

Федеральное агентство по образованию
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ГОУВПО «АмГУ»

УТВЕРЖДАЮ

Зав.кафедрой химии и естествознания

_____ Т.А. Родина
“ _____ ” _____ 2007г.

ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС ПО ДИСЦИПЛИНЕ

для специальности:

010701 «Физика»

Составитель: **Митрофанова В.И.**

Благовещенск

2007 г.

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

Митрофанова В.И.

Учебно-методический комплекс по дисциплине “Химия” для студентов специальности 010701 «Физика» – Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2007.

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

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

© Амурский государственный университет, 2007

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ	4
СТАНДАРТ СПЕЦИАЛЬНОСТИ 010701	
ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ	5-6
1. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ	7
2. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ	7
3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ	8-15
4. НАУЧНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЛИТЕРАТУРА	16
5. СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА	17-38
6. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ	38-41
ЗАНЯТИЙ, САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ	
7. ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ	41-44
8. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	44
9. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ	45
10. ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ, КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ	46-51
11. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ	51-53
12. ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ	53-66
ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	
13. ДОМАШНИЕ ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ РАБОТЫ	67

ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ СТАНДАРТ

специальность 010701 «Физика»

Строение атомов и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
Химические связи и строение молекул. Стереохимия. Конформационный анализ.
Модель Гиллеспи-Найхолма. Химия координационных соединений.
Бионеорганическая химия. Топохимия. Растворы. Окислительно-
восстановительные реакции и электрохимия. Химическая кинетика. Катализ.
Поверхностные явления и коллоидная химия. Пространственно-временная
самоорганизация в открытых физико-химических системах.

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Программа предназначена для подготовки специалистов направления

«Физика». Для подготовки специалистов данной специальности необходимы знания по общей химии, химии координационных соединений, бионеорганической химии, топохимии, теории растворов, физической и коллоидной химии, а также знания по самоорганизации в физико-химических системах. Они способствуют формированию диалектического мышления, выработке научного взгляда на природу, успешному усвоению дисциплин естественно-научного цикла. Знание химических закономерностей, реакционной способности веществ, условий протекания химических процессов необходимы при решении практических вопросов, связанных с исследованием структуры и свойства вещества, синтезом новых материалов и их использованием в различных областях науки и техники. Курс химии является также основой при изучении ряда специальных дисциплин, таких как «Методы физико-химического анализа», «Физика твердого тела», «Биофизика», «Физика кристаллов», «Физика металлов» и др.

1. Цель преподавания дисциплины:

Формирование у студентов целостного естественно-научного мировоззрения.

Углубление и систематизация химических знаний, необходимых студентам для изучения других дисциплин, а также ряда разделов физики.

Способствовать развитию химического мышления, необходимого при решении физико-химических проблем в области научных исследований и практической деятельности в различных направлениях производства.

Показать роль химии в развитии научно-технического прогресса. Раскрыть роль отечественных и зарубежных ученых в развитии химии.

2. Основные знания, приобретаемые студентами при изучении курса:

Теоретические представления о структуре вещества, химическом средстве, возможности и закономерностях протекания процессов.

Представления о проблемах бионеорганической химии: строении и функциях тех соединений в организме, в состав которых входят атомы металлов.

Теоретические знания в области кинетики и механизмах топохимических

или твердофазных реакций.

Знания в области самоорганизации в открытых физико-химических системах.

3. Основные умения и навыки, приобретаемые студентами при изучении курса:

Соблюдение правил техники безопасности при работе в химических лабораториях.

Умение производить запись уравнений химических реакций, писать формулы органических и неорганических соединений, пользоваться номенклатурой.

Проведение расчетов по формулам и уравнениям, а также расчетов для приготовления растворов заданной концентрации.

Самостоятельное проведение лабораторного эксперимента и объяснение полученных результатов, свободное и правильное пользование химической терминологией.

Овладение техникой химических операций, умение работать с химической посудой и оборудованием, приобретение навыков исследовательской работы.

Умение работать с химической литературой, справочными изданиями, словарями, научно-исследовательской периодикой.

1. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

Курс	Семестр	Количество часов	Форма отчетности
------	---------	------------------	------------------

		лекции	лаб. раб.	сам. раб.	всего	
4	7	36	18	18	72	зачет

2. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ КАРТА ДИСЦИПЛИНЫ

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

Номер темы	Темы лекционного курса	Лаб. р.	Лекции	Самост
		Пр. зан.		работа
1	2		3	4
Тема 1	Введение в предмет. Строение атома. Квантовые числа.	4	2	1
Тема 2	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.		2	1
Тема 3	Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей. Стереохимия молекул.		2	1
Тема 4	Метод молекулярных орбиталей.		2	1
Тема 5	Общие закономерности химических процессов. Понятие о химической кинетике. Химическое равновесие. Катализ.	2	2	2
Тема 6	Растворы. Общая характеристика. Растворы неэлектролитов.	2	2	1
Тема 7	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.	2	2	1
Тема 8	Ионное произведение воды и водородный показатель. Произведение растворимости.		2	1
Тема 9	Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз.	2	2	1
Тема 10-11	Поверхностные явления. Адсорбция. Коллоидные растворы.	2	3	1
Тема 12	Топохимические процессы.		2	1
Тема 13	Координационные соединения. Конформационный анализ.	2	2	1
Тема 14	Окислительно-восстановительные процессы. Стандартные потенциалы. Гальванические элементы.	2	2	1
Тема 15	Электролиз. Законы электролиза.		2	1
Тема 16	Проблемы бионеорганической химии.		2	1

Тема 17-18	Пространственно-временная самоорганизация в открытых физико-химических системах.		3	2
	Итого (72 часа)	18	36	18

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Введение (0,5 час.)

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

2. Атомно-молекулярное учение, основные химические понятия и законы (0,5 час.)

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

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

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

3. Классификация и номенклатура неорганических соединений (1 час.)

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

Классификация сложных веществ по функциональным признакам. Оксиды

солеобразующие и несолеобразующие. Кислотные, основные и амфотерные оксиды. Номенклатура оксидов.

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

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

Соли: средние, кислые, основные. Номенклатура солей.

4. Строение атома (1,5 час.)

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

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

Теория атома водорода по Бору. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Бору. Попытки их устранения.

Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера.

Квантово-механическая модель атома. 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 Хунда. 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 (2 час.)

