г) $C_6H_6 + NO_2^+ \rightarrow C_6H_5NO_2 + H^+$
10. Для какого соединения не характерна водородная связь:
 а) CH_3COOH ; б) H_2O ; в) CH_3OH ; г) CH_4
11. В какой реакции происходит гомолитический разрыв связи:
 а) $CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^\bullet + Na^\bullet$; б) $NH_4OH \rightarrow NH_4^+ + OH^-$;
 в) $CH_3Cl \rightarrow CH_3^\bullet + Cl^\bullet$; г) $CH_3 - CH_3 \rightarrow C_2H_5^\bullet + H^\bullet$

Литература:

- Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
- Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
- Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.

Занятие 4. Ароматические углеводороды (лабораторное занятие 2 час.) (самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

- Общая характеристика ароматических углеводородов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия. Особенности строения.
- Промышленные и лабораторные методы получения.
- Особенности химического поведения ароматических углеводородов. Причина своеобразия химического поведения. Механизм реакций электрофильного замещения.
- Практическое использование и переработка ароматических углеводородов.
- Исследование физических и химических свойств бензола и его гомологов в лаборатории. Изучение их химической активности в реакциях присоединения и окисления. Сравнение свойств аренов со свойствами предельных и непредельных углеводородов.
- Исследование условий протекания реакций замещения в ряду ароматических углеводородов. Изучение влияния заместителей на направление протекания реакций.

Примерные задания:

- Какие из углеводородов, формулы которых приведены ниже, относятся к ароматическим:
 а) C_7H_{14} ; б) C_2H_2 ; в) C_8H_{18} ; г) C_6H_6
- Чему равно расстояние между атомами углерода в молекуле бензола:
 а) 0,14 нм; б) 0,154 нм; в) 0,120 нм; г) 0,134 нм
- Чему равен валентный угол между орбиталями атома углерода в молекуле бензола:
 а) 180° ; б) 120° ; в) $109^\circ 28'$; г) 90°
- Бензол легко вступает в реакции:
 а) присоединения; б) замещения; в) окисления; г) полимеризации
- При хлорировании хлорбензола получится:
 а) о-дихлорбензол; б) м-дихлорбензол; в) п-дихлорбензол; г) о- и п-дихлорбензолы
- При сульфировании метилбензола сульфогруппа вступает:
 а) в орто-положение; б) в мета-положение;
 в) в пара-положение; г) в орто- и пара-положения
- Выберите заместитель первого рода:
 а) $-NO_2$; б) $-COOH$; в) $-OH$; г) $-SO_3H$
- При нитровании толуола получится:

а) о-нитротолуол; б) м-нитротолуол; в) п-нитротолуол; г) о- и п-нитротолуолы

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Химия углеводов: учеб. пособие/ Т.А. Родина, О.В. Лосева; Благовещенск: АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2010. – 80 с.

Занятие 4А. Обобщение сведений об углеводородах. Генетическая связь углеводов

(контрольное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

1. Номенклатура различных классов углеводородов.
2. Способы получения и химические свойства углеводородов. Взаимосвязь разных классов углеводородов.
3. Решение заданий по написанию химических формул соединений, номенклатуре, осуществлению превращений между разными классами углеводородов.

Примерные задания:

1. Напишите структурные формулы углеводородов: 2-метил-3-этилпентан; 2,3,4-триметилгексан. Назовите их по рациональной номенклатуре.

2. Напишите уравнения реакций между веществами:

а) 2-метилбутан и хлор (1 моль); б) этилацетилен и NaNH_2 . Дать названия продуктам.

3. На пропин подействуйте бромоводородом (2 моль). Полученное соединение введите в реакцию с избытком спиртового раствора щелочи. На продукт реакции подействуйте водой в присутствии солей ртути.

4. Из бензола получите толуол. Напишите реакцию его с бромом (1 моль) в присутствии катализатора. Объясните правила ориентации.

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Химия углеводов: учеб. пособие/ Т.А. Родина, О.В. Лосева; Благовещенск: АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2010. – 80 с.

