

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Кабардино-Балкарский государственный
университет им. Х.М. Бербекова» (КБГУ)

Институт химии и биологии

Кафедра неорганической и физической химии

СОГЛАСОВАНО
Руководитель образовательной
программы

_____ **Бажева Р.Ч.**

«___» _____ **2020г.**

УТВЕРЖДАЮ
Директор ИХиБ

_____ **Хараев А.М.**

«___» _____ **2020г.**

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Б1.Б.14 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки
18.03.01 Химическая технология

Профиль подготовки
Технология и переработка полимеров

Квалификация (степень) выпускника
Бакалавр

Форма обучения
очная

Нальчик 2020

Рабочая программа дисциплины Б.1.Б.14 «Общая и неорганическая химия»/ сост. Виндижева М.К. – Нальчик: КБГУ, 2020. – с.

Рабочая программа предназначена для студентов очной формы обучения по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология» в 1 семестре, 1 курса дисциплины Б1.Б.14 «Общая и неорганическая химия» базовая часть.

Рабочая программа составлена с учетом Федерального государственного образовательного стандартов высшего образования по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология», утвержденного приказом Министерства образования и науки Российской Федерации от 11.08.2016 г. № 1005.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели и задачи освоения дисциплины
2. Место дисциплины (модуля) в структуре ОПОП ВО
3. Требования к результатам освоения дисциплины (модуля)
4. Содержание и структура дисциплины (модуля)
5. Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации
6. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности
7. Учебно-методическое обеспечение дисциплины (модуля)
 - 7.1. *Основная литература*
 - 7.2. *Дополнительная литература*
 - 7.3. *Интернет-ресурсы*
8. Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)
9. Лист изменений (дополнений) в рабочей программе дисциплины (модуля)
10. Приложения

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Цель дисциплины Б1.Б.14 «Общая и неорганическая химия» является:

- изучить основные закономерности взаимосвязи между строением и химическими свойствами вещества, протекания химических реакций, структурой химических соединений и их биологической активностью
- научиться прогнозировать превращения неорганических соединений на основе законов химии и типичных свойств и реакций этих соединений.

Задачи изучения дисциплины заключаются в развитии следующих знаний, умений и навыков личности:

- научить студентов применять теоретические знания к решению расчетных и практических задач;
- использовать периодическую систему Д.И. Менделеева для характеристики свойств элементов и их соединений;
- изучить свойства химических систем: растворов, дисперсных систем, окислительно-восстановительных и электрохимических систем
- прогнозировать свойства соединений на основе их строения;
- пользоваться учебной и справочной литературой.
- владеть современными образовательными технологиями;
- владеть понятийно-терминологическим аппаратом химической науки, инструментарием химического анализа;
- формировать умения анализировать проблемные ситуации, применять полученные знания на практике и в различных сферах жизни;
- формировать творческий подход к профессии.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВО

Дисциплина «Общая и неорганическая химия» в соответствии с Федеральным Государственным образовательным стандартом высшего образования относится к базовой части (Б1.Б.14) и является обязательной для изучения студентами 1 курса направления подготовки «Химическая технология» очной формы обучения в 1 семестре. Дисциплина основывается на знаниях, навыках и умениях, приобретенных в результате освоения химии, физики и математики в средней школе; ориентирована на овладение различными способами учебно-познавательной деятельности, которые должны лечь в основу познавательной, воспитательной, мировоззренческой функций химии.

Успешному освоению дисциплины сопутствует параллельное изучение физики и математики как базовых естественнонаучных дисциплин.

Изучение дисциплины «Общая и неорганическая химия», как предшествующая, составляет основу для дальнейшего освоения следующих дисциплин как: «Органическая химия», «Физическая химия», «Коллоидная химия», «Аналитическая химия и ФХМА».

3. ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

В совокупности с другими дисциплинами профиля «Химическая технология» дисциплины «Общая и неорганическая химия» направлена на формирование следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по направлению подготовки 18.03.01 – «Химическая технология» (уровень бакалавриата):

Профессиональных компетенций (ПК) по видам профессиональной деятельности:

Аналитическая, научно-исследовательская деятельность:

В результате освоения дисциплины обучающийся должен обладать:
общефессиональными компетенциями:

ОПК-3 – готовностью использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире;

В результате освоения дисциплины обучающийся должен обладать профессиональными компетенциями:

Научно-исследовательской деятельности:

ПК-16 – готовностью планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования;

ПК-18 – готовностью использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности

знать: принципы математического моделирования и системного анализа химико-технологических процессов: ректификация; абсорбция; дистилляция; экстракция; сушка; фильтрация; процессы полимеризации; кристаллизация из растворов и газовых фаз; реакторные процессы; комбинированные процессы.

уметь: разрабатывать алгоритмы моделирования, анализа и диагностики повреждений в химических производствах.

владеть: базовыми навыками получения и изучения химических свойств соединений различной природы для решения задач профессиональной деятельности

знать: теоретические основы базовых химических дисциплин

уметь: выполнять стандартные действия (классификация веществ, строение вещества, составление схем процессов, систематизация данных и т.п.) с учетом основных понятий и общих закономерностей, формулируемых в рамках базовых химических дисциплин

владеть: навыками работы с учебной литературой по основным химическим дисциплинам

знать: основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния

уметь: записывать уравнения химических реакций, лежащих в основе типовых химико-технологических процессов

владеть: навыком работы с учебной литературой по неорганической, органической, аналитической, физической химии и химической технологии

4. СОДЕРЖАНИЕ И СТРУКТУРА ДИСЦИПЛИНЫ

4. Содержание разделов дисциплины (модуля) «Общая и неорганическая химия», перечень оценочных средств и контролируемых компетенции

Таблица 1

№ п/п	Наименование раздела	Содержание раздела	Код контролируемой компетенции	Форма текущего контроля
1	1.Химия как наука. Строение вещества	<p>Основные понятия и законы химии. Предмет и задачи общей и неорганической химии. Место химии в системе естественных наук. Краткий исторический очерк развития химии. Современные направления развития химической науки. Материя и движение. Химическая форма движения материи. Основные химические понятия: атом, молекула, простое вещество, химическое соединение. Химический элемент. Изотопы. Атомная и элементная массы. Молекулярная масса. Моль, молярная масса, молярная концентрация вещества. Основные законы атомно-молекулярного учения. Законы: сохранения, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Соединения постоянного и переменного состава. Понятие о химической системе и способах описания. Фаза, компонент. Гомогенные и гетерогенные системы. Газовые системы. Газовые законы. Идеальный газ. Газовая постоянная. Уравнение Менделеева – Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Относительная плотность газов. Жидкие системы. Растворы. Концентрация растворов и способы ее выражения. Состояние вещества в растворе. Твердые системы. Кристаллы, аморфные тела и стекла. Понятие о кристаллической решетке. Твердые растворы. Нестехиометрические соединения.</p> <p>Строение атома. Масса и</p>	ОПК-3 ПК-16 ПК-18	К, Т

		<p>энергия в материальном мире. Элементарные частицы и поля. Масса, заряд, спин и другие свойства элементарных частиц. Экспериментальные основы современной теории строения атома. Ядро и электронная оболочка. Планетарная модель атома и постулаты Бора, противоречия модели. Дуализм в поведении микрочастиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Атом водорода. Квантовомеханическая модель атома. Одноэлектронный атом. Волновое уравнение Шредингера. Решение уравнения Шредингера для водородоподобного атома. Квантовые числа, пределы их изменений. Смысл квантовых чисел. Волновая функция 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.</p> <p><i>Периодический закон и периодическая система химических элементов.</i></p> <p>Поиски основы классификации химических элементов до открытия Периодического закона. Сущность</p>	
--	--	---	--

		<p>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.</p> <p>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 HF, 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</p>		
--	--	---	--	--

		<p>электроноизбыточные молекулы. Трехцентровые связи. Направленность и насыщенность химической ковалентной связи. Теория отталкивания электронных пар валентной оболочки и пространственная структура молекул.</p> <p>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.</p>		
2	2.Основные физико-химические закономерности протекания химических процессов	<p>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</p>	ОПК-3 ПК-16 ПК-18	К, Т

		<p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p>		
3	3.Основы химии	Общие свойства растворов.	ОПК-3	К, Т

	<p>растворов</p>	<p>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.</p> <p>Растворы неэлектролитов.</p> <p>Давление и состав пара над раствором. Закон Рауля.</p> <p>Кристаллизация и кипение раствора. Криоскопия и эбулиоскопия. Идеальные и реальные растворы. Понятие об активности и коэффициенте активности. Понятие о стандартном состоянии веществ в растворе.</p> <p>Растворы электролитов.</p> <p>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</p>	<p>ПК-16 ПК-18</p>	
--	-------------------------	---	------------------------	--

		<p>зависимость от их состава и строения. Кисотно-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.</p> <p><i>Кисотно-основные и окислительно-восстановительные процессы в растворах.</i></p> <p>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</p>		
--	--	---	--	--

		<p>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.</p>		
4	4.Основы координационной химии	<p>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</p>	ОПК-3 ПК-16 ПК-18	К, Т

		<p>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 <i>транс</i>-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.</p>		
5	5.Строение и свойства соединений <i>p</i> -элементов	<p>Подгруппа гелия (<i>s2p6</i>-элементы). Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, методы получения, причины малой реакционной способности. Клатратные соединения благородных газов. Соединения криптона и ксенона со фтором, строение молекул, способы получения и свойства.</p> <p>Реакция диспропорционирования. Гидролиз</p>	ОПК-3 ПК-16 ПК-18	К, Т

		<p>фторидов ксенона. Оксофториды. Кислородные соединения ксенона, строение молекул. Способы получения, свойства. Ксеноновые кислоты, ксенаты и перксенаты. Практическое применение благородных газов.</p> <p>Водород. Галогены (<i>s2p5-элементы</i>). 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 галогенводородов 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,</p>	
--	--	---	--

		<p>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.</p> <p>Халькогены ($s2p4$-элементы).</p> <p>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,</p>		
--	--	--	--	--

		<p>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 (хлорсульфоная) 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 теллулаты. Сопоставление окислительно-восстановительных свойств соединений серы, селена и теллура. Краткая характеристика полония и его соединений. Применение их на практике.</p> <p>Подгруппа азота ($s2p3$-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.</p>		
--	--	---	--	--

		<p>Гидразин. Гидраты гидразина и гидроксилamina. Соли гидразиния и гидроксилamмония. 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. Оксogалогениды 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. Оксogалогениды. 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,</p>	
--	--	--	--

		<p>висмута и их соединений.</p> <p>Подгруппа углерода (<i>s2p2-элементы</i>). 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.</p>		
--	--	--	--	--

		<p>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 углеводов. 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 плюмбаты, 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.</p> <p>Подгруппа бора ($s2p1$-элементы). Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, способы получения. Отличие бора и алюминия от других элементов подгруппы. Бор как простое вещество. Химические свойства бора.</p>		
--	--	--	--	--

		<p>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.</p>		
6	<p>6.Строение и свойства соединений s-, d- и f-элементов</p>	<p>Щелочные и щелочноземельные металлы ($s1$ и $s2$-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</p>	<p>ОПК-3 ПК-16 ПК-18</p>	<p>К, Т</p>

		<p>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.</p> <p>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</p>	
--	--	---	--