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

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

Значение периодического закона.

6. Химическая связь и строение веществ (6 час.)

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

Ковалентная связь. Основные положения 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). Понятие о методе молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие и разрыхляющие МО. Принципы заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных частиц. Парамагнетизм и диамагнетизм. Порядок связи. Сравнение методов ВС и МО.

Конформационный анализ. Модель Гиллеспи-Найхолма.

Ионная связь. Механизм образования и 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. Зонная теория строения металлов.

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. Получение металлов электролизом расплавов и растворов.

Межмолекулярные взаимодействия. Ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия.

7. Химическая кинетика, химическое равновесие, катализ (4 час.)

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. Колебательные реакции.

Локализованные химические и физические процессы. Топохимические реакции. Область топохимии. Структура и состояние твердых реагентов. Влияние температуры и давления на скорость топохимических реакций. Формы локализации и кинетические модели.

8. Растворы (2,5 час.)

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

Коллоидные растворы как гетерогенные системы. Общая характеристика коллоидных систем. Кинетическая и агрегативная устойчивость коллоидных систем. Свойства коллоидных систем: оптические, молекулярно-кинетические, электрические, реологические. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Коагуляция электролитами, коллоидами, под действием физических факторов.

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 (4 час.)

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

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

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

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.

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 (4 час.)

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. Ионообменная адсорбция. Иониты и их применение.

11. Окислительно-восстановительные реакции. Электродные потенциалы. Гальванический элемент. Электролиз (4 час.)

Реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислители и восстановители. Правила составления окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронноионный (метод полуреакций). 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. 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 (2 час.)

Понятие о координационных соединениях. Теория А. Вернера. Внешняя и внутренняя сфера комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число

комплексообразователя. Заряд комплексного иона. Дентатность. Классификация координационных соединений. Изомерия координационных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Константа нестойкости. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Значение комплексных соединений.

13. Бионеорганические соединения (2 час.)

Предмет бионеорганической химии (неорганическая биохимия)

Состав, строение и функции соединений в биологических организмах, в состав которых входят атомы металлов. Роль биометаллов в живых системах. Прикладные аспекты бионеорганической химии.

14. Пространственно-временная самоорганизация в физико-химических системах (2 час.)

Понятие простоты и сложности. Самоорганизация в физико-химических системах: рождение сложного. Тепловая конвекция как прототип явлений самоорганизации в физике. Явления самоорганизации в химии: реакции Белоусова-Жаботинского в системах с перемешиванием (химические часы и хаос) и в неоднородных системах (пространственные фигуры). Бифуркации и флуктуации.

4. НАУЧНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М. Химия. 1999.
2. Н.Л. Глинка. Общая химия. М. Высшая школа. 2002.
3. В.И. Слесарев. Химия. Основы химии живого. 2005.
4. В.В. Денисов и др. Химия. 2003
5. Неорганическая химия. Под ред. Ю.Д. Третьякова. В трех томах. М., 2004.
6. Т.А. Родина, А.В. Иванов, В.И. Митрофанова. Практикум по общей и неор-

- ганической химии. Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2007.
7. Практикум по общей химии. Под ред. профессора С.Ф. Дунаева. 2005.
 8. Практикум по общей химии. Под ред. профессора В.А. Попкова, А.В. Бабкова. М., 2001.
 9. Н.Л. Глинка. Задачи и упражнения по общей химии. Л. Химия. 2002.
 10. Я.А. Угай. Общая и неорганическая химия. М. Химия. 1997.

Дополнительная:

1. Коровин и др. Курс общей химии. М. Высшая школа. 1990.
2. Рэмсен Э.Н. Начала современной химии. Л. Химия. 1989.
3. Е.А. Продан. Неорганическая топохимия. Минск. 1986.
4. В.П. Васильев. Аналитическая химия. Ч. 1. М. Химия. 1989
5. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. М. Высшая школа. 1994.
6. Балезин С.А. и др. Основы физической и коллоидной химии. М. 1987.
7. Романцева Л.М. и др. Сборник задач и упражнений по химии. М. 1980.
8. К.Б. Яцимирский. Проблемы бионеорганической химии. Серия «Химия», № 10, 1976 г.
9. В.А. Киреев. Краткий курс физической химии. М. 1978.
10. Г. Николис, И. Пригожин. Познание сложного. М. 1990.
11. Н.Н. Павлов. Неорганическая химия. М. Химия. 1986.

5. СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА

Лекция № 1. Развитие химии. Строение атома. Квантовые числа.

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

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

В 1896 г. французский физик А. Беккерель открыл явление самопроизвольного

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

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

Современная физика представляет атом как тяжелое ядро с окружающим его электронным облаком сложной структуры. Определить точное местоположение электронов в любой момент времени невозможно из-за двойственности его свойств (корпускулярно-волновой дуализм).

Набор квантовых чисел n, l, m , и их вариация – следствие решения уравнения Шрёдингера для состояния электрона в атоме. Исходя их модели атома Бора, квантовое число n определяет порядок электронного слоя от ядра в атомах, оно не может быть равно нулю, принимает целочисленные положительные значения от 1

до бесконечности. Квантовое число l называется орбитальным или побочным и определяет механический момент электрона, обусловленные его движением вокруг ядра. Принимает целочисленные значения от нуля до $n-1$, имеет буквенные обозначения (s, p, d, f) и определяет форму электронного облака. Магнитное квантовое m_l число определяет ориентацию электронного облака в пространстве. Квантуется и принимает целочисленные значения положительные и отрицательные от $-l$ включая 0 до $+l$. Может принимать $2l + 1$ значений. Собственный механический момент электрона называется спином. Спиновое квантовое число $m_s = +1/2$ и $-1/2$ и связано с проекцией спина на направление z (оси вращения электрона).

Поскольку движение электрона имеет волновой характер, квантовая механика описывает такое движение в атоме при помощи волновой функции. В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об электронном облаке, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Область пространства вокруг ядра, в котором наиболее вероятно пребывание электрона, называют орбиталью. Орбиталь можно описать с помощью набора квантовых чисел. Для определения состояния электрона в атоме используется ряд правил: принцип наименьшей энергии, принцип запрета Паули, правило Хунда, правила Клечковского.

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

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

Периодический закон является основой систематики химических элементов.

