

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 специальностей:

Спец. 080502 «Управление и экономика
на предприятии (по отраслям)»

Спец. 230201 «Информационные системы
и технологии»

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 – спец. 080502 «Управление и экономика на предприятии (по отраслям)» и спец. 230201 «Информационные системы и технологии» 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-методические карты дисциплины.

СОДЕРЖАНИЕ

	Стр.
ГОСУДАРСТВЕННЫЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ	4
СТАНДАРТЫ СПЕЦИАЛЬНОСТЕЙ 080502 И 230201	
ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ	5-6
1. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ	7
2. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ КАРТЫ ДИСЦИПЛИНЫ	7-8
3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ	9-18
4. НАУЧНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЛИТЕРАТУРА	18-19
5. СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА	20-46
6. ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ	46-47
7. ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ СПЕЦ. 080502	47-48
8. ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ СПЕЦ. 230201	48-49
9. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ СПЕЦ. 080502	49-52
10. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ СПЕЦ. . 230201	53-55
11. ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ	55-59
12. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ	59-60
13. ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ, КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ	60-65
14. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ № 1	65-66
15. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ №2	67-68
16. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ	68-69
17. ПРИМЕРЫ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ И ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ	70-82
18. ДОМАШНИЕ ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ РАБОТЫ	83-84

ВЫПИСКИ

ИЗ ГОСУДАРСТВЕННОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО СТАНДАРТА ПО НАПРАВЛЕНИЮ (СПЕЦИАЛЬНОСТИ)

Спец. 080502 «Управление и экономика на предприятии (по отраслям)»

Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы; полимеры и олигомеры.

Химическая термодинамика и кинетика; энергетика химических процессов,

химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции.

Реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность.

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

Основные биохимические процессы и их применение в технологии отрасли, современные мембранные материалы, перспективы развития мембранных технологий.

Химический практикум.

Спец. 230201 «Информационные системы и технологии»

Химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы; полимеры и олигомеры.

Химическая термодинамика и кинетика; энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции.

Реакционная способность веществ: химия и периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность.

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

Химический практикум.

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ

Программа «Химии» предназначена для подготовки специалистов направления «Экономика и управление на предприятии» и «Информационные системы и технологии». Для подготовки специалистов по этим направлениям необходимы знания по ряду вопросов дисциплин химического цикла. В частности по общей и неорганической химии, аналитической химии, физической и коллоидной химии, некоторым разделам органической химии и биохимии, физике

и химии полимеров. Знание необходимых разделов этих дисциплин будет способствовать формированию диалектического мышления, логической сообразительности, выработке научного взгляда на объекты исследования и на окружающую нас природу, возможности правильной оценки безопасности жизнедеятельности на предприятиях.

Цель данного курса заключается:

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

Основные знания, приобретаемые студентами при изучении данного курса:

Теоретические знания о строении вещества, фундаментальных понятиях и законах.

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

О регулировании химических процессов.

Основные умения и навыки, приобретаемые студентами при изучении курса:

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

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

Овладение навыками расчета практических задач по условиям химических реакций.

Умение работать с научной литературой, справочниками, иметь навыки

исследовательской работы.

Знать и понимать сущность химических процессов, происходящих в природе, на производстве и рационально применять свои знания в решении возникших проблем, оценивать влияние окружающих факторов на жизнедеятельность человека.

1. ТРУДОЕМКОСТЬ ДИСЦИПЛИНЫ

	Курс	Семестр	Количество часов				Форма отчетности
			лекции	лаб./пр. раб.	сам. раб.	всего	
Спец.							
080504	1	1	36	18/18	78	150	зачет
230201	1	2	18	18	36	72	зачет

2. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ КАРТЫ ДИСЦИПЛИНЫ

*ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС, ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ,
САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА И ИХ ОБЪЕМ В ЧАСАХ
ДЛЯ СПЕЦ. 080504*

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. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	4	2	6
Тема 2	Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей.	2	2	6
Тема 3	Общие закономерности химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций.	2	2	4
Тема 4	Понятие о химической кинетике. Химическое равновесие. Катализ.	4	2	4
Тема 5	Растворы. Общая характеристика. Растворы неэлектролитов.	2	2	4
Тема 6	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.	4	2	4
Тема 7	Ионное произведение воды и водородный показатель. Произведение растворимости.	2	2	2
Тема 8	Гидролиз солей. Факторы влияющие на гидролиз.	2	2	3
Тема 9	Дисперсные системы. Адсорбция. Коллоидные растворы.	2	2	3
Тема 10	Координационные соединения.	2	2	2
Тема 11	Окислительно-восстановительные процессы. Стандартные потенциалы. Гальванические элементы.	2	2	4
Тема 12	Электролиз. Законы электролиза.	2	2	4
Тема 13	Общая характеристика полимеров.	2	2	8
Тема 14	Общая характеристика металлов и неметаллов.	2	2	8
1	2	3	4	5
Тема 15-16	Основы химической идентификации веществ. Качественный и количественный анализ.		4	8
Тема 17-18	Общая характеристика физико- химических методов анализа.	2	4	8
	Итого	36	36	78

*ЛЕКЦИОННЫЙ КУРС, ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ,
САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА И ИХ ОБЪЕМ В ЧАСАХ
ДЛЯ СПЕЦ. 230201*

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. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	2	2	4
Тема 2	Химическая связь и строение молекул. Метод валентных связей.	2	2	4
Тема 3	Общие закономерности химических процессов. Энергетические эффекты химических реакций.	2	2	4
Тема 4	Понятие о химической кинетике. Химическое равновесие. Катализ.	2	2	4
Тема 5	Растворы. Общая характеристика. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации.	2	2,5	4
Тема 6	Ионное произведение воды и водородный показатель. Гидролиз солей. Факторы влияющие на гидролиз.	2	2,5	2
Тема 7	Дисперсные системы. Адсорбция. Коллоидные растворы.	2	2	2
Тема 8	Окислительно-восстановительные процессы. Стандартные потенциалы. Гальванические элементы.	2	2	6
Тема 9	Электролиз. Законы электролиза.	2	1	6
	Итого	18	18	36

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

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

Задачи, стоящие перед химической наукой, отличительные особенности изучения химии в вузе. Необходимость творческого отношения к познанию. Основные направления познания химии. Место химии в ряду наук о природе, ее

связь с другими естественнонаучными достижениями. Развитие «пограничных наук». Примеры достижений химии и пограничных с нею наук в последние годы.

Концептуальные системы химии и их эволюционное развитие.

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

Часть 1. Основы строения вещества (17 час)

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

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

1.2. Периодический закон Д.И.Менделеева и строение атомов элементов. Доменделеевская систематизация элементов. Закон Мозли. Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы. Периоды, группы и подгруппы. Порядковый номер элемента и его физический смысл. Правила Клечковского В.М. Особенности электронного строения атомов в главных, побочных подгруппах, в семействах лантаноидов и актиноидов. Периодическое изменение свойств элементов (вертикальная, горизонтальная и диагональная периодичности).