Занятие 5. Спирты. Фенолы (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 4 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика предельных спиртов. Общая характеристика фенолов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия. Отличие фенолов от спиртов.
2. Промышленные и лабораторные методы получения.
3. Особенности химического поведения спиртов. Многообразие химических свойств. Реакции замещения, кислотные свойства, окислительно-восстановительные свойства.
4. Особенности химического поведения фенолов. Многообразие химических свойств. Реакции по гидроксильной группе и по бензольному кольцу.
5. Общие представления о непредельных и ароматических спиртах. Многоатомные спирты. Многоатомные фенолы.
6. Практическое использование спиртов и фенолов.

7. Исследование физических свойств спиртов в лаборатории. Изучение их химической активности: кислотные свойства, реакции окисления, этерификации. Проведение качественных реакций на многоатомные спирты.

8. Исследование физических и химических свойств фенолов в лаборатории. Проведение качественных реакций на фенолы.

Примерные задания:

- Спирты можно получить реакцией гидратации:
а) алкенов; б) алкинов; в) алканов; г) альдегидов
- При гидратации в кислой среде 2-метил-2-бутена образуется:
а) 2-метил-2-бутанол; б) 2-метил-3-бутанол;
в) 3-метил-2-бутанол; г) 2-метил-2,3-бутандиол
- Какой спирт является первичным:
а) 2-метил-1-бутанол; б) 2-метил-2-бутанол;
в) 2-бутанол; г) 2-пентанол
- Какой спирт нельзя получить восстановлением карбонильного соединения:
а) 1-пропанол; б) 1-бутанол; в) 2-пропанол; г) 2-метил-2-пропанол
- Назовите изопропиловый спирт по систематической номенклатуре:
а) диметилкарбинол; б) 1-пропанол; в) 2-пропанол; г) диметилметанол
- Какое соединение получится при действии избытка концентрированной серной кислоты (150°C) на 2-пропанол:
а) изопропилсерная кислота; б) диизопропиловый эфир;
в) 1-пропен; г) 2-пропен
- Назовите 3-метил-2-бутанол по карбинольной номенклатуре:
а) метилизопропилкарбинол; б) этилизопропилкарбинол;
в) метилпропилкарбинол; г) втор-бутилкарбинол
- Какое соединение реагирует с 1-бутанолом с образованием бутилата натрия:
а) натрий; б) гидроксид натрия, конц.;
в) гидроксид натрия (плавление); г) карбонат натрия
- Какой электронный эффект проявляет гидроксильная группа в фенолах:
а) +I и +M; б) -I и -M; в) +I и -M; г) -I и +M
- Какое химическое свойство отличает спирты от фенолов:
а) образование простых эфиров; б) образование сложных эфиров;
в) внутримолекулярная дегидратация; г) взаимодействие с натрием
- Кислотные свойства фенолов:
а) сильнее, чем у спиртов; б) слабее, чем у спиртов;
в) сильнее, чем у карбоновых кислот; г) слабее, чем у воды
- Отличить фенол от ароматического спирта можно по реакции с:
а) бромной водой; б) хлоридом железа(III);
в) натрием; г) этиловым спиртом
- Какое соединение образуется при действии бромной водой на фенол:
а) о-бромфенол; б) м-бромфенол; в) п-бромфенол; г) 2,4,6-трибромфенол
- Какое соединение не является исходным для получения фенола:
а) хлорбензол; б) сульфобензол; в) этилбензол; г) изопропилбензол
- Какое соединение образуется при действии концентрированной серной кислотой на фенол при 20°C:
а) о-сульфофенол; б) м-сульфофенол; в) о- и п-сульфофенолы; г) п-сульфофенол
- Какое соединение образуется при действии концентрированного раствора гидроксида натрия при нагревании и давлении на хлорбензол:
а) фенол; б) бензиловый спирт; в) резорцин; г) дифениловый эфир

Литература:

- Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.

2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А. Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.

Занятие 6. Альдегиды и кетоны (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика альдегидов и кетонов. Функциональная карбонильная группа. Номенклатура. Изомерия.
2. Промышленные и лабораторные методы получения.
3. Многообразие химических свойств альдегидов и кетонов: реакции замещения, окисления-восстановления, присоединения, конденсации.
4. Практическое использование карбонильных соединений.
5. Получение уксусного альдегида в лаборатории и исследование его свойств. Качественные реакции на альдегиды и кетоны. Реакции конденсации.

