

Министерство образования и науки Российской Федерации
Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Ивановский государственный химико-технологический университет»
Факультет органической химии и технологии
Кафедра неорганической химии

«УТВЕРЖДАЮ»

Проректор по учебной работе

_____ В.В. Рыбкин

« ____ » _____ 2011 г.

Рабочая учебная программа дисциплины
«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки	240700 Биотехнология
Профиль подготовки	Пищевая биотехнология
Квалификация (степень)	Бакалавр
Форма обучения	очная

1. Цели освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины является теоретическая и практическая подготовка студентов по общей и неорганической химии с учетом современных тенденций развития химической науки, что обеспечивает решение выпускником задач будущей профессиональной деятельности.

Задачами общей и неорганической химии является изучение:

- современных представлений о строении вещества, о зависимости строения и свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе и характера химической связи применительно к задачам химической технологии;
- природы химических реакций, используемых в производстве химических веществ и материалов, кинетического и термодинамического
- подходов к описанию химических процессов с целью оптимизации условий их практической реализации;
- важнейших свойств неорганических соединений и закономерностей их изменения в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Дисциплина относится к базовым естественнонаучным дисциплинам и основывается на знаниях, навыках и умениях, приобретенных в результате освоения химии, физики и математики в средней школе. Успешному освоению дисциплины сопутствует параллельное изучение физики и математики как базовых естественнонаучных дисциплин.

Для успешного освоения дисциплины студент должен

знать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, Периодический закон;
- основные теории химии: химической связи, электролитической диссоциации;
- важнейшие вещества и материалы: основные металлы и сплавы; серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; щелочи, аммиак, минеральные удобрения, метан.

уметь:

- называть неорганические вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель;
- характеризовать: элементы малых периодов по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;
- объяснять: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ;

- проводить самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Internet); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах; проводить критический анализ достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

владеть:

- подходами к объяснению химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- методами приготовления растворов заданной концентрации.

Изучение дисциплины «Общая и неорганическая химия» как предшествующей составляет основу дальнейшего освоения следующих дисциплин естественно-научного цикла: «Органическая химия», «Аналитическая химия и ФХМА», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Основы биохимии и молекулярной биологии», а также ряда дисциплин профессионального цикла по соответствующему профилю подготовки бакалавра.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины¹

общекультурные компетенции (ОК):

- владеет культурой мышления, способен к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей её достижения (ОК-1);
- умеет логически верно, аргументировано и ясно строить устную и письменную речь, способен в письменной и устной речи правильно (логически) оформить результаты мышления (ОК-2);
- стремится к саморазвитию, повышению своей квалификации и мастерства, способен приобретать новые знания в области техники и технологии, математики, естественных, гуманитарных, социальных и экономических наук (ОК-7);

профессиональные компетенции (ПК):

- способен использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1);
- способен использовать знания о современной физической картине мира, пространственно-временных закономерностях, строении вещества для понимания окружающего мира и явлений природы (ПК-2).

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

знать:

- предмет, цели и задачи общей и неорганической химии;
- основные понятия и законы химии, терминологию и номенклатуру важнейших химических соединений;
- современные представления о строении атомов, молекул и веществ в различных агрегатных состояниях;
- природу и типы химической связи, методы ее описания;

¹ Приведенные компетенции соответствуют ФГОС ВПО по направлению подготовки 240700 Биотехнология (квалификация (степень) «Бакалавр»), раздел V. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ОСНОВНЫХ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ПРОГРАММ БАКАЛАВРИАТА.

- методологию применения термодинамического и кинетического подходов к установлению принципиальной возможности осуществления химических процессов;
- методы описания химических равновесий в растворах электролитов;
- специфику строения и свойства координационных соединений;
- характеристику важнейших элементов и их соединений, важнейшие химические процессы с участием неорганических веществ;
- закономерности изменения физико-химических свойств простых и сложных веществ в зависимости от положения составляющих их элементов в Периодической системе;
- важнейшие методы исследования структуры и свойств неорганических веществ;
- основные правила охраны труда и техники безопасности при работе в химической лаборатории.

уметь:

- работать с химическими реактивами, растворителями, простейшим лабораторным химическим оборудованием;
- производить расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации, определением термодинамических и кинетических характеристик химических процессов, определением стехиометрии химических реакций, установлением качественного и количественного состава соединений, определением условий образования осадков труднорастворимых веществ и др.;
- использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении;
- проводить анализ физико-химических свойств простых и сложных веществ;
- проводить простейший учебно-исследовательский эксперимент на основе владения основными приемами техники работ в лаборатории;
- производить оценку погрешностей результатов физико-химического эксперимента;
- оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы.

владеть:

- основными приемами проведения физико-химических измерений;
- методами корректной оценки погрешностей при проведении химического эксперимента;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов;
- экспериментальными методами определения химических свойств и характеристик неорганических соединений;
- методами поиска и обмена информацией в глобальных и локальных компьютерных сетях, техническими и программными средствами, используемыми в современной научной практике.

и электронная плотность электронов в атоме. Распределение электронной плотности в атоме. Атомные орбитали. Энергетические уровни электрона в одноэлектронном атоме. Многоэлектронный атом. Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Строение электронных оболочек элементов. Понятие эффективного заряда ядра атома. Экранирование заряда электронами. Периодичность строения электронных оболочек. Орбитальные энергии электронов. Потенциалы ионизации и сродство к электрону атомов, радиусы атомов и ионов в зависимости от положения элемента в периодической системе. Электроотрицательность атомов химических элементов.

Периодический закон и периодическая система химических элементов. Поиски основы классификации химических элементов до открытия Периодического закона. Сущность Периодического закона. Предсказание Д.И. Менделеевым свойств неизвестных элементов. Современная интерпретация Периодического закона. Варианты Периодической системы. Типические элементы. Полные и неполные электронные аналоги. Изменение важнейших свойств элементов по группам и периодам периодической системы. Вторичная периодичность и ее проявление в свойствах элементов IV и VI периодов. Эффект инертной пары и его проявление в свойствах элементов VI периода. Общенаучное и философское значение Периодического закона Д. И. Менделеева.

Химическая связь и строение молекул. Взаимодействие атомов. Причины образования химической связи. Природа химической связи. Молекула водорода и методы ее описания. Метод валентных связей (ВС) и метод молекулярных орбиталей (МО). Приближение ЛКАО. Перекрывание атомных орбиталей, σ - и π -связи, порядок (кратность) связи. Характеристики химической связи – энергия, длина, полярность. Химическая связь в частицах H_2 , H_2^+ и H_2^- с позиций методов МО и ВС. Химическая связь в гомоядерных двухатомных молекулах элементов второго периода с позиций методов МО и ВС. Схемы МО для молекул начала и конца второго периода. Изменение порядка связи, энергии связи, длины связи при переходе от Li_2 к Ne_2 . Особенности молекул B_2 и O_2 . Прочность связи в молекуле N_2 . Гетероядерные двухатомные молекулы элементов второго периода. Схемы МО для NF , CO , CN , OF . Метод ВС и гибридизация орбиталей. Валентное состояние атома. Ковалентная связь в многоатомных молекулах. Донорно-акцепторное взаимодействие. Локализованная и делокализованная связь. Электронодефицитные и электроноизбыточные молекулы. Трехцентровые связи. Направленность и насыщенность химической ковалентной связи. Теория отталкивания электронных пар валентной оболочки и пространственная структура молекул.

Межмолекулярные взаимодействия. Химическая связь и типы кристаллов. Основы зонной теории. Связь в металлах, полупроводниках и диэлектриках. Дефекты кристаллической решетки. Твердые растворы. Ионная связь. Взаимодействие ионов в кристаллической решетке. Энергия ионной кристаллической решетки, влияние размеров и зарядов ионов. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное межмолекулярное взаимодействия. Роль межмолекулярных взаимодействий при проявлении физико-химических свойств веществ, явлений самосборки биологических молекул, супрамолекулярных и наносистем.

Модуль 2 «Основные физико-химические закономерности протекания химических процессов»

Основы химической термодинамики. Энергетические характеристики химических реакций. Первое начало термодинамики. Превращения энергии и работы в химических процессах. Термохимия. Понятие об энтальпии. Эндо- и экзотермические реакции. Закон Гесса. Стандартное состояние и стандартная энтальпия образования вещества. Термохимические циклы. Расчеты тепловых эффектов реакций. Энтальпия атомизации веществ и энергия связи в многоатомных молекулах. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. Уравнение Больцмана. Изменение энтропии при фазовых и химических превращениях. Стремление к максимуму энтропии в изолированных системах как характеристика возможности самопроизвольного протекания реакции. Оценка знака

изменения энтропии в химических реакциях. Энергия Гиббса. Уменьшение энергии Гиббса как термодинамический критерий возможности самопроизвольного протекания процесса в закрытых системах. Стандартное изменение энергии Гиббса в реакции. Зависимость изменения энергии Гиббса от температуры, давления и концентрации реагирующих веществ. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

Основы химической кинетики. Скорость химической реакции и факторы ее определяющие. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Кинетическое уравнение реакции. Порядок реакции. Правило Вант-Гоффа. Константа скорости реакции и ее зависимость от температуры. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма реакции. Координата реакции. Понятие о механизме реакции. Молекулярность реакции. Фотохимические и цепные реакции. Примеры. Катализ и катализаторы. Влияние катализатора на механизм реакции. Ингибиторы и ингибирование. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций.

Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние равновесия и принцип микроскопической обратимости реакции. Кинетический и термодинамический подходы к описанию химического равновесия. Константа химического равновесия и различные способы ее выражения. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия при изменении условий. Принцип Ле Шателье.

Модуль 3 «Основы химии растворов»

Общие свойства растворов. Растворы как многокомпонентные системы. Теории растворов. Гомогенные многокомпонентные системы – растворы. Общие свойства растворов – диффузия и осмос. Жидкие растворы. Фазовые диаграммы. Область жидкого состояния. Диаграммы состав - свойство. Растворитель и растворяемое вещество. Растворимость. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные, разбавленные и концентрированные растворы. Взаимодействие растворенного вещества и растворителя. Сольватация. Инертные, координирующие и ионизирующие растворители. Понятие о коллоидных растворах. Поверхностный слой и поверхностные явления. Устойчивость коллоидных растворов.

Растворы неэлектролитов. Давление и состав пара над раствором. Закон Рауля. Кристаллизация и кипение раствора. Криоскопия и эбулиоскопия. Идеальные и реальные растворы. Понятие об активности и коэффициенте активности. Понятие о стандартном состоянии веществ в растворе.

Растворы электролитов. Теории кислот и оснований. Вода как ионизирующий растворитель. Электронное строение и структура молекулы воды. Структура жидкой и твердой воды, водородные связи. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация растворенных веществ. С. Аррениус, Д. И. Менделеев о природе растворов электролитов. Переход ионов в раствор. Гидратация соли и образующих ее ионов. Энергия гидратации ионов. Кислоты и основания. Теории кислот и оснований. Теории Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюиса. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Сила кислородсодержащих кислот и ее зависимость от их состава и строения. Кислотно-основные взаимодействия как реакции переноса протона. Сверхкислоты и сверхоснования Растворы слабых электролитов. Теория электролитической диссоциации. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Оствальда. Влияние одноименных ионов на диссоциацию слабых электролитов. Растворы сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Условность разделения электролитов на сильные и слабые. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели Среды. Индикаторы. Методы определения рН. Буферные растворы. Равновесие «ионный кристалл – раствор». Равновесие ионов в растворе с осадком. Произведение растворимости и растворимость труднорастворимых электролитов.

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные процессы в растворах. Классификация химических реакций. Обменные реакции в растворах. Реакции нейтрализации. Гидролиз солей. Ионные уравнения гидролиза. Константа и степень

гидролиза. Сложные случаи гидролиза. Гидролиз солей. Представления Аррениуса и Вернера о механизме гидролиза. Понятие об аквакислотах. Константа и степень гидролиза. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Буферные растворы.

Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. Участие воды в окислительно-восстановительных реакциях. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах. Метод ионно-молекулярных полуреакций. Типы окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов. Гальванический элемент. Водородный электрод и водородный нуль отсчета потенциалов. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Таблицы стандартных восстановительных потенциалов. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций. Окислительные и восстановительные свойства воды. Диспропорционирование веществ в водных растворах. Окислительно-восстановительные равновесия в растворах. Уравнение Нернста. Влияние pH на величину восстановительного потенциала. Влияние комплексообразования и образования малорастворимых соединений на восстановительные потенциалы. Электролиз растворов и расплавов. Электролитическое получение металлов. Электрохимическая коррозия металлов.

Модуль 4 «Основы координационной химии»

Реакции комплексообразования в водных растворах. Аквакомплексы. Причины образования комплексных частиц в растворах. Характеристика координационных соединений, их получение, классификация. Комплексообразователь и лиганды. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Координационное число, зависимость координационного числа от заряда и радиуса комплексообразователя. Равновесия в растворах координационных соединений. Общие и ступенчатые константы устойчивости. Основные факторы, определяющие устойчивость координационных соединений, изменения энтальпии и энтропии при комплексообразовании. Номенклатура координационных соединений. Объяснение образования и строения комплексов с помощью электростатических представлений. Квантово-механические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях. Метод валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. Понятие о теории кристаллического поля. Взаимное расположение лигандов и атомных орбиталей комплексообразователя в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов; энергия расщепления; спектрохимический ряд лигандов. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексов. Искажение правильных структур комплексов. Эффект Яна-Теллера. Применение метода молекулярных орбиталей к комплексам. Молекулярные орбитали октаэдрических комплексов. Комплексы с π -связями. Дативные связи в комплексах. Изомерия координационных соединений. Ряд *транс*-влияния. Взаимосвязь процессов комплексообразования с положением элемента в Периодической системе. Хелатный, полихелатный и макроциклический эффекты. Значение и применение реакций комплексообразования и координационных соединений в науке, технике, биологии и медицине.

