

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

«УТВЕРЖДАЮ»

Проректор по учебной работе

_____ Н.Р. Кокина

«___» _____ 2013 г.

Рабочая учебная программа дисциплины

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки	260100 Продукты питания из растительного сырья
Профиль подготовки	Технология жиров, эфирных масел и парфюмерно-косметических продуктов Технология хлеба, кондитерских и макаронных изделий
Квалификация (степень)	Бакалавр
Форма обучения	очная

Иваново 2013

1. Цели освоения дисциплины

Целью освоения дисциплины является создание условий для формирования у студентов необходимых компетенций связанных с решением задач будущей профессиональной деятельности.

Задачами дисциплины является изучение:

- современных представлений об электронном строении атомов и молекул;
- теорий химической связи и строения веществ;
- основных закономерностей протекания химических процессов с целью оптимизации условий для их практической реализации;
- методов описания химических равновесий в растворах электролитов;
- особенностей строения и свойств координационных соединений;
- закономерностей изменения свойств веществ от положения составляющих их элементов в Периодической системе;
- важнейших методов исследования структуры и свойств неорганических веществ;
- современных тенденций развития неорганической химии и неорганического материаловедения.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавриата

Общая и неорганическая химия относится к базовой части математического и естественнонаучного цикла дисциплин 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:

- Основные 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, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие.
- Основные законы химии: закон сохранения массы и энергии, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений.
- Общие сведения о химическом элементе (название, химический символ, относительная атомная масса).
- Положение химического элемента в Периодической системе (порядковый номер, период, группа, подгруппа).
- Строение атома элемента (заряд ядра; число протонов и нейтронов в ядре; число электронов; их распределение по энергетическим уровням, подуровням и атомным орбиталям).
- Свойства простого вещества, образуемого данным элементом (металл, неметалл, агрегатное состояние при обычных условиях, тип химической связи в веществе).
- Высший оксид и соответствующий ему гидроксид (формулы, валентность и степень окисления элемента в соединении), их кислотно-основные свойства.
- Водородное соединение (формула, валентность и степень окисления элемента в соединении); другие соединения элемента (формулы, катионная или анионная форма).

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 в периодах и группах 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);

владеть:

- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе их положения в Периодической системе химических элементов;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- методами приготовления растворов заданной концентрации.

Изучение дисциплины «Основы общей и неорганической химии» как предшествующей составляет основу дальнейшего освоения следующих естественнонаучных дисциплин: «Органическая химия», «Аналитическая химия и ФХМА», «Биохимия», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Экология», а также ряда дисциплин профессионального цикла по соответствующим профилям подготовки бакалавра.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины:

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

знать:

общекультурные компетенции (ОК):

- владеть культурой мышления, быть способным к обобщению, анализу, восприятию информации, постановке цели и выбору путей ее достижения (ОК-1); использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и
- моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ОК-10);

профессиональные компетенции (ПК):

- использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования (ПК-1);
- способность использовать в практической деятельности специализированные знания фундаментальных разделов физики, химии, биохимии, математики для освоения физических, химических, биохимических, биотехнологических, микробиологических, теплофизических процессов, происходящих при производстве продуктов питания из растительного сырья (в соответствии с профилем подготовки) (ПК-8);
- готовность проводить измерения и наблюдения, составлять описания проводимых исследований, анализировать результаты исследований и разработок в промышленное производство (ПК-15).

уметь:

- работать с химическими реактивами, растворителями, лабораторным химическим оборудованием, (ПК-8);

- производить расчеты, связанные с приготовлением растворов заданной концентрации, определением термодинамических и кинетических характеристик химических процессов, определением стехиометрии химических реакций; определением условий образования осадков трудно-растворимых веществ и др. , (ПК-8);
- использовать принцип периодичности и Периодическую систему для предсказания свойства простых и сложных химических соединений и закономерностей в их изменении (ОК-1);
- проводить простой учебно-исследовательский эксперимент на основе владения основными приемами техники работ в лаборатории (ПК-8);
- производить оценку погрешностей результатов физико-химического эксперимента (ПК-15);
- оформлять результаты экспериментальных и теоретических работ, формулировать выводы (ПК-15).

владеть:

- основными приемами проведения физико-химических измерений (ПК-19);
- методами корректной оценки погрешностей при проведении химического эксперимента (ПК-1);
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов (ОК-1);
- экспериментальными методами определения химических свойств и характеристик неорганических соединений (ПК-8);

Принцип наименьшей энергии. Правило Клечковского. Строение электронных оболочек элементов. 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.

1.3. Периодический закон и периодическая система химических элементов

Сущность Периодического закона. Современная интерпретация Периодического закона. Типические элементы. Изменение важнейших свойств элементов по группам и периодам периодической системы. Общенаучное и философское значение Периодического закона Д. И. Менделеева.

1.4. Химическая связь и строение молекул

Взаимодействие атомов. Причины образования химической связи. Природа химической связи. Молекула водорода и методы ее описания. Метод валентных связей (ВС). Перекрывание атомных орбиталей, σ - и π -связи, порядок (кратность) связи. Характеристики химической связи – энергия, длина, полярность. Химическая связь в гомоядерных двухатомных молекулах элементов второго периода с позиций метода ВС. Метод ВС и гибридизация орбиталей. Валентное состояние атома. Ковалентная связь в многоатомных молекулах. Донорно-акцепторное взаимодействие. Направленность и насыщенность химической ковалентной связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО) в приближении ЛКАО.

1.5. Межмолекулярные взаимодействия

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»

2.1. 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. Расчеты тепловых эффектов реакций. Второе начало термодинамики. Понятие энтропии. 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. Особенности протекания газофазных, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.

2.2. 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. Катализ и катализаторы. Ингибиторы и ингибирование.

2.3. 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»

3.1. Общие свойства растворов. Растворы неэлектролитов

Растворы как многокомпонентные системы. Теории растворов. Гомогенные многокомпонентные системы – растворы. Общие свойства растворов – диффузия и осмос. Жидкие растворы. Растворитель и растворяемое вещество. Растворимость. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные, разбавленные и концентрированные растворы. Взаимодействие растворенного вещества и растворителя. Концентрация растворов и способы ее выражения. Состояние вещества в растворе. Твердые растворы. Нестехиометрические соединения.