Примерные задания:

1. Назовите 2,4-диметил-3-гексанон по рациональной номенклатуре:
 - а) изопропилизобутилкетон;
 - б) изопропилвтор-бутилкетон;
 - в) пропилизобутилкетон;
 - г) диизопропилкетон
2. Какое соединение получится при окислении втор-бутилового спирта:
 - а) метилэтилуксусный альдегид;
 - б) 2-метилпропаналь;
 - в) метилэтилкетон;
 - г) диэтилкетон
3. Какое соединение не вступает в реакцию альдольной конденсации:
 - а) метилуксусный альдегид;
 - б) этилуксусный альдегид;
 - в) диметилуксусный альдегид;
 - г) триметилуксусный альдегид
4. Какие альдегиды можно получить по реакции Кучерова из алкинов:
 - а) метаналь;
 - б) этаналь;
 - в) любой;
 - г) любой, кроме метанала
5. Определите промежуточное вещество X в синтезе ацетона по схеме:
пропен \rightarrow X \rightarrow ацетон:
 - а) 1-пропанол;
 - б) 2-бромпропан;
 - в) 1,2-дибромпропан;
 - г) 2-пропанол
6. Какое вещество получится при пиролизе смешанной кальциевой соли уксусной и муравьиной кислот:
 - а) уксусный альдегид;
 - б) муравьиный альдегид;
 - в) смесь уксусного и муравьиного альдегидов;
 - г) ацетон
7. Пропаналь можно отличить от пропанона с помощью:
 - а) реакции с аммиаком;
 - б) реакции с водородом;
 - в) реакции серебряного зеркала;
 - г) индикатора
8. Какое соединение получится, если на 2-бутанон подействовать PCl_5 :
 - а) 1-хлор-2-бутанон;
 - б) 2-хлорбутан;
 - в) 3-хлор-2-бутанон;
 - г) 2,2-дихлорбутан

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.

4. Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.

Занятие 6. Карбоновые кислоты (лабораторное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 5 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика карбоновых кислот, их классификация. Карбоксильная группа. Номенклатура. Изомерия.
2. Промышленные и лабораторные методы получения.
3. Многообразие химических свойств. Кислотные свойства, реакции замещения. Взаимное влияние карбонильной и гидроксильной групп. Производные карбоновых кислот.
4. Практическое использование карбоновых кислот и их производных.
5. Исследование физических и химических свойств карбоновых кислот в лаборатории. Кислотные свойства, образование сложных эфиров и амидов.

Примерные задания:

1. С каким веществом не реагируют карбоновые кислоты:
а) C_2H_5OH ; б) NH_3 ; в) PCl_5 ; г) $C_6H_5CH_3$
2. Какое вещество не относится к функциональным производным уксусной кислоты:
а) $CH_3-CO-Cl$; б) $CH_3-CO-O-C_2H_5$; в) $CH_3-CO-NH_2$; г) $CH_3-CO-CH_3$
3. Кислотные свойства уксусной кислоты:
а) больше, чем у муравьиной; б) больше, чем у угольной;
в) меньше, чем у пропановой; г) больше, чем у соляной
4. Какое соединение относится к сложным эфирам:
а) $CH_3-O-CO-CH(CH_3)_2$; б) $CH_3-CH_2-O-CH_3$;
в) $CH_3-CO-O-CO-CH_3$; г) $CH_3-CH_2-CO-CH_3$
5. Кислотные свойства в гомологическом ряду карбоновых кислот:
а) не изменяются; б) уменьшаются; в) увеличиваются
6. Муравьиная кислота реагирует с ..., а уксусная – нет:
а) NH_3 ; б) $NaOH$; в) $[Ag(NH_3)_2]OH$; г) HCl
7. С каким веществом не реагирует уксусная кислота:
а) с фенолятом натрия; б) с толуолом;
в) с изопропиловым спиртом; г) с аммиаком
8. Радикалы карбоновых кислот называются:
а) алкильными; б) арильными; в) ацильными; г) оксильными

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.

Занятие 7. Кислородпроизводные углеводов. Генетическая связь
(контрольное занятие 2 час.)
(самостоятельная работа 3 час.)

Вопросы для изучения:

1. Номенклатура различных производных углеводов.
2. Способы получения и химические свойства кислородпроизводных углеводов. Взаимосвязь разных классов кислородпроизводных углеводов.

3. Решение заданий по написанию химических формул соединений, номенклатуре, осуществлению превращений между разными классами кислородпроизводных углеводов.