Модуль 5 «Строение и свойства соединений *p*-элементов»

Подгруппа гелия (s^2p^6 -элементы). Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, методы получения, причины малой реакционной способности. Кластратные соединения благородных газов. Соединения криптона и ксенона со фтором, строение молекул, способы получения и свойства. Реакция диспропорционирования. Гидролиз фторидов ксенона. Оксофториды. Кислородные соединения ксенона, строение молекул. Способы получения, свойства. Ксеноновые кислоты, ксенаты и перксенаты. Практическое применение благородных газов.

Водород. Галогены (s^2p^5 -элементы). Общая характеристика элементов. Формы нахождения и распространенность в природе.

Водород. Положение в периодической системе, общая характеристика, изотопы, характеристика молекулы, термическая диссоциация, физические и химические свойства. Лабораторные и промышленные методы получения. Орто- и параводород. Гидриды, их классификация, способы получения и свойства. Гидридокомплексы. Общая характеристика водородных соединений неметаллов. Применение водорода и его соединений.

Фтор, хлор, бром, иод. Общая характеристика, получение, физические и химические свойства. Изменение окислительной активности в подгруппе. Взаимодействие галогенов с растворами щелочей и водой. Соединение галогенов с водородом, лабораторные и промышленные способы получения, свойства. Ассоциация молекул фтороводорода. Плавиковая кислота. Фториды и гидрофториды. Получение, электронодонорные свойства фторид-иона. Получение и свойства простых и комплексных фторидов неметаллов. Окислительно-восстановительные и кислотные свойства галогеноводородов и их водных растворов. Хлороводородная, бромоводородная и иодоводородная кислоты. Восстановительные и электронодонорные свойства галогенид-ионов. Соединения галогенов с кислородом. Фторид кислорода. Оксиды хлора, брома, иода; сравнение их устойчивости, кислотных и окислительных свойств. Кислородсодержащие кислоты: хлорноватистая, хлорная, бромноватистая, бромная, иодноватая, мета-иодная, пара-иодная, орто-иодная; их соли, способы получения и свойства. Изменение окислительных свойств в ряду кислородных кислот хлора, брома, иода. Псевдогалогениды (дициан и др.). Межгалогенные соединения.

Халькогены (s^2p^4 -элементы). Общая характеристика элементов. Кислород. Общая характеристика, строение молекул, лабораторные и промышленные способы получения, физические и химические свойства, оксиды. Озон, его получение, строение молекул, свойства и применение. Сопоставление свойств озона и кислорода. Озониды. Вода: аномалии физических свойств, диаграмма состояния, химические свойства, окислительно-восстановительные характеристики. Электронодонорные свойства молекул воды. Кристаллогидраты, их строение и свойства. Оксониевые соединения. Понятие о способах очистки сточных вод и отходящих газов в промышленности.

Пероксид водорода, строение молекулы, методы получения. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Пероксиды и их свойства. Применение кислорода на практике. Сера. Общая характеристика, нахождение в природе, методы получения, физические и химические свойства. Сероводород. Сульфиды, их гидролиз. Классификация сульфидов по их растворимости в воде, кислотах и растворах основных сульфидов; использование сульфидов в химическом анализе. Полисульфиды. Соединения серы с кислородом: оксиды серы(IV) и (VI). Кислородсодержащие кислоты серы. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты, сульфитов и пиросульфитов.

Серная кислота, получение, строение молекул и свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Соли серной кислоты. Олеум и двусерная кислота. Политионовые кислоты и политионаты.

Тиосерная кислота и тиосульфат натрия. Пероксокислоты (надкислоты) серы. Пероксисульфаты. Соединения серы с галогенами. Фторид серы. Хлорокислоты серы: хлористый тионил, хлористый сульфурил. Хлорсерная (хлорсульфоновая) кислота. Применение серы и ее соединений.

Селен, теллур и полоний. Общая характеристика элементов. Степени окисления, нахождение в природе, аллотропия селена и теллура. Селеноводород и теллуrowодород. Селениды и теллуриды. Диоксид селена и теллура. Селенистая и теллуристая кислоты. Селенаты и теллураты. Сопоставление окислительно-восстановительных свойств соединений серы, селена и теллура. Краткая характеристика полония и его соединений. Применение их на практике.

Подгруппа азота (s^2p^3 -элементы). Общая характеристика элементов. Отличие азота от других элементов подгруппы. Азот. Общая характеристика элемента, нахождение в природе. Химическая связь. Причины инертности азота. Проблема связанного азота и пути

ее решения. Лабораторные и промышленные способы получения азота. Соединения азота с водородом. Аммиак, химическая связь и строение молекулы; лабораторные и промышленные способы получения. Жидкий аммиак как растворитель. Реакционная способность аммиака, реакции окисления, присоединения, замещения, взаимодействие с водой и кислотами. Гидраты аммиака. Ион аммония, химическая связь и строение. Соли аммония. Амиды, имида, нитриды.

Гидроксиламин. Гидразин. Гидраты гидразина и гидроксиламина. Соли гидразиния и гидроксиламмония. Азидоводородная кислота. Азотистая кислота и ее практическое применение. Нитриты, их получение и свойства. Азотная кислота и ее взаимодействие с металлами и неметаллами; зависимость окислительных свойств от концентрации. Царская водка. Нитраты, их термическое разложение.

Оксогалогениды азота. Применение азота и его соединений. Фосфор. Общая характеристика элемента, нахождение в природе. Аллотропные модификации, их строение и свойства. Методы получения фосфора. Фосфин. Ион фосфония, его структура. Соли фосфония. Фосфиды металлов, их получение и свойства. Оксиды фосфора. Кислородсодержащие кислоты. Фосфаты. Изополи- и гетерополисоединения фосфора. Соединения фосфора с галогенами, их гидролиз. Оксогалогениды. Фосфорнитрилхлорид. Применение фосфора и его соединений.

Мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика элементов. Их нахождение в природе. Водородные соединения, их получение и свойства. Соединения с металлами. Полупроводниковые свойства арсенидов и стибидов (антимонидов). Кислородные соединения элементов (III) и (V). Гидроксиды элементов (III). Арсениты и антимониты. Гидроксид сурьмы(V) и антимонаты. Сопоставление свойств кислот мышьяка и сурьмы со свойствами азотной и фосфорной кислот. Висмутаты. Сопоставление окислительно-восстановительных свойств висмутатов, антимонатов, арсенатов, фосфатов и нитратов. Тригалогениды и пентагалогениды мышьяка(III) и (V) и висмута(III), способы их получения, свойства, отношению к кислотам и раствору сульфида аммония. Тиокислоты и их соли. Применение мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.

Подгруппа углерода (s^2p^2 -элементы). Общая характеристика. Отличие свойств углерода и кремния от свойств других элементов подгруппы.

Углерод. Общая характеристика, нахождение в природе. Аллотропия. Строение и свойства графита, алмаза, карбина, графена, фуллеренов. Основы использования углерода в нанотехнологиях. Получение искусственных алмазов. Активированный уголь, его адсорбционные свойства. Углеводороды, карбиды металлов, методы их получения, классификация, зависимость свойств от характера химической связи. Кислородные соединения углерода.

Оксид углерода(II): строение молекул, свойства, лабораторные и промышленные способы получения. Генераторный и водяной газы. Оксид углерода (II) как восстановитель; реакции присоединения. Карбонилы металлов. Угольная кислота и ее соли. Оксид углерода(IV), строение молекулы, свойства и методы получения, окислительные свойства при высоких температурах. Строение карбонат-иона. Растворимость, термическая устойчивость и гидролизуемость карбонатов и гидрокарбонатов. Соединения углерода с галогенами. Фреоны и их свойства. Фосген. Соединения углерода с серой. Сероуглерод. Сульфоксид углерода(IV). Тиоугольная кислота и ее соли. Соединения углерода с азотом. Дициан. Синильная кислота и цианиды. Комплексные соединения, содержащие цианид-ион. Роданистоводородная кислота и ее соли. Применение углерода и его соединений. Кремний. Общая характеристика, нахождение в природе, способы получения. Структура и свойства кремния. Кремний как полупроводник. Силикаты и алюмосиликаты. Кремнийкислородный тетраэдр – основная структурная группа в кристаллических решетках силикатов. Понятие о различных типах кристаллических решеток силикатов. Кварц, его структура и свойства.

Кремниевые кислоты. Силикагель. Растворимое стекло. Общие сведения о строении, свойствах и получении различных видов стекла и керамики. Ситаллы. Цеолиты. Водородные соединения кремния. Сопоставление свойств силанов и углеводородов. Силициды металлов. Кремнийорганические соединения. Силикон. Соединения кремния с галогенами, их

свойства, гидролиз. Фторкремниевая кислота. Карбид кремния. Применение кремния и его соединений.

Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов, получение, свойства. Аллотропные модификации олова. Химические свойства германия, олова, свинца. Соединения с водородом. Сопоставление их свойств со свойствами водородных соединений углерода и кремния. Оксиды германия (II) и (IV). Солеобразные оксиды свинца. Гидроксиды германия(II), олова(II) и свинца(II), их получение и свойства. Гидроксиды германия(IV), олова(IV) и свинца(IV). Оловянные кислоты (α - и β -формы). Германаты, станнаты и п्लомбаты, их свойства. Галогениды германия, олова, свинца. Гидролиз. Сульфиды германия, олова и свинца. Полисульфиды. Тиосоли. Сопоставление устойчивости, кислотно-основных свойств и окислительно-восстановительной активности соединений германия, олова, свинца. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа бора (s^2p^1 -элементы). Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения. Отличие бора и алюминия от других элементов подгруппы. Бор как простое вещество. Химические свойства бора. Соединения бора. Соединения бора с водородом, их получение и свойства. Химическая связь в гидридах бора. Соединения с металлами. Оксид бора. Борные кислоты. Боразол. Применение бора и его соединений.

Алюминий. Алюмотермия. Оксид алюминия, его свойства и применение. Получение монокристаллов сапфиров и рубинов. Гидроксид алюминия. Алюминаты. Галогениды. Алюмосиликаты. Общая характеристика солей алюминия, их растворимость. Гидролиз. Комплексные соединения. Квасцы. Гидрид алюминия. Алюмогидриды металлов. Карбид, нитрид, субфторид алюминия. Применение алюминия и его соединений.

Галлий, индий, таллий. Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения. Сопоставление свойств элементов со свойствами алюминия. Соединения таллия(I). Применение галлия, индия, таллия и их соединений.

Модуль 6 «Строение и свойства соединений s -, d - и f -элементов»

Щелочные и щелочноземельные металлы (s^1 и s^2 -элементы). Общая характеристика s -элементов. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, восстановительные свойства. Взаимодействие с водой. Водородные соединения. Ионные гидриды. Роль щелочных и щелочноземельных металлов в стабилизации иона H^- . Взаимодействие ионных гидридов с водой. Оксиды щелочных металлов, формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды, супероксиды, озониды щелочных металлов. Оксиды и пероксиды щелочноземельных металлов. Получение кислорода через пероксид бария. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Особенности гидроксида бериллия. Диагональное сходство Be и Al. Соли щелочных металлов, их растворимость. Гидратация ионов щелочных металлов. Понятие об отрицательной гидратации. Причины отсутствия однозарядных ионов элементов II группы в водном растворе. Соли щелочноземельных металлов, их растворимость и гидролиз.

Общая характеристика d -элементов. Электронные конфигурации атомов. Особое положение скандия и цинка. Подгруппа скандия. Общая характеристика элементов, нахождение их в природе и получение. Отличие свойств скандия от свойств остальных элементов подгруппы и их близость к свойствам лантаноидов.

Подгруппа титана. Общая характеристика элементов, нахождение их в природе и получение. Оксиды и гидроксиды. Соединения с низшими степенями окисления. Применение простых веществ и соединений. Оксид титана(IV), соли оксотитаната. Соединения титана с галогенами.

Подгруппа ванадия. Общая характеристика элементов, нахождение их в природе и получение. Соединения элементов со степенями окисления (II), (III), (IV), способы их получения и свойства; кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов; соли.

Галогениды и оксогалогениды элементов (IV) и (V), их свойства, химическая связь. Ванадаты, ниобаты, танталаты. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа хрома. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение и свойства. Соединения хрома(II) и (III). Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов хрома(II) и (III). Соли хрома(III), квасцы, хромиты. Комплексные соединения хрома(III), их строение, изомерия. Оксид хрома(VI). Хромовые кислоты, хроматы, дихроматы, их взаимные переходы. Хлористый хромил, хлорохромовая кислота. Пероксид хрома и пероксохроматы, их свойства и способы получения.

Краткие сведения о соединениях молибдена(VI) и вольфрама(VI); кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов; молибденовая и вольфрамовая кислоты и их соли. Изополи- и гетерополиокислоты и их соли. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппа марганца. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение и свойства. Соединения марганца(II), (III) и (IV). Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов. Соли марганца. Оксид марганца (IV). Соединения марганца(VI). Оксид марганца(VII), марганцовая кислота и перманганаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца, их зависимость от степени окисления элемента и pH среды. Краткая характеристика рения(III), (IV) и (VI). Соединения рения(VII). Оксиды, рениевая кислота, перренаты, фториды рения. Окислительно-восстановительные свойства рения в различных степенях окисления. Применение марганца, рения и их соединений.