Химические и некоторые физические свойства зависят от структуры электронной оболочки, особенно от ее наружных слоев. Это объясняется тем, что периодичность присуща не только внешним слоям, но и всей электронной оболочке атомов. К таким свойствам относятся атомные и ионные радиусы, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, степень окисления.

Лекция № 3. Химическая связь. Метод валентных связей.

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

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

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

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

- химическая ковалентная связь возникает в результате спаривания электронов с противоположными спинами, принадлежащих разным атомам. Получающаяся связь является двухцентровой.
- при образовании молекулы электронная структура составляющих ее атомов в основном сохраняется, а все химические связи в молекуле могут быть представлены набором фиксированных (локализованных) двухцентровых двухэлектронных связей.

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

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

Лекция № 4. Метод молекулярных орбиталей

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

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

Молекулярные орбитали образуются при определенных комбинациях атомных орбиталей. Их число, энергию и форму можно вывести исходя из числа, энергии и формы орбиталей атомов, составляющих молекулу.

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

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

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

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

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

Катализ

Учение о скоростях и механизмах химических реакций называется химической кинетикой. Скорость реакции определяется изменением молярной концентрации

одного из реагирующих веществ. Для расчетов при определении скорости химической реакции используют закон действующих масс. К важнейшим факторам, определяющим скорость реакции, относятся: концентрация, температура, природа реагирующих веществ, катализаторы. Все химические реакции можно разделить на 2 группы: обратимые и необратимые. *Необратимые* реакции протекают до конца, то есть, до полного расходования одного из исходных веществ. В ходе обратимых реакций ни одно из реагирующих веществ полностью не расходуется. Это связано с тем, что протекание процесса может происходить как в прямом, так и в обратном направлении. При равенстве скоростей прямой и обратной реакций говорят о химическом равновесии.

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

Лекция № 7. Растворы неэлектролитов

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

К концу XIX в. растворы считались физическими смесями, компоненты которых не взаимодействуют друг с другом – это была физическая теория растворов, которой придерживались Рауль, Вант Гофф, Аррениус. Аррениус

(автор теории электролитической диссоциации) не смог объяснить, откуда берется энергия разрыва молекул при растворении кристаллов, и почему при этом процессе происходит выделение тепла. Другое представление о природе растворов было обосновано в 80-е гг. XIX в. Д.И. Менделеевым, который рассматривал растворы как смеси непрочных соединений, находящиеся в состоянии частичной диссоциации. Дальнейшее развитие теории раствором – работы русского химика И.А. Каблукова. Большой вклад в развитие этой теории был внесен другими русскими учеными, в т.ч. Коноваловым и Курнаковым.

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

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

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

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

на разрушение кристаллической решетки.

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

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

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

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

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

Лекция № 8. Растворы электролитов.

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

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

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

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

связи.

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

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

Различают сильные и слабые электролиты.

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

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

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

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Они называются ионными реакциями, а уравнения этих реакций - ионными уравнениями. Они проще уравнений реакций, записанных в молекулярной форме, и имеют более общий характер.

Лекция № 9. Гидролиз.

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

В зависимости от состава соли выделяют несколько типов гидролиза:

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

2. Соли сильного основания и слабой кислоты в водном растворе в качестве

одного из продуктов реакции образуют

слабый электролит (кислоту) и раствор приобретает щелочную реакцию.

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

слабый электролит (основание) и раствор приобретает кислую реакцию.

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

Лекция № 10 – 11. Поверхностные явления. Адсорбция. Дисперсные системы.

Все виды поверхностных явлений обусловлены тем, что частицы, находящиеся на поверхности раздела, по-разному взаимодействуют с частицами соприкасающихся фаз, причем эти взаимодействия отличаются по энергии от взаимодействий частиц, содержащихся внутри каждой фазы. Следовательно потенциальная энергия молекул на поверхности раздела фаз выше, чем у молекул внутри фазы. Эти отличия в энергетическом состоянии всех молекул поверхностного слоя характеризуются свободной поверхностной энергией G_s ,

Свободной поверхностной энергией называется термодинамическая функция, характеризующая энергию межмолекулярного взаимодействия частиц на поверхности раздела фаз с частицами каждой из контактирующих фаз.

Удельную свободную поверхностную энергию для подвижных поверхностей раздела фаз называют коэффициентом поверхностного натяжения σ .

Среди поверхностных явлений наибольшее значение имеет сорбция. **Сорбция** – гетерогенный процесс самопроизвольного поглощения твердым телом или жидкостью веществ из окружающей среды. Твердые тела или жидкости, способные поглощать вещества из окружающей среды, называются **сорбентами**,

а поглощаемое вещество – *сорбатом*. Процесс сорбции может сопровождаться диффузией вещества в глубь сорбента. Такой вид сорбции называется *абсорбцией*. В других случаях сорбция сопровождается концентрированием поглощаемого вещества на поверхности сорбента. Такой вид сорбции называется *адсорбцией*.

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

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

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

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

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

Классификацию дисперсных систем можно провести следующим образом:

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

Коллоидно-дисперсные системы – это ультрамикроретерогенные дисперсные

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

Особенностями зольей являются:

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

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

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

Структурной единицей дисперсной фазы золя является коллоидная частица –

мицелла, имеющая сложное многослойное строение. Образование мицеллы происходит в соответствии с правилом избирательной адсорбции Панета – Фаянса. Образование мицеллы сопряжено с появлением двойного электрического слоя, обуславливающего ряд ее свойств.

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

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

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

Лекция № 12. Топохимические реакции.

Неорганическая *топохимия* - это наука о твердых неорганических веществах и протекающих с их участием химических реакциях.

В общем случае кинетика и механизм отражают временной и пространственный пути любой реакции – гомогенной, гетерогенной, твердофазной. Однако если для гомогенных систем они отражают главным образом количество и последовательность элементарных актов и промежуточных стадий, через которые протекает реакция, то для систем с реагирующими твердыми фазами, кроме того, они отражают пространственно-временные эффекты локализации, которые передают основную специфику данного класса химических реакций.

Самые первые труды в области реакций твердых тел О. Лемана появились в 1889 г., где он собрал описание таких реакций разных авторов. Огромный вклад в изучение твердофазных реакций привнесли Колшюттер В., Лэнгмюр И., Штрауф, Экснер и многие другие. Из отечественных ученых – это Колмогоров А.Н., Ерофеев Б.В., Тодес О.М., Белькевич П.И., Продан Е.А., Сакович Г.В. и многие другие.