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

Периодический закон как основа неорганической химии, его философское значение.

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

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

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

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

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

1.5. Основные понятия метода молекулярных орбиталей (ММО). Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО), Энергетические диаграммы МО. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие орбитали. Последовательность заполнения МО в двухатомных молекулах. Объяснение закономерностей в изменении длин и энергий связи в двухатомных молекулах при помощи метода МО. Влияние спина электронов на магнитные свойства молекул и ионов с позиций метода МО. Многоцентровая связь.

1.6. Межмолекулярное взаимодействие. Природа межмолекулярных сил. Энергия межмолекулярного взаимодействия. Типы взаимодействий: ориентационное, индукционное, дисперсионное (силы Ван-дер-Ваальса). Его

зависимость от температуры и от расстояния между молекулами. Водородная связь. Энергия и длина связи. Влияние водородной связи на свойства вещества (температуру плавления, кипения, степень диссоциации в водном растворе и др.).

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

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

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

Часть 2. Взаимодействие веществ (18 час)

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

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

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

2.2. Элементы химической термодинамики. Функции состояния. Понятие о химической термодинамике. Внутренняя энергия и энтальпия, их физический смысл. Термохимия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ. Закон Гесса и следствия из него. Применение закона Гесса для вычисления энтальпий химических реакций.

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

Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Фазовое

равновесие. Энергия Гиббса, ее связь с энтропией и энтальпией.

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

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

Поверхностные явления. Адсорбция и абсорбция. Абсорбционное равновесие.

2.4. Растворы электролитов. Типы электролитов. Изотонический коэффициент.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

Номенклатура комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях (теория ВС и МО). Изомерия комплексных соединений.

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

РАЗДЕЛ 2. Неорганическая химия (5 час).

2.1. s-Элементы.

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

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

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

2.2. p-Элементы.

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

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

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

2.3. d-Элементы.

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

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

Общая характеристика групп IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IIB, IIIB.

Сравнение химической активности элементов в каждой группе. Характерные степени окисления элементов и отвечающие им типы соединений, их характеристика и свойства. Получение. Применение.

2.4. f-Элементы.

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

РАЗДЕЛ 3. Химическая идентификация (7 час).

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

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

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

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

Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, рефрактометрия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа.

Хроматографические методы анализа. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по механизму разделения, по форме проведения. Жидкостная хроматография (ионообменная хроматография: иониты (катиониты и аниониты); распределительная хроматография (бумажная,

тонкослойная), особенности метода и методик, условия проведения анализа. Адсорбционная хроматография (колоночная). Виды адсорбентов. Направления применения. Осадочная (колоночная, бумажная). Условия проведения анализа. Направления применения. Газовая хроматография.

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

РАЗДЕЛ 4. Общие сведения о полимерах (1 час.)

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

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

4.1. Методы получения полимеров (1 час.)

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

Ионная (катионная анионная) полимеризация. Основные стадии процесса.

Реакция поликонденсации. Основные закономерности процесса. Требования к мономерам. Отличия от реакции полимеризации.

4.2. Химические реакции полимеров (1 час.)

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

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

Методы стабилизации полимеров

4.3. Агрегатные, фазовые и физические состояния полимеров (1 час.).

Аморфное и кристаллическое состояние полимеров. Степень кристалличности. Физические состояния полимеров. Характеристика стеклообразного, высокоэластического и вязкотекучего состояния. Температуры стеклования и текучести. Факторы, влияющие на их величину.

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

Прочностные свойства полимеров, зависимость их от химического состава, строения, фазового и физического состояния. Релаксационные свойства полимеров.

4.5. Характеристика отдельных представителей полимеров, их применение в промышленности (1 час.).

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

Раздел 5. Современные мембранные материалы и технологии (1 час).

Основные биохимические процессы и их применение в технологии отрасли. Современные мембранные материалы и перспективы развития мембранных технологий.

Химия и решение экологические проблем на предприятиях различных отраслей.

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М., ВШ., 2001.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М., ВШ, 2000.
3. Павлов Н.Н. Неорганическая химия. – М., ВШ., 1997.

4. Т.А. Родина, А.В. Иванов, В.И. Митрофанова. Практикум по общей и неорганической химии. Благовещенск: Амурский гос. ун-т, 2007.
5. Денисов В.В., Дроздова Т.И. и др. Химия. – Изд. Центр «МарТ», Москва – Ростов-на-Дону, 2003.
6. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. - М., ВШ., 1997.
7. Зайцев О.С. Химия. Современный краткий курс. Уч. пособие, - М., 1997.
8. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л., Химия, 2002.
9. Родина Т.А., Митрофанова В.И. Методы химического анализа (избранные главы): Учеб. пособие. – Благовещенск: Изд-во Амурского гос.ун-та, 2005.
10. Практикум по общей химии. Под ред. профессора С.Ф. Дунаева. 2005.
11. Васильев В.П. Аналитическая химия. Ч. 1,2. – М., ВШ., 2002.
12. Основы аналитической химии. Под ред. Золотова Ю.А. (1-2 кн.). – М., ВШ., 2000.
13. Слесарев В.И. Химия. Основы химии живого. – Санкт-Петербург., Химиздат, 2005.
14. Практикум по общей химии. Под ред. проф. Попкова В.А., Бабкова А.В. – М., ВШ., 2001.
15. Травень В.Ф. “Органическая химия”. Учебник. М. ИКЦ “Академкнига”. 2005. Т. 1 – 728 с., Т. 2 – 583 с.
16. Мельникова М.А. Практикум по химии высокомолекулярных соединений и полимерных материалов. Учебное пособие. АмГУ. 2004.

Дополнительная

1. Коровин Н.В. и др. Курс общей химии. Уч. Пособие. – М., ВШ., 1990.
2. Бalezин С.А. и др. Основы физической и коллоидной химии. – М., ВШ., 1987.
3. Шапиро С.А. и др. Аналитическая химия. – М., ВШ., 1985.
4. Рэмсден Э.Н. Начала современной химии. (Под ред. Рабиновича В.А.). – Л., Химия, 1985.
5. Харина А.П. и др. Курс химии. – М., ВШ., 1990.

6. Практикум по физико-химическим методам анализа. Под ред. Петрухина О.М. – М., Химия, 1987.
7. Артеменко А.И. Органическая химия. Учебник. М. Высшая школа. 2002.
8. Родина Т.А., Митрофанова В.И. Углеводороды. Уч. пособие. АмГУ. 2003.
9. Кулезнев В.В. Основы физико-химии полимеров. М. Химия. 1977.
10. Касьянова А.А., Добрынина Л.Е. Лабораторный практикум по физике и химии высокомолекулярных соединений. М. Высшая школа. 1979.
11. Стрепихеев В.В. Деревицкая В.А. Основы химии высокомолекулярных соединений. М. Химия. 1976.
12. Шур А.М. Высокомолекулярные соединения. М. Высшая школа. 1981.
13. Кумачев А.И., Кузьменок Н.М. Глобальная экология и химия. – Минск, Университетское, 1991.
14. Опаловский А.А. Планета Земля глазами химика. – М., Наука, 1990.
15. Материалы Интернета.