Семейство железа и платины. Общая характеристика элементов. Деление на подгруппы и семейства. Семейство железа. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, способы получения. Чугун и сталь. Оксиды и гидроксиды железа(II), соли и комплексные соединения железа(II). Оксиды и гидроксиды железа(III), кобальта(III), никеля(II), их соли и комплексные соединения. Соединения железа (VI), ферраты и их свойства. Применение элементов и их соединений. Платиновые металлы. Общая характеристика элементов, нахождение в природе. Понятие о методах разделения элементов. Гидроксиды палладия(II), платины(II) и (IV), их свойства. Оксиды рутения(VIII) и осмия(VIII). Важнейшие соединения платиновых металлов, их получение и свойства. Применение простых веществ и соединений.

Подгруппы меди и цинка. Подгруппа меди. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, способы получения. Соединения меди(I) и (II), оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения. Соединения серебра(I), оксид и его свойства, нитраты, галогениды. Фотографический процесс получения черно-белых изображений. Комплексные соединения серебра(I). Соединения золота(I) и (III). Применение простых веществ и соединений. Подгруппа цинка. Общая характеристика элементов, нахождение в природе, получение и свойства. Оксиды и гидроксиды цинка; соли, их растворимость, гидролиз, свойства; комплексные соединения. Соединения ртути(I), получение, устойчивость и реакции диспропорционирования; оксиды и соли ртути(I), каломель. Амидные соединения ртути. Применение простых веществ и соединений.

Строение и свойства соединений f-элементов. Лантаниды. Общая характеристика элементов, степени окисления, нахождение в природе. Изменение химических свойств с возрастанием порядкового номера. Причины сходства свойств лантаноидов. Участие f-орбиталей в образовании химических связей; высокие координационные числа элементов. Периодичность изменения характерных степеней окисления. Физические и химические свойства лантаноидов, их положение в ряду напряжений. Соединения лантаноидов(III). Оксиды и гидроксиды, способы их получения. Изменение свойств с возрастанием порядкового номера. Общая характеристика солей, гидролиз. Соединения европия(II), иттербия(II), самария(II), тулия(II), неодима(II), их окислительно-восстановительные свойства. Характер гидроксидов, сходство с соединениями щелочноземельных металлов. Соединения церия(IV), празеодима(IV), тербия(IV), неодима(IV), диспрозия(IV), их окислительно-восстановительные свойства. Сходство химических свойств церия(IV) со свойствами циркония, гафния и тория. Понятие о способах разделения лантаноидов, применение лантаноидов и их соединений.

Актиноиды (актиниды). Краткие сведения об истории открытия элементов. Общая характеристика элементов, электронное строение атомов, сопоставление с электронным строением атомов лантаноидов. Изменение химических свойств с возрастанием порядкового номера. Участие *f*-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов. Актиноидное сжатие. Близость свойств тория, протактиния, урана в высшей степени окисления к свойствам *d*-элементов IV, V и VI групп элементов соответственно. Применение актиноидов и их соединений.

Тенденции развития современной неорганической химии. Общие тенденции развития современной химии. Основные направления развития химии в XXI веке. Компьютерное моделирование молекул (молекулярный дизайн) и химических реакций. Неорганическое материаловедение. Нанохимия и наноматериалы. Синтез фуллеренов и нанотрубок. Бионеорганическая химия.

5.2. Разделы дисциплины и междисциплинарные связи с обеспечиваемыми (последующими) дисциплинами

№ п/п	Наименование обеспечиваемых (последующих) дисциплин	№ разделов данной дисциплины, необходимых для изучения обеспечиваемых (последующих) дисциплин					
		1	2	3	4	5	6
1	Математика	+	+	+			
2	Информатика	+					
3	Физика	+	+				
4	Органическая химия	+	+		+	+	
5	Аналитическая химия и ФХМА	+	+	+	+	+	+
6	Физическая химия	+	+	+			
7	Коллоидная химия	+	+	+			
8	Основы биохимии и молекулярной биологии	+	+	+	+		+

5.3. Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции	Лаб. зан.	СРС	Всего час.
1	Строение вещества	11	10	30	51
2	Основные физико-химические закономерности протекания химических процессов	11	12	40	63
3	Основы химии растворов	6	8	24	38
4	Основы координационной химии	6	8	23	37
5	Строение и свойства соединений <i>p</i> -элементов	17	22	45	84
6	Строение и свойства соединений <i>s</i> -, <i>d</i> - и <i>f</i> -элементов	17	25	45	87

6. Лабораторный практикум

Модуль 1. Лабораторные занятия – 10 час. Предусмотрено выполнение 3 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- определение атомной массы металла;
- определение молекулярной массы газа;
- определение молярной массы эквивалентов металла по водороду;
- определение молярной массы эквивалентов карбоната металла и молярной массы

эквивалентов металла;

- установление химической формулы (состава) кристаллогидрата;
- приготовление раствора заданной концентрации;
- расчет структуры и энергии простейших неорганических молекул с использованием эмпирических и полуэмпирических методов.

Модуль 2. Лабораторные занятия – 12 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- определение теплового эффекта растворения соли;
- определение теплового эффекта реакции нейтрализации;
- зависимость скорости реакции тиосульфата железа с серной кислотой от концентрации реагентов;
- зависимость скорости реакции тиосульфата натрия с хлоридом железа(III) от концентрации реагентов;
- зависимость скорости реакции пероксодисульфата калия с иодидом калия от концентрации реагентов;
- определение константы скорости и энергии активации реакции тиосульфата натрия с серной кислотой.

Модуль 3. Лабораторные занятия – 8 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- определение молекулярной массы растворенного вещества криоскопическим методом;
- определение кажущейся степени диссоциации сильных электролитов криоскопическим методом;
- определение молярной массы растворенного вещества эбулиоскопическим методом;
- определение кажущейся степени диссоциации электролита методом эбулиоскопии;
- влияние одноименных ионов на диссоциацию слабого электролита;
- определение pH раствора;
- изучение образования и растворения труднорастворимых веществ;
- влияние одноименных ионов на растворимость солей;
- химические реакции (ионообменные, образование осадков, нейтрализация, гидролиз, окислительно-восстановительные).

Модуль 4. Лабораторные занятия – 8 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- анализ состава двойной или комплексной соли;
- получение и свойства координационных соединений;
- получение малорастворимых координационных соединений.

Модуль 5. Лабораторные занятия – 22 час. Предусмотрено выполнение 4 лабораторных работ:

- химия соединений s^2p^5 -элементов;
- химия соединений s^2p^4 -элементов;
- химия соединений s^2p^3 -элементов;
- химия соединений s^2p^2 -элементов.

Модуль 6. Лабораторные занятия – 25 час. Предусмотрено выполнение 4 лабораторных работ:

- химия соединений s^1 , s^2 и s^2p^1 -элементов.
- химия соединений элементов VIIБ, VIБ, VБ и IVБ-групп Периодической системы;
- химия соединений элементов IB, IIB и VIIIБ-групп Периодической системы;
- синтез и исследование неорганического соединения и/или материала.

Описания выполнения лабораторных работ по вышперечисленным модулям

приведены в учебных пособиях [Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 1. Под ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, Иван. издат. дом, 2009. 356 с.; Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 2. Неорганическая химия. Под. ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2010. 248 с.].

7. Образовательные технологии и методические рекомендации по организации изучения дисциплины

Чтение лекций по данной дисциплине рекомендуется проводить с использованием мультимедийных презентаций и демонстрационного эксперимента.

Мультимедийная презентация, выполненная средствами программы Microsoft PowerPoint позволяет преподавателю четко структурировать материал лекции, экономить время, затрачиваемое на изображение с использованием мела и доски схем, написание формул и других сложных объектов, что дает возможность увеличить объем излагаемого материала. Кроме того, презентация позволяет очень хорошо иллюстрировать лекцию не только схемами и рисунками, которые есть в учебных пособиях, но и полноцветными фотографиями, рисунками, портретами ученых и т.д. Мультимедийная презентация позволяет отобразить физические и химические процессы в динамике, что позволяет значительно улучшить восприятие материала студентами. Студентам предоставляется возможность копирования презентаций для выполнения самостоятельной работы, подготовки к текущему, промежуточному и итоговому контролю (экзамену).

Демонстрационный химический эксперимент относится к словесно-наглядным методам обучения и проводится при чтении лекций, а также проведении лабораторных занятий преподавателем, лаборантом или, в некоторых случаях, одним или несколькими студентами. Демонстрационный эксперимент проводится в соответствии с учебной программой по конкретным разделам (модулям) дисциплины. Демонстрационный эксперимент позволяет преподавателю сформировать интерес к предмету у студентов, обучить их выполнять определенные операции с веществом, приемам техники лабораторного эксперимента. Демонстрационный эксперимент – источник приобретаемых студентами знаний, навыков, умений; средство предупреждения ошибок и заблуждений, коррекции знаний, способ проверки истинности выдвигаемых гипотез, решения учебных и исследовательских проблем. К основным требованиям, предъявляемым к демонстрационному эксперименту, следует отнести: наглядность; простота; безопасность; надежность; необходимость объяснения эксперимента. Любой опыт должен сопровождаться словом преподавателя. Возникающие паузы можно использовать для организации диалога со студентами, выяснения условий проведения эксперимента и признаков химических реакций. Необходима постановка цели опыта – для чего проводится опыт, что необходимо понять в результате наблюдений за экспериментом. Следует описать прибор, в котором проводится опыт; условий, в которых он проводится; дать характеристику реактивам. Необходимо организовать наблюдения за опытом студентами для выявления признаков реакции и проведения анализа и помочь студентам сделать соответствующие выводы и теоретическое обоснование. При подготовке к проведению демонстрационного эксперимента рекомендуется использовать учебное пособие [Овчинникова В.Д. Демонстрационный химический эксперимент по общей и неорганической химии. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2003. 82 с.].

При работе в малочисленных группах целесообразно использовать диалоговую форму проведения лекционных занятий с использованием элементов практических занятий, постановкой и решением проблемных и ситуационных заданий и т.д.

В рамках лекционных занятий заслушиваются и обсуждаются подготовленные студентами реферативные работы.

При проведении лабораторного практикума необходимо создать условия для максимально самостоятельного выполнения студентами лабораторных работ. Поэтому при проведении лабораторного занятия преподавателю рекомендуется:

1. Проведение экспресс-опроса (в устной или тестовой форме) по теоретическому материалу, необходимому для выполнения работы (с оценкой).
2. Проверка планов выполнения лабораторных работ, подготовленных студентом в рамках самостоятельной работы (с оценкой).
3. Оценка работы студента в лаборатории и полученных им результатов (с оценкой).
4. Проверка отчета о выполненной лабораторной работе (с оценкой).

Лабораторные занятия (работы) проводятся после изучения определенного раздела (модуля). Это занятия, контролирующие знания, умения и навыки. Любая лабораторная работа должна включать глубокую самостоятельную проработку теоретического материала, изучение методик проведения и планирование эксперимента, освоение измерительных средств, обработку и интерпретацию экспериментальных данных. При этом часть работ может не носить обязательный характер, а выполняться в рамках самостоятельной работы по курсу. В ряд работ целесообразно включить разделы с дополнительными элементами научных исследований, которые потребуют углубленной самостоятельной проработки теоретического материала. Выполнение лабораторных работ студентами должно удовлетворять следующим требованиям:

- студенты должны понимать суть опыта (эксперимента) и знать последовательность выполнения отдельных операций по инструкции;
- соблюдать дозировку реактивов и правила работы с ними;
- уметь собирать приборы по рисункам (схемам) и правильно работать с ними;
- неукоснительно выполнять правила техники безопасности при обращении с оборудованием, приборами и реактивами;
- грамотно оформлять отчет о проведенной экспериментальной работе.

При защите лабораторной работы (сдаче отчета о ее выполнении) студент должен уметь объяснять цели, задачи, ход проведения работы, ее результаты, сделанные выводы, а также основные конструктивные особенности используемого оборудования.

В настоящее время совершенствование химического эксперимента, в основном, заключается в модернизации приборов, аппаратов, создания оборудования для работы с малыми количествами и, к сожалению, в меньшей степени оно нацелено на разработку принципиально новых химических опытов, которые дали бы возможность применять на уроках проблемные и исследовательские формы организации учебной деятельности школьников. В процессе проведения опытов студенты расширяют свои представления о веществах, их свойствах, совершенствуют практические умения.

Занятия в активных и интерактивных формах рекомендуется проводить с использованием компьютерных симуляций, постановки проблемных и ситуационных заданий. Проведение занятий в активных и интерактивных формах должно быть направлено на интенсификацию учебного процесса, увеличение доступности знаний, навыков и умений, анализ учебной информации, творческий подход к усвоению учебного материала. В ходе проведения занятий студенты должны учиться формулировать собственное мнение, правильно выражать мысли, строить доказательства своей точки зрения, вести дискуссию, слушать другого человека, уважать альтернативное мнение, что должно формировать навыки, необходимые будущему специалисту в профессиональной деятельности. Реализация активных и интерактивных методов при изучении курса «Общая и неорганическая химия» возможна на лекционных и лабораторных занятиях путем проведения дискуссий, использования компьютерных симуляций, подготовке и защите реферативных и исследовательских работ.