		<p> 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 гетерополикислоты 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. </p>	
--	--	--	--

		<p>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.</p> <p><i>Строение и свойства соединений f-элементов.</i></p> <p>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),</p>		
--	--	--	--	--

		<p>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 <i>f</i>-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов. Актиноидное сжатие. Близость свойств тория, протактиния, урана в высшей степени окисления к свойствам <i>d</i>-элементов IV, V и VI групп элементов соответственно. Применение актиноидов и их соединений.</p> <p>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.</p> <p>Дисперсные системы. Коллоиды. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели.</p>	
--	--	--	--

		Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов.		
--	--	---	--	--

4.2. Структура дисциплины

Таблица 2. Общая трудоемкость дисциплины составляет 6 зачетных единиц (216 часов)

Вид работы	Трудоемкость, часов / зачетных единиц	
	I семестр	всего
Общая трудоемкость (в часах)	216	216
Контактная работа (в часах):	85	85
<i>Лекционные занятия (Л)</i>	<i>34</i>	<i>34</i>
<i>Практические занятия (ПЗ)</i>	<i>17</i>	<i>17</i>
<i>Лабораторные работы (ЛР)</i>	<i>34</i>	<i>34</i>
Самостоятельная работа (в часах), в том числе контактная работа:	104	104
Расчетно-графическое задание		
Реферат (Р)		
Эссе (Э)		
Контрольная работа (КР)		
Самостоятельное изучение разделов		
Курсовой проект (КП), курсовая работа (КР)	Не предусмотрена	Не предусмотрена
Подготовка и прохождение промежуточной аттестации	27 (для экзамена)	27 (для экзамена)
Вид промежуточной аттестации	Экзамен	Экзамен

Лекции

Таблица 3. Лекционные занятия

1. Основные классы химических соединений, номенклатура.
2. Основные законы общей химии. Стехиометрия. Химический эквивалент.
3. Газовые законы. Основные газовые процессы.
4. Строение атома. Химическая связь. Основные типы химической связи.
5. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
6. Основы термодинамики. I, II и III начало термодинамики.
7. Основы термодинамических расчетов.
8. Химическая кинетика и химическое равновесие.
9. Окислительно-восстановительные реакции.
10. Электролиз растворов и расплавов. Законы электролиза.
11. Гальванические элементы.
12. Теория электролитической диссоциации. Электролиты.
13. Водородный показатель кислотности и щелочности водных растворов. Растворимость.
14. Гидролиз солей.
15. Растворы. Способы выражения их концентрации.
16. Классификация растворов. Коллигативные свойства растворов.
17. Комплексные соединения.
18. Соединения s-металлов IA и IIA групп Периодической системы Д.И. Менделеева. Водород и его соединения.
19. Соединения p-элементов IIIA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.

20. Соединения p-элементов IVA группы Периодической системы Д.И.
21. Соединения p-элементов VA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
22. Соединения p-элементов VIA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
23. Соединения p-элементов VIIA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
24. Соединения p-элементов VIIIA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
25. Соединения d-элементов IIIB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
26. Соединения d-элементов IVB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
27. Соединения d-элементов VB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
28. Соединения d-элементов VIB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
29. Соединения d-элементов VIIB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
30. Соединения d-элементов VIIIB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
31. Соединения d-элементов IB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
32. Соединения d-элементов IIB группы Периодической системы Д.И. Менделеева.
33. Соединения f-элементов Периодической системы Д.И. Менделеева.
34. Токсические и опасные неорганические вещества

Таблица 4.. Практические занятия

№ ЛР	№ раздела	Наименование лабораторных работ	Кол-во часов
1	1	Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)	1
2	1	Определение молярной массы эквивалента цинка	1
3	2	Скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от температуры и концентрации Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ	2
4	2	Химическое равновесие. Влияние температуры и концентрации на химическое равновесие	2
5	2	Растворы. Растворимость солей. Произведение растворимости. Приготовление растворов заданной концентрации	2
6	3	Электролитическая диссоциация (протолиз). Гидролиз (протолиз) солей	2
7	3	Окислительно-восстановительные реакции	2
8	3	Электрохимические свойства металлов, электролиз растворов солей. Коррозия металлов	2
9	3	Галогены и их соединения	2
10	3	Сера. Свойства серы и ее соединений	2
11	3	Азот и его соединения, получение и свойства. Фосфор и его соединения	2

12	5	Углерод и кремний, соединения углерода и кремния	2
13	5	Бор и его соединения. Получение и свойства. Алюминий и его соединения	2
14	5	Свойства щелочных и щелочно-земельных металлов и их соединений	2
15	5	Марганец, соединения марганца. Хром, молибден, вольфрам и их соединения	2
16	5	Железо, кобальт, никель и их соединения	2
17	5	Медь, серебро, золото и их соединения	2
18	6	Цинк, кадмий, олово и их соединения	2
Итого			34

Таблица 5. Лабораторные работы

№	Тема	Кол-во часов
1	Основные законы атомно-молекулярного учения. Закон Авогадро. Газовые законы. Закон эквивалентов. Строение атома и электронных оболочек атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Решение задач.	1
2	Периодический закон и Периодическая система химических элементов с точки зрения теории строения атома. Периодичность свойств элементов. Решение задач.	1
3	Химическая связь и строение молекул, валентность. Теория молекулярных орбиталей (МО). Решение задач	1
4	Основы химической кинетики. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Решение задач.	1
5	Химическое равновесие. Связь константы химического равновесия со стандартным изменением энергии Гиббса. Решение задач.	1
6	Общие свойства растворов. Растворимость. Концентрация растворов. Растворы неэлектролитов. Закон Рауля. Кристаллизация и кипение раствора. Решение задач.	1
7	Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели среды. Произведение растворимости. Закон разбавления Оствальда. Решение задач.	1
8	Гидролиз солей. Качественная и количественная характеристика гидролиза. Решение задач.	1

№	Тема	Кол-во часов
9	Окислительно-восстановительные процессы. Гальванические элементы. Электролиз растворов и расплавов. Решение задач.	1
10	s -Элементы 1А и 2А групп. Водород. Решение задач.	1
11	Свойства бора. Подгруппа алюминия. Решение задач.	1
12	p-Элементы IVA группы. Решение задач.	1
13	p-Элементы VA группы. Решение задач.	1
14	p-Элементы VIA группы. Решение задач	1
15	p-Элементы VII A группы. Решение задач	1
16	d-Элементы IB и IIB групп. Решение задач.	1
17	d-Элементы VIIB групп. Решение задач.	1

Таблица 6. Самостоятельное изучение разделов дисциплины

№ раздела	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение
1	Предмет и задачи химии. Место химии в системе естественных наук. Основные задачи современной неорганической химии. Современные направления развития химической науки. Химическая форма движения материи. Химия как система знаний о веществах – их составе, строении и химической связи.
1	Металлическая связь. Электронное строение металлов с позиции МО ЛКАО. Валентные электроны, электронный газ.
6	Дисперсные системы. Коллоиды. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели. Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов.
5	Водород. Общая характеристика водорода. Положение его в периодической системе. Строение атома. Валентность и степень окисления атомов водорода. Характер химической связи в его соединениях. Физические и химические свойства водорода. Водород как восстановитель. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Способы получения свободного водорода. Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, полимерные, нестехиометрические. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах.

6	Общая характеристика элементов IIВ группы. Строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Амальгамы. Меры предосторожности при работе со ртутью. Способы получения металлов. Применение металлов. Оксиды цинка и кадмия (II). Оксиды ртути (I, II). Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Гидроксиды цинка и кадмия (II). Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.
6	Общая характеристика элементов VIIВ группы. Строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Способы получения. Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Оксиды технеция и рения (VII). Кислотно-основные свойства. Гидроксиды марганца (I, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Гидроксиды технеция и рения (VII). Соли марганца (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Свойства. Соли марганца (III, IV). Соли марганца (VI). Манганаты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганата в кислой, щелочной и нейтральной средах. Принципы получения.

**Примерная тематика курсовых работ
(не предусмотрено по учебному плану)**

5. ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО И РУБЕЖНОГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

Конечными результатами освоения программы дисциплины являются сформированные когнитивные дескрипторы «знать», «уметь», «владеть», расписанные по отдельным компетенциям. Формирование этих дескрипторов происходит в течение всего семестра по этапам в рамках различного вида занятий и самостоятельной работы.

В ходе изучения дисциплины предусматриваются *текущий, рубежный контроль и промежуточная аттестация*.

5.1. Оценочные материалы для текущего контроля. Цель текущего контроля – оценка результатов работы в семестре и обеспечение своевременной обратной связи, для коррекции обучения, активизации самостоятельной работы обучающегося. Объектом текущего контроля являются конкретизированные результаты обучения (учебные достижения) по дисциплине

Текущий контроль успеваемости обеспечивает оценивание хода освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» и включает: ответы на теоретические вопросы на практическом занятии, решение практических задач и выполнение заданий на практическом занятии, самостоятельное выполнение индивидуальных домашних заданий (например, решение задач) с отчетом (защитой) в установленный срок, написание докладов, рефератов, эссе, дискуссии.

Оценка качества подготовки на основании выполненных заданий ведется преподавателем (с обсуждением результатов), баллы начисляются в зависимости от сложности задания

№	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Контралируемые компетенции ОПК-3 ПК-16 ПК-18	Представление оценочного средства в фонде
1	Коллоквиум	Средство контроля, усвоения учебного материала темы, раздела дисциплины, организованное как учебное занятие		Вопросы по темам/разделам дисциплины, представленные в привязке к компетенциям, предусмотренным РПД
2	Тесты	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающихся		Фонд тестовых заданий
3	Промежуточная аттестация	Вопросы, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, обобщать фактический и теоретический материал		Фонд вопросов для зачета

Для реализации самостоятельной работы созданы следующие условия и предпосылки:

1. Студенты обеспечены информационными ресурсами (учебниками, справочникам, учебными пособиями);

2. Для проведения практических и лабораторных занятий по общей и неорганической химии разработаны методические указания. Студент имеет возможность заранее подготовиться к занятию, попытаться ответить на контролирующие вопросы, и обратиться за помощью к преподавателю в случае необходимости.

3. Разработаны контролирующие материалы в тестовой форме, позволяющие оперативно оценить уровень подготовки студентов.

4. Организованы еженедельные консультации.