К топохимическим реакциям относятся реакции, происходящие в твердой фазе,

при которой процесс локализован на границе раздела твердое исходное вещество – твердый продукт реакции.

В зависимости от ширины охвата процессов различают топохимию статистическую, микроскопическую, полумикроскопическую.

Существует множество видов локализации твердого вещества в определенных местах реагирующего твердого тела. Очаговая локализация таких реакций обусловлена неоднородностью твердого тела, в котором частицы не распределены равномерно по объему тела, а локализованы на поверхности, на изолированных участках поверхности, поверхностных и объемных дефектах, отдельных элементах огранки кристалла, в объеме кристалла вдоль некоторых направлений и т.д. При этом места очаговой локализации могут быть как закрепленными, так и подвижными, перемещаясь до начала и в ходе реакции под влиянием градиента температуры, меняющегося силового поля внутренних напряжений, в результате воздействия продуктов реакции.

Лекция № 13. Комплексные соединения. Конформационный анализ.

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

Реакции, в результате которых образуются комплексные соединения, носят название реакций комплексообразования. Комплексные соединения называют часто координационными соединениями, подчеркивая тем самым способность простых неизменных частиц определенным образом располагаться

(координироваться) друг около друга в комплексном ионе или комплексной молекуле.

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

В комплексном ионе или нейтральном комплексе вокруг комплексообразователя координируются ионы, атомы или простые молекулы (L). Все эти частицы, имеющие химические связи с комплексообразователем, называются лигандами. Между координационным числом и строением комплексных соединений (геометрией внутренней координационной сферы) наблюдается определенная закономерность. Если комплексообразователь имеет координационное число 2 ($KЧ=2$), то, как правило, комплексный ион имеет линейное строение, а комплексообразователь и оба лиганда располагаются на одной прямой (валентный угол $L - M - L$ равен 180°). Комплексы с координационным числом 3 встречаются сравнительно редко и обычно имеют форму равностороннего треугольника, в центре которого располагается комплексообразователь, а в углах находятся лиганды (гибридизация типа sp^2). Другой вариант расположения лигандов во внутренней координационной сфере при $KЧ=3$ – пирамидальный. Этот случай отвечает sp^3 -гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя, причем одна из гибридных орбиталей не участвует в образовании связи, поскольку содержит неподеленную пару электронов. Для соединений с координационным числом 4 имеются две возможности пространственного расположения лигандов. Это, во-первых, тетраэдрическое размещение лигандов с комплексообразователем в центре тетраэдра (sp^3 -гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя). Во-вторых, возможно плоскочватратное расположение лигандов вокруг

находящегося в центре квадрата атома комплексообразователя

Среди комплексных соединений явление изомерии обусловлено различиями в строении и координации лигандов; различиями в соединении, так жестроении внутренней координационной сферы; разным как и враспределением частиц между внутренней и внешней сферой. органической Основные виды изомерии комплексных соединений – химии, широкогеометрическая, оптическая, сольватная (или гидратная) и распространено ионная.

явление изомерии. В растворах комплексных соединений могут происходить Под изомериейразнообразные сложные превращения, определяемые понимают природой как самого комплексного соединения, так и способность растворителя. Это, во-первых, диссоциация на комплексные и веществ внешнесферные ионы, затем – диссоциация комплексного образовывать иона или нейтрального комплекса, сопровождаемая несколько замещением лиганда во внутренней сфере на молекулы соединений растворителя. Кроме того, комплексы могут участвовать в одинакового разнообразных окислительно-восстановительных процессах, состава, если в состав комплексного иона или растворителя входят отличающихся ионы или молекулы с ярко выраженными окислительными или взаимным восстановительными свойствами.

расположением ***Лекция № 14. Окислительно-восстановительные***
атомов в молекуле,***реакции.***

а, следовательно, ***Электрохимические процессы. Гальванический элемент.***
различных по Окислительно-восстановительными называются реакции, в свойствам. которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих соединений.

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

понижается.

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

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

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

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

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

При погружении металла в раствор происходит взаимодействие поверхностного слоя металла с компонентами раствора. На границе металл – раствор возникает двойной электрический слой. Примером использования электрохимического процесса, в результате которого химическая энергия превращается в электрическую, является гальванический элемент.

Электродвижущая сила такого элемента представляет из себя разность равновесных потенциалов положительного и отрицательного электродов. Относительные электродные потенциалы определяются при помощи стандартного водородного электрода. Эти потенциалы определяются при условии отсутствия в цепи электрического тока. При прохождении тока потенциалы изменяются; этот процесс называется поляризацией. Различают концентрационную и электрохимическую поляризацию. Зависимость потенциала от концентрации растворов выражается уравнением Нернста. Превращение химической энергии в электрическую широко используется в энергетике.

Лекция № 15 Электролиз. Законы электролиза.

Превращение электрической энергии в химическую происходит при электролизе. *Электролиз* – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании электрического тока через раствор или расплав электролита. Этот процесс широко используется в металлургии, химической промышленности, при получении гальванопокрытий.

Следует различать электролиз расплавов и растворов, т.к. в электролизе растворов могут участвовать и молекулы воды, т.е. более сложные процессы, чем при электролизе расплавов.

В электролизе может принимать участие и материал анода, если он изготовлен из активного вещества, поэтому различают инертные и активные электроды.

Характер реакций в водных растворах, протекающих на катоде, обусловлен положением металла в ряду стандартных электродных потенциалов металлов. Чем меньше алгебраическая величина стандартного электродного потенциала металла, тем характернее для него ионное состояние и тем труднее восстанавливаются его ионы на катоде.

Характер реакций, протекающих на аноде, зависит как от присутствия молекул воды, так и от вещества, из которого сделан анод. Обычно аноды подразделяются на нерастворимые и растворимые. Растворимый анод сам при электролизе подвергается окислению, т.е. посылает электроны во внешнюю цепь. На

нерастворимом аноде в процессе электролиза происходит окисление анионов или молекул воды.