Давление и состав пара над раствором. Закон Рауля. Кристаллизация и кипение раствора. Криоскопия и эбулиоскопия. Идеальные и реальные растворы.

3.2.. Растворы электролитов. Кислотно-основные взаимодействия в растворах.

Вода как ионизирующий растворитель. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация растворенных веществ. Кислоты и основания. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Растворы слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон разбавления Оствальда. Растворы сильных электролитов. Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита. Активность и коэффициент активности. Ионная сила раствора. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели среды. Индикаторы. Методы определения pH. Равновесие ионов в растворе с осадком. Произведение растворимости и растворимость труднорастворимых электролитов.

Модуль 4 «Реакции в неорганической химии»

Классификация химических реакций. Обменные реакции в растворах. Реакции нейтрализации. Гидролиз солей. Ионные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Сложные случаи гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Буферные растворы.

4.1. Окислительно-восстановительные процессы.

Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. 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. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Использование табличных данных для оценки возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.

4.2. Комплексообразование – основные понятия

Реакции комплексообразования в водных 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. Номенклатура координационных соединений. Значение и применение

реакций комплексообразования и координационных соединений в науке, технике, биологии и медицине.

Модуль 5 «Обзор химии элементов: свойства химических элементов и их соединений»

Общая характеристика элементов. Формы нахождения и распространенность в природе.

Водород. Положение в периодической системе, общая характеристика, физические и химические свойства. Галогены. Общая характеристика, получение, физические и химические свойства. Изменение окислительной активности в подгруппе. Изменение окислительных свойств в ряду кислородных кислот хлора, брома, йода. Общая характеристика элементов VI группы, нахождение в природе, методы получения, физические и химические свойства. Кислород - лабораторные и промышленные способы получения, физические и химические свойства, оксиды. Пероксид водорода, строение, методы получения. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Сера. Сероводород. Соединения серы с кислородом: оксиды серы(IV) и (VI). Серная кислота, получение, свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Соли серной кислоты. Общая характеристика элементов V группы. Азот нахождение в природе, химические и физические свойства. Аммиак: лабораторные и промышленные способы получения. Реакционная способность аммиака, реакции окисления, присоединения, замещения, взаимодействие с водой и кислотами. Соли аммония. Азотная кислота и ее взаимодействие с металлами и неметаллами; зависимость окислительных свойств от концентрации. Нитраты, их термическое разложение. Применение азота и его соединений. Фосфор. Общая характеристика элемента, нахождение в природе. Общая характеристика элементов IV группы. Углерод. Строение и свойства графита, алмаза, карбина, графена, фуллеренов. Соединения углерода. Кремний нахождение в природе, способы получения. Силикаты и алюмосиликаты. Кремниевые кислоты. Силикагель. Общая характеристика элементов III группы (Al, Ga, In, Tl) Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Простые вещества: физические и химические свойства. Щелочные и щелочноземельные металлы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Соли щелочных металлов, их растворимость. Общая характеристика *d*-элементов. Электронные конфигурации атомов. Характеристика элементов, нахождение их в природе и получение. Общие представления о химии *f*-элементов.

Модуль 6 «Экспериментальные методы и тенденции развития общей и неорганической химии»

6.1. Современные направления развития общей и неорганической химии

Общие тенденции развития современной химии. Основные направления развития химии в XXI веке. Современные методы синтеза и анализа неорганических веществ. Компьютерное моделирование молекул (молекулярный дизайн) и химических реакций. Неорганическое материаловедение.

6.3. Химическая информация в Internet

Поиск химической информации в Internet. Универсальные поисковые средства. Научные журналы. Нежурнальные рецензируемые публикации. Реферативные и библиографические базы данных. Патентные базы данных. Научные поисковые системы и каталоги. Справочные базы данных. Информационные ресурсы по химии на сайтах ведущих университетов.

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	Органическая химия	+	+	+			
2	Физическая химия	+	+	+			
	Коллоидная химия	+	+				
4	Физика	+	+		+	+	+
5	аналитическая химия и ФХМА	+	+			+	+
6	Информатика	+	+	+			+
7	физико-химические основы нанотехнологий					+	
8	Биохимия		+	+		+	+

5.3. Разделы дисциплин и виды занятий

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Лекции	Лаб. зан.	СРС	Всего час.
1	Химия как наука. Строение вещества	6	6	15	27
2	Основные физико-химические закономерности протекания химических процессов	10	10	26	46
3	Основы химии растворов	6	6	15	27
4	Реакции в неорганической химии	6	6	15	27
5	Обзор химии элементов: свойства химических элементов и их соединений	4	4	26	34
6	Экспериментальные методы и тенденции развития общей и неорганической химии	2	2	15	19

6. Лабораторный практикум 34 часа (по модулям)

Модуль 1. Лабораторные занятия – 6 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- 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 – 10 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;

Модуль 3. Лабораторные занятия – 6 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- влияние одноименных ионов на диссоциацию слабого электролита;
- определение рН раствора;
- изучение образования и растворения труднорастворимых веществ;
- влияние одноименных ионов на растворимость солей;

Модуль 4. Лабораторные занятия – 2 час. Предусмотрено выполнение 1

лабораторных работ из приведенного ниже списка:

- получение и свойства координационных соединений;
- получение малорастворимых координационных соединений.
- химические реакции (ионообменные, образование осадков, нейтрализация, гидролиз, окислительно-восстановительные).

Модуль 5. Лабораторные занятия – 4 час. Предусмотрено выполнение 2 лабораторных работ:

- химия соединений *p*-элементов;
- химия соединений *s*-элементов;
- химия *d*-металлов

Модуль 6. Лабораторные занятия – 2 час. Предусмотрено выполнение следующей лабораторной работы:

- синтез и исследование неорганического соединения и/или материала.

Описания выполнения лабораторных работ по вышеперечисленным модулям приведены в учебных пособиях: 1. 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.; 2. 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 эксперимента – 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 комментариями 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. В процессе проведения опытов студенты расширяют свои представления о веществах, их свойствах, совершенствуют практические умения.