Примерные задания:

1. 2-Метил-1-бутен введите в реакцию с хлористым водородом. Полученное соединение гидролизуйте. Продукт гидролиза подвергните внутримолекулярной и межмолекулярной дегидратации. Назовите все полученные продукты.

2. На 3-метил-1-пентин подействуйте водой в присутствии солей ртути. Как полученное соединение реагирует: с гидросульфитом натрия; с сильным окислителем?

3. Окислите пропаналь. На продукт окисления подействуйте последовательно натрием, а затем 2-хлорпропаном.

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А. Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.

Занятие 8. Амины. Аминокислоты (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 6 час.)

Вопросы для изучения:

1. Общая характеристика аминов предельного ряда. Общая формула. Номенклатура. Изомерия.
2. Промышленные и лабораторные методы получения.
3. Кислотно-основные свойства аминов. Реакции замещения, образование вторичных и третичных аминов. Реакции с азотистой кислотой.
4. Аминокислоты. Особенности строения. Номенклатура. Изомерия. Понятие о биполярном ионе.
5. Методы получения аминокислот.
6. Химические свойства аминокислот. Кислотно-основной характер химических свойств.
7. Получение первичных аминов в лаборатории и изучение их основных свойств. Качественные реакции. Изучение особенностей химических свойств аминокислот.
8. Общая характеристика ароматических аминов. Общая формула. Номенклатура. Изомерия.
9. Промышленные и лабораторные методы получения.
10. Химические свойства ароматических аминов. Реакции замещения, окисления.
11. Исследование химических свойств ароматических аминов в лаборатории. Проведение реакций замещения, окисления.

Примерные задания:

1. Назовите 2-метил-2-пропанамин по рациональной номенклатуре:
а) изопропиламин; б) втор-бутиламин; в) трет-бутиламин; г) изобутиламин
2. К каким аминам относится соединение из п.1:
а) к первичным; б) к вторичным; в) к третичным; г) к четвертичным
3. Какую окраску имеет лакмус в водных растворах аминов:
а) синюю; б) красную; в) желтую; г) фиолетовую
4. С каким веществом не реагируют первичные амины:
а) с соляной кислотой; б) с хлорметаном;
в) с водородом; г) с водой
5. Назовите α -аминопропионовую кислоту по систематической номенклатуре:
а) метиламиноуксусная кислота; б) 2-аминопропионовая кислота;
в) 2-аминопропановая кислота; г) 3-аминопропановая кислота

6. С каким веществом не реагирует аминокислота:
- а) с соляной кислотой; б) с гидроксидом натрия;
в) с анилином; г) с гидроксидом меди
7. Какую среду имеет раствор 2-аминопропановой кислоты:
- а) кислую; б) щелочную; в) нейтральную; г) pH = 5,5
8. Какое соединение образуется при действии избытка аммиака на 2-хлорбутан:
- а) изобутиламин; б) втор-бутиламин; в) бутиламин; г) бутанамин
9. Назовите метилфениламин по систематической номенклатуре:
- а) толуоламин; б) метилбензоламин; в) N-метилбензоламин; г) метиланилин
10. К каким аминам относится соединение из п.1:
- а) к первичным; б) к вторичным; в) к третичным; г) к четвертичным
11. Какое соединение образуется при нитровании анилина концентрированной азотной кислотой:
- а) о-нитроанилин; б) п-нитроанилин; в) м-нитроанилин; г) о- и п-нитроанилины
12. Из какого вещества в две стадии можно получить анилин:
- а) бензол; б) фенол; в) толуол; г) (N,N-диметил)анилин

Литература:

1. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
2. Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
3. Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
4. Родина Т.А. Азотсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А. Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2009. – 76 с.

Занятие 9. Углеводы. Моносахариды. Дисахариды (лабораторное занятие 2 час.)

(самостоятельная работа 6 час.)

Вопросы для изучения:

1. Углеводы, их характеристика, общая формула, классификация.
2. Характеристика моносахаридов, дисахаридов и полисахаридов, классификация, изомерия, номенклатура, примеры соединений.
3. Химические свойства моносахаридов. Реакции цепных и циклических форм. Качественные реакции на функциональные группы моносахаридов.
4. Восстанавливающие и невосстанавливающие дисахариды. Сходство и отличие их химических свойств.
5. Сходство и различие в строении крахмала и целлюлозы. Химические свойства полисахаридов. Применение крахмала, целлюлозы и их производных.
6. Изучение химических свойств моносахаридов в лаборатории. Доказательство химического строения моносахаридов.
7. Изучение химических свойств дисахаридов в лаборатории. Распознавание восстанавливающих и невосстанавливающих дисахаридов. Доказательство их химического строения.