5.1.1. Вопросы по темам дисциплины «Общая и неорганическая химия»

№ п/п	Коллоквиум по темам	Содержание
1	Химия как наука. Строение вещества	<p>Основные понятия и законы химии. Предмет и задачи общей и неорганической химии. Место химии в системе естественных наук. Краткий исторический очерк развития химии. Современные направления развития химической науки. Материя и движение. Химическая форма движения материи. Основные химические понятия: атом, молекула, простое вещество, химическое соединение. Химический элемент. Изотопы. Атомная и элементная массы. Молекулярная масса. Моль, молярная масса, молярная концентрация вещества. Основные законы атомно-молекулярного учения. Законы: сохранения, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Соединения постоянного и переменного состава. Понятие о химической системе и способах описания. Фаза, компонент. Гомогенные и гетерогенные системы. Газовые системы. Газовые законы. Идеальный газ. Газовая постоянная. Уравнение Менделеева – Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Относительная плотность газов. Жидкие системы. Растворы. Концентрация растворов и способы ее выражения. Состояние вещества в растворе. Твердые системы. Кристаллы, аморфные тела и стекла. Понятие о кристаллической решетке. Твердые растворы. Нестехиометрические соединения.</p> <p>Строение атома. Масса и энергия в материальном мире. Элементарные частицы и поля. Масса, заряд, спин и другие свойства элементарных частиц. Экспериментальные основы современной теории строения атома. Ядро и электронная оболочка. Планетарная модель атома и постулаты Бора, противоречия модели. Дуализм в поведении микрочастиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Атом водорода. Квантовомеханическая модель атома. Одноэлектронный атом. Волновое уравнение Шредингера. Решение уравнения Шредингера для водородоподобного атома. Квантовые числа, пределы их изменений. Смысл квантовых чисел. Волновая функция 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</p>

		<p>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.</p> <p><i>Периодический закон и периодическая система химических элементов.</i></p> <p>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.</p> <p><i>Химическая связь и строение молекул.</i></p> <p>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 HF, 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.</p> <p><i>Межмолекулярные взаимодействия.</i> 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</p>
--	--	--

		<p>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.</p>
2	<p>Основные физико-химические закономерности протекания химических процессов</p>	<p>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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p>

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 pH. 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

		<p>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.</p>
4	<p>Основы координационной химии</p>	<p>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</p>

		<p>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 <i>транс</i>-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.</p>
5	<p>Строение и свойства соединений <i>p</i>-элементов</p>	<p>Подгруппа гелия (<i>s2p6-элементы</i>). Общая характеристика элементов. Нахождение в природе, методы получения, причины малой реакционной способности. Клатратные 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.</p> <p>Водород. Галогены (<i>s2p5-элементы</i>). 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 галогенводородов 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:</p>

		<p>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.</p> <p>Халькогены (s2p4-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. Пероксиокислоты (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 теллулаты. Сопоставление окислительно-восстановительных свойств соединений серы, селена и теллура. Краткая характеристика полония и его соединений. Применение их на практике.</p> <p>Подгруппа азота (s2p3-элементы). Общая характеристика элементов. Отличие азота от других</p>
--	--	--

		<p>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. Гидроксилламин. Гидразин. Гидраты гидразина и гидроксилламина. Соли гидразиния и гидроксилламония. 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.</p> <p>Подгруппа углерода (sp^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.</p>
--	--	--

		<p>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 плумбаты, 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.</p>
--	--	---

		<p>Подгруппа бора ($s2p1$-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.</p>
6	<p>Строение и свойства соединений s-, d- и f-элементов</p>	<p>Щелочные и щелочноземельные металлы ($s1$ и $s2$-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.</p> <p>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</p>

		<p>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 оксогоалогениды 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,</p>
--	--	--

		<p>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.</p> <p>Строение и свойства соединений <i>f</i>-элементов.</p> <p>Лантаниды. Общая характеристика элементов, степени окисления, нахождение в природе. Изменение химических свойств с возрастанием порядкового номера. Причины сходства свойств лантаноидов. Участие <i>f</i>-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 <i>f</i>-орбиталей в образовании химических связей, высокие координационные числа атомов. Актиноидное сжатие. Близость свойств тория, протактиния, урана в высшей степени окисления к свойствам <i>d</i>-элементов IV, V и VI групп элементов соответственно. Применение актиноидов и их соединений.</p> <p>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</p>
--	--	---

		фуллеренов и нанотрубок. Дисперсные системы. Коллоиды. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели. Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов.
--	--	---

Критерии формирования оценок (оценивания) устного опроса

Устный опрос является одним из основных способов учёта знаний обучающегося по дисциплине «Общая и неорганическая химия». Развёрнутый ответ студента должен представлять собой связное, логически последовательное сообщение на заданную тему, показывать его умение применять определения.

В результате устного опроса знания, обучающегося оцениваются по следующей шкале:

 балл, ставится, если обучающийся:

- 1) полно излагает изученный материал, даёт правильное определение экономических понятий;
- 2) обнаруживает понимание материала, может обосновать свои суждения, применить знания на практике, привести необходимые примеры не только по учебнику, но и самостоятельно составленные;
- 3) излагает материал последовательно и правильно с точки зрения норм литературного языка.

 балла, ставится, если обучающийся даёт ответ, удовлетворяющий тем же требованиям, что и для балла «1», но допускает 1-2 ошибки, которые сам же исправляет, и 1-2 недочёта в последовательности и языковом оформлении излагаемого.

 балла, ставится, если обучающийся обнаруживает знание и понимание основных положений данной темы, но:

- 1) излагает материал неполно и допускает неточности в определении понятий;
- 2) не умеет достаточно глубоко и доказательно обосновать свои суждения и привести свои примеры;
- 3) излагает материал непоследовательно и допускает ошибки в языковом оформлении излагаемого.

0 баллов, ставится, если обучающийся обнаруживает незнание большей части соответствующего раздела изучаемого материала, допускает ошибки в формулировке.

Баллы « », « », « » могут ставиться не только за единовременный ответ, но и за рассредоточенный во времени, т.е. за сумму ответов, данных студентом на протяжении занятия

5.1.2. Оценочные материалы для самостоятельной работы обучающегося (типовые задачи)(контролируемые компетенции ПК-16и ПК-18): (количество заданий довести в РПД минимум до 10.(при наличии задач в РПД)

Перечень типовых задач для самостоятельной работы сформирован в соответствии с тематикой практических занятий по дисциплине «Общая и неорганическая химия

№ раздела	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение
1	Предмет и задачи химии. Место химии в системе естественных наук. Основные задачи современной неорганической химии. Современные направления развития химической науки. Химическая форма движения материи. Химия как система знаний о веществах – их составе, строении и химической связи.

1	Металлическая связь. Электронное строение металлов с позиции МО ЛКАО. Валентные электроны, электронный газ.
6	Дисперсные системы. Коллоиды. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Суспензии и эмульсии. Коллоидные растворы. Устойчивость коллоидных растворов. Строение коллоидной частицы и мицеллы. Лиофильные и лиофобные коллоиды. Золи и гели. Пептизация, коагуляция, седиментация коллоидов.
5	Водород. Общая характеристика водорода. Положение его в периодической системе. Строение атома. Валентность и степень окисления атомов водорода. Характер химической связи в его соединениях. Физические и химические свойства водорода. Водород как восстановитель. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Способы получения свободного водорода. Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, полимерные, нестехиометрические. Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Окислительно-восстановительные свойства в различных средах.
6	Общая характеристика элементов IIВ группы. Строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Амальгамы. Меры предосторожности при работе со ртутью. Способы получения металлов. Применение металлов. Оксиды цинка и кадмия (II). Оксиды ртути (I, II). Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Гидроксиды цинка и кадмия (II). Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.

6	<p>Общая характеристика элементов VIIIB группы. Строение атомов. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Способы получения. Оксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Оксиды технеция и рения (VII). Кислотно-основные свойства. Гидроксиды марганца (I, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Гидроксиды технеция и рения (VII). Соли марганца (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Свойства. Соли марганца (III, IV). Соли марганца (VI). Манганаты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганата в кислой, щелочной и нейтральной средах. Принципы получения.</p>
---	--

Текущая самостоятельная работа (СРС)

Текущая самостоятельная работа по дисциплине «Общая и неорганическая химия», направленная на углубление и закрепление знаний студента, на развитие практических умений, включает в себя следующие виды работ:

- работа с лекционным материалом;
- подготовка к практическим занятиям;
- подготовка к лабораторным работам;
- изучение тем, вынесенных на самостоятельную проработку;
- выполнение индивидуальных домашних заданий;
- подготовка к самостоятельным и контрольным работам;
- подготовка к экзамену.

Творческая проблемно-ориентированная самостоятельная работа (ТСР)

Творческая проблемно-ориентированная самостоятельная работа по дисциплине «Общая и неорганическая химия», направленная на развитие интеллектуальных умений, общекультурных и профессиональных компетенций, развитие творческого мышления у студентов, включает в себя следующие виды работ по основным проблемам курса:

- поиск, анализ, структурирование информации;
- выполнение расчетных работ, обработка и анализ данных;
- решение задач повышенной сложности, в том числе комплексных и олимпиадных задач;
- участие в олимпиадах по химии (профиль).

Содержание самостоятельной работы студентов по дисциплине

Темы индивидуальных домашних заданий

1. Расчеты по химическим формулам и уравнениям с использованием стехиометрических законов
2. Составление электронных формул атомов, определение валентных электронов, характеристика состояния электронов в атоме при помощи набора квантовых чисел.
3. Описание химических связей в молекулах с использованием методов ВС и МО, описание строения комплексных соединений с использованием ТКП.

4. Расчет тепловых эффектов реакций, расчет изменения энтропии и энергии Гиббса при протекании реакций.
5. Описание состояния химического равновесия с использованием принципа Ле Шателье, расчет константы равновесия.
6. Расчет скорости реакции на основе закона действующих масс, характеристика влияния внешних условий на скорость реакции.
7. Расчет концентрации растворов (6 способов выражения концентрации), расчет давления пара, температур кипения и затвердевания, осмотического давления растворов электролитов и неэлектролитов.
8. Составление уравнений ионообменных реакций, гидролиза солей; расчет констант диссоциации и гидролиза.
9. Составление схем гальванических элементов, расчет их ЭДС; расчеты с использованием законов электролиза; объяснение процессов электрохимической коррозии.
10. Изучение основных лабораторных и промышленных методов получения простых веществ элементов главных и побочных подгрупп ПС.
11. Расчет содержания элементов в минералах; владение информацией об изотопном составе элементов.
12. Объяснение закономерностей изменения свойств атомов и простых веществ в группах, объяснение характера и причин проявления периодичности и аналогии свойств.
13. Объяснение состояния химических связей в молекулах и ионах и влияния их на свойства веществ.
14. Знание закономерностей изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в рядах однотипных оксидов и гидроксидов, бинарных соединений, солей, комплексных соединений.
15. Знание основных принципов получения и применения важнейших соединений элементов.

Темы, выносимые на самостоятельную проработку

- Основные понятия химии. Газовые законы. Методы определения атомных и молекулярных масс.
- Классы неорганических соединений.
- Характеристика элементарных частиц, составляющих атом. Состав ядра, изотопы, ядерные реакции, радиоактивность
- Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Дефектность и непостоянство состава твердых веществ
- Общие сведения о теориях кислот и оснований
- Коррозия металлов, способы защиты металлов от коррозии
- Применение простых и сложных соединений р-элементов.
- Благородные газы
- Доменный способ получения чугуна; способы передела чугуна в сталь.
- Применение платиновых металлов и их соединений.

Методические рекомендации по написанию реферата

Реферат – продукт самостоятельной работы студента, представляющий собой краткое изложение в письменном виде полученных результатов теоретического анализа определенной научной (учебно-исследовательской) темы, где автор раскрывает суть исследуемой проблемы, приводит различные точки зрения, а также собственные взгляды на нее.

Изложенное понимание реферата как целостного авторского текста определяет критерии его оценки: новизна текста; обоснованность выбора источника; степень раскрытия сущности вопроса; соблюдения требований к оформлению.