5. СОДЕРЖАНИЕ ЛЕКЦИОННОГО КУРСА

Лекция № 1. Введение в курс химии. Развитие химии. Строение атома

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

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

В 1896 г. французский физик А. Беккерель открыл явление самопроизвольного излучения урановой соли. На основании известных фактов это явление объяснить

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

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

Современная физика представляет атом как тяжелое ядро с окружающим его электронным облаком сложной структуры. Определить точное местоположение электронов в любой момент времени невозможно из-за двойственности его свойств (корпускулярно-волновой дуализм). Поскольку движение электрона имеет волновой характер, квантовая механика описывает такое движение в атоме при помощи волновой функции. В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об электронном облаке, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Область пространства вокруг ядра, в котором наиболее вероятно пребывание

электрона, называют орбиталью. Орбиталь можно описать с помощью набора квантовых чисел. Для определения состояния электрона в атоме используется ряд правил: принцип наименьшей энергии, принцип запрета Паули, правило Хунда, правила Клечковского.

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

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

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

Лекция № 3. Химическая связь. Метод валентных связей.

После построения периодической системы элементов Д.И. Менделеева и определения периодичности свойств атомов встал вопрос о взаимодействии между этими атомами, то есть необходимо было выяснить, что такое химическое сродство или химическая связь. Фундаментальной основой для объяснения химической связи явилась теория химического строения А. М. Бутлерова. Эта теория нашла подтверждение не только для органических, но и для неорганических веществ, поэтому ее считают фундаментальной теорией химии.

Далее следовало определить, каким же образом происходит образование химических соединений, то есть, установить природу химической связи. Первыми учеными, попытавшимися ответить на этот вопрос, были Коссель и Льюис. Природа химической связи обусловлена взаимодействием положительно заряженного ядра с отрицательно заряженными электронами, а также электронов друг с другом.

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

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

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

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

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

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

Лекция № 4. Метод молекулярных орбиталей

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

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

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

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

Методы ВС и МО отличаются друг от друга некоторыми положениями, причем более универсальным является метод МО. Он же является и более сложным. К недостаткам метода МО можно отнести то, что он не дает

характеристики отдельным атомам в молекуле или ее фрагментах, что в некоторых случаях очень важно. Поэтому методы ВС и МО необходимо рассматривать в комплексе. Сравнительная характеристика обоих методов позволяет определить их общие черты:

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

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

Катализ.

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

Количественной характеристикой химического равновесия служит величина, называемая константой химического равновесия. Если система находится в состоянии равновесия, то это равновесие сохраняется до тех пор, пока сохраняются внешние условия. Как только мы нарушим хотя бы один из внешних

параметров - система выйдет из равновесия, и будет протекать химическая реакция, то есть скорости прямого и обратного процесса будут отличны друг от друга. Наибольшее влияние на смещение равновесия оказывают изменение концентрации, давления и температуры.

Лекция № 7. Химическая термодинамика.

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

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

Лекция № 8. Растворы неэлектролитов

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

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

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

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

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

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

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

на разрушение кристаллической решетки.

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

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

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

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

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

Лекция № 9. Растворы электролитов

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

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

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

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

связи.

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

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

Различают сильные и слабые электролиты.

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

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

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

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

Лекция № 10. Гидролиз

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

В зависимости от состава соли выделяют несколько типов гидролиза:

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

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

одного из продуктов реакции образуют

слабый электролит (кислоту) и раствор приобретает щелочную реакцию.

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

слабый электролит (основание) и раствор приобретает кислую реакцию.

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

Лекция № 11. 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 ультрамикрогетерогенные 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 ультрамикроретерогенным 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 “эффекте Тиндаля” – в появлении ярко светящегося конуса (конус Тиндаля) при направлении пучка света на золь.

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

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

Структурной единицей дисперсной фазы золя является коллоидная частица – мицелла, имеющая сложное многослойное строение. Образование мицеллы

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

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

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

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

Лекция № 12 . Комплексные соединения(координационные).

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 плоскочетырёхугольное расположение лигандов вокруг находящегося в центре квадрата атома комплексообразователя

Среди комплексных соединений явление изомерии обусловлено различиями в строении и координации лигандов; различиями в строении внутренней координационной сферы; разным и распределением частиц между внутренней и внешней сферой. Основные виды изомерии комплексных соединений – широкогеометрическая, оптическая, сольватная (или гидратная) и ионная.

В растворах комплексных соединений могут происходить разнообразные сложные превращения, определяемые природой самого комплексного соединения, так и растворителя. Это, во-первых, диссоциация на комплексные и внешнесферные ионы, затем – диссоциация комплексного иона или нейтрального комплекса, сопровождаемая замещением лиганда во внутренней сфере на молекулы растворителя. Кроме того, комплексы могут участвовать в разнообразных окислительно-восстановительных процессах, если в состав комплексного иона или растворителя входят ионы или молекулы с ярко выраженными окислительными или восстановительными свойствами.

расположением атомов в молекуле, ***Лекция № 13. Окислительно-восстановительные реакции.***

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

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

понижается.

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

Соединения, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, т.к. они уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента равна номеру группы в периодической таблице, к которой относится данный элемент. Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому, что внешний энергетический уровень у таких атомов 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 № 14. 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 № 15. Основы химической идентификации веществ. Качественный и количественный анализ.

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

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

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

Задача полного качественного анализа заключается в определении химического состава образца, т.е. его компонентов. Качественный анализ может быть элементарным, функциональным или молекулярным. Для выполнения качественного анализа используют химические и физические свойства веществ.

Так как большинство аналитических реакций проводится в растворах, анализ называется мокрым. Наиболее часто мокрый анализ используется для идентификации неорганических веществ.

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

Лекция № 16. *Общая характеристика физико-химических методов анализа.*

По происхождению аналитического сигнала (АН) все методы анализа можно разделить химические, физико-химические и физические.

Физико-химические методы анализа включают электрохимические, спектральные, хроматографические, термометрические и др.

Аналитический сигнал в этих методах измеряют, он возникает с участием внешних (валентных) электронов и функционально связан с природой и концентрацией вещества.

Хроматография – это метод разделения и анализа смесей веществ, основанный на различном распределении их между двумя несмешивающимися фазами – подвижной и неподвижной. В качестве неподвижной фазы используют твердый сорбент или пленку жидкости, нанесенную на носитель. Подвижной фазой может быть газ или жидкость. Хроматографические методы классифицируют по различным признакам.

1. По агрегатному состоянию: газовая, жидкостная, газо-жидкостная.
2. По механизму разделения: комплексообразовательная, адсорбционно-распределительная, осадочная, окислительно-восстановительная,

ионообменная.

3. По форме проведения: колоночная, капиллярная, плоскостная (бумажная, тонкослойная).

Спектральные (оптические) методы анализа.