Самостоятельная работа – это наиболее важный путь освоения студентами новых знаний, умений и навыков в освоении дисциплины. Образовательная цель самостоятельной работы – освоение методов химической науки, экспериментальными умениями; умениями работать с учебной и научной литературой; производить расчеты; пользоваться химическим языком. Воспитательная цель – формирование черт личности студента, трудолюбия, настойчивости, товарищеской взаимопомощи. Развивающая цель – развитие самостоятельности, интеллектуальных умений, умение анализировать явления и делать выводы. Самостоятельная работа может быть источником знаний, способом их проверки,

совершенствования и закрепления знаний, умений и навыков. Этот вид деятельности студентов формируется под контролем преподавателя. При организации внеаудиторной самостоятельной работы по дисциплине преподавателю рекомендуется использовать следующие формы:

- подготовка и написание рефератов, докладов, очерков и других письменных работ на заданные темы;
- выполнение домашних заданий разнообразного характера. Это – решение задач; подбор и изучение литературных источников; подбор иллюстративного и описательного материала по отдельным разделам курса в сети Интернет;
- выполнение индивидуальных заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы. Индивидуальное задание может получать как каждый студент, так и часть студентов группы.

Для выполнения домашних и индивидуальных заданий, а также подготовки студентов ко всем видам текущего и промежуточного контроля рекомендуется использовать следующие учебные пособия [Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 1. Под ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, Иван. издат. дом, 2009. 356 с.; Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 2. Неорганическая химия. Под ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2010. 248 с.].

Реферативная, а также учебно-исследовательская работа, является самостоятельной учебно-научной работой, к которой относится в полной мере весь комплекс требований, предъявляемых к научной статье, подготавливаемой к публикации. Работа над рефератом предполагает углубленное изучение, анализ и систематическое изложение избранной проблематики, разностороннюю оценку ее содержания и значения. Реферат должен быть написан на уровне критического научно-аналитического обзора. Реферат должен иметь титульный лист (1 стр.), на следующей странице (2 стр.) печатается оглавление с указанием страниц, на последней странице – литература, оформленная следующим образом. Список цитируемой литературы печатается с указанием фамилий и инициалов всех авторов. Общий объем реферата в пределах одного печатного листа, т.е. до 25 страниц, целесообразно около 15-20 страниц машинописного текста через 1,5 интервала. Реферат должен иметь План-оглавление (в нем последовательно излагаются название пунктов реферата, указываются страницы, с которых начинается каждый пункт), введение (формулируется суть исследуемой проблемы, обосновывается выбор темы, определяется ее значимость и актуальность выбранной темы, указывается цель и задачи реферата, дается анализ использованной литературы), основную часть (каждый раздел, доказательно раскрывая отдельную проблему или одну из ее сторон, логически является продолжением предыдущего, даются все определения понятий, теоретические рассуждения, исследования автора или его изучение проблемы), а также заключение (подводятся итоги или дается обобщенный вывод по теме реферата, предлагаются рекомендации). Реферат должен быть написан четким, ясным, литературно грамотным языком, изложение должно удовлетворять основным логическим требованиям определенности, последовательности, доказательности. Ключевые понятия и термины, обсуждаемые и используемые в реферате, должны быть точно определены, законы – точно сформулированы, все рассуждения должны вестись в стиле научной дискуссии, быть обоснованными, опираться на факты и логически связаны вести к определенным идеям и гипотезам, результатам и выводам. В заключении уместно дать краткое резюме, итоги и выводы проделанной работы, подчеркнуть ее значение для развития координационной химии, охарактеризовать направления и перспективы дальнейших исследований.

Написанный реферат за две недели до его защиты предъявляется преподавателю для проверки. Если возникает необходимость доработки содержания реферата, то преподаватель возвращает рукопись студенту. Защита реферата осуществляется в форме устного доклада в присутствии студенческой группы и преподавателя(лей). Рекомендуется проводить защиту рефератов в формате мини-конференции, что позволяет реализовать интерактивную форму проведения занятия.

Примерные (рекомендуемые) темы рефератов²

- Адсорбенты и ионные обменники в процессах очистки природных и сточных вод
- Благородные газы
- Круговорот азота в природе
- Координационные соединения в живых организмах
- Неорганические биоматериалы
- Наноматериалы на основе углерода
- Химия в интересах устойчивого развития, или «зеленая» химия
- Ионные жидкости – новый класс экологически чистых растворителей
- Фуллерены: методы получения, очистка, сферы применения
- Углеродные нанотрубки: получение и свойства
- Гибридные материалы и композиты на основе неорганических соединений
- Нахождение элементов в природе. Биохимическая роль элементов (отдельно по химическим элементам)
- Токсикологические и экологические аспекты действия неорганических веществ
- Водно-электролитный баланс в живых организмах
- Окислительно-восстановительные процессы в биосистемах

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Лекции по дисциплине проводятся в аудитории, оснащенной мультимедийным проектором, усилителями звука, препаративным столом и системой вентиляции (для показа демонстрационного эксперимента). В аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия – Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Лабораторные занятия проводятся в четырех учебных лабораториях кафедры неорганической химии (общая площадь – 288 кв.м.), оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе:

- комплект учебного лабораторного оборудования, включающий в себя необходимое приборное и химическое обеспечение учебного процесса по общей и неорганической химии;
- лабораторная мебель: столы химические, шкафы вытяжные, тумбы подкатные, мойки и др.;
- учебно-лабораторный комплекс «Химия», включающий модули «Термостат», «Электрохимия»;
- прочее лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента: рН-метры, центрифуги, титровальные установки, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.;
- учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Перечень оборудования, материалов и реактивов, необходимых для использования при выполнении конкретных лабораторных работ, приводится в учебных пособиях [Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 1. Под ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, Иван. издат. дом, 2009. 356 с.; Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 2. Неорганическая химия. Под. ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2010. 248 с.].

² Приводятся примерные темы рефератов. Темы рефератов должны выбираться преподавателем с учетом специфики будущей профессиональной деятельности бакалавра в соответствии с направлением и профилем подготовки.

На кафедре имеется необходимое количество ПК, а также принтеров, сканеров и копировальных аппаратов для проведения учебного процесса. Все ПК подключены к развитой внутривузовской корпоративной компьютерной сети, объединяющей локальные сети во всех зданиях университета в единый аппаратно-программный комплекс (всего более 1400 ПК). Для выхода в Internet используются широкий цифровой канал в 30 Мбит/с. Для проведения учебных занятий используются два дисплейных класса.

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

Всего по текущей работе в течение семестра студент может набрать 50 баллов, в том числе:

- лабораторные работы – 15 баллов;
- тесты, контрольные работы, коллоквиумы по модулям – всего 20 баллов;
- домашние и индивидуальные задания – 10 баллов;
- подготовка и защита реферата – 5 баллов.

Зачет предоставляется автоматически, если студент набрал по текущей работе не менее 26 баллов при условии 100 %-го выполнения предусмотренных графиком лабораторных работ и сдачи тестов, контрольных заданий и коллоквиумов. Минимальное количество баллов по каждому из видов текущей работы составляет половину от максимального.

Текущий контроль успеваемости студентов проводится в форме тестов, контрольных работ и коллоквиумов. Ниже приведены примеры вариантов тестовых заданий, заданий контрольных работ и коллоквиумов по некоторым разделам (модулям) дисциплины.

Примеры тестовых заданий

1. Найдите молярную концентрацию раствора, в 2 л которого содержится 4 г гидроксида натрия.
а) 1
б) 2
в) 0,1
г) 0,05
2. Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата меди с $\omega = 10\%$ и $\rho = 1,107$ г/мл.
а) 0,52
б) 0,56
в) 0,68
г) 0,66
3. Два литра раствора NaOH с молярной концентрацией 0,8 моль/л выпарили до объема 1,9 л. Найдите молярную концентрацию раствора после выпаривания.
а) 0,69
б) 0,36
в) 0,42
г) 0,84
4. Найдите титр раствора соляной кислоты с концентрацией 0,08 моль/л.
а) 0,009
б) 0,006
в) 0,002
г) 0,003
5. Определите знак ΔS реакции $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$, не производя вычислений:
а) $\Delta S < 0$
б) $\Delta S > 0$
в) $\Delta S = 0$
г) невозможно определить
6. Если в системе $2Ca_{(к)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CaO_{(к)}$ увеличить давление в 2 раза, то скорость прямой

реакции:

а) возрастет в 4 раза

б) возрастет в 2 раза

в) понизится в 2 раза

г) понизится в 6 раз

7. В системе $\text{CO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(г)}$ исходные концентрации $[\text{CO}]$ и $[\text{Cl}_2]$ соответственно равны 0,28 и 0,09 моль/л, а равновесная $[\text{CO}]$ составила 0,2 моль/л. Константа равновесия равна:

а) 40

б) 27

в) 15

г) 0,5

8. Степень диссоциации (α) 0,01М раствора NH_4OH ($K_{\text{дисс}}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$) равна:

а) 4,18%

б) 5,50%

в) 2,34%

г) 3,75%

9. Найти pH раствора в 1 л которого, содержится 2 г NaOH .

а) 12,6

б) 15,5

в) 10,5

г) 11,0

10. Как изменяется растворимость веществ AgCl - AgBr - AgI , если $\text{PP}_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-13}$, $\text{PP}_{\text{AgBr}} = 0,5 \cdot 10^{-13}$; $\text{PP}_{\text{AgI}} = 8 \cdot 10^{-17}$:

а) не изменяется

б) увеличивается

в) уменьшается

г) нет четко выраженной закономерности

11. Найти pH 0,8 М раствора аммиака. $K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

а) 5,7

б) 7,3

в) 9,1

г) 12,6

12. Чему равно pH 0,1 М KOH ?

а) < 7

б) > 7

в) = 7

г) = 14

Примеры заданий контрольных работ

МОДУЛЬ 1

Вариант № 1

1. При взаимодействии 1,2 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при 294 К и давлении $1,045 \cdot 10^5$ Па. Найти молярную массу эквивалентов металла.

2. Плотность газа по воздуху 1,32. Какой объем при н.у. займут 11 г этого газа?

3. Определить молярные массы эквивалентов соединений CaCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

4. Перечислить методы определения молекулярных масс.

Вариант № 2

1. Найти молекулярную формулу соединения бора с водородом, если масса 1 л этого газа равна массе 1 л азота, а содержание бора в веществе составляет 78,2%.

2. Одно и тоже количество металла соединяется с 0,2 г кислорода и 3,173 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалентов галогена.

3. Определить эквивалент V в соединениях V_2O_5 и $\text{K}_2\text{V}_4\text{O}_9$.

4. Закон постоянства состава.

Вариант № 3

1. При взрыве смеси, полученной из одного объема некоторого газа и двух объемов кислорода, образуется два объема двуокси углерода и один объем азота. Найдите формулу неизвестного газа.
2. 0,582 г меди растворили в азотной кислоте. Полученную соль разложили, в результате получили 0,728 г оксида меди. Вычислите молярную массу эквивалентов меди в оксиде.
3. Сколько моль и молекул содержится в 250 мл O_2 при н.у.
4. Закон кратных отношений.

Вариант № 4

1. Раствор азотной кислоты объёмом 1.2 л. ($\rho=1.2$ г./мл.) с массовой долей HNO_3 , равной 40%, разбавили водой. Объём раствора при этом стал равным 4.0 л. Определить молярную концентрацию разбавленного раствора.
2. Найти массовую долю серной кислоты в её растворе, для которой молярная концентрация эквивалентов равна 2.0 моль/л. ($\rho=1.2$ г./мл.).
3. Определить %-ную (ω), молярную и моляльную концентрации раствора с $\rho=1.22$ г./см³, полученного при смешивании 0,3 л. 11,0 М раствора KOH ($\rho=1.43$ г./см³) с 0,5 л. 8,9%-ного раствора KOH ($\rho=1.08$ г./см³).
4. Имеется 100 кг. раствора соляной кислоты с концентрацией 12.5 моль/л. ($\rho=1.19$ г./см³). Какой объём займёт при 300 К и 1.01 МПа хлористый водород, содержащийся в этом растворе?

Вариант № 5

1. Выразить концентрацию 40%-ного раствора бензола (C_6H_6) в толуоле ($C_6H_5CH_3$) через молярную долю.
2. На нейтрализацию 20 мл. раствора, содержащего в 1 литре 12 г. щелочи, израсходовано 24 мл. 0.25н раствора кислоты. Найти молярную массу эквивалентов щёлочи.
3. Какой объём 10%-ного раствора хлорида бария ($\rho=1.09$ г./см³) требуется для реакции с сульфатом натрия, содержащемся в 50.0 мл. 10%-ного раствора, плотность которого 1.07 г/см³?
4. К 100 мл. воды прибавили 300 мл. 17.7%-ного раствора Na_2CO_3 ($\rho=1.19$ г./см³). Получили раствор с плотностью $\rho=1.15$ г./см³. Найти %-ную (ω), молярную и моляльную концентрации этого раствора.

Вариант № 6

1. Для реакции с $FeCl_3$, содержащимся в 50 мл. его 1.5М раствора, взято 30 мл. 2.5М раствора KOH . Определить в избытке или недостатке взят раствор KOH ?
2. Смешали 50 мл. 1.48М H_2SO_4 ($\rho=1.09$ г./см³) и 170 мл. раствора кислоты с моляльной концентрацией $C_m=0.85$ моль/кг. ($\rho=1.05$ г./см³). Чему равны процентная и моляльная концентрации полученного раствора?
3. Вычислить %-ную (ω) и моляльную концентрацию раствора фосфорной кислоты, если его молярная концентрация равна 3.0 моль/л., а плотность $\rho=1.15$ г./см³.
4. На нейтрализацию раствора серной кислоты израсходовано 55 мл. 5.6%-ного раствора $NaOH$ ($\rho=1.06$ г./см³). Сколько серной кислоты содержалось в растворе?