Требования к реферату: Общий объём реферата 20 листов (шрифт 14 Times New Roman, 1,5 интервал). Поля: верхнее, нижнее, правое, левое – 20мм. Абзацный отступ – 1,25; Рисунки должны создаваться в циклических редакторах или как рисунок Microsoft Word (сгруппированный). Таблицы выполнять табличными ячейками Microsoft Word. Сканирование рисунков и таблиц не допускается. Выравнивание текста (по ширине страницы) необходимо выполнять только стандартными способами, а не с помощью пробелов. Размер текста в рисунках и таблицах – 12 кегль

Обязательно наличие: содержания (структура работы с указанием разделов и их начальных номеров страниц), введения (актуальность темы, цель, задачи), основных разделов реферата, заключения (в кратком, резюмированном виде основные положения работы), списка литературы с указанием конкретных источников, включая ссылки на Интернет-ресурсы.

В тексте ссылка на источник делается путем указания (в квадратных скобках) порядкового номера цитируемой литературы и через запятую – цитируемых страниц. **Уровень оригинальности текста – 60%**

Критерии оценки реферата:

«отлично» (__ балл) ставится, если выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы. Обучающийся проявил инициативу, творческий подход, способность к выполнению сложных заданий, организационные способности. Отмечается способность к публичной коммуникации. Документация представлена в срок. Полностью оформлена в соответствии с требованиями

«хорошо» (__ балла) – выполнены основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы. Обучающийся достаточно полно, но без инициативы и творческих находок выполнил возложенные на него задачи. Документация представлена достаточно полно и в срок, но с некоторыми недоработками

«удовлетворительно» (__ балл) – имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности, тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод. Обучающийся выполнил большую часть возложенной на него работы. Допущены существенные отступления. Документация сдана со значительным опозданием (более недели). Отсутствуют отдельные фрагменты.

«неудовлетворительно» (менее __ баллов) – тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы. Обучающийся не выполнил свои задачи или выполнил лишь отдельные несущественные поручения. Документация не сдана.

5.1.3. Оценочные материалы для выполнения докладов по дисциплине (при наличии) контролируемые компетенции ПК-16 и ПК-18):

Доклад – продукт самостоятельной работы студента, представляющий собой публичное выступление по представлению полученных результатов решения определенной учебно-практической, учебно-исследовательской или научной темы

Требования к докладу:

Общий объём доклада 10-15 листов (шрифт 14 Times New Roman, 1,5 интервал). Поля: верхнее, нижнее, правое, левое – 20мм. Абзацный отступ – 1,25; Рисунки должны создаваться в циклических редакторах или как рисунок Microsoft Word (сгруппированный). Таблицы выполнять табличными ячейками Microsoft Word. Сканирование рисунков и таблиц не допускается. Выравнивание текста (по ширине страницы) необходимо выполнять только стандартными способами, а не с помощью пробелов. Размер текста в рисунках и таблицах – 12 кегль

В тексте ссылка на источник делается путем указания (в квадратных скобках) порядкового номера цитируемой литературы и через запятую – цитируемых страниц. Уровень оригинальности текста – 50%

«отлично» (___балл) ставится, если обучающийся проявил инициативу, творческий подход, способность к выполнению сложных заданий, организационные способности. Отмечается способность к публичной коммуникации. Документация представлена в срок. Полностью оформлена в соответствии с требованиями

«удовлетворительно» (0,5 балла) – обучающийся выполнил большую часть возложенной на него работы. Допущены существенные отступления. Документация сдана со значительным опозданием (более недели). Отсутствуют отдельные фрагменты.

«неудовлетворительный (ниже порогового) уровень компетенции» (менее __баллов) – обучающийся не выполнил свои задачи или выполнил лишь отдельные несущественные поручения. Документация не сдана.

- 1) HClO_2 ; 2) H_3PO_4 ; 3) H_2SO_3 ; 4) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

6. При действии азотной кислоты на карбонат магния выделяется ...
1) угарный газ; 2) веселящий газ; 3) углекислый газ; 4) гремучий газ.
7. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется ...
принципом запрета Паули;
правилом Хунда;
принципом наименьшей энергии;
всеми перечисленными выше признаками.
8. Химическая связь в PH_3 и CaCl_2 соответственно
ионная и ковалентная полярная;
ковалентная полярная и ионная;
ковалентная полярная и металлическая;
ковалентная неполярная и ионная.
9. Большинство неметаллов относится к электронному семейству:
s – элементов;
p – элементов;
d – элементов;
f – элементов.
10. Раздел химии, изучающий скорость и механизм химических реакций, называется ...
химическая термодинамика;
термохимия;
химическая кинетика;
калориметрия.

Примеры вариантов заданий на рейтинговые мероприятия

I рейтинговая точка

1

вариант

1. Сформулировать основные газовые законы.
2. Масса 10^{-3} м^3 азота (н.у.) равна $1,25 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите плотность азота по водороду и воздуху.
3. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если в его хлориде массовая доля хлора 79,78%, молярная масса эквивалента хлора 35,45 г/моль.
4. Сколько свободных d-орбиталей содержится в атомах Sc, Ti, V? Напишите электронные формулы атомов этих элементов.

2 вариант

1. Принцип Паули. Правило Хунда. Правила Клечковского.
2. Масса $87 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ пара при 62°C и давлений $1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}$ равна $0,24 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу вещества и масса одной молекулы вещества.
3. Вычислите молярную массу эквивалента KHSO_4 в следующих реакциях: $\text{KHSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 + \text{KCl} + \text{HCl}$; $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $p = 3$; $l = 0$; $m_l = 0$. Атомы каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов.

3 вариант

1. Дайте определение четырем квантовым числам, которые используются для характеристики энергетического состояния электрона в атоме.
2. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если при соединении $7,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ Me с хлором было получено $28,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ соли. Молярная масса эквивалента хлора равна 35,45 г/моль.

3. Какую энергию (эВ) надо сообщить невозбужденному атому водорода, чтобы он мог испускать излучение с длиной волны $\lambda = 1500 \cdot 10^{-10} \text{ м}$?

4. Написать электронную формулу атома кальция и титана. К какому семейству элементов они относятся?

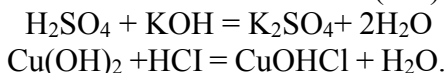
4 вариант

1 Волновые и корпускулярные свойства микрочастиц. Уравнение де Бройля.

2. Вычислите в электрон-вольтах энергию возбуждения электрона в атоме кальция, если пары его поглощают фотоны с длиной волны $6573 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.

4. Атомам каких элементов и каким состояниям этих элементов отвечают следующие электронные формулы: $1s^2 2s^2$, $1s^2 2s^2 2p^1$, $1s^2 2s^2 2p^3$ и $1s^2 2s^1 2p^2$?

5. Определите молярные массы эквивалентов H_2SO_4 и $\text{Si}(\text{OH})_2$ в следующих реакциях:



5 вариант

1 Основные характеристики химической связи.

2. Определите молярную массу двухвалентного металла, если $14,2 \cdot 10^3 \text{ кг}$ оксида этого металла образуют $30,2 \cdot 10^3 \text{ кг}$ сульфата металла.

3. Вычислите длину связи C-C1 в CCl_4 по следующим данным: длины связей C-C и C1-C1 равны соответственно $1,54 \cdot 10^{-10}$ и $1,99 \cdot 10^{-10} \text{ м}$.

4. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^3$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m , m_s , определите каждый из электронов в параллельном состоянии. Номер электрона ... 1 2 3 4 5 6 7

n ... ,

l ...

m_l ...

m_s ...

6 вариант

1. Ковалентная и ионная связь.

2. Рассчитайте длину волны де Бройля для молекул гелия и фтора, движущихся со скоростью 500 м/с .

3. Определите по правилу Ключевского последовательность заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $n+1$ соответственно равны 6, 7 и 8.

4. Какая из связей: H - N, H - S, H - Te, H - Li – наиболее полярная? В каком из атомов смещено электронное облако в каждом из приведенных примеров? 5. $4,086 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ металла вытесняют из кислоты 1,4л водорода, измеренного при н.у. Эта же масса металла вытесняет $12,95 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ свинца из растворов его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.

II рейтинговая точка

1 вариант

1. Общее понятие о растворах. Растворимость. Правило Семенченко.

2. При синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равновесие установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $C_{\text{N}_2} = 2,5$; $C_{\text{H}_2} = 1,6$; $C_{\text{NH}_3} = 3,4$. Вычислите константу равновесия этой реакции и исходные концентрации N_2 и H_2 .

3. В состоянии равновесия системы: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ реакционная смесь имела объемный состав: 22% CO_2 , 41% H_2 , 17% CO и 20% H_2O . Вычислите K_p и K_c для этой реакции при 1900K.

4. В какой массе воды следует растворить 30г бромида калия для получения раствора, в которой массовая доля KBr равна 6%?

2 вариант

1. Разбавленные растворы неэлектролитов. Давление пара. (1 закон Рауля).

2. Вычислите молярную концентрацию K_2SO_4 , в 0,02л которого содержится 2,74 растворенного вещества.

3. Напишите выражения констант равновесия следующих обратимых реакций: 1) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \leftrightarrow 3\text{Fe}_{(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$; 2) $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$; 3) $\text{C} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}$

4. При некоторой температуре константа равновесия реакции $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{HBr}$ равна 1. Определите состав равновесной реакционной смеси, если для реакции были взяты 1 моль H_2 и 2 моль Br_2 .

3 вариант

1. Свойства растворов неэлектролитов. Температура замерзания и кипения неэлектролитов. Второй закон Рауля.

2. 0,6 л раствора гидроксида калия содержит 16,8 г КОН. Чему равна молярная концентрация этого раствора.

3. При состоянии равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ концентрации участвующих веществ были (моль/л): $\text{C N}_2 = 0,3$; $\text{C H}_2 = 0,9$; $\text{C NH}_3 = 0,4$. Рассчитайте, как изменяется скорость прямой и обратной реакций, если давление увеличить в 5 раз. В каком направлении сместится равновесие?

4. Вычислите, во сколько раз возрастает скорость реакции при увеличении температуры с 20° до 80°C , если температурный коэффициент этой реакции равен 2.

4 вариант

1. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции.

2. В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления для следующих реакций: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$; $\Delta H_{928}^0 = -296,6 \text{ кДж}$.

3. Объемный состав реакции $2\text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO} + \text{O}_2$ был следующим $\varphi(\text{CO}_2) = 88,72\%$; $\varphi(\text{CO}) = 7,52\%$; $\varphi(\text{O}_2) = 3,76\%$. Найдите K_p и K_c для этой реакции, если общее давление в системе при данной температуре (2273K) равна $1,0133 \cdot 10^5 \text{ Па}$.

4. Вычислите растворимость BaCl_2 в воде при 0°C , если при этой температуре в 15,1 г раствора содержится 5,1 г BaCl_2 .

5 вариант

1. Физическая и химическая теории образования растворов. Способы выражения концентрации растворов.

2. Скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ описывается уравнением $v = k c^2(\text{NO}) c(\text{O}_2)$. Во сколько раз возрастет скорость взаимодействия оксида азота (II) с кислородом при увеличении давления в смеси исходных газов в 2 раза.

3. Какие объёмы воды и раствора гидроксида натрия $\omega(\text{NaOH}) = 20\%$, $\rho = 1,225 \text{ г/см}^3$ надо для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей гидроксида натрия, равной 5%?