а. **Фотометрический анализ** основан на переведении определяемого компонента в окрашенное соединение и измерении оптической плотности, или светопоглощения, полученного раствора. Его измеряют путем сравнения интенсивностей света внешнего источника, падающего на образец и прошедшего сквозь него. Интенсивность окраски раствора находится в прямой зависимости от концентрации растворенного вещества и от толщины оптического слоя. Эта зависимость выражается основным законом колориметрии – законом Бугера-Ламберта-Бера: растворы одного и того же вещества при одинаковой концентрации этого вещества и толщине слоя раствора поглощают равное количество световой энергии.

б. Исследование преломления света при прохождении луча через границу раздела прозрачных однородных сред – называется **рефрактометрией**. Луч света, проходя из одной прозрачной среды в другую, падая наклонно к поверхности раздела фаз, меняет свое направление, т.е. преломляется. Свет обладает наибольшей скоростью в вакууме. При прохождении света через какую-либо среду, его скорость уменьшается вследствие взаимодействия с частицами вещества. Среда является оптически более плотной, если скорость распространения в ней меньше. При переходе луча из среды менее оптически плотной в среду более оптически плотную угол падения луча больше угла преломления.

Отношение синуса угла падения к синусу угла преломления называется **показателем преломления**: $n = \sin\alpha / \sin\beta$.

в. **Термические методы анализа (ТМА)** основаны на взаимодействии вещества с тепловой энергией. Изменения агрегатного состояния и состава вещества обычно сопровождается поглощением или выделением теплоты в окружающее пространство. Измеряя эти тепловые эффекты, можно получить

важную информацию о термических свойствах веществ. Наибольшее применение в анализе находят термические эффекты, которые являются причиной или следствием химических реакций. Реже используют методы, основанные на выделении или поглощении теплоты в результате физических процессов. При помощи метода термического анализа изучают зависимость температуры плавления, растворимости, теплоемкости и других свойств от состава системы. ТМА успешно используются для анализа металлургических материалов, минералов, силикатов, полимеров, фазового анализа почв, определения влаги в пробах.

г. В основе электрохимических методов анализа лежат процессы, протекающие на электродах или в межэлектродном пространстве. При выполнении анализа используют либо функциональную зависимость тока, потенциала, электрической проводимости (сопротивления) от концентрации анализируемого раствора, либо измеряют эти параметры с целью установления конечной точки титрования определяемого вещества подходящим титрантом.

Несмотря на то, что число параметров, характеризующих электрические свойства растворов, ограничено, известно много различных электрохимических методов:

- потенциометрия (частный случай рН-метрии);
- вольтамперометрия (полярография);
- кулонометрия;
- кондуктометрия;
- электрогравиметрия.

В электрохимических методах используют уникальную способность окислительно-восстановительных реакций протекать не только при непосредственном контакте, но и при их пространственном разделении.

Лекция № 17. Общая характеристика полимеров.

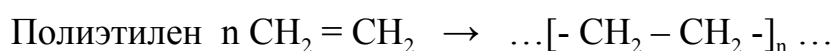
ВМС (высокомолекулярными соединениями) или **полимерами** (от греч. «поли» - много, «мерос» - часть) называются химические вещества,

характеризующиеся большой молекулярной массой (от 5000 до нескольких млн.) и цепочечным строением молекул.

НМС (низкомолекулярные соединения) имеют молекулярную массу до 500, длина которых $10^{-8} - 10^{-10}$ м, тогда как длина полимерных молекул на 4-5 порядков выше.

Гигантские молекулы полимеров – **макромолекулы** построены из большого числа повторяющихся одинаковых и различных атомных групп, называемых **элементарными** или **мономерными** ковалентными связями.

Например:



Число повторяющихся звеньев «n» характеризует степень полимеризации, которая связана с молекулярной массой следующим соотношением: $n = M/m$; где m – молекулярная масса мономера.

Вещества с низкой степенью полимеризации (от 2 до 20) называются **олигомерами** (занимают промежуточное место между мономерами и полимерами).

Явление различия по числу макромолекул, т.е. по степени полимеризации (n) называется **полидисперсностью** (ПД).

ВМС могут существовать только в двух агрегатных состояниях: твердом и жидком. При нагревании выше температуры плавления происходит термическое разложение полимеров.

Классифицируются полимеры по различным признакам:

А) По происхождению:

- **природные** (выделенные из природным материалов – полисахариды, например, целлюлоза и крахмал; белки, шерсть, шелк, натуральный каучук);

- **искусственные** (полученные химической модификацией природных полимеров, например, нитроцеллюлоза, эфиры целлюлозы – ацетатцеллюлоза, ксантогенатцеллюлоза и др.);

- **синтетические** (полимеры, полученные путем синтеза из НМС, например, полиэтилен, полистирол, полипропилен, тефлон, капрон, нейлон и др.).

Б) По химическому составу основной цепи:

- **органические**, основная цепь, состоящая из атомов углерода, иногда азота и кислорода, например,

- C – C – C – C - - карбоцепные
- C – C – N – C – C – } гетероцепные
- C – C – N – C – C – } гетероцепные

- **неорганические** – основная цепь состоит из неорганических атомов (Al, Si, Ge) и содержащие углерод, например

- Si – Si – Si – Si - -Al – Al – Al – Al –

- **смешанные** (элементорганические) – содержат кроме неорганических атомов атомы углерода в боковых цепях.

В) По геометрической форме макромолекул:

- **линейные** - A – A – A – A – (полиэтилен, полиамид и др., могут иметь ответвления, но небольшие – поливинилхлорид, полистирол и др.);

- **разветвленные** (например – крахмал);

- **пространственные** – сетчатого, трехмерного строения (линейные цепи соединены «сшивками»; шерсть, алмаз, графит, резина, фенолформальдегидные смола и др.

Зная форму макромолекул, можно заранее предсказать некоторые свойства

Е) По важнейшим физическим свойствам:

- **термопластичные** – при нагревании приобретают пластичность, вязко-текучее состояние, а при охлаждении возвращаются в твердое, сохраняют способность к повторному плавлению и др.

- **термореактивные** – при нагревании переходят в пластичное состояние, вязко-текучее, но затем за счет образования «сшивок» становятся твердыми, нерастворимыми и неплавкими.

Общие методы получения.

Реакцией полимеризации – образование ВМС за счет соединения большого числа молекул одного или нескольких мономеров, **не сопровождающаяся** выделением побочных продуктов.

По механизму полимеризация бывает ***цепной и ступенчатой***.

Полимеризацией получают ВМС преимущественно этиленовых углеводородов или их производных: полиэтилен, полистирол, полипропилен, полиизобутилен, поливинилхлорид, политетрафторэтилен (тефлон), поливиниловый спирт, поливинилацетат, полиакрилаты (прозрачные пластмассы, оргстекло и др.), различные каучуки – бутадиеновый, изопреновый (2-метил-1,3-бутадиеновый), хлоропреновый.