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 выполнении работы) студент должен уметь объяснять цели, задачи, ход проведения работы, ее результаты, сделанные выводы, а также основные конструктивные особенности используемого оборудования.

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, умения 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, 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 проектных заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы. Индивидуальное проектное задание может получать как каждый студент, так и часть студентов группы.

Для выполнения домашних и индивидуальных проектных заданий, а также подготовки студентов ко всем видам текущего и промежуточного контроля рекомендуется использовать следующие учебные пособия:

1. 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.;
2. 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. Работа над рефератом предполагает углубленное изучение, анализ и систематическое изложение избранной проблематики, разностороннюю оценку ее содержания и значения. Реферат должен иметь титульный лист (1 стр.), на следующей странице (2 стр.) печатается оглавление с указанием страниц, на последней странице – использованная литература. 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, введение, где формулируется суть исследуемой проблемы, обосновывается выбор темы, определяется ее значимость и актуальность, указывается цель и задачи реферата; основную часть (каждый раздел, которого доказательно раскрывает отдельную проблему или одну из ее сторон, логически является продолжением предыдущего, даются все определения понятий, теоретические рассуждения, исследования автора или его изучение проблемы); заключение, в котором 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, быть обоснованными, опираться на факты и логически связаны вести к определенным идеям и гипотезам, результатам и выводам.

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 рефератов приведены в приложении.

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 [7, 8].

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.

10. 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 – 10 баллов;
- тесты, контрольные работы, коллоквиумы по модулям – всего 25 баллов;
- домашние и индивидуальные задания – 10 баллов;
- подготовка и защита реферата – 5 баллов.

Зачет проставляется автоматически, если студент набрал по текущей работе не менее 50 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 (по разделам), контрольных работ (по модулям). Ниже приведены примеры вариантов тестовых заданий, заданий контрольных работ а также вопросы для самостоятельной подготовки при изучении модулей дисциплины.

Пример тестовых заданий

Модуль 2.

Раздел 2.2. «Основы химической кинетики» (тестовые задания)

1. Скорость химической реакции это:

Ответ: а) число элементарных актов реакции, происходящих в единице объема; б) число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема или на единице поверхности; в) число элементарных актов реакции, происходящих на единице поверхности; г) число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени

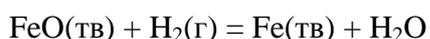
2. Гомогенная реакция протекает

Ответ: а) в объеме фазы; б) на границе раздела фаз; в) на поверхности твердого вещества

3. Гетерогенная реакция протекает

Ответ: а) в жидкости б) в объеме фазы; в) в газовой фазе; г) на поверхности раздела фаз;

4. Во сколько раз уменьшится скорость прямой реакции



при уменьшении концентрации водорода в 3 раза?

Ответ: а) в 3 раза; б) в 6 раз; в) в 9 раз; г) в 27 раз.

5. Какое влияние оказывает катализатор:

Ответ: а) увеличивает скорость движения молекул реагентов; б) увеличивает число столкновений реагентов в единицу времени; в) уменьшает энергию активации процесса; г) увеличивает тепловой эффект реакции

6. Химические реакции, протекающие во взаимно противоположных направлениях, называют....

Ответ: а) гетерогенными; б) обратимыми; в) термохимическими; г) каталитическими

7. Во сколько раз изменится скорость реакции $\text{A}_{(\text{г})} + 2\text{B}_{(\text{г})} = \text{C}_{(\text{г})}$, если концентрацию вещества А уменьшить в 3 раза?

Ответ: а) увеличится в 6 раз; б) уменьшится в 6 раз; в) увеличится в 3 раза;

г) уменьшится в 3 раза.

8. При увеличении температуры на 50° скорость реакции увеличилась в 243 раз. Чему равен температурный коэффициент реакции?

Ответ: а) 2,56; б) 3; в) 2; г) 5

9. За какое время завершится реакция при температуре 140°C , если при 170°C она протекает за 10 мин. Температурный коэффициент реакции равен 3

Ответ: а) 60 мин; б) 180 мин; в) 270 мин; г) 300 мин.

10. Скорость реакции в растворе $\text{CH}_3\text{COOCH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{OH}$ не зависит от:

Ответ: а) наличия катализатора; б) концентрации реагирующих веществ; в) атмосферного давления; г) температуры раствора.

11. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию монооксида углерода в реакции $2\text{CO}(\text{г})=\text{CO}_2(\text{г})+\text{C}$, чтобы скорость реакции увеличилась в 4 раз?

Ответ: а) в 2 раза; б) в 3 раза; в) в 4 раза; г) в 5 раз

12. Во сколько раз нужно увеличить давление в системе $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})=2\text{NO}_2(\text{г})$, чтобы скорость образования диоксида азота увеличилась в 1000 раз?

Ответ: а) в 5 раз; б) в 10 раз; в) в 100 раз; г) в 1000 раз

13. Скорость прямой реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ возрастает при:

Ответ: а) увеличении концентрации азота; б) уменьшении концентрации азота; в) увеличении концентрации аммиака; г) уменьшении концентрации водорода

14. Выход аммиака в процессе его синтеза из азота и водорода $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$ увеличивается при:

Ответ: а) повышении температуры; б) введение катализатора; в) повышении давления; г) понижении давления

15. При повышении температуры на каждые 10°C скорость гомогенной реакции:

Ответ: а) остается без изменений; б) увеличивается в 2 - 4 раза; в) увеличивается в 10 раз; г) снижается в 2 - 4 раза.

16. Вещество, которое значительно увеличивает скорость химической реакции, но остается неизменным по окончании процесса, называется:

Ответ: а) инициатор; б) активатор; в) ингибитор; г) катализатор.

17. Уравнение $\ln k = a/T + b$, выражающее зависимость константы скорости от температуры, называется:

Ответ: а) уравнение Кирхгоффа; б) уравнение Максвелла-Больцмана; в) уравнение Аррениуса; г) уравнение Вант-Гоффа.

18. Число молекул, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия определяет:

Ответ: а) молекулярность реакции; б) порядок реакции; в) элементарность реакции; г) пропорциональность реакции.