4. Напишите выражение закона действия масс для реакций, идущих по схемам: 1) $\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2 \text{ A B}_{(\text{г})}$; 2) $\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{(\text{т})} = \text{BA}_2_{(\text{г})}$; 3) $2\text{A}_{2(\text{г})} + \text{B}_{2(\text{г})} = 2\text{A}_2\text{B}_{(\text{г})}$.

6 вариант

1. Скорость химической реакции. От каких факторов зависит скорость химической реакции?

2. Скорость реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ при концентрации А 0,2 моль/л и В 0,4 моль/л равна 0,08 моль/(л мин). Определите константу скорости взаимодействия А и В и укажите её размерность.

3. Равновесие в системе $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ при некоторой температуре установилось при концентрациях $[\text{NO}_2] = 0,06 \text{ моль/л}$; $[\text{NO}] = 0,24 \text{ моль/л}$; $[\text{O}_2] = 0,12 \text{ моль/л}$. Определите константу равновесия и рассчитайте исходную концентрацию NO_2 .

4. Определите молярную концентрацию раствора хлорида магния, если известно, что в растворе объемом 250 мл содержится 4,75 г MgCl_2 .

III

1

рейтинговая точка

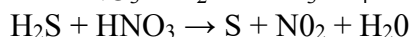
вариант

1. Основные характеристики термодинамической системы.

2. Определите $\Delta H_{298}^0 \text{ Fe}_2\text{O}_3$, если при реакции на каждые 80 г Fe_2O_3 поглощается 426,5 кДж теплоты.

3. Как изменяются основные свойства оксидов в ряду: $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{Rb}_2\text{O} \rightarrow \text{Cs}_2\text{O}$? Ответ дайте, рассчитав ΔG^0_{198} системы $\text{Me}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MeOH}$.

4. Составьте электронно-ионные схемы и закончите уравнение следующих окислительно-восстановительных реакций:



5. Можно ли в качестве окислителя в кислой среде использовать $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в следующих процессах при стандартных условиях:



б) $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$; $\varphi^\circ = 1,36\text{В}$; г) $2\text{I}^- - 2\text{e}^- = \text{I}_2$; $\varphi^\circ = 0,54\text{В}$. стандартный окислительно-восстановительный потенциал φ° системы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ равен 1,33В.

2 вариант

1. Термохимия и его законы.

2. Какое количество теплоты выделится при сгорании 22,4л метана (н.у.) по реакции, если $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$; $\Delta H^0_{\text{fCH}_4(\text{г})} = -74,85 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^0_{\text{fCO}_2(\text{г})} = +393,5 \text{ кДж/моль}$; $\Delta H^0_{\text{fH}_2\text{O}(\text{г})} = 241,84 \text{ кДж/моль}$.

3. В каком направлении ниже приведенная реакция будет протекать самонаправлено: $\text{SO}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_3(\text{г})$ Ответ обосновать, рассчитать.

4. Какой из окислителей MnO_2 , PbO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — является наиболее эффективным по отношению к HCl при получении Cl_2 ?

5. Определите электродный потенциал цинка, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,001 моль/л.

3 вариант

1. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Гальванические элементы.

2. В раствор нитрата серебра опущена медная пластинка массой 28г. По окончании реакции пластинка была вынута из раствора, обмыта, высушена и взвешена. Масса AgNO_3 была в р-ре?

3. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк отрицательный электрод, в другом — положительный.

4. Определите изменение энтропии в стандартных условиях для следующей химической реакции: $2\text{C}(\text{графит}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$

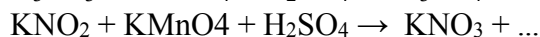
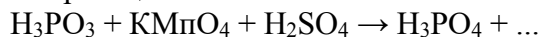
$$S^0_{298\text{C}(\text{г})} = 5,74 \text{ Дж/(моль·К)}; S^0_{298\text{H}_2(\text{г})} = 130,6; S^0_{298\text{C}_2\text{H}_6(\text{г})} = 229,5 \text{ Дж/(моль·К)}$$

5. На основании значений ΔH^0_{298} и S^0_{298} реагирующих веществ вычислите ΔG^0 для процесса: $\text{SO}_2(\text{г}) + 1/2\text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_3(\text{г})$

Укажите, в каком направлении эта реакция будет протекать, приближаясь к равновесию: $\Delta H^0_{298\text{SO}_2(\text{г})} = -296,9 \text{ кДж/моль}$; $S^0_{298\text{SO}_2(\text{г})} = 284,1 \text{ Дж/(моль·К)}$ $\Delta H^0_{298\text{SO}_3(\text{г})} = -365,2$; $S^0_{298\text{SO}_3(\text{г})} = 256,23 \text{ Дж/(моль·К)}$; $S^0_{298\text{O}_2(\text{г})} = 205,03 \text{ Дж/(моль·К)}$.

4 вариант

1. Анодные и катодные процессы при электролизе явление перенапряжения. 2. Закончите уравнения реакций окисления - восстановления с участием KMnO_4 :



3. Исходя из величин ΔG^0_{298} соединений, участвующих в реакции, определите, возможна ли реакция $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{SO}_3(\text{г}) = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})$

$$\Delta G^0_{\text{fAl}_2\text{O}_3(\text{к})} = -1576,4 \text{ кДж/моль}; \Delta G^0_{\text{fSO}_3(\text{г})} = -370,37; \Delta G^0_{\text{fAl}_2(\text{SO}_4)_3(\text{к})} = -3091,9$$

4. Какую массу алюминия можно получить при электролизе расплава Al_2O_3 если в 1 г пропускать ток силой 20000А при выходе по току 85%?

5. Определите электродный потенциал железа, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} 0.001 моль/л. $\varphi^\circ_{\text{FeO/Fe}^{2+}}$ равен $-0,44\text{В}$.

5 вариант

1. Электродные потенциалы. Уравнение Нернста.

2. Составьте электронно-ионные схемы и закончите уравнение следующих окислительно-восстановительных реакций:



3. Исходя из значений стандартных электронных потенциалов и ΔG°_{298}

укажите, можно ли в гальваническом элементе осуществить следующую реакцию, $\text{Fe} + \text{Cd}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cd}$?

4. Рассчитайте ΔS°_{298} реакции разложения бертолетовой соли, если $\Delta S^\circ_{298} \text{KClO}_3 = 142,97$ Дж/(моль·К); $S^\circ_{298} \text{KCl} = 82,68$ Дж/(моль·К); $S^\circ_{298} \text{O}_2 = 205,03$ Дж/(моль·К).

5. Определите силу тока, необходимую для процесса электролиза расплава хлорида магния в течении 10ч при выходе по току 85%, чтобы получить 0,5кг металлического магния?

Критерии формирования оценок по тестовым заданиям:

(___ балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы. Выполнено 100 % предложенных тестовых вопросов;

(___ балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы – 80 –99 % от общего объема заданных тестовых вопросов;

(___ балла) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы – 60 –79% от общего объема заданных тестовых вопросов;

(___ балл) – получают обучающиеся с правильным количеством ответов на тестовые вопросы – менее 40-59 % от общего объема заданных тестовых вопросов.

5.2. Оценочные материалы для промежуточной аттестации. Целью промежуточных аттестаций по дисциплине является оценка качества освоения дисциплины обучающимися.

Промежуточная аттестация предназначена для объективного подтверждения и оценивания достигнутых результатов обучения после завершения изучения дисциплины. Осуществляется в конце семестра и представляет собой итоговую оценку знаний по дисциплине «УРФА» в виде проведения экзамена.

Промежуточная аттестация может проводиться в устной, письменной форме, и в форме тестирования. На промежуточную аттестацию отводится до 30 баллов.

5.2.1. Экзаменационные вопросы

1. Предмет химии. Основные понятия химии: атом, молекула, элемент, вещество, моль, молярная масса вещества, эквивалент, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.
2. Понятие вещества и состава вещества. Классификация веществ. Закон постоянства состава и закон Авогадро. Газовые законы. Уравнение Менделеева–Клапейрона.
3. Представления о строении атомов: модель Резерфорда и модель Бора. Корпускулярно-волновая природа электрона.
4. Квантовые числа электронов в атоме. Атомные электронные орбитали. Представление об электронном облаке.
5. Электронные и электронно-графические формулы атомов. Представление об энергетическом уровне и подуровне. Принцип Паули. Принцип наименьшей энергии. Правила Клечковского. Правило Хунда.
6. Периодическая система Д.И. Менделеева, периодический закон. Характер изменения радиуса атомов, энергии ионизации, сродства к электрону, относительной электроотрицательности и химических свойств элементов по группам и периодам периодической системы.
7. Виды химической связи. Ионная и ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность и поляризуемость. Полярность связи и дипольный момент как мера полярности.
8. Основные положения метода валентных связей. Спин-валентный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
9. Представление о гибридизации атомных орбиталей. Типы гибридизации и пространственное строение многоатомных молекул.
10. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных молекул, образованных атомами первого и второго периодов периодической системы.

11. Порядок связи. Магнитные свойства молекул в рамках метода МО. Энергетические диаграммы двухатомных молекул, образованных атомами второго периода периодической системы.
12. Понятие о металлической связи. Ионная, атомная и молекулярная кристаллические решетки.
13. Основные классы неорганических соединений: определения, номенклатура и взаимосвязь. Понятие степени окисления и составление формул оксидов, гидроксидов и солей.
14. Оксиды: классификация, номенклатура, способы получения и свойства. Кислотные и основные свойства. Амфотерность.
15. Кисотно-основный характер оксидов. Установление характера оксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе и от степени окисления элемента.
16. Гидроксиды: кислоты и основания. Классификация, номенклатура, способы получения и свойства.
17. Соли: классификация, номенклатура, способы получения и свойства.
18. Понятие о внутренней энергии и энтальпии. Энергетические эффекты химических реакций. Закон Гесса. Стандартные теплоты образования химических соединений. Термохимические расчеты.
19. Понятие об энтропии, энергии Гиббса. Термодинамическая возможность протекания реакций.
20. Скорость химических реакций. Закон действия масс. Константа скорости. Факторы, влияющие на скорость реакции.
21. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило ВантГоффа. Энергия активации. Гомогенный и гетерогенный катализ. Понятие о цепных реакциях.
22. Химическое равновесие. Константа химического равновесия и энергия Гиббса, их взаимосвязь. Направление протекания химических реакций.
23. Принцип Ле Шателье. Влияние концентрации реагирующих веществ, температуры и давления на положение химического равновесия.
24. Общая характеристика растворов. Отличия растворов от механических смесей. Физические и химические процессы при растворении.
25. Способы выражения состава растворов: определения, единицы измерения.
26. Растворы неэлектролитов. Осмос. Законы идеальных растворов: ВантГоффа, Рауля.
27. Электролитическая диссоциация. Электролиты. Понятие о сильных и слабых электролитах. Степень диссоциации и ее зависимость от концентрации электролита. Константа диссоциации.
28. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Расчет pH водных растворов кислот и оснований.
29. Определение pH растворов. Важнейшие индикаторы. Представление о буферных растворах.
30. Гетерогенное равновесие в насыщенном растворе малорастворимого электролита. Произведение растворимости. Факторы, влияющие на растворимость малорастворимых электролитов.
31. Гидролиз солей. Реакция среды в растворах различных солей. Запись уравнений гидролиза.
32. Совместный гидролиз двух солей. Влияние присутствия кислот, оснований и других солей на равновесие гидролиза.
33. Константа гидролиза. Степень гидролиза и ее зависимость от природы, концентрации соли и от температуры. Расчет pH гидролиза.
34. Типы химических реакций. Реакции обмена в растворах электролитов.
35. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие окислителя и восстановителя, процессов окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители.
36. Типы окислительно-восстановительных реакций: определения и примеры.
37. Окислительно-восстановительная двойственность: понятие и примеры.
38. Методы расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.
39. Концентрированная серная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами и неметаллами.
40. Концентрированная азотная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами и неметаллами.
41. Разбавленная азотная кислота как окислитель. Взаимодействие с металлами.