Большое значение имеет совместная полимеризация смеси мономеров – это т.н. ***сополимеризация***.

Реакцией поликонденсации – получение ВМС в результате многократных присоединений мономеров друг к другу, ***сопровождающаяся*** выделение низкомолекулярных побочных продуктов (воды, спиртов, аммиака, галогеноводородов и др.).

Полимеры, получаемые в результате реакций поликонденсации, называют конденсационными смолами: полиамидные, мочевино-альдегидные, феноло-альдегидные, полиэфирные.

Основные свойства и применение.

Кроме свойств, обусловленных величиной молекулярной массы и хим. составом, ВМС обладают специфическим комплексом физико-химических и механических свойств, например: высокая прочность в сочетании со способностью к большим деформациям; вязкотекучесть - придает ПМ пластичность и др. свойства; низкая электро- и теплопроводность; химическая стойкость (к окислителям, восстановителям, растворителям) и др.

Лекция № 18. Общая характеристика металлов и неметаллов.

Металлы. Подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы. Если в периодической системе элементов провести диагональ от бора к астату, то в правой верхней части будут находиться неметаллы (кроме элементов побочных подгрупп), а в левой нижней – металлы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Al, Ti, Ga, Sb и др.), обладают двойственными свойствами. При этом нельзя проводить резкую черту

между металлами и неметаллами. Некоторые элементы (Tl, As, Sb, Ge) ведут себя как металлы в одних условиях и как неметаллы – в других.

Все металлы в обычных условиях являются твердыми веществами, кроме ртути. Все металлы обладают характерными свойствами: металлический блеск, электропроводность, теплопроводность, пластичность. Свойства металлов обусловлены металлическим типом химической связи.

Металлический блеск обусловлен способностью металлов отражать световые лучи. В наибольшей степени эта способность проявляется у серебра и индия, что нашло применение в изготовлении зеркал, прожекторов и др.

Металлы – проводники теплоты и электрического тока.

Основное механическое свойство металлов – пластичность. Основные физические свойства металлов: твердость, температура плавления, плотность.

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

Многие металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с кислотами.

Неметаллы. Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электрический ток. Некоторые из них при обычных условиях газообразны. Неметаллы образуют простые вещества молекулярного и немолекулярного строения, отличающиеся своими физическими свойствами.

Простые вещества с немолекулярным строением – **C, B, Si** имеют атомные кристаллические решетки, поэтому обладают высокой твердостью и очень высокими температурами плавления. Простые вещества с молекулярным строением – **F₂, O₂, Cl₂, Br₂, I₂, S₈** при обычных условиях газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления. В твердом состоянии все они образуют молекулярные кристаллические решетки.

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

В соответствии с характером изменения структуры и типа химических связей закономерно изменяются и свойства простых веществ – плотность, температуры плавления и кипения, электро- и теплопроводность и др. В периоде слева направо уменьшаются металлические свойства и усиливаются неметаллические. Так, в третьем периоде **Si** – полупроводник, а **S, Cl, Ar** в твердом состоянии являются диэлектриками. В этом же ряду понижаются температуры кипения и плавления простых веществ. В группах металлические свойства сверху вниз возрастают, а неметаллические – усиливаются.

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

6. ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ

ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

(36/18 часов соответственно спец. 080504 и 230201)

- Техника безопасности в химической лаборатории. Оформление лабораторных и расчетно-графических работ. Классы неорганических веществ.
- Контрольная работа «Классы неорганических соединений». Основные законы химии. Эквивалент.
- Контрольная работа "Стехиометрические расчеты". Растворы. Способы

выражения концентрации растворов.

- Приготовление растворов заданной концентрации.
- Контрольная работа "Способы выражения концентрации растворов".
- Строение атома и периодический закон.
- Химическая связь. МВС. ММО.
- Энергетические эффекты химических реакций. Термохимические расчеты.
- Химическая кинетика и химическое равновесие. Кинетические расчеты.
- Растворы неэлектролитов. Законы Рауля, Вант-Гоффа.
- Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
- Растворы электролитов. Реакции ионного обмена, реакции осаждения и нейтрализации. Гидролиз солей. Механизмы гидролиза. Гидролиз солей, типы гидролиза, степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на усиление/уменьшение гидролиза.
- Получение коллоидных растворов, Определение знака заряда коллоидных частиц.
- Комплексные соединения. Получение и свойства комплексных соединений.
- Окислительно-восстановительные реакции, влияние среды на глубину протекания ОВР.
- Гальванический элемент, уравнение Нернста. Законы электролиза.

Контрольная работа по темам "Окислительно-восстановительные реакции" и "Электрохимия".

- Общие свойства неметаллов.
- Общие свойства металлов.
- Коррозия металлов.
- Распознавание полимеров.

7. ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ

(78 час; спец. 080502 «Управление и экономика на предприятии»)

1. Основные стехиометрические законы химии. Понятие моль вещества. Закон эквивалентов.
2. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Строение атома (модели Томсона, Резерфорда, основные принципы квантовой механики) и атомного ядра.
3. Явление радиоактивности. Ядерные реакции. Применение.
4. Химическая связь - метод молекулярных орбиталей (ММО).
5. Ионная связь и ее свойства.
6. Металлическая связь, свойства, особенности.
7. Межмолекулярное взаимодействие (Ван-дер-Ваальсовы силы). Водородная связь и ее особенности.
8. Агрегатные состояния: твердое, газообразное, жидкое, состояние плазмы.
9. Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток. Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.
10. Теория кислот и оснований Бренстеда и Льюиса.
11. Коррозия металлов. Виды коррозии и механизмы. Методы защиты от коррозии.
12. Общая характеристика s-, p-, d-, f-элементов: положение в периодической системе, особенности электронного строения, общие физические и химические свойства.
13. Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия и др.
14. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа. Рефрактометрия.
15. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа.
16. Хроматографические методы анализа. Сущность хроматографии. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по

механизму разделения, по форме проведения.

17. Химия и решение экологические проблем на предприятиях различных отраслей.

8. ТЕМЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО ИЗУЧЕНИЯ

(36 час.; спец. 230201 «Информационные системы и технологии»)

1. Основные стехиометрические законы химии. Понятие моль вещества. Закон эквивалентов.
2. Возникновение и развитие атомно-молекулярного учения. Строение атома (модели Томсона, Резерфорда, основные принципы квантовой механики) и атомного ядра.
3. Явление радиоактивности. Ядерные реакции. Применение.
4. Химическая связь - метод молекулярных орбиталей (ММО).
5. Ионная связь и ее свойства.
6. Металлическая связь, свойства, особенности.
7. Межмолекулярное взаимодействие (Ван-дер-Ваальсовы силы). Водородная связь и ее особенности.
8. Агрегатные состояния: твердое, газообразное, жидкое, состояние плазмы.
9. Кристаллическое состояние. Типы кристаллических решеток. Природа связи между частицами в различных типах кристаллических решеток.
10. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа.
11. Коррозия металлов. Виды коррозии и механизмы. Методы защиты от коррозии.
12. Общая характеристика s-, p-, d-, f-элементов: положение в периодической системе, особенности электронного строения, общие физические и химические свойства.
13. Классификация и общая характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа.
14. Качественный и количественный (гравиметрический и титриметрический) методы анализа.

15. Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия и др.
16. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ, атомно-абсорбционная спектроскопия, инфракрасная спектроскопия, фотоколориметрия. Люминесцентные методы анализа. Рефрактометрия.
17. Спектроскопические методы анализа (не оптические). Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа.
18. Хроматографические методы анализа. Сущность хроматографии. Классификация методов хроматографии: по агрегатному состоянию, по механизму разделения, по форме проведения.
19. Высокмолекулярные соединения. Классификация. Свойства. Способы получения. Применение.

9. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ И КОНТРОЛЬНЫХ ЗАНЯТИЙ

**студентов спец. 080502 «Экономика и управление на предприятии»
(рейтинговая система контроля знаний)**

№ п\п	Наименование темы занятия	Тип занятия и контроля	Число час.(ч.) мин(м.)	Баллы (min/max)
1	Стартовый рейтинг. ТБ. Классы неорганических и органических соединений.	Тест Пр. з.	20 м. 2 ч.	5-10 5
2	Сам. р. «Классы неорг. соединений» Основные законы химии. Решение задач.	К. р. Пр. з.	25 м. 2 ч.	10-15 5
3	Строение атома. Сам. раб. Закон эквивалентов.	Сем. Сам. р.	2 ч. 25 м.	5-10 10-20
4	Растворы, способы выражения концентраций. Решение задач.	Пр. з.	2 ч.	5-10
5	С.р. Способы выпр. Концентраций. Периодический закон. Тест. Строение атома.	Сам. р. Сем. Тест	25 м. 1 ч. 25 м.	10-15 5-10 20-30

№ 1	ДИЗ «Строение атома. Период. сист. и период. закон»	Сам. р.	2 н.	10-15
6	Химическая связь. МВС. Тест. Периодический закон.	Сем. Сам. р.	2 ч. 25 м.	5-10 20-30
7	Химическая связь. ММО. Тест. Химическая связь.	Сем. Сам.р.	2 ч. 25 м.	5-10 20-30
№ 2	ДИЗ «Химическая связь».	Сам.р.	2 н.	30-40
8	Термохимия. Решение задач.	Пр. з.	2 ч.	5
№ 3	ДИЗ «Термохимические расчеты. Кинетика».	Сам. р.	2 н.	30-40
9	Химическая кинетика. Решение задач. Тест. Термохимия.	Пр. з. Сам. р.	2 ч. 30 м.	5 20-30
10	Скорость химической реакции. Защита л.р. «Скорость х.р.»	Л.р. Внеауд.з.	2 ч.	5
11	Электролитическая диссоциация. Защита л.р. «Электролит.диссоциация». Сам. р. Раствор.	Л. р. Внеауд. з. Сам. р.	2 ч. 30 м.	5 10-20
12	ТЭД – теория электролит. дис-ции. Гидролиз солей. Защита л.р. «Гидролиз солей»	Тест Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	20-30 5
13	Гидролиз солей. Окислительно-восстановит. реакции. Защита л. р. «ОВР».	Тест Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	20-30 5
14	Коллоидные растворы. Защита л.р. «Коллоидные растворы». ОВР. К.р.	Л.р. Внеауд. з. К.р.	2 ч. 30 м.	5 20-25
№ 4	ДИЗ «ОВР. Гальванический элемент и законы электролиза».	Сам. р.	2 н.	30-40
15	Коллоидные растворы – к.р. Координационные соединения (КС) и их свойства. Защита л.р. «КС»	К. р. Л. р. Внеауд. з.	30 м. 2 ч.	20-30 5
16	КС – контр. Р.	К.р.	30 м.	

	Распознавание полимеров (ВМС) и изучение их свойств. Защита л.р. «ВМС»	Л.р. Внеауд. з.	2 ч.	5
17	Сам.р. «Полимеры». Химическая идентификация: рефрактометрия. Защита л.р. «Рефрактометрия».	Сам. р. Л.р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	15-20 5
18	Контр. р. Координационные соедин. Полимеры и их свойства.	К. р.	2 ч.	20-30
	Суммарное число баллов за л.р. (всего 8)			40
	Конспекты тем для сам. изучения			20
	Зачет - итоговое тестирование	Зачетная неделя		150
	Поощрительные баллы (min)	В течение семестра		5
	Итого баллов (min/max) – (час)		18/18	400-585

1. Если за семестр студент набрал более **410 баллов (75%)**, он получает **зачет-автомат (форма оценки «зачтено»)**.

2. Все остальные пишут итоговый тест. Максимальное количество баллов за тест **150 баллов**.

Баллы за семестр и итоговое тестирование суммируются:

От 410 и более баллов – зачтено. Менее 410 – не зачтено.

Набравшие менее **410** баллов направляются **на пересдачу**. Первая пересдача письменная с суммированием баллов за семестр и зачет. Вторая – устная по вопросам к зачету сдается **комиссии**.

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

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

4. **Штрафные санкции:**

А) Неподготовленная лабораторная работа – минус 2 балла.

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

В) Не сданные вовремя по неуважительной причине домашние

индивидуальные задания – минус 2 балла за каждую неделю просрочки;

Г) Не переписанные вовремя контрольные и самостоятельные работы, которые были выполнены на «неудовлетворительно» - минус 1 балл.

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

- ниже 380 баллов – *неудовлетворительно*;
- от 380 до 400 – *удовлетворительно*;
- от 400 до 500 - *хорошо*;
- более 500 – *отлично*.

***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; сем. – семинарские занятия; 2 н. – число недель для выполнения домашнего индивидуального задания (ДИЗ).

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

10. ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНО-ПРАКТИЧЕСКИХ И КОНТРОЛЬНЫХ ЗАНЯТИЙ

**для спец. 230201 «Информационные системы и технологии»
(рейтинговая система контроля знаний)**

№ п/п	Наименование темы занятия	Тип занятия и контроля	Число час(ч.) мин. (м.)	Баллы
1	Стартовый рейтинг. ТБ. Классы неорганических соединений.	Тест Пр. з.	15 м. 2 ч.	4-8
2	Сам. р. «Классы неорган. соединений» Основные законы химии.	К. р. Пр.з	25 м. 2 ч.	10-15 2-10
	ДИЗ № 1 «Строение атома. Период. сист. и период.закон. Химическая связь».	Сам. р.	3 н.	20-30
3	Тест «Строение атома» Способы выражения концентрации р-ов.	Тест Пр. з.	20 м. 2 ч.	12-20