Примерные задания:

1. На какие группы подразделяют углеводы по типу функциональных групп:
а) альдозы и кетозы; б) моносахариды и дисахариды;
в) пентозы и гексозы; г) глюкозы и фруктозы
2. Глюкоза и манноза являются:
а) энантиомерами; б) гомологами; в) аномерами; г) эпимерами
3. Какой моносахарид является кетогексозой:
а) глюкоза; б) фруктоза; в) манноза; г) рибоза
4. Какая функциональная группа не входит в состав углеводов:
а) гидроксильная; б) кето-группа; в) альдегидная; г) карбоксильная
5. Как доказать, что глюкоза содержит альдегидную группу:

- а) реакцией с NaOH; б) реакцией с Cu(OH)₂;
 в) реакцией серебряного зеркала; г) реакцией с водородом
6. Моносахариды, отличающиеся расположением заместителей у последнего асимметричного атома углерода, называют:
- а) энантиомеры; б) эписмеры; в) аномеры; г) диастереомеры
7. Альдозу от изомерной ей кетозы можно отличить по реакции:
- а) с водородом; б) с гидросульфитом натрия;
 в) серебряного зеркала; г) с гидроксидом меди
8. Какая реакция характерна для циклической формы глюкозы:
- а) алкилирования; б) эписмеризации; в) восстановления; г) окисления
10. Выберите правильное утверждение о свойствах сахарозы:
- а) окисляется; б) подвергается мутаротации;
 в) состоит из глюкозы и фруктозы; г) существует в α- и β-формах
11. Конечным продуктом гидролиза целлюлозы является:
- а) декстрины; б) α-глюкоза; в) β-целлобиоза; г) β-глюкоза
12. Какой из дисахаридов не обладает восстанавливающими свойствами:
- а) сахароза; б) мальтоза; в) лактоза; г) целлобиоза
13. Как химическим путем отличить крахмал от целлюлозы:
- а) реакцией с Cu(OH)₂; б) реакцией с йодом;
 в) реакцией этерификации; г) реакцией гидролиза
14. С каким из перечисленных реактивов вступит в реакцию только восстанавливающий дисахарид:
- а) CH₃OH + HCl(сухой); б) CH₃Cl; в) NaOH; г) (CH₃CO)₂O
15. Сколько нитрогрупп можно максимально ввести в одно звено макромолекулы целлюлозы:
- а) одну; б) две; в) три; г) четыре
16. Какой из дисахаридов является структурным звеном крахмала:
- а) сахароза; б) мальтоза; в) лактоза; г) целлобиоза
17. Какой из эфиров целлюлозы используется в производстве вязкого волокна:
- а) метилцеллюлоза; б) триацетат целлюлозы;
 в) тринитрат целлюлозы; г) ксантогенат целлюлозы

Литература:

- Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Троценко. – СПб.: Иван Федоров, 2005. – 623 с.
- Березин Б.Д. Курс современной органической химии: учеб. пособие: рек. Мин. обр. РФ/ Б.Д. Березин, Д.Б. Березин. – М.: Высшая школа, 2001. – 768 с.
- Артеменко А.И. Органическая химия. учеб. рек. Мин. обр. РФ/ А.И. Артеменко. – М.: Высшая школа, 2002. – 559 с.
- Родина Т.А. Кислородсодержащие органические соединения: учеб. пособие/ Т.А. Родина, С.А. Лескова; АмГУ, ИФФ. – Благовещенск: Изд-во Амур. гос. ун-та, 2008. – 128 с.

3.2 Методические указания по самостоятельной работе студентов

МОДУЛЬ 1: ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ (108 часов)

Самостоятельная работа является активной учебной деятельностью, направленной на качественное решение задач самообучения, самовоспитания и саморазвития. Самостоятельная работа студентов выполняется без непосредственного участия преподавателя, но по его заданию и в специально отведенное для этого время.