42. Перманганат калия как окислитель. Продукты восстановления в зависимости от кислотности среды.
43. Важнейшие восстановители: сульфит, нитрит, иодид, сульфид, металлы, водород – продукты окисления и примеры реакций.
44. Стандартные электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста для металлических электродов в растворе соли металла.
45. Гальванические элементы. Схема гальванического элемента. Уравнения электродных процессов. ЭДС гальванического элемента.
46. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций и стандартные электродные потенциалы окислительно-восстановительных систем. Расчет энергии Гиббса и константы равновесия.
47. Электролиз растворов электролитов. Последовательность разряда ионов и молекул воды. Составление схемы электролиза.
48. Электролиз расплавов электролитов. Получение щелочных, щелочно-земельных металлов и алюминия в промышленности.
49. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Методы защиты от коррозии.
50. Комплексные соединения. Строение комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, внешняя и внутренняя сферы.
51. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона и по природе лиганда. Номенклатура комплексных соединений.
52. Электролитическая диссоциация комплексных соединений. Константа устойчивости. Константа нестойкости. Устойчивость комплексных соединений.
53. Элементы I А группы: общая характеристика, способы получения, свойства, важнейшие соединения.
54. Элементы II А группы: общая характеристика, способы получения, свойства, важнейшие соединения.
55. Элементы VII А группы: общая характеристика, важнейшие соединения. Способы получения, свойства и применение важнейших соединений.
56. Общая характеристика р-элементов VI группы: Кислород, озон, пероксид водорода: способы получения, свойства и применение.
57. Сера, селен, теллур, нахождение в природе, получение и свойства важнейших соединений.
58. Общая характеристика р-элементов V группы. Аммиак, получение, строение и свойства. Соли аммония. Оксиды азота, получение, строение и свойства.
59. Азотная и азотистая кислоты, получение, строение, свойства. Нитраты, их термическая устойчивость, окислительная активность. Азотные удобрения.
60. Способы получения, свойства и применение фосфора и его соединений. Фосфорные удобрения.

Критерии формирования оценок по промежуточной аттестации:

«отлично» (___ баллов) – получают обучающиеся, которые свободно ориентируются в материале и отвечают без затруднений. Обучающийся способен к выполнению сложных заданий, постановке целей и выборе путей их реализации. Работа выполнена полностью без ошибок, решено 100% задач;

«хорошо» (___ балла) – получают обучающиеся, которые относительно полно ориентируются в материале, отвечают без затруднений, допускают незначительное количество ошибок. Обучающийся способен к выполнению сложных заданий. Работа выполнена полностью, но имеются не более одной негрубой ошибки и одного недочета, не более трех недочетов. Допускаются незначительные неточности при решении задач, решено 70% задач;

«удовлетворительно» (___ баллов) – получают обучающиеся, у которых недостаточно высок уровень владения материалом. В процессе ответа на экзамене допускаются ошибки и затруднения при изложении материала. Обучающийся правильно выполнил не менее 2/3 всей работы или допустил не более одной грубой ошибки и двух недочетов, не более одной грубой и одной негрубой ошибки, не более трех негрубых ошибок, одной негрубой. Обучающийся

затрудняется с правильной оценкой предложенной задачи, дает неполный ответ, решено 55% задач;

«неудовлетворительно» (___ баллов) – получают обучающиеся, которые допускают значительные ошибки. Обучающийся имеет лишь начальную степень ориентации в материале. В работе число ошибок и недочетов превысило норму для оценки 3 или правильно выполнено менее 2/3 всей работы. Обучающийся дает неверную оценку ситуации, решено менее 50% задач.

6. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Максимальная сумма (100 баллов), набираемая студентом по дисциплине включает две составляющие:

– *первая составляющая* – оценка регулярности, своевременности и качества выполнения студентом учебной работы по изучению дисциплины в течение периода изучения дисциплины (семестра, или нескольких семестров) (сумма – не более 70 баллов). Баллы, характеризующие успеваемость студента по дисциплине, набираются им в течение всего периода обучения за изучение отдельных тем и выполнение отдельных видов работ.

– *вторая составляющая* – оценка знаний студента по результатам промежуточной аттестации (не более 30 –баллов).

Целью промежуточных аттестаций по дисциплине является оценка качества освоения дисциплины обучающимися.

– Критерии оценки качества освоения дисциплины (Приложение)

- **Оценка «отлично» – от 91 до 100 баллов** – теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы. Все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено числом баллов, близким к максимальному. На экзамене студент демонстрирует глубокие знания предусмотренного программой материала, умеет четко, лаконично и логически последовательно отвечать на поставленные вопросы.
- **Оценка «хорошо» – от 81 до 90 баллов** – теоретическое содержание курса освоено, необходимые практические навыки работы сформированы, выполненные учебные задания содержат незначительные ошибки. На экзамене студент демонстрирует твердое знание основного (программного) материала, умеет четко, грамотно, без существенных неточностей отвечать на поставленные вопросы.
- **Оценка «удовлетворительно» – от 61 до 80 баллов** – теоретическое содержание курса освоено не полностью, необходимые практические навыки работы сформированы частично, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки. На экзамене студент демонстрирует знание только основного материала, ответы содержат неточности, слабо аргументированы, нарушена последовательность изложения материала
- **Оценка «неудовлетворительно» – от 36 до 60 баллов** – теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки, дополнительная самостоятельная работа над материалом курса не приведет к существенному повышению качества выполнения учебных заданий. На экзамене студент демонстрирует незнание значительной части программного материала, существенные ошибки в ответах на вопросы, неумение ориентироваться в материале, незнание основных понятий дисциплины.

Типовые задания, обеспечивающие формирование компетенций ПК-16 и ПК-18 представлены в таблице 7

Таблица 7. Результаты освоения учебной дисциплины, подлежащие проверке

Результаты обучения (компетенции)	Основные показатели оценки результатов обучения	Вид оценочного материала, обеспечивающие формирование компетенций
<p>ПК-16 – готовностью планировать и проводить физические и химические эксперименты, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования;</p> <p>ПК-18 – готовностью использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности</p>	<p>Знать:</p> <ul style="list-style-type: none"> – основные типовые инструментальные средства для принятия решения по управлению рисками финансовых активов; основы разработки управленческих решений; сущность, функции управления и основные их виды; – основные типовые инструментальные средства для принятия решения по управлению рисками финансовых активов; основы разработки управленческих решений; сущность, функции управления и основные их виды; основные показатели эффективности организации и содержание эффективности управления; 	<p>Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 (№№1-5,8-13 и т.д.)</p> <p>типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.); (№№1-5,8-13 и т.д.)</p> <p>примерные темы эссе (раздел 5.1.5); (№№1,5,7)</p> <p>типовые оценочные материалы к экзамену (раздел 5.2.)</p>
	<p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> – анализировать и использовать различные источники информации для проведения анализа финансовых активов; использовать различные теории, модели и методы при решении управленческих задач; – анализировать и использовать различные источники информации для проведения анализа финансовых активов; использовать различные теории, модели и методы при решении управленческих задач; обобщать и анализировать информацию об организации, полученную из разных источников, для разработки управленческих решений с учетом критериев социально-экономической эффективности, рисков и возможных социально- 	<p>Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 (№№ 3-6 ,10-16и т.д.)</p> <p>Оценочные материалы для самостоятельной работы (типовые задачи раздел 5.1.2.);</p> <p>типовые тестовые задания (раздел 5.2.2.)</p> <p>примерные темы эссе (раздел 5.1.5); (№№2,3,6)</p> <p>примерные темы рефератов (раздел 5.1.3.); (№№1,5,7)</p> <p>примерные темы докладов (раздел); (№№1,5,7)</p>

	экономических последствий	
	Владеть: — знаниями о системном и ситуационном подходах и возможностях их использования в практике управления; — знаниями о системном и ситуационном подходах и возможностях их использования в практике управления; методами реализации основных управленческих функций; различными способами решения управленческих задач в условиях риска	Типовые оценочные материалы для устного опроса (раздел 5.1.1 (№№ 7-8, 13-17, 20-25 и т.д.) примерные темы рефераты (раздел 5.1.3).; (№№ 4,8,10) примерные темы эссе (раздел 5.1.5); (№№ 1,5,7) Можно указать ссылку на методические рекомендации (при наличии) и указать номера заданий)

Таким образом, выполнение типовых заданий, представленных в разделе 5 «Оценочные материалы для текущего и рубежного контроля успеваемости и промежуточной аттестации» позволит обеспечить:

- способность критически оценивать предлагаемые варианты управленческих решений и разрабатывать и обосновывать предложения по их совершенствованию с учетом критериев социально-экономической эффективности, рисков и возможных социально-экономических последствий и направлено на формирование ПК -11.

- способность анализировать и интерпретировать финансовую, бухгалтерскую и иную информацию, содержащуюся в отчетности предприятий различных форм собственности, организаций, ведомств и т.д. и использовать полученные сведения для принятия управленческих решений и направлено - ПК

7. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

7.1 Основная литература

1. Глинка Н. Л. Общая химия. - М.: Химия, 2012.
2. Кочкаров Ж.А. Неорганическая химия в уравнениях реакций. Учебное пособие «Допущено УМО по классическому университетскому образованию» для студентов. Изд-во «Принт-центр», Нальчик, 2012 г. 350с.
3. Хаханина Т.И. и др. Неорганическая химия: Учебное пособие. Т. И. Хаханина, В. И. Гребнькова, Н.Г. Никитина. - М.: Юрайт, 2010. -288с.
4. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: Учебник вузов. – М.: Высшая школа, 2004.

7.2. Дополнительная литература

1. Степин Б.Д., Цветков А.А. Неорганическая химия. –М.: Высш. шк.,1994. –607 с.
2. Новиков Г.И. Основы общей химии. –М.: Высш. шк., 1988. –431 с.
3. Новожинов В.А. Введение в неорганическую химию: В 2 ч. Барнаул.: Изд-во АГУ, 1998; 1999. – 742 с.
4. Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии.: Учебное пособие для студентов вузов М., Высшая школа, 2003, 367с.
5. Курс химии / Под ред. Н.В. Коровина, 2-е изд. - М.: Высшая школа, 1990.
6. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: ВШ, 2001. 743с.
7. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии Л.: Химия, 1985.
- Некрасов Б.В. Основы общей химии. М.: Химия, 1972-1973, Т. 1, 2 и 3
8. Спицын В.И., Мартыненко Л.И. Неорганическая химия. М.: Изд-во МГУ, 1991,1994. Ч.1, 2.
9. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. М.:Химия,1994. 588с
10. Общая и неорганическая химия: в 2 т./ Под ред. А.Ф. Воробьева. Том 1. Теоретические основы химии.- М.: ИКЦ «Академкнига», 2004.-371 с.
11. Хью Дж. Неорганическая химия: строение вещества и реакционные свойства веществ. М.: Химия, 1987. 696с.
12. Третьяков Ю.Д. , Мартыненко Л.И. , Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов М.: Химия, Книга 1, 2001. 472с, Книга 2, 2001. 583с.
- 13.. Общая и неорганическая химия в вопросах: Пособие для вузов / Р.А. Лидин, Л.Ю., Аликберова, - 2-е изд., перераб. и доп. – М.: Дрофа, 2004-304 с.