	Решение задач.			
	Тест «Пер. закон и пер. система»	Внеауд. з.	10 м.	4-10
	Коллоквиум 1 ч. «Строение атома»	Внеауд. з.		5-10
	Коллоквиум 2 ч. «Периодический закон и период. Система Д.И.Менделеева»	Внеауд. з.		5-10
	Коллоквиум 3 ч. «Химическая связь»	Внеауд. з.		5-10
	ДИЗ № 2 «Термохимические расчеты»	Сам. р.	2 н.	20-30
4	Сам. р. «Растворы». Скорость химической реакции. Защита л.р. «Скорость х.р.»	К. р. Л.р. Внеауд.з.	15 м. 2 ч.	8-10 5
5	Тест «Химическая связь». Электролитическая диссоциация и гидролиз солей. Защита л.р. «Электролит. диссоциация и гидролиз солей».	Тест. Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	8-12 5
6	Тест «Термохимия» Коллоидные растворы. Защита л.р. «Коллоидные растворы».	Тест Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	12-20 5
7	Тест «Химическая кинетика и химическое равновесие». Окислительно-восстановительные р-ции. Защита л. р. «ОВР».	Тест Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	12-20 5
	ДИЗ № 3 «ОВР».	Сам. р.	2 н.	20-30
	Тест «Теор. Электролит. диссоц. – ТЭД» К. р. «Коллоидные растворы». Защита л.р. «ОВР»	Внеауд. з. Внеауд. з. Внеауд. з.	20 м. 25 м.	12-20 10-15 5
8	Тест «Гидролиз солей» Коррозия металлов. Защита л.р.	Тест Л. р. Внеауд. з.	20 м. 2 ч.	12-20 5
9	Полимеры. Распознавание полимеров. Защита л.р.	Л. р. Внеауд. з.	2 ч.	 5
	К.р. «Полимеры»	Внеауд. з.	40 м.	20-30
	ДИЗ № 4 «Гальванический элемент. Электролиз. Коррозия металлов»	Сам. р.	2 н.	30-40
	Конспекты тем для сам. изучения			50
	Итоговое тестирование	Внеауд. з.	2 ч.	
	Зачет	Зачетная неделя		
	Поощрительные баллы	В течение семестра		2-10
	Итого баллов (min/max) – (час)		18	311/450

*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 теститро-ванию (балл); max – максимальное число баллов для получения зачета-автомата.

1. Если за семестр студент набрал более **от 380-450** и более баллов, он получает **зачет-автомат**.

2. Все остальные пишут итоговый тест. Максимальное количество баллов за тест **110 баллов**.

Баллы за семестр и итоговое тестирование суммируются:

От 360 и более баллов – зачтено. Менее 360 – 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** (+2-10баллов) - 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 неуважительной причине домашние индивидуальные задания - до min балла (удовлетворительно) за две и более недели просрочки.

*****Перевод баллов в оценки:**

- ниже 311 баллов – неудовлетворительно;

- от 311 до 360 – удовлетворительно;

- более 365 до 375 - хорошо;

- от 380 до 450 – отлично.

11. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ

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

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

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

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

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

Практическое занятие № 3-4. Строение атома и атомного ядра. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.

Цель данного занятия – закрепление лекционного материала и материала для самостоятельного изучения (тема 1). Рассматриваются закономерности строения Периодической системы химических элементов, заполнение энергетических уровней и подуровней электронами в многоэлектронных атомах,

применение принципов Паули и наименьшей энергии, правил Хунда и Клечковского. В конце занятия выполняется индивидуальное задание № 4.

Практическое занятие № 5. Химическая связь. МВС.

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

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

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

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

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

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

1. Массовая доля вещества в растворе ω (%) показывает, сколько процентов

масса растворенного вещества составляет от массы раствора:

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

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

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

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

m – масса растворенного вещества, г;

M – его молярная масса, г/моль;

V – объем раствора, л.

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

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

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

m – масса растворенного вещества, г;

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

M – его молярная масса, г/моль;

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

V – объем раствора, л.

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

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

$$T = \frac{m}{V}, \text{ где}$$

m – масса растворенного вещества, г;

V – объем раствора, мл (см³).

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

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

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

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

Практическое занятие № 8. Термохимия и термохимические расчеты.

Цель занятия – освоение материала по теме "Термохимические расчеты" и

подготовка к выполнению домашнего задания № 2. Производятся расчеты энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для различных процессов. Определяется направление самопроизвольного протекания химической реакции и равновесная температура.

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

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

12. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

Примерный перечень лабораторных занятий приведен в п. 6 данного комплекса, а также и в таблице лабораторно-практических занятий (9-10). При необходимости преподаватель может изменять тематики лабораторных работ. Некоторые лабораторные занятия отводятся для выполнения контрольных и проверочных работ. Соответственно данным занятиям примеры индивидуальных заданий приведены ниже.

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

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

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

13. ВОПРОСЫ К ЗАЧЕТУ И КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ЗНАНИЙ

ПРИ СДАЧЕ ЗАЧЕТА

Вопросы к зачету

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

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

строения металлов. Свойства веществ с металлической связью.

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

29. Понятие о катализаторах и катализе. Гомо- и гетерогенный катализ. Механизмы катализа.
30. Направление химических процессов. Химическое равновесие. Константа равновесия. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия: концентрация, давление, температура. Принцип Ле-Шателье.
31. Окислительно-восстановительные реакции. Механизм окисления и восстановления. Типичные окислители и восстановители. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
32. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Степень дисперсности. Свойства дисперсных систем.
33. Координационные соединения. Определение, строение, химическая связь в комплексных соединениях в свете МВС.
34. Координационные соединения: определение, изомерия, номенклатура. Константа нестойкости комплексных соединений.
35. Координационные соединения: определение, диссоциация комплексных соединений и константа нестойкости. Классификация координационных соединений. Хелаты.
36. Классификация методов анализа в аналитической химии.
37. Качественный анализ, его разновидности и условия проведения. Типы реакций, используемых в качественном анализе.
38. Количественный анализ и его методы. Весовой и объемный анализ.
39. Физико-химические методы анализа.
40. Высокомолекулярные соединения. Определение. Макромолекула. Степень полимеризации. Элементарное звено.
41. Классификация полимеров по происхождению, составу цепи, строению цепи, методу получения, отношению к нагреванию.
42. Методы получения полимеров. Полимеризация. Стадии цепной полимеризации. Радикальная полимеризация.
43. Методы получения полимеров. Поликонденсация.
44. Химические свойства полимеров. Деструкция.

46. Механические свойства полимеров.

47. Строение, получение, свойства, применение полистирола, поливинилхлорида, поливинилового спирта, поливинилацетата, поликапроамида, полиэтилен-терефталата, полиуретанов.

Критерии оценки знаний

1. Зачет при отсутствии экзамена зачет 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. Студенты, успешно обучавшиеся в течение семестра, получившие максимальное число хороших и отличных оценок за все виды текущего и промежуточного контроля, выполнявшие успешно все требования по п. 2. имеют право на получение автоматического зачета.

Все остальные студенты допускаются к письменному зачету в форме теста, где максимальное число баллов 150.