Вариант № 7

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел : Cr , Cr^{3+} , ($3p$).
2. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции методов ВС и МО. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3) : 1) F_2 , 2) N_2 , 3) H_2O .
3. Определить валентность и степень окисления атома в соединении : P в H_3PO_4 .
4. Изобразить структурную формулу соединения $Ca(HSO_3)_2$.

Вариант № 8

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов.

Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел : Mo, Mo³⁺, (4p).

2. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции методов ВС и МО. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3) : 1) O₂, 2) F₂, 3) H₂S.

3. Определить валентность и степень окисления атома в соединении : P в H₃PO₂ (кислота одноосновная).

4. Изобразить структурную формулу соединения K₂Cr₂O₇.

Вариант № 9

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов.

Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел : Cu, Cu²⁺, (2p).

2. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции методов ВС и МО. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3) : 1) N₂, 2) BF₃, 3) H₂Se.

3. Определить валентность и степень окисления атома в соединении : P в H₃PO₃ (кислота двухосновная).

4. Изобразить структурную формулу соединения Na₂HPO₄.

МОДУЛЬ 2

Вариант № 1

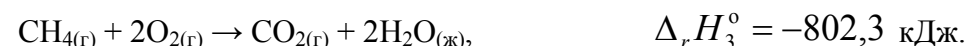
1. Равновесие реакции H_{2(g)} + Br_{2(g)} ↔ 2HBr_(г) установилось при следующих концентрациях: [H₂]=0.5; [Br₂]=0.1; [HBr]=1.6 моль / л. Вычислить исходные концентрации водорода и брома.

2. В каком направлении сместится равновесие реакции

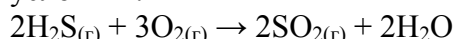
2CO + 2H₂ ↔ CH₄ + CO₂, если концентрации всех реагирующих веществ уменьшить в 3 раза.

3. Как изменится скорость реакции при повышении температуры от 60⁰ до 100⁰С, температурный коэффициент реакции равен 2.

4. Рассчитайте тепловой эффект протекающей при стандартных условиях реакции 2CO_(г) + 2H_{2(г)} → CO_{2(г)} + CH_{4(г)}, если известны тепловые эффекты следующих реакций:



5. Воспользовавшись данными справочника, определите возможен ли процесс в стандартных условиях.



Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в направлении данного процесса?

Вариант № 2

1. При смешении оксида азота (II) и кислорода в закрытом сосуде равновесие реакции 2NO_(г) + O_{2(г)} ↔ N₂O_{4(г)} установилось при следующих концентрациях: [NO]=0.06; [O₂]=0.1; [N₂O₄]=0.12 моль / л. Рассчитать константу равновесия и исходные концентрации.

2. Как изменится скорость прямой и обратной реакции в системе

2SO₂ + O₂ ↔ 2SO₃, если уменьшить объем системы в 2 раза. Сместится ли при этом равновесие в системе?

3. При повышении температуры на 20⁰ скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30⁰.

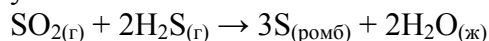
4. Рассчитайте тепловой эффект протекающей при стандартных условиях реакции

Fe₂O_{3(кп)} + 3CO_(г) → 2Fe_(кп) + 3CO_{2(г)}, если известны тепловые эффекты следующих реакций:



5. Воспользовавшись данными справочника, определите возможен ли процесс в стандартных

условиях.

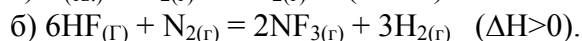
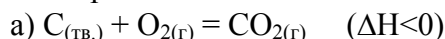


Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в направлении данного процесса.

Вариант № 3

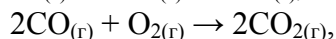
1. В состоянии равновесия системы $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$ концентрации участвующих в ней веществ составляют: $[\text{N}_2]=0.01$; $[\text{H}_2]=3.6$; $[\text{NH}_3]=0.4$ моль / л. Вычислить исходные концентрации азота и водорода.

2. На основании принципа Ле-Шателье определите, увеличится ли выход продуктов при одновременном понижении температуры и давления в системах:

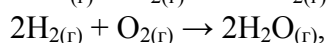


3. Как уменьшится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если объем системы уменьшить в 5 раз.

4. Рассчитайте тепловой эффект протекающей при стандартных условиях реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, если известны тепловые эффекты следующих реакций:

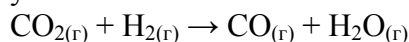


$$\Delta_r H_1^\circ = -566 \text{ кДж};$$



$$\Delta_r H_2^\circ = -483,6 \text{ кДж}.$$

5. Воспользовавшись данными справочника, определите возможен ли процесс в стандартных условиях.



Какова роль энтальпийного и энтропийного факторов в направлении данного процесса?

МОДУЛЬ 3

Вариант № 1

1. При растворении 1 моль KNO_3 в 1 литре воды температура замерзания понизилась на $3,01^\circ\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации соли в этом растворе.

2. Определить pH а) 0,125М раствора HCl и б) 0,01М раствора CH_3COOH . ($K_{\text{дисс.}}=1,75 \cdot 10^{-5}$).

3. Растворимость PbBr_2 при 18°C равна $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.

4. Найти активность ионов Fe^{3+} в растворе, содержащем в 1 литре 0,4 г $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и 0,1625 г FeCl_3 .

Вариант № 2

1. При какой температуре должен замерзнуть раствор, содержащий 2 моль NaCl на 1000 г воды, если кажущаяся степень диссоциации NaCl в этом растворе равна 70% ($K_{\text{кр.}}=1,86$).

2. Осмотическое давление 0,04М раствора электролита равно 2,15 атм. при 0°C . Кажущаяся степень диссоциации электролита в этом растворе равна 70%. На сколько ионов диссоциирует молекула электролита.

3. Вычислить концентрацию ионов водорода и pH 0,02М раствора сернистой кислоты H_2SO_3 , учитывая первую ступень диссоциации, для которой $K_{\text{дисс.}}=1,7 \cdot 10^{-2}$.

4. Произведение растворимости CaCO_3 равно $1,7 \cdot 10^{-8}$. Сколько граммов карбоната кальция содержится в 1 литре насыщенного раствора.

Вариант № 3

1. При какой температуре начнет замерзать раствор, содержащий 50 г NaOH в 500 г воды, если кажущаяся степень диссоциации NaOH в этом растворе равна 60% ($K_{\text{кр.}}=1,86$).

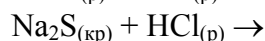
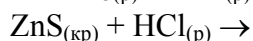
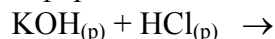
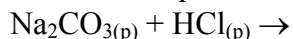
2. Вычислить pH 0,01М раствора уксусной кислоты, степень диссоциации которой в этом растворе равна 4,2%.

3. Растворимость CaCO_3 при 18°C равна $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Вычислить произведение растворимости этой соли.

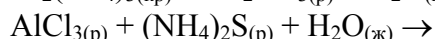
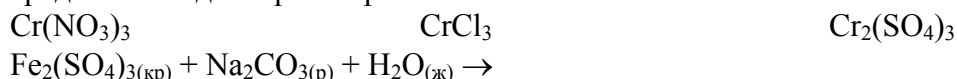
4. Найти активность ионов Ca^{2+} в 0,005м растворе $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Вариант № 4

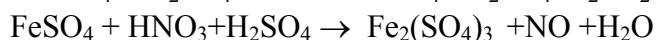
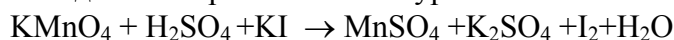
1. Написать реакции в молекулярной и ионной формах



2. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей и указать реакцию среды в их водных растворах:

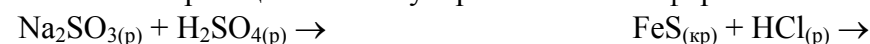


3. Уравнять протекающие в водном растворе окислительно-восстановительные реакции методом электронно-ионных уравнений:

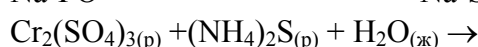
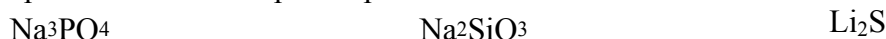


Вариант № 5

1. Написать реакции в молекулярной и ионной формах



2. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей и указать реакцию среды в их водных растворах:

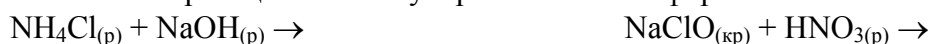


3. Уравнять протекающие в водном растворе окислительно-восстановительные реакции методом электронно-ионных уравнений:

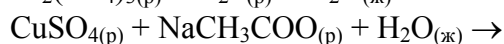
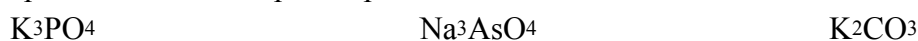


Вариант № 6

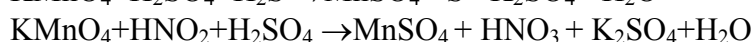
1. Написать реакции в молекулярной и ионной формах



2. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения гидролиза солей и указать реакцию среды в их водных растворах:



3. Уравнять протекающие в водном растворе окислительно-восстановительные реакции методом электронно-ионных уравнений:



МОДУЛЬ 4

Вариант № 1

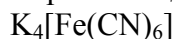
1. Назвать соединения, указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число в соединениях:



2. Написать формулы соединений:

гексацианоферрат(II) калия; иодид бромопентаминкобальта(III)

3. Написать уравнения реакции получения следующего комплексного соединения и выражения для константы неустойчивости комплексного иона:



Вариант № 2

1. Назвать соединения, указать комплексобразователь, его степень окисления и координационное число в соединениях:



2. Написать формулы соединений:

сульфат карбонатотетрамминхрома(III); тетрародано платинат(II) натрия

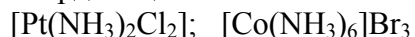
3. Написать уравнения реакции получения следующего комплексного соединения и

выражения для константы неустойчивости комплексного иона:



Вариант № 3

1. Назвать соединения, указать комплексообразователь, его степень окисления и координационное число в соединениях:



2. Написать формулы соединений:

сульфат пентаминакваникеля(II); гексафторохромат(II) гексаквахрома(III)

3. Написать уравнения реакции получения следующего комплексного соединения и выражения для константы неустойчивости комплексного иона:



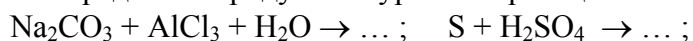
МОДУЛЬ 5

Вариант № 1

1. Сравнительная характеристика s^2p^5 -элементов. Строение атомов. Степени окисления. Типы соединений. Изменение кислотно-основных свойств. Примеры реакций.

2. Сера. Строение атома. Получение в элементарном состоянии. Сероводород, сульфиды, полисульфиды. Оксиды и кислородосодержащие кислоты серы. Сила кислот, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства. Примеры реакций.

3. Определить продукты и уравнивать реакции:

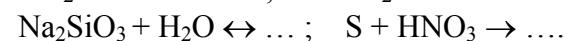


Вариант № 2

1. Сера. Строение атома. Получение в элементарном состоянии. Сероводород, сульфиды, полисульфиды. Оксиды и кислородосодержащие кислоты серы. Сила кислот, устойчивость, окислительно-восстановительные свойства. Примеры реакций.

2. Сравнительная характеристика s^2p^3 -элементов. Строение атомов. Степени окисления. Типы соединений. Изменение кислотно-основных свойств. Примеры реакций.

3. Определить продукты и уравнивать реакции:

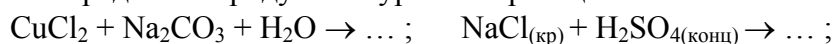


Вариант № 3

1. Сравнительная характеристика халькогенов. Строение атомов. Устойчивость различных степеней окисления. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений. Примеры реакций.

2. Азот. Соединения азота, строение молекул. Кислородосодержащие кислоты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами, неметаллами, сложными соединениями.

3. Определить продукты и уравнивать реакции:



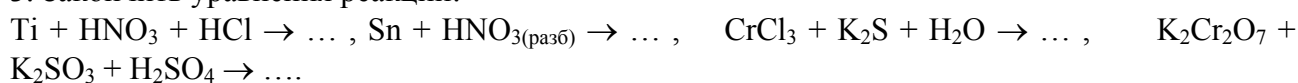
МОДУЛЬ 6

Вариант № 1

1. Алюминий. Области применения. Химические свойства металла.

2. Железо. Степени окисления, примеры соединений в данных степенях окисления. Привести уравнения реакций, при помощи которых можно определить наличие в растворе ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .

3. Закончить уравнения реакций:

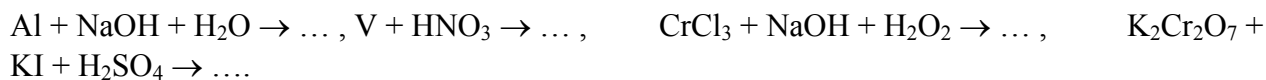


Вариант № 2

1. Химические свойства титана. Отношение металла к кислотам.

2. Характерные степени окисления марганца. Окислительные свойства перманганатов в зависимости от pH среды.