19. Бимолекулярные - это реакции:

Ответ: а) элементарный акт которых осуществляется при столкновении двух частиц; б) только двух одинаковых; в) трех частиц; г) происходит химическое превращение одной молекулы в другую

20. Молекулярность – характеризует:

Ответ: а) кинетическое уравнение реакции; б) механизм реакции; в) число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени

21. По молекулярности известны реакции

Ответ: а) мономолекулярные; б) бимолекулярные; в) тримолекулярные; г) четырех молекулярные; д) с молекулярностью более трех е) о молекулярности реакций ничего не известно.

22. Уменьшение энергии активации реакции вызывает

Ответ: а) увеличение константы скорости; б) снижение константы скорости; в) не влияет на скорость реакции; г) увеличение теплового эффекта реакции

23. Порядок реакции определяется...

Ответ: а) по уравнению Аррениуса; б) стехиометрическими коэффициентами при реагентах в уравнении реакции; в) только из экспериментальных данных

24. Скорость реакции нулевого порядка зависит: ...

Ответ: а) от времени б) постоянна во времени и не зависит от концентраций реагирующих веществ; в) зависит от концентраций реагирующих веществ; г) зависит от давления реагирующих веществ;

25. Константа скорости реакции это по смыслу величина

Ответ: а) k равна скорости реакции для случая, когда концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л; б) k равна скорости реакции для случая, когда концентрации реагирующих веществ равны 10 моль/л; в) не имеет физического смысла

26. Сумма показателей степени в уравнении закона действия масс называется

Ответ: а) молекулярностью реакции; б) стехиометрическими коэффициентами; в) порядком реакции

27. Константой равновесия (K) называется:

Ответ: а) отношение констант скорости прямой и обратной реакций; б) величина обратная скорости прямой реакции; в) величина пропорциональная скорости обратной реакции

28. Константой равновесия (K) зависит от

Ответ: а) природы реагирующих веществ и от температуры; б) от концентраций реагирующих веществ; в) есть величина постоянная и не зависит от температуры; г) от времени.

29. При увеличении температуры от 298К до 328К скорость реакции увеличилась в 8 раз. Чему равен температурный коэффициент реакции?

Ответ: а) 2,5; б) 3; в) 2; г) 4

30. Скорость химической реакции прямо пропорциональна:

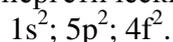
Ответ: а) температуре; б) произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в некоторых степенях; в) произведению концентраций продуктов реакции; г) не зависит от концентрации реагентов.

Примеры заданий контрольных работ

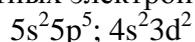
Модуль 1

Вариант 1.

1. Укажите набор квантовых чисел для энергетических состояний



2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в Периодической системе (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

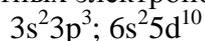
в) высшую степень окисления.

3. Напишите полную электронную формулу атома Вi, иона Vi^{3+} , атома брома, иона $Bг^-$.

Вариант 2.

1. Укажите максимальное количество электронов в атоме, содержащем три энергетических уровня.

2. По указанным конфигурациям валентных электронов



определите:

а) место элемента в Периодической таблице (период, группу, подгруппу);

б) распределение электронов для данного элемента по слоям;

в) возможные степени окисления.

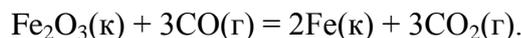
3. Напишите полную электронную формулу атомов Ba, Ge, Ni, Ce.

Укажите, к какому электронному семейству относится каждый элемент.

Модуль 2

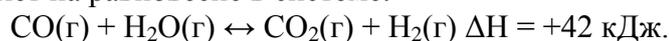
Вариант 1.

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К (см. прил. литература 7):



2. Скорость некоторой реакции при 0 °С примем за единицу. Вычислите скорость той же реакции при 100 °С, если температурный коэффициент $\gamma = 3$.

3. Укажите, как повлияет на равновесие в системе:

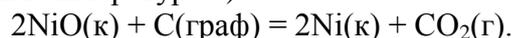


а) увеличение температуры, б) уменьшение давления.

Составьте выражение константы равновесия для данного обратимого процесса.

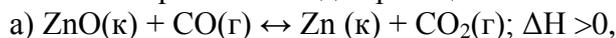
Вариант 2.

1. Определите возможность протекания процесса при стандартных условиях и при 1000 К (см. прил. литература 7):



2. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,3. Укажите, как изменится скорость этой реакции при повышении температуры на 20 °С.

3. Составьте выражение константы равновесия для реакций:

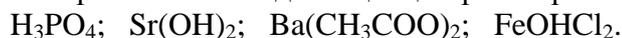


Укажите, как повлияет на равновесие в этих системах: а) уменьшение температуры, б) увеличение давления.

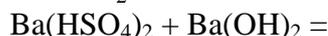
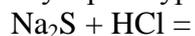
Модуль 3

Вариант 1.

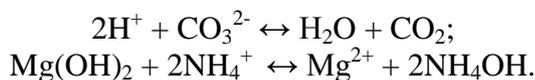
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов



2. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций:



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения:



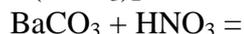
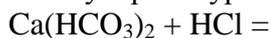
4. Вычислите pH 0,001 М раствора HBrO ($\alpha = 0,1$).

Вариант 2.

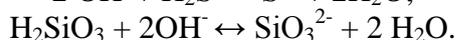
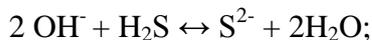
1. Напишите уравнения электролитической диссоциации растворов



2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения



3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которым соответствуют данные ионно-молекулярные уравнения

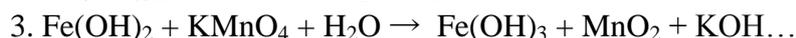


4. Вычислите концентрацию ионов водорода (моль/л) в растворе, рОН которого равен 3

Модуль 4

Вариант 1

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.

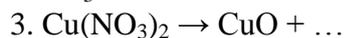


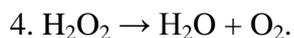
II. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$, б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, в) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Br}_2$. Назовите соединения.

III. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза соли (укажите pH среды): а) K_2S ; б) AlCl_3

Вариант 2

I. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методами полуреакций и электронного баланса. Рассчитайте ЭДС при стандартных условиях для реакции (1) и сделайте вывод о возможности ее протекания. Укажите типы окислительно-восстановительных реакций.





II. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, в) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{CN}]\text{Cl}_2$. Назовите соединения.

III. Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза соли (укажите pH среды): а) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; б) FeCl_3

Модуль 5

Вариант 1

- I. Напишите электронную конфигурацию внешнего уровня для I и иона I^{5+}
- II. Напишите уравнения реакций, протекающих при растворении F_2 в воде.
- III. Взаимодействие Cl_2 с водой, щелочами, типичными металлами, неметаллами (напишите уравнения реакций)
- IV. Какие Вы знаете кислородсодержащие кислоты хлора? Назовите их и соответствующие им соли, укажите степень окисления хлора в каждом соединении.
- V. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, приведите названия всех веществ:
 1. $\text{NaClO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 2. $\text{KJ} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 3. $\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

Вариант 2

- I. Напишите электронную конфигурацию внешнего уровня для N и иона N^{3+}
- II. Как получают фосфор в промышленности (напишите уравнение реакции). Реакции взаимодействия фосфора с водородом, кислородом, галогенами, серой, металлами, конц. HNO_3
- III. Напишите уравнения реакций, протекающих при взаимодействии HF со стеклом?
- IV. Как изменяются свойства соединений в ряду: $\text{N}_2\text{O} - \text{NO} - \text{N}_2\text{O}_3 - \text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_5$? Вывод подтвердите уравнениями реакций.
- V. Допишите уравнения реакций и расставьте коэффициенты, приведите названия всех веществ:
 1. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{t, \text{кат.}}$
 2. $\text{KI} + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 3. $\text{HClO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$

Итоговый экзамен по дисциплине проводится в две ступени:

- тестовый экзамен (16 закрытых заданий, каждое задание оценивается в 2 балла), на котором студент должен набрать 32 - 26 баллов – оценка «удовлетворительно»;

- письменный экзамен проводится по экзаменационным билетам. Экзаменационный билет включает 2 вопроса (теоретический из приводимого в приложении перечня и практический – составление и уравнивание методом электронно-ионного баланса окислительно-восстановительных реакций; написания в молекулярном и ионном виде уравнений химических реакций: обменных реакций, гидролиза солей, образования координационных соединений). Ответы на 2 вопроса оцениваются из 18 баллов (теоретический вопрос – 8 и практический – 10). Студент на письменном экзамене может набрать до 50 баллов. Примеры тестового задания и экзаменационного билета приведены в приложении. Результат экзамена (максимум 50 баллов) определяется как сумма тестовой и теоретической частей.

10. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины:

а) основная литература:

1. Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.: Химия, 1994. 592с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М., Высш. шк., 2006. 743 с.
3. Неорганическая химия. В 3 томах. Под ред. Третьякова Ю.Д. М.: Академия, 2008.
4. Общая и неорганическая химия. В 2 томах. По ред Воробьева А.Г. М.: ИКЦ «Академкнига», 2006.
5. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2006. 728 с.
6. Коровин Н. В. Общая химия. М.: Высшая школа, 2007. 557 с.
7. 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.
8. 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.
9. Краткий справочник физико-химических величин. Под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. СПб., изд. Иван Федоров, 2002. 238 с.

б) дополнительная литература:

1. Угай Я.А. Неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1989. 463 с.
2. Зайцев О. С. Общая химия. Состояние веществ и химические реакции. М., Химия, 1990. 352 с.
3. Овчинникова В.Д. Демонстрационный химический эксперимент по общей и неорганической химии. Учебное пособие. Иваново, изд. ИГХТУ, 2003. 82 с.
4. Максимов А. И. Современные проблемы химии. Иваново, изд. ИГХТУ, 2009. 156 с.
5. Киселев Ю.М., Добрынина Н.А. Химия координационных соединений. М.: Издательство М.: "Академия", 2007. 352 с.
6. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Химия. 2000. 480 с.
7. Крестов Г. А. Теоретические основы неорганической химии. М.: Высшая школа, 1982. 296 с.
8. Лидин Р.А., Андреева Л.Л., Молочко В.А. Константы неорганических веществ. Справочник. М.: Дрофа. 2006. 686 с.
9. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Химические свойства неорганических веществ. М.: Колос. 2008. 480 с.
10. Гринвуд Н.Н., Эрншо. Химия элементов. В 2-х томах. / А.пер. с англ. – М: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2012

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 210100 Электроника и нанoeлектроника.

Автор-составитель:

_____ д.х.н., проф. Пуховская С.Г.

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 неорганической химии и технологии ГОУ ВПО «ИГХТУ» от «_____» _____ 2011 года, протокол № _____.

Председатель НМС:

_____ к.х.н., доцент Косенко Н.Ф.

ПРИЛОЖЕНИЕ К ПРОГРАММЕ

Примерные (рекомендуемые) темы рефератов¹

1. Возникновение и развитие науки химии
2. Необычные свойства обычной воды
3. Адсорбенты и ионные обменники в процессах очистки природных и сточных вод
4. Неорганические аниообменники, синтезированные на основе гидроксидов металлов
5. Коррозия и методы защиты металлов и сплавов
6. Химизм токсичности металлов
7. Медные сплавы и их применение
8. Радиоактивные элементы в окружающей среде
9. Радиоактивный нуклид
10. Основы кристаллохимического дизайна
11. Минеральный состав организма
12. Координационные соединения в современной аналитической практике
13. Неорганические биоматериалы
14. Наноматериалы на основе углерода
15. Химия в интересах устойчивого развития, или «зеленая» химия
16. Ионные жидкости – новый класс экологически чистых растворителей
17. Фуллерены: методы получения, очистка, сферы применения
18. Углеродные нанотрубки: получение и свойства
19. Возможности и перспективы компьютерной химии
20. Нобелевские лауреаты и важнейшие открытия в области химии за последние десятилетия
21. Гибридные материалы и композиты на основе неорганических соединений
22. Соединения внедрения в графит: получение, свойства, применение
23. Графлекс – материал на основе дисперсного графита: технология, свойства, применение
24. Металлы и сплавы в химии и технике.
25. Методы исследования неорганических соединений

¹ Приводятся примерные темы рефератов. Темы рефератов должны выбираться преподавателем с учетом специфики будущей профессиональной деятельности бакалавра в соответствии с направлением и профилем подготовки.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ ПОДГОТОВКИ ПРИ ИЗУЧЕНИИ МОДУЛЕЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Модуль 1 «Химия как наука. Строение вещества»