В структуре содержания самостоятельной работы по неорганической химии можно выделить три основных блока: учение о строении вещества, учение о химических процессах, химия элементов. Самостоятельная работа студентов включает самостоятельную проработку теоретического материала, работу с литературой, подготовку к лекциям, практическим и лабораторным занятиям, составление конспектов, оформление отчетов по лабораторным заня-

тиям, самостоятельное исследование теоретического материала, не выносимого на лекции или практические занятия (например, первые модели атома, межмолекулярные взаимодействия, химия отдельных элементов), выполнение домашних заданий, контрольных и проверочных работ, решение задач, подготовку к экзамену.

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

Разделы для самостоятельного изучения:

1. История химии. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Закон сохранения массы и энергии и его значение в химии. Законы постоянства состава, кратных отношений, объемных отношений. Закон Авогадро и выводы из него.
2. Ядро как динамическая система протонов и нейтронов. Изотопы. Ядерные реакции. Применение радиоактивных изотопов в промышленности.
3. Модели атома Томсона, Резерфорда, Бора, их достоинства и недостатки.
4. Жизнь и деятельности Д.И. Менделеева. Исторические предпосылки создания учения о периодичности.
5. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей у атомов различных элементов периодической системы.
6. Химическая связь в многоатомных молекулах с позиций метода валентных связей.
7. Межмолекулярные взаимодействия.
8. Аллотропия простых веществ.
9. Использование катализа в промышленности.
10. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.
11. Метод электронного баланса для расстановки коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.
12. Окислительно-восстановительные процессы в природе и на производстве.
13. Теория строения координационных соединений А. Вернера.
14. Элементы главных подгрупп периодической системы химических элементов: соединения селена, теллура, мышьяка, сурьмы, висмута, германия, олова, свинца. Расположение в периодической системе, электронное строение, методы получения, физические и химические свойства, применение.
15. Основные виды руд и их обогащение.
16. Элементы побочных подгрупп периодической системы: кадмий, титан, ванадий, молибден, вольфрам, железо, марганец, хром, медь, цинк. Особенности электронного строения, положение в периодической системе, способы получения, важнейшие соединения, применение.

МОДУЛЬ 2: ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ (90 часов)

Изучение органической химии представляет определенные трудности из-за большого объема фактического материала, значительного количества новых понятий, своеобразия номенклатуры органических соединений и самой тесной связи одного раздела с другим. Поэтому, усвоение курса органической химии требует систематической и последовательной работы. Важно соблюдать последовательность перехода к изучению каждого следующего раздела лишь после того, как усвоен материал предыдущего. Не следует механически запоминать формулы, константы, уравнения реакции и др. Необходимо суметь выделить главное, понять сущность тех или иных превращений, найти взаимную связь различных классов соединений и их значение, применение.

Изучение каждой темы органической химии надо начинать с уяснения электронного, пространственного и химического строения, свойств функциональных групп органических молекул. Функциональная группа в основном определяет химические свойства данного класса соединений. Знание этих свойств позволяет найти генетическую связь между различными классами органических соединений, понять, как из более простых молекул углеводов путем химических превращений можно получить сложнейшие биоорганические соединения – вещества высшей организованной материи.

По курсу дисциплины применяются различные виды поэтапного контроля. Это текущий контроль по каждой теме лабораторно-практических занятий, коллоквиум по теоретическим основам органической химии, домашние задания на номенклатуру, свойства и генетическую связь между классами органических соединений, экзамен. Все виды контроля проводятся по индивидуальным заданиям, а также по тестам. Примеры таких заданий приведены в содержании каждого занятия.

Разделы для самостоятельного изучения:

1. История развития органической химии, как науки.
2. История развития теоретических представлений в органической химии.
3. Типы химической связи в органических соединениях. Характеристики ковалентной связи.
4. Природные сырьевые источники углеводов.
5. Промышленные способы получения и выделения углеводов.
6. Крекинг алканов и его значение.
7. Циклоалканы.
8. Диеновые углеводороды, их практическое использование. Пути промышленного синтеза синтетических каучуков.
9. Многоядерные соединения с изолированными и конденсированными бензольными кольцами.
10. Полигалогенопроизводные углеводов.
11. Простые эфиры.
12. Многоатомные фенолы и их применение.
13. Химические свойства ароматических альдегидов и кетонов, общие со свойствами карбонильных соединений жирного ряда.
14. Многоосновные ароматические карбоновые кислоты.
15. Сложные эфиры, их применение.
16. Шестичленные гетероциклические соединения.