7.3. Интернет-ресурсы

– к современным профессиональным базам данных:

№п/п	Наименование электронного ресурса	Краткая характеристика	Адрес сайта	Условия доступа
1.	ЭБД РГБ	Электронные версии 885898 полных текстов диссертаций и авторефератов из фонда Российской государственной библиотеки	http://www.diss.rsl.ru	Авторизованный доступ из библиотеки (к. 112-113)
2.	«Web of Science» (WOS)	Авторитетная политематическая реферативно-библиографическая и наукометрическая база данных, в которой индексируются около 12,5 тыс. журналов	http://www.isiknowledge.com/	Доступ по IP-адресам КБГУ
3.	Sciverse Scopus издательства «Эльзевир. Наука и технологии»	Реферативная и аналитическая база данных, содержащая 21.000 рецензируемых журналов; 100.000 книг; 370 книжный серий (продолжающихся изданий); 6,8 млн. докладов из трудов конференций	http://www.scopus.com	Доступ по IP-адресам КБГУ
4.	Научная электронная библиотека (НЭБ РФФИ)	Электронная библиотека научных публикаций - полнотекстовые версии около 4000 иностранных и 3900 отечественных научных журналов, рефераты публикаций 20 тысяч журналов, а также описания 1,5 млн. зарубежных и российских диссертаций.	http://elibrary.ru	Полный доступ

		2800 российских журналов на безвозмездной основе		
5.	База данных Science Index (РИНЦ)	Национальная информационно-аналитическая система, аккумулирующая более 6 миллионов публикаций российских авторов, а также информацию об их цитировании из более 4500 российских журналов.	http://elibrary.ru	Авторизованный доступ. Позволяет дополнять и уточнять сведения о публикациях ученых КБГУ, имеющих в РИНЦ
6.	Национальная электронная библиотека РГБ	Объединенный электронный каталог фондов российских библиотек, содержащий 4 331 542 электронных документов образовательного и научного характера по различным отраслям знаний	https://нэб.рф	Доступ с электронного читального зала библиотеки КБГУ

– Кроме того обучающиеся могут воспользоваться профессиональными поисковыми системами:

- 1.Комплект опорных схем-конспектов по темам: электролитическая диссоциация; кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли как электролиты; реакции ионного обмена <http://dissociation.nm.ru/> .
- 2.Критерии протекания окислительно-восстановительных реакций: методическая разработка для преподавателей химии <http://som.fio.ru/item.aspx?id=10004859>
- 3.Анимации по химии <http://som.fio.ru/items.aspx?id=10001380>
- 4.Популярная библиотека химических элементов .История открытия, физические свойства элементов <http://www.n-t.org/ri/ps>
- 5.Обучающая энциклопедия: химия. Теоретические основы общей, неорганической и органической химии, тесты, справочные материалы. <http://www.informika.ru/text/database/chemy/START.html>.
- 6.Бесплатный курс химии .Электронный учебник по общей и неорганической химии: теоретические основы, большое количество задач с решениями, справочные материалы, домашние задания, рекомендации к экзаменам. <http://www.anriintern.com/chemistry/intro.shtml>.
- 7.Открытая химия. Учебное пособие по химии, содержащее базовый и дополнительный материал, иллюстрации, справочные таблицы, разбор решений типовых задач, задания для самостоятельной работы. <http://www.college.ru/chemistry/course/design/index.htm>.
- 8.Общая и неорганическая химия: часть 1 .Материалы по общей химии : основные понятия химии, строение атома, химическая связь. <http://lib.inorg.chem.msu.ru/tutorials/korenev/1.doc>.
- 9.Общая и неорганическая химия: часть 2 .Материалы по неорганической химии основные классы неорганических соединений, их свойства и способы получения. <http://lib.inorg.chem.msu.ru/tutorials/korenev/2.doc>.
- 10.Интересные опыты по химии .Методики проведения некоторых эффектных демонстрационных опытов. <http://kvaziplazmoid.narod.ru/praktika/>
- 11.Программное обеспечение по химии. Аннотированные ссылки на существующие программные ресурсы по химии. <http://chemicsoft.chat.ru/>

12. Химия халькогенов. Учебное пособие по неорганической химии.
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/spiridonov/welcome.html>.

13. Химический демонстрационный эксперимент: банк данных. Тематическая коллекция ссылок на оригинальные журнальные статьи и книги.
<http://www.urc.ac.ru:8002/Universities/CSPI/chem/Home.html>.

14. Неорганическая химия. Видеоопыты в Единой коллекции ЦОР <http://school-collection.edu.ru/collection/chemistry/>.

15. Основы химии: электронный учебник <http://www.hemi.nsu.ru>.

16. Электронная библиотека учебных материалов по химии на портале Chemnet.
<http://www.chem.msu.su/ras/elibrary/>.

17. WebElements: онлайн-справочник химических элементов <http://webelements.narod.ru>.

19. Классификация химических реакций. <http://classchem.narod.ru>.

20. Курс химии на сервере бесплатного дистанционного образования
<http://www.anriintern.com/chemistry/>.

21. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. <http://mendeleev.jino-net.ru>.

22. Популярная библиотека химических элементов <http://n-t.ru/ri/ps/>.

23. <http://www.xumuk.ru>, http://www.nanometer.ru/2011/09/17/obshaa_i_neorganicheskaa_himia_261874.html.

Справочная правовая система «Гарант». URL: <http://www.garant.ru>.

Справочная правовая система «КонсультантПлюс». URL: <http://www.consultant.ru>
профессиональные поисковые системы

Полнотекстовая база данных ScienceDirect: URL: <http://www.sciencedirect.com>.

Виртуальные приборы (virtual instruments) - компьютерные программы, исполняющие, с помощью компьютера и относительно несложного оборудования (аналоги-цифровых и цифроаналоговых преобразователей, датчиков и исполнительных устройств), функции различных приборов. Виртуальные приборы используют как для замены обычных приборов, так и для реализации уникальных измерений, для которых нет обычных приборов.

Виртуальные приборы в физико-химическом эксперименте можно найти на сайте:
<http://pdeis.at.tut.by/>

При изучении дисциплины «Управление рисками финансовых активов» обучающиеся обеспечены доступом (удаленный доступ) к ресурсам:

– ***общие информационные, справочные и поисковые:***

Справочная правовая система «Гарант». URL: <http://www.garant.ru>.

Справочная правовая система «КонсультантПлюс». URL: <http://www.consultant.ru>

– ***Базы данных***

Для самостоятельной, индивидуальной работы, подготовки проектных и исследовательских работ по педагогической практике рекомендуется использовать электронно-библиотечную систему (ресурсы информационного центра ФГБОУ ВО КБГУ обеспечивающий доступ к ряду международных издательств и баз данных:

1. SciVerse Scopus(<http://www.scopus.com>)
2. ЭБС IPR BOOKS (<http://iprbookshop.ru/>)
3. ЭБС «Консультант студента» (<http://www.studentlibrary.ru>)
4. Web of Science (WOS) (<http://webofknowledge.com>).

7.4. Методические указания по проведению различных учебных занятий, к курсовому проектированию и другим видам самостоятельной работы

Методические указания к практическим занятиям

Практические занятия представляют собой особую форму организации учебного процесса, в ходе которого студент должен приобрести умения получать новые учебные знания, их систематизировать; оперировать базовыми понятиями и теоретическими конструкциями учебной дисциплины; решать познавательные задачи; логично выстраивать устные и письменные тексты.

Целью практических занятий является приобретение студентами новых знаний, умений и навыков, необходимых для профессиональной деятельности, развитие у них гуманитарного мышления и интеллектуальных способностей как средства индивидуального освоения учебной дисциплины. Все это требует тщательной подготовки к практическим занятиям. При подготовке к практическим занятиям следует использовать всю рекомендованную литературу, размещенную на бумажных и электронных носителях. Вначале обучающимся необходимо ознакомиться с планом практического занятия, затем прочитать тексты рекомендованной литературы и найти информацию, необходимую для письменного ответа на поставленные вопросы.

Особое место в структуре практического (семинарского) занятия имеют учебные доклады или рефераты, которые позволяют студентам продемонстрировать знания и умения, связанные с творческой самостоятельностью, и в первую очередь, умения читать и понимать учебные и научные тексты, систематизировать и концептуализировать, содержащиеся в них знания в соответствии с определенным алгоритмом. Готовясь к докладу, надо прочитать рекомендованную литературу и составить планы прочитанных текстов, что позволит составить план доклада. На основе доклада пишутся рефераты. Обязательным условием подготовки рефератов является использование дополнительной литературы.

Методические указания к самостоятельной работе.

Самостоятельная работа студентов, предусмотренная учебным планом в объеме 57 часов от общего количества часов, должна соответствовать более глубокому усвоению изучаемого курса, формировать навыки исследовательской работы и ориентировать студентов на умение применять теоретические знания на практике. Задания для самостоятельной работы составляются по разделам и темам, по которым не предусмотрены аудиторские занятия, либо требуется дополнительно проработать и проанализировать рассматриваемый преподавателем материал в объеме запланированных часов.

Организация самостоятельной работы студентов осуществляется по трем направлениям:

- определение цели, программы, плана задания или работы;
- со стороны преподавателя студенту оказывается помощь в технике изучения материала, подборе литературы для ознакомления и написания курсовой работы, реферата;
- контроль усвоения знаний, приобретения навыков по дисциплине, оценка выполненной контрольной и курсовой работы.

Формы самостоятельной работы студентов - это письменные работы, изучение литературы и практическая деятельность.

Самостоятельное изучение литературы можно подразделить на отдельные виды самостоятельной работы:

- изучение базовой литературы - учебников и монографий;
- изучение дополнительной литературы;
- периодических изданий,
- специализированных книг, практикумов;
- конспектирование изученных источников.

Самостоятельная работа является одним из видов учебной деятельности обучающихся, способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня.

Самостоятельная работа проводится с целью:

- систематизации и закрепления полученных теоретических знаний и практических умений обучающихся;
- углубления и расширения теоретических знаний;
- формирования умений использовать специальную литературу;
- развития познавательных способностей и активности обучающихся: творческой инициативы, ответственности и организованности;
- формирования самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации;
- развития исследовательских умений.

Аудиторная самостоятельная работа по учебной дисциплине на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию. Внеаудиторная самостоятельная работа выполняется по заданию преподавателя без его непосредственного участия.

Виды заданий для внеаудиторной самостоятельной работы, их содержание и характер могут иметь вариативный и дифференцированный характер, учитывать специфику изучаемой учебной дисциплины, индивидуальные особенности обучающегося.

Контроль самостоятельной работы и оценка ее результатов организуется как единство двух форм:

- самоконтроль и самооценка обучающегося;
- контроль и оценка со стороны преподавателя.