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

120 – 150 баллов (80% положительных ответов) – **отлично**;

115 – 119 баллов (75% положительных ответов) – **хорошо**;

85 – 114 баллов (55% положительных ответов) – **удовлетворительно**;

менее 85 баллов (менее 50% положительных ответов) –

неудовлетворительно.

4. В случае оценки не зачтено студент направляется на пересдачу экзамена, 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 пересдаче студент сдает зачет устно комиссии.

Программные вопросы доводятся до сведения студентов за месяц до зачета.

14. ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ № 1

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).

ВОПРОСЫ К КОЛЛОКВИУМУ № 2
по теме «Химическая идентификация»

1. Классификация и общая характеристика химических, физико-химических и физических методов анализа. Аналитический сигнал. Холостая проба.
2. Интенсивные и экстенсивные свойства.
3. Классические методы анализа вещества. Качественный и количественный (гравиметрический и титриметрический) методы анализа.
4. Классификация и характеристика аналитических групп катионов и анионов.
5. Особенности физико-химических методов анализа (инструментальные методы анализа).
6. Электрохимические методы анализа: потенциометрия (рН-метрия), кондуктометрия и др.
7. Спектроскопические (оптические) методы анализа: эмиссионный спектральный анализ.
8. Спектроскопические (оптические) методы анализа: атомно-абсорбционная спектроскопия.
9. Спектроскопические (оптические) методы анализа: инфракрасная спектроскопия.
10. Спектроскопические (оптические) методы анализа: рефрактометрия.
11. Спектроскопические (оптические) методы анализа: фотоэлектроколориметрия.
12. Спектроскопические (оптические) методы анализа: Люминесцент-ные методы анализа.
13. Хроматографические методы анализа.
14. Особенности физических методов анализа. Ядерно-физические методы анализа. Радиохимические методы анализа.
15. Основные биохимические процессы и их применение в технологии отрасли.

16. Основные биохимические процессы и их применение в технологии отрасли. Современные мембранные материалы и перспективы развития мембранных технологий.

Современные мембранные материалы и перспективы развития мембранных технологий.

16. ФОРМЫ КОНТРОЛЯ ЗНАНИЙ, МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, ТСО

Формы контроля знаний

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

Методическое обеспечение дисциплины

а) методические указания и методические пособия

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

б) наглядные пособия

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

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

Технические средства обеспечения дисциплины

Видеофильмы

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

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

ТЕСТ

для контроля остаточных знаний по химии по курсу средней школы

Укажите правильный ответ

1. Атомное ядро состоит из:

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

2. Каким элементам соответствует следующее строение электронного слоя

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

3. Гидроксид алюминия может реагировать с

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

4. Химическая связь, характерная для поваренной соли

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

Допишите необходимые слова

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

Установите соответствие

6. Каким классам соединений соответствуют формулы:

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

7. Укажите соответствие свойств:

Вещества

Свойства

1) Калий

А) Металл

2) Углерод

Б) Валентность I

В) Образует оксид основной

Д) Неметалл

Е) Валентность II, IV

Ж) Образует оксид амфотерный

И) Образует соединение с водородом

8. Установите степень окисления азота в указанных соединениях:

Степень окисления

Формула

1) +5

А) N₂O₃

2) -3

Б) N₂O

3) +3

В) N₂O₅

4) +1

Г) NH₃

5) +4

Д) NO₂

Е) HNO₃

Ж) N₂

9. Какие формулы соответствуют классам соединений:

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

10. Укажите соответствие:

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

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



Индивидуальное задание № 1

Классы неорганических соединений

Вариант № ___

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

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

Индивидуальное задание № 2

Стехиометрические расчеты

Вариант № ___

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

массой 61,2 г.

Индивидуальное задание № 3

Количественный состав растворов

Вариант № __

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

Индивидуальное задание № 4

Строение атома

Вариант № __

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

4) *Всеми перечисленными выше* *правилами*

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

1) 10 3) 16

2) 13 4) 17

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

1) 20 3) 30

2) 25 4) 35

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

1) 1 3) 3

2) 2 4) 4

Индивидуальное задание № 5

Химическая связь

Вариант № __

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

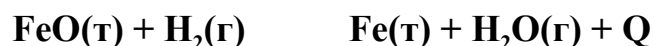
Химическая кинетика и равновесие

Вариант № __

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

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

8. Укажите, какие факторы приведут к смещению равновесия вправо



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

Индивидуальное задание 7

Электролитическая диссоциация. Гидролиз

Вариант № ___

1. Электролиты – это вещества, которые...

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

2. Положительные ионы называют...

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

3. Процесс электролитической диссоциации является...

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

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

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

5. К слабым электролитам относится...

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

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

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

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

7. Какое уравнение описывает диссоциацию глюкозы в водном растворе?

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

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

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

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

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

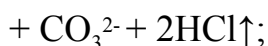
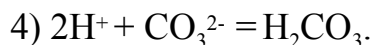
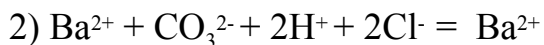
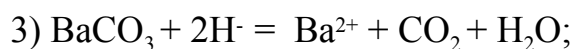
10. Рассчитайте рН: а) соляной кислоты с концентрацией 0,1 моль/л; б) водного раствора гидроксида калия с концентрацией 1,0 моль/л, считая, что указанные вещества диссоциируют полностью.

- 1) а) 1; б) 14; 2) а) 7; б) 7;

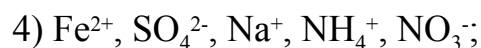
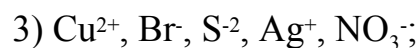
3) а) 14; б) 0;

4) а) 2; б) 12;

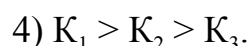
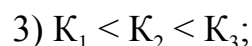
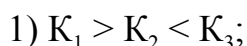
11. Взаимодействие карбоната бария с соляной кислотой можно представить сокращенным ионным уравнением:



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



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



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

1) электролиз солей;

3) гидролиз солей;

2) диспропорционирование солей;

4) гидратирование солей;

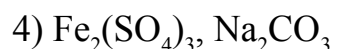
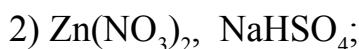
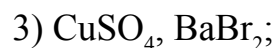
15. Какое вещество полностью гидролизруется в водном растворе?



2) таких веществ не существует;



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



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

1) хлорид кальция;

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?

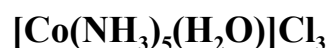
3. К каким дисперсным системам относятся эмульсии и суспензии, каков их состав?

Индивидуальное задание 9

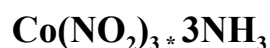
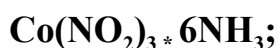
Комплексные соединения

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:



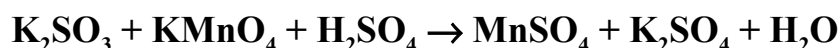
3. Какие комплексные соединения называются хелатами? Приведите два примера.
4. Составьте формулы комплексных соединений
- 1) Тетрагидроксобериллат (II) – ион
 - 2) Бис(тиосульфато)аргентат (I) натрия
-

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.

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”.