Количественная сторона электролиза основывается на двух законах Фарадея. Согласно первому закону, *количество вещества, окисленного на аноде или восстановленного на катоде, пропорционально количеству прошедшего через раствор или расплав электричества.*

Согласно второму закону *количество окисляющихся или восстанавливающихся на электродах веществ при пропускании одного и того же количества электричества пропорционально их химическим эквивалентам.*

Лекция № 16. Проблемы бионеорганической химии.

Химический состав живых организмов, как отмечал академик А.И. Вернадский, находится в тесной взаимосвязи с химическим составом земной коры и океанов. Академик А.П. Виноградов установил, что количественное содержание химических элементов в организме обратно пропорционально их порядковым номерам, поскольку основу организма составляют элементы первых трех периодов периодической системы Д.И. Менделеева.

Благодаря естественному отбору основу живых систем составляют только шесть элементов: углерод, водород, кислород, азот, сера, фосфор – получивших название *органогены*. Общая массовая доля этих элементов в организме человека составляет 97,3%. Для органогенов характерно прежде всего исключительное разнообразие образуемых ими связей, что определяет многообразие биомолекул в живых организмах.

Наряду с органогенами непосредственное и активное участие в самом ходе жизненных процессов принимают следующие 10 элементов: калий, натрий, кальций, магний, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден – так называемые *металлы жизни*; на их долю приходится 2,4%. Кроме этих элементов в живых организмах в ощутимых количествах находятся – хлор, йод, фтор, меньше бром и др.; некоторые растительные организмы содержат бор,

кремний, ванадий.

Биогенными элементами называют элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности различных клеток организма.

Все эти элементы образуют огромное количество разнообразных биоорганических молекул от простейших до сложнейших биополимеров – углеводы, белки, жиры, ДНК и РНК и т. п.

Бионеорганическая химия (или неорганическая биохимия) исследует состав, строение и функции тех соединений в организме, в состав которых входят атомы металлов.

Для описания соединений металлов часто пользуются термином «**кластер**» (от англ. слова «cluster» - гроздь). Под кластером в бионеорганической химии понимают атом (ион) металла совместно с его ближайшим окружением. Ближайшее окружение – это атомы-доноры.

Лекция № 17-18. Пространственно-временная самоорганизация в открытых физико-химических системах.

Одна и та же система в разных условиях может выглядеть совершенно по-разному, что поочередно вызывает у нас впечатление «простоты» (1 см³ пара воды) и «сложности» (1 см³ пара воды при низкой температуре, превращающийся в геометрически сложную снежинку). Отсюда вытекает, что естественнее говорить о **сложном поведении** системы, нежели о сложных системах.

Бывшие в течение многих лет параллельными пути развития термодинамической теории необратимых явлений, теории динамических систем и классической механики в конце концов сошлись. Это убедительно доказывает, что брешь между «простым» и «сложным», между «упорядоченностью» и «разупорядоченностью» гораздо уже, чем представлялось ранее. Сложность присуща не только биологии, она вторгается в физические науки и химические, ее корни глубоко уходят в законы природы.

Ячейки Бенара – это пример явления самоорганизации в физических системах, где происходит нарушение симметрии, что приводит нас к аристотелевским

взглядам, согласно которым свойства пространства определяются событиями, совершающимися в данной системе координат. В такой системе, где наблюдается внезапный переход от простого поведения к сложному, главным является черта упорядоченности и согласованности системы. При этом вдали от равновесия, т.е. при существенном ограничении степеней свободы, система может приспособливаться к своему окружению несколькими различными способами или, по другому, при одних и тех же значениях параметров возможно несколько различных решений. Главное возникновение такой системы не противоречит законам физики, а наоборот является неизбежным следствием этих законов при выполнении определенных условий.

Реакция Белоусова-Жаботинского (БЖ) – это пример самоорганизации в химических системах, которая при определенных неравновесных условиях демонстрирует целый спектр неожиданных режимов поведения. Это пример колебательной реакции. Раствор регулярно менял свою окраску от бесцветной к желтой и обратно. Или при замене некоторого реагента происходящие в системе процессы можно наблюдать невооруженным глазом благодаря окрашивающему веществу, дающего красный цвет при избытке ионов железа (II) или церия (II) и голубой при избытке ионов железа (III) или церия (IV). В реакции БЖ рассматриваемый реагент после некоторого переходного процесса будет совершать колебания с точно теми же амплитудой и периодом, что и до возмущения. Это свойство системы называется асимптотической устойчивостью, оно связано с необратимостью явления и ответственно за воспроизводимость событий.

Во многих случаях сравнительно простые динамические химические системы со строго контролируемыми концентрационными изменениями исходных и промежуточных химических веществ могут оказаться подходящими функциональными моделями при изучении химических процессов в других областях знаний (физике твердого тела, ядерной физике и физике элементарных частиц, инженерной механике, науке о Земле и др. планетах и т.д.).

**6. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ И
САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ**
(рейтинговая система контроля знаний)

№ п\п	Наименование темы занятия	Тип занятия и контроля	Число час.(ч.) мин(м.)	Баллы (min/max)
1	Стартовый тест. ТБ. Классы неорганических соединений.	Тест Пр. з.	20 м. 2 ч.	5-10 5
2	Сам. р. «Классы неорг. соединений» Стехиометрические законы химии. Способы выражения концентраций р-ов.	К. р. Пр. з.	15 м. 2 ч.	10-15 5
3	«Строение атома. ПС и ПЗ». Приготовление р-в заданной концентр.	Тест Л.р.	25 м. 2 ч.	30-40 5
№ 1	ДИЗ «Строение атома. Период. сист. и период. закон»	Сам. р.	2 н.	20-30
№ 2	ДИЗ «Химическая связь».	Сам.р.	2 н.	20-30
4	Растворы. Скорость химической реакции. Защита л.р. «Скорость х.р.»	Тест Л.р. Внеауд.з.	25 м. 2 ч.	30-40 5
5	Химическая связь. Электролитическая диссоциация. Защита л.р. «Электролитическая диссоциация».	Тест Л. р. Внеауд. з.	25 м. 2 ч.	30-40 5
№ 3	ДИЗ «Термохимические расчеты»	Сам. р.	2 н.	30-40
6	ТЭД – теория электролит. дис-ции. Гидролиз солей. Защита л.р. «Гидролиз солей»	Тест Л. р. Внеауд. з.	25 м. 2 ч.	20-30 5
7	Гидролиз солей. Окислительно-восстановит. реакции. Защита л. р. «ОВР».	Тест Л. р. Внеауд. з.	30 м. 2 ч.	20-30 5
8	Химическая кинетика и равновесие. Коллоидные растворы. Защита л.р. «Коллоидные растворы».	Тест Л.р. Внеауд. з.	30 м. 2 ч.	30-40 5
№ 4	ДИЗ «ОВР. Гальванический элемент и законы электролиза».	Сам. р.	2 н.	30-40
9	Коллоидные растворы – к.р. Координационные соединения и их свойства. «Координационные соедин.».	К. р. Л. р. Внеауд. з.	30 м. 2 ч. К.р.	20-30 5 20-30
	Суммарное число баллов за л.р. и пр. занятия (всего 9 занятий)			45
1	2	3	4	5