3. Закончить уравнения реакций:



Вариант № 3

1. Бериллий, магний. Взаимодействие металлов с водой, кислотами, щелочами. Характер гидроокисей бериллия и магния.
2. Гидроксид меди (II) растворим в разбавленных кислотах и растворах аммиака. Каково принципиальное различие протекающих при этом реакций? Написать соответствующие уравнения.
3. Закончить уравнения реакций:
 $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$,
 $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

Примеры заданий коллоквиумов

Модуль 1

Вариант № 1

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов для атома. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел. Cr, Cr^{3+} (3d)
2. Как изменяются значения первых энергий ионизации атомов элементов первой группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
3. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции метода валентных связей. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3).
 F_2 (1); N_2 (2); H_2O (3)
4. Определить валентность и степень окисления (окислительное число) атома в соединении: фосфора в H_3PO_2 (кислота одноосновная); серы в $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, учитывая, что атом серы заменяет один атом кислорода в H_2SO_4 .
5. Какие силы действуют между молекулами, какова их энергия в сравнении с энергией химической связи?

Вариант № 2

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов для атома. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел. Mo, Mo^{3+} (4p)
2. Значения первых энергий ионизации атомов элементов I группы ПСЭ соответственно равны (в эВ): Li – 5,4; Cs – 3,9; Cu – 7,7; Ag – 9,2. Чем объяснить различный ход изменения значений первых энергий ионизации в подгруппах?
3. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции метода валентных связей. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3).
 O_2 (1); F_2 (2); H_2S (3)
4. Определить валентность и степень окисления (окислительное число) атома в соединении: фосфора в H_3PO_3 (кислота двухосновная); кремния в SiF_4 .
5. Межмолекулярная водородная связь. Как влияет водородная связь на температуру плавления, кипения и теплоту парообразования веществ? Объяснить причину этого.

Вариант № 3

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов для атома. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел. Cu, Cu^{2+} (2p)
2. Как изменяются атомные радиусы у элементов второго и третьего периодов?
3. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции метода валентных связей. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3).

N₂ (1); BF₃ (2); H₂Se (3)

4. Определить валентность и степень окисления (окислительное число) атома в соединении: серы в H₂S₂O₇.

Может ли валентность быть отрицательной или равной нулю?

5. Дать характеристику каждому из агрегатных состояний вещества.

Вариант № 4

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов для атома. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел. Ag, Ag⁺ (4d)

2. Объяснить ход изменений энергии ионизации (в эВ) в ряду: Mg – Al – Si:

	Mg	Al	Si
I_1	7,6	6,0	8,2
I_2	15,0	18,8	16,3
I_3	80,1	28,1	33,5

3. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции метода валентных связей. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3).

H₂ (1); Br₂ (2); CH₄ (3)

4. Определить валентность и степень окисления (окислительное число) атома в соединении: кислорода в H₂O₂.

Почему для хлора и брома более характерны нечётные валентности?

5. Каковы отличительные особенности газообразного состояния вещества. Дать определение понятия «сублимация».

Вариант № 5

1. Составить электронную формулу и графическую схему (с помощью ячеек) атома в основном состоянии и иона. Определить число неспаренных и валентных электронов для атома. Для электрона, указанного в скобках, назвать возможные значения квантовых чисел. Pd, Pd²⁺ (4s)

2. Объясните немонотонность изменения первой энергии ионизации в ряду атомов элементов второго периода:

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
I_1 (эВ)	5,4	9,4	8,3	11,3	14,5	13,6	17,4	21,6

3. Объяснить возможность образования частицы (1) с позиции метода валентных связей. Изобразить орбитальные диаграммы молекул (2) и (3).

NO⁺ (1); HF (2); NH₃ (3)

4. Определить валентность и степень окисления (окислительное число) атома в соединении: углерода в HCOH.

5. Температура кипения (T_{кип}, К) благородных газов: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn соответственно равны: 4, 27, 87, 120, 165, 211. Чем объяснить повышение температуры кипения с возрастанием порядкового номера атома благородного газа?

Модуль 2

Вариант № 1

1. Воспользовавшись табл. данными по стандартным теплотам образования ионов в водном растворе и известной теплоте образования кислоты ($\Delta_f H^0(298)$ кДж/моль), рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием, а так же $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0(298)$, кДж/моль:

HClO_(р) $\Delta_f H^0(298) = -116,4$ кДж/моль.

2. При нагревании оксида азота (IV) в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции $2 \text{NO}_{2(r)} = 2 \text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)}$ установилось при следующих концентрациях: [NO₂] = 0,07; [O₂] = 0,13 моль/л. Рассчитать константу равновесия и исходную концентрацию оксида азота (IV).

3. Найти значение константы скорости реакции $A + B \rightarrow AB$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно, 0,06 и 0,02 моль/л, скорость реакции равна $6 \cdot 10^{-6}$ моль/(л·мин).
4. В какую сторону сместится равновесие реакции $FeCl_3 + NH_4CNS \leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3 NH_4Cl$, если к смеси добавить $FeCl_3$.
5. При 713 К константа равновесия диссоциации HI равна 0,017. Найдите число молей H_2 , I_2 , HI в состоянии равновесия, если вначале было взято 2 моля HI. Объём сосуда, в котором происходит реакция, равен 5 л.

Вариант № 2

1. Воспользовавшись табл. данными по стандартным теплотам образования ионов в водном растворе и известной теплоте образования кислоты ($\Delta_f H^0(298)$ кДж/моль). Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием, а так же $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0(298)$, кДж/моль:
 $HCH_3COO_{(p)} \Delta_f H^0(298) = -488,3$ кДж/моль.
2. При смешении оксида углерода (II) и водорода в закрытом сосуде равновесие реакции $2 CO_{(r)} + 2 H_{2(r)} = CO_{2(r)} + CH_{4(r)}$ установилось при следующих концентрациях: $[CO] = 0,05$; $[H_2] = 0,15$; $[CO_2] = 0,13$ моль/л. Рассчитать константу равновесия и исходную концентрацию H_2 .
3. Во сколько раз изменится скорость химической реакции $2A + B \rightarrow A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза.
4. В какую сторону сместится равновесие реакции $FeCl_3 + NH_4CNS \leftrightarrow Fe(CNS)_3 + 3 NH_4Cl$, если к смеси добавить $Fe(CNS)_3$.
5. В состоянии равновесия системы $CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O$ реакционная смесь имела объёмный состав: 22% CO_2 , 41% H_2 , 17% CO , 20% H_2O . Вычислить K_p и K_c для этой реакции при 1900 К и давлении 98500 Па.

Вариант № 3

1. Воспользовавшись табл. данными по стандартным теплотам образования ионов в водном растворе и известной теплоте образования кислоты ($\Delta_f H^0(298)$ кДж/моль), рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием, а так же $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0(298)$, кДж/моль:
 $HNO_{2(p)} \Delta_f H^0(298) = -118,8$ кДж/моль.
2. В системе $Cl_{2(r)} + CO_{(r)} = COCl_{2(r)}$ равновесные концентрации веществ $[Cl_2] = 0,4$; $[CO] = 0,3$; $[COCl_2] = 1,4$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальные концентрации Cl_2 и CO .
3. Во сколько раз следует увеличить концентрацию B_2 в системе $2A_{2(r)} + B_{2(r)} \rightarrow 2A_2B_{(r)}$, чтобы при уменьшении концентрации вещества А в 4 раза скорость прямой реакции не изменилась?
4. В какую сторону сместится равновесие реакции $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ при увеличении давления?
5. Константа равновесия K_p для реакции $2SO_{2(r)} + O_{2(r)} = 2SO_{3(r)}$ при 950 К равна $1,06 \cdot 10^{-2}$. Найти K_c для этой реакции.

Вариант № 4

1. Воспользовавшись табл. данными по стандартным теплотам образования ионов в водном растворе и известной теплоте образования кислоты ($\Delta_f H^0(298)$ кДж/моль), рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации слабой кислоты сильным основанием, а так же $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0(298)$, кДж/моль:
 $HCN_{(p)} \Delta_f H^0(298) = -105,4$ кДж/моль.
2. Равновесные концентрации компонентов реакции $H_{2(r)} + I_{2(r)} = 2 HI_{(r)}$ составили $[H_2] = 0,24$; $[I_2] = 0,06$; $[HI] = 0,2$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальные концентрации исходных веществ.

3. Найти значение константы скорости реакции $2A + B \rightarrow A_2B$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно, 0,05 и 0,02 моль/л, скорость реакции равна $7 \cdot 10^{-6}$.
4. В какую сторону сместится равновесие реакции $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ при уменьшении давления?
5. Объёмный состав реакционной смеси в момент равновесия для реакции $2CO_2 \leftrightarrow 2CO + O_2$ был следующий: 88,72% CO_2 , 7,52 % CO , 3,76 % O_2 . Вычислить K_p и K_c для этой реакции при 2273 К и давлении 101330 Па.

Вариант № 5

1. Воспользовавшись табл. данными по стандартным теплотам образования ионов в водном растворе и теплоте образования кислоты H_2S , рассчитать тепловые эффекты постадийной нейтрализации слабой двухосновной сероводородной кислоты сильным основанием, а так же $\Delta_r S^0$, $\Delta_r G^0(298)$, кДж/моль. По результатам расчетов сделать вывод – какая из стадий является более предпочтительной?
2. Равновесие реакции $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} = 2SO_{3(g)}$ установилось при концентрациях $[SO_2] = 0,06$; $[O_2] = 0,028$; $[SO_3] = 0,48$ моль/л. Вычислить константу равновесия и начальные концентрации исходных веществ.
3. Во сколько раз изменится скорость химической реакции $2A + B \rightarrow A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 3 раза.
4. В какую сторону сместится равновесие реакции $N_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrow 2NO_{(g)}$ $\Delta_r H^0(298) = 180$ кДж/моль, если увеличить температуру?
5. При 600 К константа равновесия диссоциации HCl равна 0,02. Найдите число молей H_2 , Cl_2 , HCl в состоянии равновесия, если в начале было взято 6 моль HCl . Объём сосуда, в котором происходит реакция, равен 10 л.

Модуль 3

Вариант № 1

1. Вычислить рН раствора, полученного разбавлением 25 мл 10 % раствора HCl с плотностью 1,05 г/мл до 500 мл.
2. Сколько растворенных частиц (молекул и ионов) содержится в 0,5 л 0,1 М раствора HNO_2 ? $K_d(HNO_2) = 5,1 \cdot 10^{-4}$
3. Определить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,282 г Na_3PO_4 на 500 г воды.
4. В 500 мл насыщенного раствора PbF_2 содержится 245 мг растворённого вещества. Вычислить ПР. Как сместится равновесие (изменится растворимость), если к насыщенному раствору PbF_2 добавить CaF_2 ?
5. В 1 литре 0,01 М раствора уксусной кислоты содержится $6,26 \cdot 10^{21}$ её частиц (молекул и ионов). Определите степень диссоциации уксусной кислоты.

Вариант № 2

1. Определить рН 0,12 М раствора $NaOH$.
2. Вычислить степень диссоциации и концентрацию ионов H^+ в 0,001 М растворе масляной кислоты. $K_d(C_4H_7O_2H) = 1,5 \cdot 10^{-5}$
3. Рассчитайте активность ионов Cu^{2+} в растворе, содержащем 1,6 г $CuSO_4$ и 1,74 г K_2SO_4 на 200 г воды.
4. В 1 мл раствора сульфата бария содержится 0,001 мг ионов бария. Является ли раствор насыщенным? ПР ($BaSO_4$) = $1,1 \cdot 10^{-10}$. Как сместится равновесие (изменится растворимость), если к насыщенному раствору $BaSO_4$ добавить CaF_2 ?
5. Изотонический коэффициент 1 М раствора HNO_2 равен 1,03. Сколько растворённых частиц (молекул и ионов) содержится в 10 мл этого раствора? Какова степень диссоциации HNO_2 ?

Вариант т № 3

1. Определить pH 0,05 М раствора муравьиной кислоты (НСООН), если ее константа диссоциации равна $1,8 \cdot 10^{-4}$.
2. Степень диссоциации уксусной кислоты в 1; 0,1; 0,01 М растворах соответственно равна 0,42; 1,34; 4,25 %. Вычислите константу диссоциации уксусной кислоты.
3. Определить коэффициент активности ионов водорода в 0,005 М растворе H_2SO_4 , содержащем 0,001 моль/л HNO_3 . Степень диссоциации H_2SO_4 принять равной 90%.
4. Определить растворимость $Fe(OH)_3$ в моль/л и г/л при $25^\circ C$, если ПР ($Fe(OH)_3$) = $3,2 \cdot 10^{-40}$. Как сместится равновесие (изменится растворимость), если к насыщенному раствору $Fe(OH)_3$ добавить NaOH?
5. Эффективное число растворённых частиц (молекул и ионов) в 100 мл 1 М раствора HNO_2 равно $6,2 \cdot 10^{22}$. Определить степень диссоциации HNO_2 ?

Вариант № 4

1. Степень диссоциации угольной кислоты (H_2CO_3) по первой ступени в 0,1 М растворе равна $2,11 \cdot 10^{-3}$. Найти константы по первой и второй ступени диссоциации, если общая константа диссоциации равна $2,08 \cdot 10^{-17}$.
2. Как изменится концентрация ионов OH^- в 1л растворе $NH_3 \cdot H_2O$ (NH_4OH), если к 0,5 л раствора добавить 2,675 г хлорида аммония, кажущаяся степень диссоциации которого равна 85%. $K_d(NH_3 \cdot H_2O) = 1,77 \cdot 10^{-5}$
3. Вычислите pH раствора, полученного разбавлением 50 мл 10% раствора HCl с плотностью 1,05 г/мл до 500 мл.
4. Определить растворимость Ag_2CO_3 в моль/л и г/л при $25^\circ C$, если ПР (Ag_2CO_3) = $1,2 \cdot 10^{-12}$. Как сместится равновесие (изменится растворимость), если к насыщенному раствору Ag_2CO_3 добавить $AgNO_3$?
5. Изотонический коэффициент для раствора, содержащего 179 г KBr в 900 г H_2O , равен 1,7. Определить давление водяного пара над этим раствором при $50^\circ C$. Давление растворителя равно 12335 Па.