Организуя самостоятельную работу, необходимо постоянно обучать студентов методам такой работы. Пакет заданий для самостоятельной работы следует выдавать в начале семестра, определив предельные сроки их выполнения и сдачи. Задания для самостоятельной работы желательно составлять из обязательной и факультативной частей.

Организация и осуществление контроля знаний студентов по разделу «Самостоятельная работа» проводится во внеурочной форме по системе опроса, бесед, организации и проведении контрольных работ и коллоквиумов, а также дополнительному изучению содержания периодических изданий по проблемам изучения данной дисциплины.

Методические указания к лабораторным занятиям

1. Хасанов В.В., Жилова С.Б., Виндижева М.К., Черкесов З.А. Химия (лабораторный практикум, часть I). Изд. КБГУ, Нальчик, 2011, 98 с.
2. Кочкаров Ж.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Изд. КБГУ, Нальчик, 2010 г, 124с
3. Тхашоков Н.И., Кяров А.А., Черкесов Б.Х., Виндижева М.К. Общая и неорганическая химия (задания и методические рекомендации). Изд. КБГУ, Нальчик, 2009, 46 с.
4. Кяров А.А., Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум по общей химии. Изд. КБГУ, Нальчик, 2008 г. 70с.
5. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Часть 1. Общий курс химии. Нальчик, 2003г. 33с.
6. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Часть 2. Неорган. химия. Нальчик, 2003г, 36с.
7. Кочкаров Ж.А. Лабораторный практикум. Общая химия . Нальчик, 2002г. 50с.

Методические указания к практическим занятиям

1. Кочкаров Ж.А., Черкесов Б.Х. Р-элементы VIA-группы Периодической системы Д.И.Менделеев, КБГУ, Нальчик, 2005 г, 46с.
2. Кочкаров Ж.А., Черкесов Б.Х. Р-элементы VIIA-группы Периодической системы Д.И.Менделеева КБГУ, Нальчик, 2006 г, 35с.
3. Кочкаров Ж.А. Реакции ионного обмена в водных растворах. Нальчик, КБГУ, 2005, 60с.
4. Кочкаров Ж.А. Реакции кислот и оснований в неорганической химии с позиции теории Бренстеда –Лоури. КБГУ, Нальчик, 2006, .50с.
5. Кочкаров Ж.А. Электролиз растворов и расплавов солей и окислительно-восстановительные реакции. КБГУ, Нальчик, 2010 г. 46с.
6. Кяров А.А., Кочкаров Ж.А. Общая и неорганическая химия. Мет. указания. Изд. КБГУ, Нальчик, 2011 г. 55с.
7. Темботов Б.К. и др. Неорганическая химия: задания для самостоятельной работы (часть I). Нальчик: КБГУ, 2008. – 42 с
8. Темботов Б.К. и др. Неорганическая химия (задания для самостоятельной работы, часть II) КБГУ, Нальчик, 2009, 45 с.

8. Материально-техническое обеспечение дисциплины.

1.1. Требования к материально-техническому обеспечению

Для реализации рабочей программы дисциплины имеются специальные помещения для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, а также помещения для самостоятельной работы и помещения для хранения и профилактического обслуживания оборудования. Специальные помещения укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления информации большой аудитории.

Для проведения занятий лекционного типа имеются демонстрационное оборудование и учебно-наглядные пособия.

Лекционные занятия:

- Аудитории, оснащенные мультимедийной аппаратурой (проектор, экран, колонки, компьютер/ноутбук).
- Лекционные аудитории (доска, мел, указка)

При проведении занятий лекционного/ семинарского типа занятий используются:

лицензионное программное обеспечение:

- Продукты Microsoft (Desktop Education ALNG LicSaPk OLVS Academic Edition Enterprise) подписка (Open Value Subscription);

Антивирусное программное обеспечение Kaspersky Endpoint Security Стандартный Russian Edition;

свободно распространяемые программы:

- Academic MarthCAD License - математическое программное обеспечение, которое позволяет выполнять, анализировать важнейшие инженерные расчеты и обмениваться ими;
- WinZip для Windows - программ для сжатия и распаковки файлов;
- Adobe Reader для Windows – программа для чтения PDF файлов;
- Far Manager - консольный файловый менеджер для операционных систем семейства Microsoft Windows.

При осуществлении образовательного процесса студентами и преподавателем используются следующие информационно справочные системы: ЭБС «АйПиЭрбукс», ЭБС «Консультант студента», СПС «Консультант плюс», СПС «Гарант».

8.2 Особенности реализации дисциплины для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья

Для студентов с ограниченными возможностями здоровья созданы специальные условия для получения образования. В целях доступности получения высшего образования по образовательным программам инвалидами и лицами с ограниченными возможностями здоровья университетом обеспечивается:

1. Альтернативная версия официального сайта в сети «Интернет» для слабовидящих;
2. Для инвалидов с нарушениями зрения (слабовидящие, слепые)

- присутствие ассистента, оказывающего обучающемуся необходимую помощь, дублирование вслух справочной информации о расписании учебных занятий; наличие средств для усиления остаточного зрения, брайлевской компьютерной техники, видеоувеличителей, программ не визуального доступа к информации, программ-синтезаторов речи и других технических средств приема-передачи учебной информации в доступных формах для студентов с нарушениями зрения;

- задания для выполнения на экзамене зачитываются ассистентом;
- письменные задания выполняются на бумаге, надиктовываются ассистенту обучающимся;

3. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья по слуху (слабослышащие, глухие):

- на зачете/экзамене присутствует ассистент, оказывающий студенту необходимую техническую помощь с учетом индивидуальных особенностей (он помогает занять рабочее место, передвигаться, прочитать и оформить задание, в том числе записывая под диктовку);

- зачет/экзамен проводится в письменной форме;

4. Для инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, созданы материально-технические условия обеспечивающие возможность беспрепятственного доступа обучающихся в учебные помещения, объекты питания, туалетные и другие помещения университета, а также пребывания в указанных помещениях (наличие расширенных дверных проемов, поручней и других приспособлений).

- письменные задания выполняются на компьютере со специализированным программным обеспечением или надиктовываются ассистенту;

- по желанию студента экзамен проводится в устной форме.

Обучающиеся из числа лиц с ограниченными возможностями здоровья обеспечены электронными образовательными ресурсами в формах, адаптированных к ограничениям их здоровья.

ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ (ДОПОЛНЕНИЙ)
в рабочую программу по дисциплине
«Общая и неорганическая химия»
по направлению подготовки 18.03.01 «Химическая технология»
на 2020/ 2021 учебный год

№	Элемент (пункт) РПД	Перечень вносимых изменений (дополнений)	Примечание

Обсуждена и рекомендована на заседании кафедры неорганической и физической химии
протокол № _____ от «_____» _____ 2020 г.

Заведующий кафедрой _____ Х.Б. Кушхов

Распределение баллов текущего и рубежного контроля

№п/п	Вид контроля	Сумма баллов			
		Общая сумма	1-я точка	2-я точка	3-я точка
1-	Посещение занятий	до 10 баллов	до 3 б.	до 3б.	до 4б.
2-	Текущий контроль:	до 30 баллов	до 10 б.	до 10 б.	до 10 б.
	Ответ на 5 вопросов	от 0 до 15 б.	от 0 до 5 б.	от 0 до 5 б.	от 0 до 5 б.
	Полный правильный ответ	до 15 баллов	5 б.	5 б.	5 б.
	Неполный правильный ответ	от 3 до 15 б.	от 1 до 5 б.	от 1 до 5 б.	от 1 до 5 б.
	Ответ, содержащий неточности, ошибки	0б.	0б.	0б.	0б.
	Выполнение самостоятельных заданий (решение задач, написание рефератов, доклад, эссе)	от 0 до 15 б.	от 0 до 5 б.	от 0 до 5 б.	от 0 до 5 б.
1.	Рубежный контроль	до 30 баллов	до 10 б.	до 10 б.	до 10 б.
	тестирование	от 0- до 12б.	от 0- до 4б.	от 0- до 4б.	от 0- до 4б.
	коллоквиум	от 0 до 18б.	от 0 до 6 б.	от 0 до 6 б.	от 0 до 6 б.
	Итого сумма текущего и рубежного контроля	до 70баллов	до 23б.	до 23б	до 24б
	Первый этап (базовый)уровень) – оценка «удовлетворительно»	не менее 36 б.	не менее 12 б.	не менее 12 б	не менее 12 б
	Второй этап (продвинутый)уровень) – оценка «хорошо»	менее 70 б. (51-69 б.)	менее 23 б	менее 23 б	менее 24б
	Третий этап (высокий уровень) - оценка «отлично»	не менее 70 б.	не менее 23 б.	не менее 23 б	не менее 24б

Шкала оценивания планируемых результатов обучения**Текущий и рубежный контроль**

Семестр	Шкала оценивания			
	0-35 баллов	36-50 баллов	51-60 баллов	56-70 баллов
	Частичное посещение аудиторных занятий. Неудовлетворительное выполнение лабораторных и практических работ. Плохая подготовка к балльно-рейтинговым мероприятиям. Студент не допускается к промежуточной аттестации	Полное или частичное посещение аудиторных занятий. Частичное выполнение и защита лабораторных и практических работ. Выполнение контрольных работ, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на «удовлетворительно».	Полное или частичное посещение аудиторных занятий. Полное выполнение и защита лабораторных и практических работ. Выполнение контрольных работ, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на оценки «хорошо».	Полное посещение аудиторных занятий. Полное выполнение и защита лабораторных и практических занятий. Выполнение контрольных работ, тестовых заданий, ответы на коллоквиуме на оценки «отлично».

(для зачёта)

Семестр	Шкала оценивания	
	Незачтено (36-60)	Зачтено (61-70)
	Студент имеет 36-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на зачёте не ответил ни на один вопрос.	Студент имеет 36-45 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на зачёте представил полный ответ на один вопрос и частично (полностью) ответил на второй. Студент имеет 46-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на зачёте дал полный ответ на один вопрос или частично ответил на оба вопроса. Студенту, имеющему 61-70 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, выставляется отметка «зачтено» без сдачи зачёта.

Промежуточная аттестация (для экзамена и диф. зачёта)

(в случае, если экзаменационный билет содержит два вопроса)

Семестр	Шкала оценивания			
	Неудовлетворительно (36-60 баллов)	Удовлетворительно (61-80 баллов)	Хорошо (81-90 баллов)	Отлично (91-100 баллов)
	<p>Студент имеет 36-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) не дал полного ответа ни на один вопрос.</p> <p>Студент имеет 36-45 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ только на один вопрос</p>	<p>Студент имеет 36-50 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ на один вопрос и частично (полностью) ответил на второй.</p> <p>Студент имеет 46-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ на один вопрос или частично ответил на оба вопроса.</p> <p>Студент имеет по итогам текущего и рубежного контроля 61-70 баллов на экзамене (диф. зачете) не дал полного ответа ни на один вопрос.</p>	<p>Студент имеет 51-60 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ на один вопрос и частично (полностью) ответил на второй.</p> <p>Студент имеет 61 – 65 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ на один вопрос и частично ответил на второй.</p> <p>Студент имеет 66-70 баллов по итогам текущего и рубежного контроля, на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ только на один вопрос.</p>	<p>Студент имеет 61-70 баллов по итогам текущего и рубежного и на экзамене (диф. зачете) дал полный ответ на один вопрос и частично (полностью) ответил на второй.</p>