	Конспекты тем для сам. изучения			20
	Итоговое тестирование	Внеауд. з.	2 ч.	
	Зачет	Зачетная неделя		50
	Поощрительные баллы (min)	В течение семестра		5
	Итого баллов (max)		18/16	335/510

1. Если за семестр студент набрал более **380 баллов**, он получает **зачет-автомат (форма оценки «зачтено»)**.

2. Все остальные пишут итоговый тест. Максимальное количество баллов за тест **175 баллов**.

Баллы за семестр и итоговое тестирование суммируются:

От 380 и более баллов – зачтено. Менее 380 – не зачтено.

Набравшие менее 380 баллов направляются **на пересдачу**. Первая пересдача письменная с суммированием баллов за семестр и зачет. Вторая – устная по вопросам к зачету сдается **комиссии**.

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

4. **Штрафные санкции:**

А) Неподготовленная лабораторная работа – минус 2 балла.

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

В) Не сданные вовремя по неважительной причине домашние индивидуальные задания учитываются со штрафными очками минус два балла за каждую неделю просрочки.

***Сокращения:** Пр.з. – практические занятия (семинары, решение задач); л.р. – лабораторные занятия; внеауд.з. – внеаудиторные занятия, т.е. во время консультаций или самостоятельной работы после занятий; к.р. – контрольная работа; сам. р. – самостоятельная работа; 2 н. – число недель для выполнения домашнего индивидуального задания (ДИЗ).

**** min** – минимальное количество баллов для допуска к итоговому тестированию (335 баллов).

Перевод баллов в оценки:

- ниже 335 баллов – *неудовлетворительно*;
- от 335 до 380 – *удовлетворительно*;
- более 380 до 450 - *хорошо*;
- от 450 до 510 – *отлично*.

Темы теоретического материала для самостоятельного изучения (18 час)

1. Основные стехиометрические законы химии. Понятие моль. Эквивалент, закон эквивалентов, мольная масса эквивалента.
2. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Строение атома (модели Томсона, Резерфорда, основные принципы квантовой механики) и атомного ядра.
3. Изотопы. Ядерные реакции. Применение радиоактивных изотопов.
4. Агрегатные состояния веществ. Плазма.
5. Кристаллические решетки и типы химических связей в них.
6. Ионная связь. Водородная связь.
7. Межмолекулярные взаимодействия (Ван-дер-ваальсовы силы: ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия).
8. Металлическая химическая связь. Зонная теория строения металлов.
9. Теории кислот и оснований Бренстеда и Льюиса.
10. Коррозия металлов. Классификации коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия. Методы защиты от коррозии.
11. Высокомолекулярные соединения. Классификация. Свойства. Способы получения, применение.

7. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

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

В начале занятия проводится стартовый рейтинг, целью которого является

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

Практическое занятие № 2. Стехиометрические законы химии. Эквивалент вещества, закон эквивалентов. Способы выражения концентраций растворов.

Данное занятие предполагает предварительную самостоятельную подготовку. Студенты для подготовки к занятию изучают основные понятия и законы химии по заданию преподавателя. В начале занятия студенты выполняют индивидуальное задание № 1 (по вариантам). Время выполнения задания – 15 мин. Далее студенты решают задачи по теме занятия (задачи готовятся преподавателем заранее). Для закрепления материала и подготовки к контрольной работе (индивидуальное задание №2, выполняется на лабораторной работе) несколько задач задаются в качестве домашней работы.

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

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

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

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

$m(\text{раствора})$

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

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

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

m – масса растворенного вещества, г;

M – его молярная масса, г/моль;

V – объем раствора, л.

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

3. Эквивалентная или нормальная концентрация C_H (моль/л) показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

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

m – масса растворенного вещества, г;

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

M – его молярная масса, г/моль;

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

V – объем раствора, л.

Готовят растворы заданной нормальной концентрации аналогично молярным, но

при определении массы растворенного вещества для расчета используют не молярную массу вещества, а молярную массу его эквивалента.

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

$$T = \frac{m}{V}, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

V – объем раствора, мл (см³).

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

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

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

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит *ареометр*. Он представляет собой поплавок с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а, следовательно, обратно пропорциональные их плотности.

8. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Примерный перечень лабораторных занятий приведен в разделе 6 лабораторно-практических занятий. При необходимости преподаватель может изменять тематики лабораторных работ. На каждой лабораторной работе в начале проводится небольшая контрольная или самостоятельная работа в виде тестирования по изученным темам. Соответственно данным занятиям примеры индивидуальных заданий приведены в разделе 12.

Лабораторные работы проводятся в соответствии с учебно-методическими указаниями или практикумами для выполнения лабораторных работ, указанных в литературных источниках, в частности источник 6. Инструктаж по технике безопасности при работе в химической лаборатории проводится на первом лабораторном занятии. Все студенты должны расписаться в журнале по ТБ. На этом же занятии необходимо ознакомить студентов с правилами выполнения и защиты лабораторных работ, оформлением отчетов. Для допуска к защите лабораторной работы студент должен ее выполнить, оформить и сдать на проверку отчет, а, при наличии в последнем ошибок – исправить их. Защита лабораторных работ проводится либо во внеаудиторное время, либо на последнем занятии и может быть как устной, так и письменной (в виде теста или задания).

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

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

7. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ

Индивидуальные домашние задания.