1. Определите понятие «атом». История развития представлений о строении атома. Постулаты Бора. В чем особенность природы микрообъектов (электронов, протонов, фотонов и др.)? Какие представления квантовой механики используют для характеристики поведения электрона в атоме? В чем суть корпускулярно-волнового дуализма.
2. Что отражает принцип неопределенности В. Гейзенберга? В чем заключается его физический смысл? Как можно охарактеризовать состояние электронов в атоме? Что такое квантовые числа?
3. Атом водорода. Квантово-механическая модель атома. Волновое уравнение Шредингера. Решение уравнения Шредингера для водородоподобного атома.
4. Какие значения могут принимать главное квантовое число, орбитальное квантовое число, магнитное и спиновое квантовые числа? В чем заключается принцип Паули, правило Хунда и принцип наименьшей энергии? Сформулируйте правила Клечковского.
5. Как определить емкость электронных оболочек, порядок заполнения атомных орбиталей.?
6. Дайте определения следующих понятий: электронный слой, энергетический уровень и подуровень, атомная орбиталь. Какие одинаковые характеристики имеют электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали?
7. Что такое волновая функция? Плотность вероятности? Радиальная плотность вероятности?
8. Какими характеристиками различаются атомные орбитали $3s$ и $3p$, $3p$ и $3d$, $3s$ и $5s$, $3p$ и $5p$? Различаются ли по энергии и форме атомные орбитали: p_x , p_y и p_z ; $d_{x^2-y^2}$ и d_z^2 ; d_{xy} и d_{yz} ? Почему магнитное поле снимает вырождение p - и d -орбиталей?
9. Дайте определения следующих понятий: электронный слой, энергетический уровень и подуровень, атомная орбиталь. Какие одинаковые характеристики имеют электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне, подуровне, атомной орбитали?
10. Что такое волновая функция? Плотность вероятности? Радиальная плотность вероятности? Какими характеристиками различаются атомные орбитали $3s$ и $3p$, $3p$ и $3d$, $3s$ и $5s$, $3p$ и $5p$? Различаются ли по энергии и форме атомные орбитали: p_x , p_y и p_z ; $d_{x^2-y^2}$ и d_z^2 ; d_{xy} и d_{yz} ? Почему магнитное поле снимает вырождение p - и d -орбиталей?
11. Дайте определение периодического закона химических элементов. Связь периодической системы элементов с современными представлениями о строении атома. Что такое типические элементы, полные и неполные электронные аналоги?
12. В чем заключается основная причина периодического изменения свойств химических элементов? По каким признакам элементы помещаются в одну группу, в один период? Приведите конкретные примеры.
13. Вторичная периодичность и ее проявление в свойствах элементов IV и VI периодов.
14. Что такое энергия ионизации? Потенциал ионизации? В каких единицах они измеряются? Какие факторы определяют величину энергии ионизации атома?
15. Как изменяются энергии ионизации атомов элементов главных и побочных подгрупп; элементов одного периода? Чем обусловлена немонотонность изменения величин энергий ионизации атомов по периоду (рассмотрите на примере $2p$ -элементов)?
16. Каковы причины образования химической связи? Природа химической связи. Молекула водорода и методы ее описания. Сформулируйте основные положения метода валентных связей (ВС).
17. Сформулируйте основные положения метода молекулярных орбиталей (МО) в приближении ЛКАО.
18. Какие типы химической связи Вы знаете? Приведите примеры. Какие характеристики

ковалентной химической связи Вы знаете? Перекрытие атомных орбиталей, σ - и π -связи, порядок (кратность) связи.

19. Изменение порядка связи, энергии связи, длины связи при переходе от соединений Li к Ne Особенности молекул N_2 и O_2 . Объясните прочность связи в молекуле N_2 .
20. Объясните возникновение ковалентной связи в многоатомных молекулах, донорно-акцепторное взаимодействие. Что такое локализованная и делокализованная химическая связь?
21. Какова природа связи в металлах, полупроводниках и диэлектриках? Твердые растворы. Ионная связь. Взаимодействие ионов в кристаллической решетке. Энергия ионной кристаллической решетки, влияние размеров и зарядов ионов.
22. Межмолекулярные взаимодействия. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное межмолекулярное взаимодействия. Какова роль межмолекулярных взаимодействий при проявлении физико-химических свойств веществ?

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

23. Сформулируйте первое начало термодинамики. Какие термодинамические процессы называются изобарными, изохорными, адиабатическими, изотермическими? Интенсивные и экстенсивные параметры?
24. Какую функцию состояния называют энтальпией? Что является мерой ее изменения? Какие факторы определяют величину изменения энтальпии реакции?
25. Какие химические реакции называют экзотермическими, эндотермическими? Приведите примеры. Могут ли быть экзотермическими процессы диссоциации молекул на атомы, на ионы; эндотермическими - процессы образования молекул из атомов, из других молекул?
26. Что определяет понятие «энтальпия образования вещества»? Сформулируйте условия стандартизации этой характеристики. Почему необходим выбор стандартного состояния?
27. Сформулируйте закон Гесса и его следствия. Дайте определения стандартного состояния и стандартной энтальпии образования вещества. Термохимические циклы. Расчеты тепловых эффектов реакций.
28. Сформулируйте второй закон термодинамики. Что определяет понятие «энтропия системы»? В каких пределах может изменяться ее значение?
29. Изменение энтропии при фазовых и химических превращениях. Стремление к максимуму энтропии в изолированных системах как характеристика возможности самопроизвольного протекания реакции.
30. Что определяет понятие «энергия Гиббса системы» (изобарно-изотермический потенциал)? Как можно рассчитать ΔG образования вещества? Укажите условия стандартизации этой величины.
31. Зависимость изменения энергии Гиббса от температуры, давления и концентрации реагирующих веществ. Особенности газофазных, жидкофазных, твердофазных реакций. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в определении направления процесса.
32. Дайте определение скорости химической реакции. От каких факторов она зависит? Кинетическое уравнение реакции. Какой физический смысл константы скорости химической реакции? Какие факторы определяют ее величину?
33. Что такое порядок реакции, молекулярность реакции?
34. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Энергетическая диаграмма реакции. Координата реакции.
35. Понятие о механизме реакции. Фотохимические и цепные реакции.
36. Катализ и катализаторы. В чем заключается механизм действия катализатора? Влияет ли катализатор на положение равновесия обратимых реакций? Дайте общую характеристику ингибиторам. Почему одна и та же реакция неодинаково ускоряется в

присутствии различных катализаторов? Остается ли катализатор неизменным после завершения реакции?