4 Контроль знаний

4.1 Текущий контроль знаний

Контроль является неотъемлемым элементом и условием успешного усвоения содержания обучения. По результатам, полученным в ходе контроля, можно судить о состоянии уровня обучения студентов на определенном отрезке времени (входной, текущий и промежуточный контроль) и об их готовности для включения в учебно-познавательную деятельность. Поэтому контроль должен быть многоцелевым, многосторонним и многоступенчатым и базироваться на следующих принципах: плановность, систематичность, объективность, комплексность, индивидуальность и педагогическая тактичность. Эффективность контроля зависит от того, насколько грамотно составлен план, обоснованы цели и способы контроля, насколько правильно определены наиболее эффективные методы и формы контроля. Проведение контроля обеспечивает своевременную корректировку учебного процесса.

Студент с самого начала обучения должен знать, как будет оцениваться его работа, какие требования в обучении будут к нему предъявляться. В этом заключается и определенный стимул студента к повышению качества своих знаний.

Первым звеном в системе контроля является входной контроль, который проводится в форме тестирования с целью проверки базовых знаний по дисциплине и выявления пробелов в знаниях. Материалы входных тестов составляются на основе школьной программы.

Вторым звеном в системе контроля является текущий контроль, который проводится систематически с целью установления правильности понимания студентами учебного материала и уровней овладения им, осуществления корректировки применяемых технологий обучения. Основная функция текущего контроля – обучающая. Вопросы, задания, тесты направлены на закрепление вновь изученного материала и повторение пройденного, поэтому индивидуальные формы целесообразно сочетать с фронтальной работой группы.

Текущий контроль знаний студентов осуществляется при выполнении и сдаче каждого задания практического занятия и защите каждой лабораторной работы, при выполнении проверочных и домашних работ.

Нормы оценки знаний предполагают учет индивидуальных особенностей студентов, дифференцированный подход к обучению, проверке знаний, умений.

В устных и письменных ответах студентов учитывается: глубина знаний, полнота знаний и владение необходимыми умениями (в объеме полной программы); осознанность и самостоятельность применения знаний и способов учебной деятельности, прочность усвоения знаний, логичность изложения материала, включая обобщения, выводы (в соответствии с заданным вопросом), соблюдение норм литературной речи.

Периодически с целью проверки уровня усвоения учебного материала в объеме учебных тем, разделов семестра проводятся контрольные работы, задания для которых охватывают наиболее общие и актуальные разделы и темы изученного материала. Контрольные работы проводятся с целью:

контроля за полнотой и прочностью теоретических и практических знаний по химии за определенный период обучения;

контроля за самостоятельной работой студентов, за умением работы студентов с учебной и справочной литературой;

выявления пробелов в знаниях студентов и путей их устранения.

Виды и темы текущего контроля знаний студентов приведены в рабочей программе дисциплины. Примеры контролирующих материалов приведены в методических указаниях к практическим, семинарским и лабораторным занятиям. Все варианты заданий для текущего контроля хранятся на кафедре.

4.2 Итоговый контроль знаний

Заключительным звеном в системе контроля является итоговый контроль по дисциплине, который определяет достигнутый уровень усвоения студентами основного учебного материала по общей, неорганической и органической химии, качество базовых знаний, умений, навыков. Контроль проводится в форме экзамена в 1 и 2 семестрах. Экзамен может проводиться в устной (по билетам) и письменной (по тестам) формах. Вопросы для подготовки к экзамену по разделам курса «Общая и неорганическая химия» и «Органическая химия», а также критерии оценки знаний студентов при ответе на экзамене приведены в рабочей программе дисциплины.

5 Интерактивные технологии и инновационные методы, используемые в образовательном процессе

Изучение химических дисциплин предполагает усвоение большого объема теоретического материала, химических формул, абстрактных моделей и понятий. Применение интерактивных технологий с использованием различных педагогических и методических приемов, позволяет актуализировать имеющиеся знания по изучаемой теме, анализировать, интерпретировать, осмысливать полученную информацию. Выстраивание процесса восприятия информации при использовании интерактивных технологий происходит с учетом закономерностей взаимодействия личности и информации, закономерностей и механизмов процессов познания. Обучение выстраивается с учетом принципов сотрудничества, совместного планирования и рефлексии.