1. Строение атома и атомного ядра. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.
2. Химическая связь.
3. Термохимические расчеты.
4. Окислительно-восстановительные реакции. Гальванический элемент. Электролиз.

Контрольные работы и тесты.

1. Классы неорганических соединений.
2. Тест «Строение атома».
3. Тест «Химическая кинетика».
4. Способы выражения концентраций растворов.

5. Тест. Электролитическая диссоциация.
6. Тест «Гидролиз солей».
7. Коллоидные растворы.
8. Комплексные соединения.

Коллоквиумы (возможная замена других форм занятий):

1. Первая часть по теме «Строение атома».
2. Вторая часть по теме «Периодическая система и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева».
3. Третья часть по теме «Химическая связь. МВС. ММО».

Технические средства обучения

Видеофильмы:

- 1.«Скорость химических реакций и химическое равновесие».
- 2.«Окислительно-восстановительные реакции».
- 3.«Комплексные соединения»
- 4.«Адсорбция».

11. ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ

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. Квантово-механическая трактовка образования ковалентной 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. Основы метода молекулярных орбиталей на примере двухатомных частиц. Основные положения метода МО. Диа- и парамагнитные свойства. Сравнение методов ВС и МО.
 15. 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.
 16. Межмолекулярные взаимодействия (силы Ван-дер-Ваальса) и агрегатные состояния вещества. Водородные связи. Влияние водородной связи на свойства веществ.
 17. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость гетерогенной реакции.
 18. Тепловые эффекты химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Влияние катализатора. Механизм гомогенного и гетерогенного катализа.
 19. Локализованные химические и физические процессы. Топохимические реакции. Область топохимии.
 20. Структура и состояние твердых реагентов. Влияние температуры и локализации, кинетические модели.
 21. Обратимые и необратимые химические реакции. Направление реакций и химическое равновесие. Константа равновесия.
 22. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия (концентрация, давление, температура, катализатор). Принцип Ле Шателье.
 23. 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.

24. Растворы. Классификация растворов по агрегатному состоянию и дисперсионности. Механизм процесса растворения. Сольватная теория Менделеева. Тепловые эффекты растворения веществ.
25. Растворимость твердых веществ в воде. Коэффициент растворимости и его зависимость от температуры. Насыщенные растворы.
26. Кристаллогидраты. Концентрация растворов (процентная, молярная, нормальная, моляльная). Растворимость газов. Зависимость растворимости газов от давления и температуры.
27. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Осмотическое давление.
28. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация веществ с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Изотонический коэффициент.
29. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Протолитическая теория кислот и оснований.
30. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотные и основные функции веществ.
31. Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Правило Бертолле.
32. Гидролиз солей. Классификация солей по их отношению к воде. Изменение среды раствора в результате гидролиза. Степень и константа гидролиза. Факторы, смещающие равновесие гидролиза.
33. Адсорбция. Природа адсорбционных сил. Тепловой эффект адсорбции. Уравнение Фрейндлиха и Ленгмюра. Поверхностно-активные вещества. Хемосорбция.
34. Коллоидные растворы, методы получения, свойства. Устойчивость и коагуляция коллоидных систем. Золи и гели.

35. Механизм окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных процессов. Уравнения окислительно-восстановительных реакций (метод электронно-ионных уравнений).
36. Получение электрического тока при химических реакциях. Гальванический элемент. Строение двойного электрического слоя. Возникновение скачка потенциала на границе металл-раствор.
37. Водородный электрод сравнения. Стандартные электродные потенциалы. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Направленность окислительно-восстановительных процессов в растворах.
38. Коррозия металлов. Виды коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.
39. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов. Законы электролиза. Применение.
40. Комплексные соединения. Образование комплексных соединений. Строение координационных соединений: комплексообразователи, их координационные числа, лиганды, внешняя и внутренняя координационная сфера комплексов. Изомерия. Номенклатура. Классификация комплексов.
41. Природа химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивость комплексных соединений.
42. Предмет бионеорганической химии (неорганическая биохимия). Состав, строение и функции соединений в биологических организмах, в состав которых входят атомы металлов. Роль биометаллов в живых системах.
43. Понятие простоты и сложности. Самоорганизация в физико-химических системах: рождение сложного. Тепловая конвекция как прототип явлений самоорганизации в физике.
44. Самоорганизация в химических системах: химические часы – реакция Белоусова-Жаботинского.

Критерии оценки при сдаче зачета

1. Зачет при отсутствии экзамена служит формой контроля усвоения дисциплины в целом. Результаты сдачи зачетов оцениваются отметкой «зачтено».

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

- регулярно посещавшие лекции данного курса;

- подготовившие, выполнившие и защитившие все лабораторные работы;

- выполнившие все работы промежуточного контроля знаний, самостоятельные и контрольные работы, домашние индивидуальные расчетно-графические, расчетные задания на положительную оценку.

При наличии пропусков и неудовлетворительных оценок темы пропущенных занятий должны быть отработаны, выполнены и защищены лабораторные работы, а также пройдены устные собеседования по пропущенным темам.

3. Исходя из рейтинговой системы оценки знаний, студенты, успешно учившиеся в течение семестра и получившие максимальное число хороших и отличных оценок за все виды текущего и промежуточного контроля, выполнявшие успешно все требования по п. 2., соответственно набравшие определенное число баллов, имеют право на получение автоматического зачета.

Все остальные студенты допускаются к письменному зачету в форме теста, где максимальное число баллов 175.

Критерии оценки знаний при сдаче зачета в виде теста с переводом баллов в оценки:

150 – 175 баллов (80% положительных ответов) – **отлично**;

135 – 149 баллов (75% положительных ответов) – **хорошо**;

ниже 135 баллов (55% положительных ответов) – **удовлетворительно**;

менее 90 баллов (менее 50% положительных ответов) –

неудовлетворительно.

4. В случае оценки «Не зачтено» студент направляется на пересдачу зачета, которая проводится по вопросам к зачету. Итоговая оценка включает не только

ответ на вопросы зачета, но не менее 50% успешной работы в семестре по всем формам занятий. Если студент дает неполные, недостаточные ответы, дает неправильные определения, допускает принципиальные ошибки преподаватель имеет право задавать дополнительные вопросы в рамках учебной программы для выяснения усвоения студентом материала изучаемого курса, глубины знаний, умений и навыков.