37. Особенности кинетики газофазных, жидкофазных и твердофазных реакций.
38. Сформулируйте Закон действующих масс для равновесных процессов. Различные способы выражения константы равновесия.
39. Как константа химического равновесия связана со стандартным изменением энергии Гиббса. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье

Модуль 3 «Основы химии растворов»

40. Классификация двухкомпонентных растворов. Процессы, сопровождающие образование растворов
41. Различные виды выражения концентрации растворов.
42. Разбавленные растворы неэлектролитов. Какие свойства растворов относятся к коллигативным? Сформулируйте закон Вант – Гоффа и закон Рауля. Что такое эбуллиоскопия и криоскопия. Какой физический смысл имеют криоскопическая и эбуллиоскопическая константы? От чего зависят эти величины?
43. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации С. Аррениуса? Какие взаимодействия возможны между водой и растворенным веществом? Сольватация и гидратация.
44. Определите причины отклонение растворов электролитов от законов Вант - Гоффа и Рауля.
45. Сильные и слабые электролиты (приведите примеры). Степень диссоциации, константа диссоциации, изотонический коэффициент и их взаимосвязь.
46. Теория сильных электролитов. Почему в случае сильных электролитов используют понятия «кажущаяся степень диссоциации», «эффективная концентрация» и «активность» ионов? Что понимают под активностью, коэффициентом активности, ионной силой раствора?
47. Константа диссоциации слабых электролитов. Вода как ионизирующий растворитель. Электронное строение и структура молекулы воды. Структура жидкой и твердой воды, водородные связи.
48. Что такое ионное произведение воды, водородный и гидроксильный показатели (рН и рОН) растворов? Какие способы измерения рН Вы знаете? Индикаторы.
49. Растворимость. Произведение растворимости. Его взаимосвязь с растворимостью. Каковы условия образования и растворения осадка?
50. Ионные реакции в растворе. Правило Бертолле.

Модуль 4 «Реакции в неорганической химии»

51. Классификация химических реакций. Приведите примеры реакций каждого типа.
52. Обменные реакции в растворах. Реакции нейтрализации.
53. Гидролиз солей. Приведите примеры гидролиза солей по катиону; по аниону; по катиону и аниону. Напишите ионные уравнения гидролиза этих солей.
54. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Константа и степень гидролиза.
55. Условия смещения ионных равновесий. Почему гидролиз солей идет преимущественно по первой стадии и во многих случаях в незначительной степени? Какие условия способствуют практически полному гидролизу солей?
53. Окислительно-восстановительная реакция как двойственный процесс. Сформулируйте понятия окислителя и восстановителя.
54. Назовите основные типы окислительно-восстановительных реакций. Приведите примеры.

55. Окислительно-восстановительная активность элементов и соединений. Количественные характеристики окислительно-восстановительных переходов. Электродные потенциалы металлов.
56. Стандартные условия и стандартный потенциал полуреакции. Определение возможности протекания окислительно-восстановительных реакций.
57. Методы подбора коэффициентов к окислительно-восстановительным реакциям (методы электронного баланса и ионно-молекулярных полуреакций).
58. Комплексные соединения. Основные понятия. Внутренняя и внешняя координационные сферы. Комплексообразование и лиганды. Координационное число.
59. Приведите известные Вам способы получения координационных соединений.
60. По каким признакам классифицируются координационные соединения?
61. Виды изомерии и особенности номенклатуры координационных соединений.
62. Равновесия в растворах комплексных соединений. Константа нестойкости.
63. Как метод ВС трактует химическую связь в координационных соединениях? Какими свойствами, согласно методу ВС, должны обладать типичные комплексообразователи и типичные лиганды? Чем обусловлена координационная ненасыщенность атомов в соединениях?
64. Применение метода валентных связей к описанию образования координационных связей. Применение комплексных соединений.

Модуль 5 «Обзор химии элементов: свойства химических элементов и их соединений»

65. Проанализируйте зависимость свойств элементов от их положения в периодической таблице Д.И. Менделеева (строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону, простые вещества).
66. Какие важнейшие соединения неметаллов вы знаете? Рассмотрите зависимость их свойств от положения элемента в периодической таблице Д. И. Менделеева (характерные степени окисления, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства).
67. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов р-элементов VII группы.
68. Как изменяются устойчивость высших степеней окисления галогенов в соединениях в ряду Cl-At? В чем заключается вторичная периодичность в изменении свойств галогенов в этом ряду?
69. Как и почему изменяется термическая устойчивость молекул, сила кислот и восстановительная активность в ряду галогеноводородов? Чем принципиально отличается по свойствам плавиковая кислота от остальных галогеноводородных кислот?
70. Охарактеризуйте возможные валентности и степени окисления атомов р-элементов VI группы на примерах кислорода и серы. Как изменяется устойчивость соединений элементов в высших степенях окисления по ряду сера - полоний? Как проявляется вторичная периодичность в этом ряду?
71. Общая характеристика элементов V- группы. Азот, фосфор и их соединения. Простые вещества, аллотропия. Особенности строения молекул азота и фосфора.
72. Соединения азота и фосфора с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул. Методы получения и основные свойства соединений ХН₃. Соли аммония и фосфония.
73. Оксиды азота: методы получения, свойства. Азотистая и азотная кислоты, их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты.
74. Оксиды фосфора. Кислородсодержащие кислоты фосфора, их свойства, особенности строения.
75. Общая характеристика элементов V- группы. Азот, фосфор и их соединения. Простые вещества, аллотропия. Особенности строения молекул азота и фосфора.
76. Соединения с водородом. Характер связи, энергетические характеристики и строение молекул ХН₃. Методы получения и основные свойства соединений ХН₃. Соли аммония и фосфония. Аммиакааты. Амиды, имида, нитриды. Фосфида. Соединения Х₂Н₄, их