Построение образовательного процесса основано на трех этапах. Первая стадия «вызов», позволяет актуализировать уже имеющиеся знания по изучаемому вопросу, выдвигать предположения, обозначать цели, формировать познавательный интерес. Вторая стадия «ос-

мысление» ориентирована на получение новой информации, соотнесение ее с поставленными целями и задачами обучения. На заключительной третьей стадии - «рефлексии» - происходит синтез информации, организация процесса закрепления, сопоставление ее с ранее приобретенными знаниями.

Среди интерактивных методов обучения эффективными являются лекции-презентации (визуализации), ситуационное обучение, деловые игры, дискуссии, демонстрации.

Изложение теоретического материала проходит, как правило, в форме «диалога» лектор – аудитория, с созданием проблемных ситуаций и сопровождается лекционным демонстрационным экспериментом. Широко используются цифровые образовательные ресурсы, позволяющие совмещать вербальные и визуальные способы восприятия информации, реализовать обратную связь преподавателя с аудиторией. С учетом того, что изучение химии на первом курсе базируется на предметных знаниях и умениях школьного курса химии можно некоторые темы вынести на самостоятельное изучение, предусматривающее составление самостоятельного конспекта лекций, а на лекции используя индивидуальные, парные, групповые формы работы с целью обобщить, систематизировать материал.

В ходе лекции по химии внимание студентов лектор периодически переключает на решение практических, профессионально направленных задач. При этом предоставляется возможность студентам сначала самостоятельно решить задачи, выполнить тестовые задания, а затем обсудить и предоставить групповое решение. Аргументация своего решения сопровождается повторением учебного материала, что способствует его эффективному усвоению. Интересным моментом является проведение рефлексии в конце лекции, которая направлена на выявление, усвоение узловых моментов лекции, развитие умений составления утверждений, тезисного изложения материала, формулировать вопросы, что способствует усвоению химической информации.

Семинарские занятия по химии направлены на формирование умений применять имеющиеся предметные знания для решения новых задач. Как правило, в группе студенты имеют разный уровень химических знаний. Студенты первокурсники отдадут преимущества групповым формам выполнения заданий, чем индивидуальным. Необходимым условием является запись соответствующих решений в своей тетради каждым студентом. Выполненные задания, проверенные другой группой, позволяют каждому студенту повторить, закрепить и спланировать свою дальнейшую деятельность по устранению своих пробелов изучаемой темы. В процессе проверки, каждая группа вносит дополнения, прорабатывает весь материал снова, задают друг другу вопросы и ищут приемлемые приемы для объяснения товарищам допущенных ими ошибок. При такой работе студенты не должны пользоваться конспектом.

Предлагаемые задания могут быть направлены как на систематизацию материала, так и на решение какой-то проблемы или просто на выполнение нескольких примеров, задач. Задания должны иметь разную формулировку, позволяющую студентам увидеть ориентировочную основу действия в применении изучаемого учебного материала. При изучении химических дисциплин на первом курсе в вузе использование инновационных технологий позволяет повысить уровень восприятия, понимания информации и способствует развитию умений выражать собственное мнение.

1	Рабочая программа учебной дисциплины	3
1.1	Цели и задачи освоения дисциплины	3
1.2	Место дисциплины в ООП ВПО	3
1.3	Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины	3
1.4	Структура и содержание дисциплины	4
1.5	Содержание разделов и тем дисциплины	5
1.6	Самостоятельная работа	15
1.7	Матрица компетенций учебной дисциплины	16
1.8	Образовательные технологии	17
1.9	Оценочные средства для текущего контроля успеваемости, промежуточной аттестации по итогам освоения дисциплины и учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов	17
1.10	Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины	24
1.11	Материально-техническое обеспечение дисциплины	24
1.12	Рейтинговая оценка знаний студентов по дисциплине	24
2	Краткое изложение программного материала	26
3	Методические указания (рекомендации)	53
3.1	Методические указания к семинарским, практическим, лабораторным занятиям	55
3.2	Методические указания по самостоятельной работе студентов	81
4	Контроль знаний	83
4.1	Текущий контроль знаний	83
4.2	Итоговый контроль знаний	84
5	Интерактивные технологии и инновационные методы, используемые в образовательном процессе	84