5. В случае получения оценки «Не зачтено» при повторной передаче студент сдает экзамен устно комиссии.

Программные вопросы доводятся до сведения студентов за месяц до зачета.

11. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ

1 часть по теме «Строение атома»

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 Гунда, правила Клечковского.

2 часть по теме «Периодическая система и периодический закон химических элементов Д.И. Менделеева»

1. Открытие периодического закона. Формулировка периодического закона.

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

3 часть по теме «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. Положения метода МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул элементов второго периода.
6. Ионная связь. Механизм образования. Свойства ионной связи.
7. Водородная связь, образование, свойства. Влияние водородной связи на свойства веществ.
8. Металлическая связь.
9. Силы межмолекулярного взаимодействия.
10. Составить энергетические диаграммы по ММО двухатомных молекул или молекулярных ионов (по заданию преподавателя).

12. ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

ТЕСТ

для контроля остаточных знаний по химии по курсу средней школы

Укажите правильный ответ

1. Атомное ядро состоит из:

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

2. Каким элементам соответствует следующее строение электронного слоя

- | | |
|---------------------------------------|---------------------------------------|
| 1) ...2s ² 2p ⁵ | 3) ...2s ² 2p ² |
| 2) ...3s ² 3p ⁵ | 4) ...1s ¹ |

3. Гидроксид алюминия может реагировать с

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

4. Химическая связь, характерная для поваренной соли

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

Допишите необходимые слова

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

Установите соответствие

6. Каким классам соединений соответствуют формулы:

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

7. Укажите соответствие свойств:

Вещества

Свойства

1) Калий

А) Металл

2) Углерод

Б) Валентность I

В) Образует оксид основной

Д) Неметалл

Е) Валентность II, IV

Ж) Образует оксид амфотерный

И) Образует соединение с водородом

8. Установите степень окисления азота в указанных соединениях:

Степень окисления

Формула

1) +5

А) N₂O₃

2) -3

Б) N₂O

3) +3

В) N₂O₅

4) +1

Г) NH₃

5) +4

Д) NO₂

Е) HNO₃

Ж) N₂

9. Какие формулы соответствуют классам соединений:

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

10. Укажите соответствие:

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

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



Индивидуальное задание № 1

Классы неорганических соединений

Вариант № ___

- С каким веществом реагирует хлор, но не реагирует йод? Выбранный ответ поясните.

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

Индивидуальное задание № 2

Стехиометрические расчеты

Вариант № ___

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

массой 61,2 г.

Индивидуальное задание № 3

Количественный состав растворов

Вариант № __

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

Индивидуальное задание № 4

Строение атома

Вариант № __

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

4) *Всеми перечисленными выше* *правилами*

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

1) 10 3) 16

2) 13 4) 17

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

1) 20 3) 30

2) 25 4) 35

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

1) 1 3) 3

2) 2 4) 4

Индивидуальное задание № 5

Химическая связь

Вариант № __

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

Химическая кинетика и равновесие

Вариант № __

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

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

8. Укажите, какие факторы приведут к смещению равновесия вправо



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

Индивидуальное задание 7

Электролитическая диссоциация. Гидролиз

Вариант № ___

1. Электролиты – это вещества, которые...

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

2. Положительные ионы называют...

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

3. Процесс электролитической диссоциации является...

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

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

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

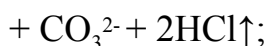
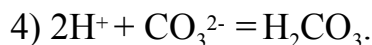
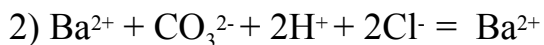
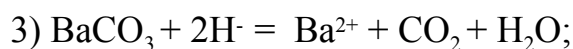
5. К слабым электролитам относится...

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

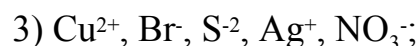
3) а) 14; б) 0;

4) а) 2; б) 12;

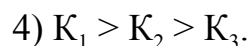
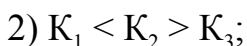
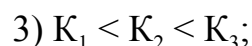
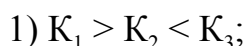
11. Взаимодействие карбоната бария с соляной кислотой можно представить сокращенным ионным уравнением:



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



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



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

1) электролиз солей;

3) гидролиз солей;

2) диспропорционирование солей;

4) гидратирование солей;

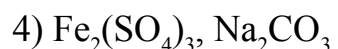
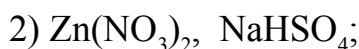
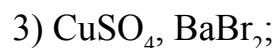
15. Какое вещество полностью гидролизруется в водном растворе?



2) таких веществ не существует;



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



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

1) хлорид кальция;

2) соляная кислота;

3) гидроксид натрия;

4) гидроксид калия.

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

1) 2;

2) 10;

3) 20;

4) 80.

19. Какие факторы усиливают гидролиз

1) повышение температуры;

2) увеличение концентрации гидролизуемого вещества;

3) введение катализатора;

4) введение одноименного иона.

20. Какая схема химической реакции отвечает ионному уравнению

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

Индивидуальное задание 8

Коллоидные растворы

Вариант № ___

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



Укажите все структурные части мицеллы.

2. К какому электроду будут перемещаться коллоидные частицы в полученном выше растворе? Почему?

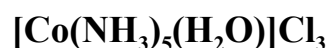
3. К каким дисперсным системам относятся эмульсии и суспензии, каков их состав?

Индивидуальное задание 9

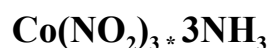
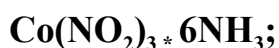
Комплексные соединения

Вариант № __

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



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



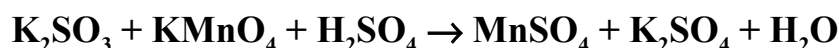
3. Какие комплексные соединения называются хелатами? Приведите два примера.
4. Составьте формулы комплексных соединений
- 1) Тетрагидроксобериллат (II) – ион
 - 2) Бис(тиосульфато)аргентат (I) натрия
-

Индивидуальное задание 10

Окислительно-восстановительные процессы. ГЭ. Электролиз.

Вариант № __

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



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

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

13. ДОМАШНИЕ РАБОТЫ

Требования к оформлению домашних работ.

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

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

Задания должны быть выполнены без исправлений и помарок.

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

Каждая последующая домашняя работа выдается студенту только после выполнения предыдущей.

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