Вариант № 5

1. Рассчитать ионную силу раствора, содержащего в 1 литре 0,05 моль NaCl, 0,02 моль Na_2SO_4 и 0,02 моль $NaNO_3$.
2. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов H^+ , если к 1 л 0,005 М раствора уксусной кислоты добавить 0,05 моль ацетата натрия $K_d(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$
3. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равно 5,2?
 $K_d(CH_3COOH) = 1,74 \cdot 10^{-5}$
4. В 500 мл насыщенного раствора PbF_2 содержится 245 мг растворённого вещества. Вычислить ПР. Как сместится равновесие (изменится растворимость), если к насыщенному раствору PbF_2 добавить $CaCl_2$?
5. Определить массовую долю глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в его водном растворе, если давление пара раствора глицерина равно давлению пара раствора, содержащего 8,5 г $NaNO_3$ в 1 кг воды (при одинаковой температуре). Кажущаяся степень диссоциации $NaNO_3$ равна 86 %.

Модуль 5

Вариант № 1

1. Физические свойства элементов главной подгруппы VII группы. Способы их получения. Применение галогенов и их соединений.
2. Пероксид водорода, получение, свойства, строение. Привести уравнения реакций. Окислительно-восстановительные свойства H_2O_2 .
3. Гидроксиламин, гидразин: получение, свойства.
4. Характерные степени окисления элементов IV группы. Аллотропные модификации углерода: получение, свойства.

Вариант № 2

1. Фтор. Характерные степени окисления и важнейшие соединения. Физико-химические свойства F_2 .
 2. Аллотропные модификации серы. Строение. Свойства.
 3. Аммиак. Получение и физико-химические свойства.
- N P As Sb Bi изменение свойств?
4. CO, CO_2, CS_2 : получение и свойства.

Вариант № 3

1. Перечислить и назвать все кислородосодержащие кислоты хлора и их соли. Изобразить структурные формулы кислот. Как в группе меняется атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, окислительные, восстановительные, металлические и неметаллические свойства.
2. Характерные степени окисления и важнейшие соединения элементов главной подгруппы VI группы. Промышленные и лабораторные способы получения H_2S .
3. Азотная и азотистая кислота: получение, свойства, строение.
4. Оксиды и гидроксиды элементов подгруппы германия в степени окисления +2: получение, строение, свойства.

Вариант № 4

1. Получение фтороводорода в промышленности. Физические свойства фтороводорода. Фтороводород и его водные растворы. Реакция фтороводорода с кварцем и стеклом.
2. Сера. Характерные степени окисления и важнейшие соединения. Природные ресурсы. Получение.
3. Азот. Характерные степени окисления (примеры соединений), получение азота, физико-химические свойства.
4. Карбид водорода и его производные: физико-химические свойства.

Вариант № 5

1. Характерные степени окисления Cl, Br, I, At. Получение Cl_2 . Привести уравнения реакций.
2. Отличие серы от кислорода. Аллотропные модификации серы и кислорода.
3. Кислородные соединения азота: получение, физико-химические свойства.
4. Цианистоводородная кислота, цианиды, дициан: получение, строение, свойства.

Модуль 6

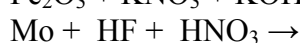
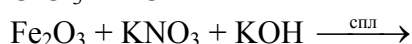
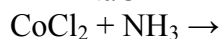
Вариант № 1

1. Свойства соединений хрома (VI). Хромовая и двухромовая кислоты. Ангидрид и хлорангидрид хромовой кислоты. Равновесие хромат-бихромат ионы в водном растворе. Пероксид хрома. Пероксохроматы. Примеры реакций.

2. Mn^{+2} Tc^{+2} Re^{+2}

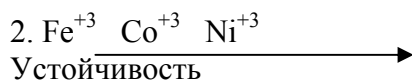
Устойчивость \longrightarrow

3. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию (*) уравнять электронно-ионным методом:

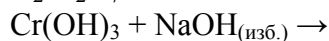
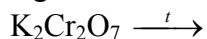
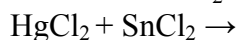


Вариант № 2

1. Марганец. Строение атома. Минералы. Получение. Оксиды, гидроксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в зависимости от pH раствора. Получение манганатов и перманганатов. Примеры реакций.

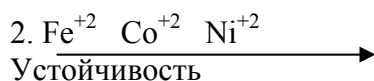


3. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию (*) уравнивать электронно-ионным методом:

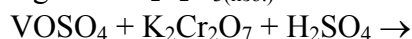
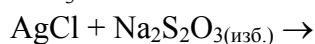
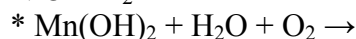
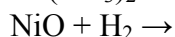
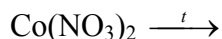


Вариант № 3

1. Титан. Строение атома. Минералы. Получение в свободном состоянии. Применение. Активность металла. Степени окисления. Оксиды и гидроксиды титана(III) и титана(IV). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений.

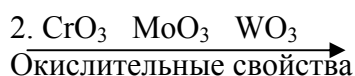


3. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию (*) уравнивать электронно-ионным методом:

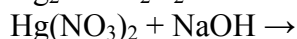
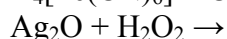
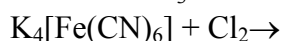
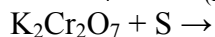


Вариант № 4

1. Железо. Строение атома. Руды. Получение в свободном состоянии. Применение. Процесс коррозии. Оксиды, гидроксиды. Кислотно-основные свойства. Свойства важнейших солей. Ферраты. Комплексы железа. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Примеры реакций.



3. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию (*) уравнивать электронно-ионным методом:

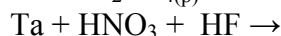
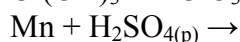
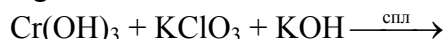
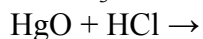
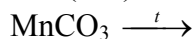
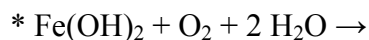


Вариант № 5

1. Кобальт, никель. Строение атомов. Минералы. Производство кобальта, никеля. Применение. Устойчивость различных степеней окисления. Оксиды, гидроксиды, комплексные соединения кобальта и никеля. Примеры реакций, характеризующих окислительно-восстановительные свойства соединений кобальта и никеля.

2. Cr Mo W
Химическая активность
Восстановительные свойства

3. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию (*) уравнивать электронно-ионным методом:



Промежуточная аттестация по итогам освоения дисциплины проводится в виде итогового экзамена (максимум 50 баллов) с учетом рейтинга по дисциплине, полученного по результатам проведения лабораторного практикума и текущего контроля успеваемости (максимум 50 баллов). Итоговый экзамен проводится в две степени:

- экзамен в тестовой форме (32 закрытых задания, каждое задание оценивается в 1 балл), на котором студент должен набрать не менее 26 баллов – оценка «удовлетворительно»;
- письменный экзамен, который проводится по заданиям. Экзаменационный билет включает шесть вопросов. Ответ на каждый вопрос оценивается, исходя из 3 баллов. Студент на письменном экзамене может набрать до 18 баллов.

Результат экзамена (максимум 50 баллов) определяется как сумма тестовой и письменной частей.

Примеры тестовых экзаменационных заданий

Тест № 1

1. Плотность паров серы по воздуху составляет 2,21. Какую молекулярную формулу она имеет?

- а) S
- б) S₂
- в) S₆
- г) S₈

2. При н.у. равное число молекул содержат 5 г водорода и объем гелия, равный (в л):

- а) 22,4
- б) 44,8
- в) 56,0
- г) 112

3. Подавить гидролиз сульфата магния можно:

- а) разбавлением раствора
- б) нагреванием раствора
- в) добавлением раствора серной кислоты
- г) добавлением раствора гидроксида натрия

4. В некоторой реакции температурный коэффициент равен 2. При повышении температуры от 0 до 50 °С скорость этой реакции увеличится в число раз:

- а) 4
- б) 16
- в) 32
- г) 64

5. Катализ может быть:

- а) окислительно-восстановительным
- б) биологическим
- в) гомогенным
- г) гетерогенным

6. К реакциям ионного обмена относится реакция между:

- а) гидроксидом калия и соляной кислотой
- б) магнием и серой
- в) цинком и соляной кислотой
- г) хлоридом бария и сульфатом натрия

7. Электролиз – это реакция:

- а) обмена
- б) окислительно-восстановительная
- в) каталитическая
- г) соединения

8. Степень диссоциации не зависит от:

- а) объема раствора
- б) природы электролита
- в) растворителя
- г) концентрации

9. Дихромат калия обработали сернистым газом в сернокислом растворе, а затем водным раствором сульфида калия. Конечным веществом является:

- а) хромат калия
- б) оксид хрома(III)
- в) гидроксид хрома(III)
- г) сульфид хрома(III)

10. Степень окисления атома углерода в гидрокарбонат-ионе равна:

- а) +2
- б) -2
- в) +4
- г) +5

11. Из перечисленных соединений только окислительную способность проявляют:

- а) серная кислота
- б) сернистая кислота
- в) сероводородная кислота
- г) сульфат калия

12. Из перечисленных ниже типов реакций окислительно-восстановительными являются реакции:

- а) нейтрализации
- б) восстановления
- в) диспропорционирования
- г) обмена

13. Среди всех элементов главной подгруппы I группы элемент литий обладает:

- а) наиболее выраженными металлическими свойствами
- б) самой маленькой плотностью
- в) самой большой относительной атомной массой
- г) наименьшим радиусом атома

14. Порядковый номер элемента с наибольшей электроотрицательностью в 4 группе периодической системы:

- а) 6
- б) 72
- в) 82
- г) 12

15. Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата меди с $\omega = 10\%$ и $\rho = 1,107$ г/мл.

- а) 0,52
- б) 0,56
- в) 0,62
- г) 0,69

16. Формула комплексного соединения $\text{Fe}(\text{CNS})_2 \cdot 4\text{KCNS}$:

- а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$
- б) $[\text{KFe}(\text{CNS})_4]$
- в) $\text{K}[\text{FeK}(\text{CNS})_3](\text{CNS})_3$
- г) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$

17. Истинный раствор не может состоять из:

- а) одного компонента
- б) двух компонентов
- в) трех компонентов
- г) четырех компонентов

18. При электролизе расплава гидроксида натрия на аноде выделяется:

- а) натрий
- б) водород
- в) кислород
- г) вода

19. Реакция, которая происходит при растворении гидроксида магния в серной кислоте, описывается сокращенным ионным уравнением:

- а) $\text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{MgSO}_4$
- б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
- в) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- г) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_4^{2-} = \text{MgSO}_4 + 2\text{OH}^-$

20. Гидролизу по аниону подвергается соль:

- а) хлорид бария
- б) нитрит калия
- в) хлорид аммония
- г) фосфат натрия

21. В четырех сосудах содержится по одному литру 1М растворов перечисленных ниже веществ. В каком растворе содержится больше всего ионов?

- а) Сульфат калия
- б) гидроксид калия
- в) фосфорная кислота
- г) этиловый спирт

22. Сокращенное ионное уравнение $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$ соответствует взаимодействию:

- а) хлорида алюминия с водой
- б) хлорида алюминия с гидроксидом калия
- в) алюминия с водой
- г) алюминия с гидроксидом калия

23. Электролит, который не диссоциирует ступенчато, – это:

- а) гидроксид магния
- б) фосфорная кислота
- в) гидроксид калия
- г) сульфат натрия

24. Слабым электролитом является:

- а) гидроксид бария
- б) гидроксид алюминия
- в) плавиковая кислота
- г) йодоводородная кислота

25. Из перечисленных ниже процессов к химическим реакциям относятся:

- а) горение

- б) кипение
- в) возгонка
- г) ржавление

26. Из перечисленных соединений окислительно-восстановительную двойственность проявляют:

- а) пероксид водорода
- б) пероксид натрия
- в) сульфит натрия
- г) сульфид натрия

27. Перманганат калия в нейтральной среде восстанавливается до:

- а) марганца
- б) оксида марганца(II)
- в) оксида марганца(IV)
- г) манганата калия

28. Найдите рН раствора в 1 л которого содержится 2 г NaOH.

- а) 12,6
- б) 10,6
- в) 6,3
- г) 13,5

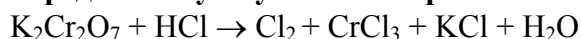
29. Формула тетрахлородиаминокобальтата(III) натрия:

- а) $\text{Na}[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$
- б) $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$
- в) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$
- г) $[\text{NaCr}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}_2$

30. Если в системе $2\text{Ca}_{(к)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{CaO}_{(к)}$ увеличить давление в 2 раза, то скорость прямой реакции:

- а) возрастет в 4 раза
- б) возрастет в 2 раза
- в) понизится в 2 раза
- г) понизится в 6 раз

31. Уравняйте окислительно-восстановительную реакцию методом полу-реакций и определите сумму стехиометрических коэффициентов:



- а) 29
- б) 25
- в) 32
- г) 36

32. Какие элементы могут быть только окислителями:

- а) элементы, находящиеся в высшей степени окисления
- б) элементы, находящиеся в низшей степени окисления
- в) элементы, находящиеся в промежуточной степени окисления
- г) элементы, находящиеся в степени окисления «0»

Тест № 2

1. Электронная конфигурация атома Р и иона P^{-3} :

- а) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$;
- б) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$;
- в) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$;
- г) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$, $[\text{Ne}] 3s^2 3p^0$.