- строение и свойства. Гидроксиламин, азотистоводородная кислота и азиды.
77. Оксиды азота: методы получения, свойства. Оксокислоты азота - азотноватистая, азотистая и азотная кислоты, их строение, свойства и методы получения, нитриты и нитраты.
 78. Оксиды фосфора. Кислородсодержащие кислоты фосфора, их свойства, особенности строения.
 79. Дайте общую характеристику р-элементов IV группы (особенности строения электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону). Особенности строения простых веществ. Алмаз, графит, карбины, фуллерены.
 80. Неорганическая химия углерода. Водородные соединения. Метан и углеводороды. Карбиды металлов. Оксиды углерода, строение молекул и свойства. Оксокислоты углерода. Карбонаты. Галогениды.
 81. Соединения элементов подгруппы кремния с водородом. Характер связи и строение молекул XH_4 . Методы получения и химические свойства. Оксиды и гидроксопроизводные.
 82. Кремниевые кислоты и силикаты. Оксо- и гидроксоионы аналогов кремния. Соли олова и свинца, их растворимость и гидролиз. Галогениды, общая характеристика, форма и строение молекул. Химия полупроводников.
 83. Общая характеристика элементов III группы (Al, Ga, In, Tl) Строение атомов, возможные степени окисления в соединениях. Простые вещества: физические и химические свойства.
 80. Щелочные и щелочно-земельные металлы. Строение электронных оболочек атомов, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Простые вещества, восстановительные свойства.
 81. Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой. Водородные соединения элементов I и II групп. Ионные гидриды.
 82. Кислородные соединения щелочных металлов. Устойчивость, химические свойства оксидов.
 83. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи. Особенности гидроксида бериллия.
 84. Соли щелочных металлов, их растворимость.
 85. Свойства переходных металлов, d-элементы IV-VII групп. Особенности строения атомов d- и f-элементов. Орбитальные радиусы, энергии ионизации, сродство к электрону. Многообразие степеней окисления. Отличия от элементов главных подгрупп.
 86. Сходство и различия элементов первого, второго и третьего переходных рядов. Повышенное сходство элементов - электронных аналогов второго и третьего рядов.

Модуль 6 «Экспериментальные методы и тенденции развития общей и неорганической химии»

87. Какие современные методы синтеза и анализа неорганических веществ Вы знаете. Кратко охарактеризуйте каждый из методов анализа. Приведите примеры применения этих методов.
88. Сформулируйте общие тенденции развития современной химии. Основные направления развития химии в XXI веке.
89. Роль информационных технологий в развитии современной неорганической химии.
90. Современные возможности компьютерного моделирование молекул и химических реакций.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ №

1. Вычислите массу кислорода, занимающего при н.у. объем 14 л.
а) 40 г; б) 20 г; в) 25 г г) 50 г
2. При протекании химической реакции:
а) сохраняется суммарная масса веществ; б) сохраняются молекулы веществ, вступающих в реакцию; в) сохраняются атомы веществ, вступающих в реакцию; г) сохраняется количество молекул
3. Определите электронную конфигурацию катиона калия:
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^0$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
4. Вещество, в котором все химические связи ковалентные неполярные:
а) алмаз б) золото в) оксид углерода(IV) г) метан
5. Водородные связи между молекулами есть в веществах: а) HF б) H₂O в) H₂ г) CH₄
6. Рассчитайте массовую долю H₃PO₄ в 2М растворе фосфорной кислоты ($\rho = 1.125$):
а) 0.1; б) 0.174; в) 0.25; г) 0.5
7. Ионная сила раствора ($c = 0.1$ моль/л) электролита $\text{CrCl}_2 \rightarrow \text{Cr}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ равна:
а) 0.1; б) 0.3; в) 0.2; г) 0.5
8. При увеличении температуры от 318 до 338К скорость реакции увеличилась в 16 раз. Чему равен температурный коэффициент реакции?
а) 3; б) 4; в) 2; г) 2.5
9. Определите знак изменения энтропии (не производя вычислений) в реакции $3\text{O}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} = 2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$: а) $\Delta S > 0$; б) $\Delta S < 0$; в) $\Delta S = 0$; г) невозможно определить
10. Произведение растворимости соли ПР(PbS) = $1 \cdot 10^{-29}$. Растворимость (моль/л):
а) $1 \cdot 10^{-29}$; б) $3.2 \cdot 10^{-15}$; в) $3.2 \cdot 10^{-14}$; г) $1 \cdot 10^{-15}$
11. В системе установилось равновесие $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(\text{р-р})}$. В какую сторону оно сместится при понижении давления:
а) не сместится; б) вправо; в) влево; г) невозможно определить
12. Соли, в водных растворах которых среда щелочная:
а) Na₂CO₃ б) KHCO₃ в) CuCl₂ г) NaNO₃
13. Координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединении Na₃[Co(CNS)₆] (соединение назвать) равны:
а) 6 и 2; б) 6 и 3; в) 2 и 4; г) 5 и 3
14. Как изменяются кислотные свойства в ряду: SiO₂ – GeO₂ – SnO₂ – PbO₂?
а) увеличиваются; б) уменьшаются; в) не изменяются; г) нет прямой зависимости
15. Металл, неспособный реагировать с кислородом в обычных условиях:
а) Na; б) Fe; в) Pt; г) Mg
16. Электронная конфигурация атомов элементов VIA группы может быть представлена в виде общей формулы:
а) $ns^2(n-1)d^4$; б) $ns^1(n-1)d^5$; в) ns^2np^4 ; г) ns^2np^6

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ

1. Ковалентная связь и способы её образования. Полярная и неполярная ковалентная связь. Основные характеристики связи; энергия, длина, углы между связями, направленность, насыщенность. Приведите примеры соединений с полярной и неполярной ковалентной связью. (8 баллов)

2. Закончить уравнения реакций, протекающих в растворе, записать их ионной форме. Окислительно-восстановительные реакции уравнивать электронно-ионным методом (указать окислитель и восстановитель, тип ОВР). Для реакции (4) определите E , сделайте вывод о возможности её протекания. (10 баллов)