2. Представьте формулы соединений:

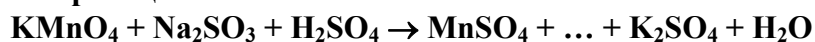
- 1) гидразин;
- 2) амид натрия;
- 3) гидроксиламин;
- 4) имид натрия.

Ответы: а) NaNH₂; б) NH₂OH; в) N₂H₄; г) Na₂NH.

3. Какие группы веществ могут быть только окислителями:

- а) HNO₃, FeCl₃, KMnO₄
- б) H₂O₂, NH₃, HNO₃
- в) Mg, Na₂SO₃, MnO₂
- г) MnCl₂, KMnO₄, O₂

4. В реакции



сульфит-ион:

- а) окисляется
- б) восстанавливается
- в) окисляется и восстанавливается одновременно
- г) не изменяет своего окислительно-восстановительного состояния

5. Вставьте пропущенные соединения в реакции и укажите сумму стехиометрических коэффициентов:



- а) 28
- б) 26
- в) 32
- г) 24

6. Дитионистой кислоте соответствует формула:

- а) H₂S₂O₃;
- б) H₂SO₅;
- в) H₂S₂O₄;
- г) H₂S₂O₇.

7. Дайте названия кислотам:

- 1) H₄P₂O₈
- 2) H₃PO₂
- 3) H₄P₂O₇
- 4) H₄P₂O₆

Ответы: а) дифосфорная (пирофосфорная); б) фосфорноватая; в) пероксодифосфорная; г) фосфорноватистая.

8. Характерные степени окисления для углерода и кремния:

- а) -4, +2, +4
- б) -4, -2, +4
- в) -4, 0, +4
- г) -4, -2, 0, +2, +4

9. Ангидридом азотной кислоты является:

- а) N₂O
- б) NO
- в) N₂O₃
- г) N₂O₅

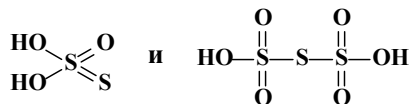
10. Как изменяется восстановительная активность в ряду S-Se-Te-Po?

- а) уменьшается
- б) не изменяется
- в) увеличивается

11. Характерные степени окисления для фосфора:

- а) -3, -2, -1, 0, +3
- б) 0, +1, +3
- в) -3, -1, +3, +5
- г) -3, +1, +3, +5

12. Каким оксокислотам серы отвечают следующие структурные формулы:



- а) двусерной и трисульфоновой
- б) пероксомonosерной и трисульфоновой
- в) тиосерной и трисульфоновой
- г) тетраионовой и пероксодисерной

13. Укажите соответствие формул кислот их названиям:

- | | |
|--------------------|-------------------|
| 1. HClO_3 | а) хлорноватистая |
| 2. HClO | б) хлорная |
| 3. HClO_4 | в) хлористая |
| 4. HClO_2 | г) хлорноватая |

14. Молекулы с одинаковым электронным строением:

- а) As_2
- б) F_2
- в) NO
- г) PN

15. В атмосфере бурого газа А сгорает простое вещество В, при этом образуются два газообразных вещества – сложное и простое С. Оба эти вещества входят в состав воздуха. Простое вещество вступает в реакцию соединения с магнием. Определите вещества А, В, С.

- а) NO_2 , S, N_2
- б) NO , C, N_2
- в) N_2O , C, N_2
- г) NO , S, N_2

16. Ангидридом серной кислоты является:

- а) SO_2
- б) SO_3
- в) H_2S
- г) не имеет ангидрида

17. Азотная кислота на свету и при нагревании разлагается на:

- а) N_2O_5 , H_2O ;
- б) NO , NO_2 , H_2O ;
- в) N_2O_3 , H_2O
- г) NO_2 , O_2 , H_2O .

18. В растворе сероводорода в наибольшем количестве содержится:

- а) S^{2-}
- б) HS^-
- в) H_2S
- г) H_3S^+

19. Окраска метилоранжа желтая в растворе соли:

- а) FeCl_3
- б) KNO_3
- в) Na_2CO_3
- г) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

20. Марганец образует следующие оксиды:

- а) MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7
- б) MnO , Mn_2O_4 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_3O_7
- в) MnO , Mn_2O_3 , Mn_2O , Mn_3O , Mn_2O_7
- г) MnO , Mn_2O_4 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_5

21 В ряду $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{Al}(\text{OH})_3 - \text{Ga}(\text{OH})_3 - \text{In}(\text{OH})_3 - \text{Tl}(\text{OH})_3$ восстановительная активность:

- а) уменьшается
- б) увеличивается

в) не изменяется

г) нет четко выраженной закономерности

22. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ соответствует иону:

а) Sn^{2+}

б) S^{2-}

в) Cr^{3+}

г) Fe^{2+}

23. Степень окисления -3 азот проявляет в соединении:

а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

б) N_2O_4

в) HNO_2

г) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

24. Формула высшего оксида хлора:

а) Cl_2O

б) ClO_2

в) Cl_2O_5

г) Cl_2O_7

25. Верны ли следующие утверждения?

1. При обычной температуре углерод инертен.

2. При нагревании углерод является сильным восстановителем.

а) верно только утверждение 1

б) верно только утверждение 2

в) верны оба утверждения

г) нет верных утверждений

26. Оксид меди (II) растворяется в:

а) в воде при обычной температуре

б) в воде при нагревании

в) разбавленных кислот при нагревании

г) разбавленных щелочах

27. Соли аммония

а) хорошо растворимы в воде

б) термически устойчивы

в) мало растворимы в воде

г) термически неустойчив

28. При прокаливании нитрата меди образуются

а) нитрит меди и кислород

б) оксид меди, оксид азота (IV) и кислород

в) оксид меди, оксид азота(II) и кислород

г) медь, оксид азота(II) и кислород

29. "Царская водка" это смесь

а) HNO_3 и H_2SO_4

б) HNO_3 и HCl

в) HCl и H_2SO_4

г) HNO_3 и H_2SO_4

30. Двойной суперфосфат представляет собой

а) фосфат кальция

б) гидрофосфат кальция

в) дигидрофосфат кальция

г) нитрат калия

31. Преципитат представляет собой

а) фосфат кальция

б) гидрофосфат кальция

в) дигидрофосфат кальция

г) фосфат аммония

32. В каком ряду химические элементы расположены в порядке уменьшения их атомного радиуса:

- а) Li → Be → B → C
 б) Ar → Cl → S → P
 в) Si → Al → Mg → Na
 г) Ne → F → O → N

Примеры заданий письменного экзамена

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ (1 семестр)

1. Химия и материя. Определение материи. Частицы материи: элементарные частицы, атомы, молекулы, продукты их ассоциации и агрегации. Определение химии.
2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Теория активных соударений. Энергия активации.
3. Основные характеристики ковалентной связи (энергия и длина связи, насыщенность, направленность, кратность).
4. При равновесии в системе $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)}$ концентрации участвующих в реакции веществ равны: $[N_2] = 3$ моль/л ; $[H_2] = 9$ моль/л; $[NH_3] = 4$ моль/л. Определите константу равновесия и начальные концентрации азота и водорода.
5. Необходимо приготовить 700г раствора H_3PO_4 с моляльной концентрацией 0,5 моль/кг H_2O . Какой объем раствора H_3PO_4 с $\omega(H_3PO_4) = 10,32\%$ и $\rho_{р-ра} = 1,055$ г/мл и какой объем воды необходимо взять для приготовления раствора?
6. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительную реакцию уравнивать электронно-ионным методом
 - а) $NaHCO_3 + HCl \rightarrow$
 - б) $CuSO_4 + NH_4OH_{изб.} \rightarrow$
 - в) $K_2SO_3 + H_2O \leftrightarrow$
 - г) $ZnCl_2 + Na_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow$
 - д) $Na_2MnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ (2 семестр)

1. Азот. Строение атома. Нахождение в природе. Оксиды азота. Получение, строение молекулы, свойства. Азотистая и азотная кислоты. Сила кислот, термическая и фотохимическая устойчивость. Взаимодействие разбавленной и концентрированной азотной кислоты с металлами, неметаллами и сложными соединениями. Примеры реакций.
2. Свойства соединений элементов подгруппы хрома в степени окисления +6. Оксиды и кислоты. Сравнительная характеристика силы кислот и окислительно-восстановительной активности соединений. Подтвердить реакциями.
3. Соединения ванадия (V). Соли диванадила. Ванадаты. Окислительно-восстановительные свойства. Подтвердить реакциями.
4. Закончить уравнения реакций. Расчет $\Delta_f G^0$ доказать возможность их самопроизвольного протекания в стандартных условиях:

- а) $Cl_2 + NaOH(холод.) \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
- б) $I_2 + NaOH \rightarrow NaI + NaIO_3 + H_2O$

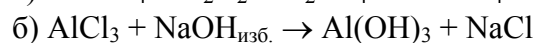
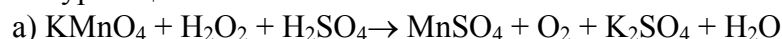
Вещество	$Cl_2(g)$	$I_2(тв.)$	$OH^-(p)$	$ClO^-(p)$	$IO_3^-(p)$	$Cl^-(p)$	$I^-(p)$	$H_2O(ж)$
$\Delta_f G^0, кДж/моль$	0	0	-157,4	-36,6	-127,2	-131,3	-51,9	-237,4

- 5 Закончить уравнения реакций. Расчет E^0 реакций определить возможность окисления гидроксидов молекулярным кислородом в растворе:

- а) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$
 - б) $Ni(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3$
- $\varphi^0 Fe(OH)_3 / Fe(OH)_2, OH^- = -0,56В$; $\varphi^0 Ni(OH)_3 / Ni(OH)_2, OH^- = 0,77В$; $\varphi^0 O_2,$

$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^- = 0,401\text{В}$;

6. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе и записать их в ионной форме. Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом ионно-электронных полуреакций:



10. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:

а) основная литература:

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высш. шк., 2006. 743 с.
2. Неорганическая химия. В 3 томах. Под ред. Третьякова Ю.Д. М.: Академия, 2008.
3. Общая и неорганическая химия. В 2 томах. По ред Воробьева А.Г. М.: ИКЦ «Академкнига», 2006.
4. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006. 728 с.
5. Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 1. Под ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, Иван. издат. дом, 2009. 356 с.
6. Руководство к практическим работам по общей и неорганической химии. Ч. 2. Неорганическая химия. Под. ред. А.Г. Захарова, В.Н. Пророкова. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2010. 248 с.
7. Краткий справочник физико-химических величин. Под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. СПб., изд. Иван Федоров, 2002. 238 с.

б) дополнительная литература:

8. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1994. 592 с.9.
9. Угай Я.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1989. 463 с.
10. Зайцев О.С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. М., Химия, 1990. 352 с.
11. Овчинникова В.Д. Демонстрационный химический эксперимент по общей и неорганической химии. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2003. 82 с.
12. Максимов А. И. Современные проблемы химии. Иваново, изд. ИГХТУ, 2009. 156 с.
13. Киселев Ю.М., Добрынина Н.А. Химия координационных соединений. М.: Издательство М.: "Академия", 2007. 352 с.
14. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Химия. 2000. 480 с.
15. Крестов Г. А. Теоретические основы неорганической химии. М.: Высшая школа, 1982. 296 с.
16. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Константы неорганических веществ. Справочник. М.: Дрофа. 2006. 686 с.
17. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Колос. 2008. 480 с.

в) программное обеспечение

СИСТЕМНЫЕ ПРОГРАММНЫЕ СРЕДСТВА: Microsoft Windows XP, Microsoft Vista

ПРИКЛАДНЫЕ ПРОГРАММНЫЕ СРЕДСТВА: Microsoft Office 2007 Pro, FireFox

СПЕЦИАЛИЗИРОВАННОЕ ПРОГРАММНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ: СДО Moodle, SunRAV BookOffice Pro, SunRAV TestOfficePro, специализированные химические программы, программное обеспечение для УЛК «Химия» и др.

Электронные учебные ресурсы:

Тренировочные и контрольные тесты по каждому модулю.

Текст лекций с контрольными вопросами для самопроверки.

Полный интерактивный курс химии Открытая химия 2.6, CD-ROM, 2005 г. Издатель: Новый Диск; Разработчик: Физикон

Неорганическая химия. Электронный ресурс. М., ООО "ИнтелПро", 2004-2008 год, 1 диск.

г) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru/>

Химический каталог: химические ресурсы Рунета <http://www.ximicat.com/>

Портал фундаментального химического образования России <http://www.chemnet.ru>

XuMuK: сайт о химии для химиков <http://www.xumuk.ru/>

Химический сервер <http://www.Himhelp.ru>.

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВПО с учетом рекомендаций и ПрООП ВПО по направлению подготовки 240700 Биотехнология.

Авторы-составители:

_____ д.х.н., профессор Кузнецов В.В.

_____ к.х.н., доцент Румянцев Е.В.

Заведующий кафедрой:

_____ д.х.н., профессор Захаров А.Г.

Рецензент:

кафедра общей и неорганической химии Российского химико-технологического университета им. Д. И. Менделеева

_____ заведующий кафедрой, д.х.н., профессор Соловьев С.Н.

Программа одобрена на заседании Научно-методического совета Факультета органической химии и технологии ГОУ ВПО «ИГХТУ» от «____» _____ 2011 года, протокол № ____.

Председатель НМС:
