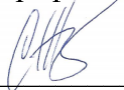


МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«РЯЗАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ С.А. ЕСЕНИНА»

Утверждаю:
декан естественно-
географического факультета


С.В. Жеглов
«30» августа 2019 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Уровень основной профессиональной образовательной программы

Бакалавриат

Направление подготовки 04.03.01 Химия

Направленность (профиль) подготовки

Нефтехимия

Форма обучения очная

Сроки освоения ОПОП 4 года

Факультет естественно-географический

Кафедра химии

Рязань, 2019

ВВОДНАЯ ЧАСТЬ

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью освоения учебной дисциплины «Неорганическая химия» является: формирование у студентов компетенций в области базовых теоретических знаний по общей и неорганической химии, включающих основные законы, понятия и закономерности в поведении и свойствах химических веществ и элементов.

2. МЕСТО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП ВУЗА

2.1. Дисциплина «Неорганическая химия» в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01 «Химия» относится к базовой части Блока 1.

2.2. Для изучения настоящей дисциплины студенты должны усвоить в объеме школьного курса дисциплины: химия, физика, математика.

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимо знать, уметь и владеть учебным материалом, формируемым данной учебной дисциплиной:

- «Физическая химия»
- «Коллоидная химия»
- «Органическая химия»
- «Аналитическая химия»
- «Химическая технология»

2.4 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения основной профессиональной образовательной программы

Изучение данной учебной дисциплины направлено на формирование у обучающихся общепрофессиональных (ОПК) компетенций:

№ п/п	Номер/индекс компетенции	Содержание компетенции (или ее части)	Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине В результате изучения учебной дисциплины обучающиеся должны:		
			Знать	Уметь	Владеть (навыками)
1	2	3	4	5	6
1.	ОПК-1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	основные законы, теории, принципы и правила теоретических основ химии. подходы к определению, объекту и предмету исследования и структуру неорганической химии, понятие о свойствах химических элементов и некоторых наиболее употребляемых соединений.	описывать свойства атомов элементов, исходя из его положения в Периодической системе элементов; оценивать реакционную способность вещества на основе теоретических представлений о строении вещества, различных теорий химических связей; применять знания естественнонаучных законов и методов в своей профессиональной деятельности;	Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования.
2.	ОПК -2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	реакционную способность веществ на основе знаний о строении атома, периодической системы элементов и химической связи; представления о структуре химико-технологических систем, систему взаимодействия химического производства и окружающей среды,	применять общенаучные познавательные принципы при организации, планировании и проведении научных исследований в области химии; строить и использовать химические, математические и имитационные модели; определять возможность рационального использования естественнонаучных законов в различных областях науки и техники;	комплексного и сравнительного анализа состава, строения и химических свойств химических соединений самостоятельными навыками работы на современных приборах, используемых для проведения научных исследований и способами обработки полученной информации, правилами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств, способностью

					проводить оценку возможных рисков;
3.	ОПК -6	Знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	Технику безопасности при работе в химической лаборатории, правила хранения и утилизации реактивов, первую помощь при отравлениях, ожогах.	Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения.	Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами. Методами безопасного обращения с химическими материалами

2.5 Карта компетенций дисциплины.

КАРТА КОМПЕТЕНЦИЙ ДИСЦИПЛИНЫ					
НАИМЕНОВАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ Неорганическая химия					
Цель дисциплины		формирование у студентов компетенций в области базовых теоретических знаний по общей и неорганической химии, включающих основные законы, понятия и закономерности в поведении и свойствах химических веществ и элементов			
В процессе освоения данной дисциплины студент формирует и демонстрирует следующие компетенции					
КОМПЕТЕНЦИИ		Перечень компонентов	Технологии формирования	Форма оценочного средства	Уровни освоения компетенции
ИНДЕКС	ФОРМУЛИРОВКА				
ОПК-1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Знать основные законы, теории, принципы и правила теоретических основ химии. подходы к определению, объекту и предмету. Уметь описывать свойства атомов элементов, исходя из его положения в Периодической системе элементов; оценивать реакционную способность вещества на основе теоретических представлений о строении вещества, различных теорий химических связей; применять знания естественнонаучных законов и методов в своей профессиональной деятельности; Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной, минимальными навыками	Обзорная лекция, семинар, лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование Экзамен	<u>Пороговый</u> Основные законы, теории, принципы и правила теоретических основ химии, место химии среди естественных наук, существующие проблемы и перспективы ее развития, области применения химии в различных отраслях народного хозяйства <u>Повышенный</u> Подходы к описанию свойств атомов элементов, исходя из положения в Периодической системе элементов; подходы к оцениванию реакционной способности вещества на основе теоретических представлений о строении вещества, различных теорий химических связей

		организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования.			
ОПК -2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	Знать реакционную способность веществ на основе знаний о строении атома, периодической системы элементов и химической связи. Уметь применять общенаучные познавательные принципы при организации, планировании и проведении научных исследований в области химии Владеть навыками комплексного и сравнительного анализа состава, строения и химических свойств химических соединений	Обзорная лекция, семинар, лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование экзамен	<u>Пороговый</u> Синтетические и аналитические методы получения и исследования химических веществ и реакций <u>Повышенный</u> Методами химических исследований свойств веществ. навыками описания наблюдаемых признаков реакции, синтеза неорганических веществ и исследования их химических свойств

ОПК-6	Знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	<p>Знать технику безопасности при работе в химической лаборатории, правила хранения и утилизации реактивов, первую помощь при отравлениях, ожогах.</p> <p>Уметь использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения .</p> <p>Владеть приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами .</p>	Обзорная лекция, семинар, лабораторные занятия	Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование экзамен	<p><u>Пороговый</u></p> <p>Использовать теоретические знания на практике. Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ, выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения. Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами</p> <p><u>Повышенный</u></p> <p>уметь строить и использовать химические, математические и имитационные модели; определять возможность рационального использования естественнонаучных законов в различных областях науки и техники</p>
-------	--	--	--	--	---

ОСНОВНАЯ ЧАСТЬ

1. ОБЪЕМ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) И ВИДЫ УЧЕБНОЙ РАБОТЫ

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр №1(часов)	Семестр № 2 (часов)
1	2	3	4
Аудиторные занятия (всего)	306	144	162
В том числе:			
Лекции (Л)	144	72	72
Лабораторные работы (ЛР)	162	72	90
Самостоятельная работа студента (всего)	414	216	198
В том числе:			
<i>СРС в семестре:</i>	342	180	162
Подготовка к письменному отчету-защите по лабораторным работам	120	60	60
Подготовка к устному собеседованию по теоретическим разделам	70	40	30
Подготовка к тестированию знаний фактического материала	72	40	32
Подготовка к защите электронных рефератов-презентаций	80	40	40
<i>СРС в период сессии:</i>			
Подготовка к экзамену	72	36	36
Вид промежуточной аттестации – экзамен 1, 2 семестр			
ИТОГО: Общая трудоемкость	720 часов	360 часов	360 часов
	20 зач.ед	10 зач.ед	10 зач.ед

2. СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

2.1. Содержание разделов учебной дисциплины (модуля)

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Содержание раздела в дидактических единицах
1	1	Атомно-молекулярное учение	<p>Предмет, задачи и методы общей и неорганической химии, ее место в системе естественных наук. Основные законы, положения и понятия общей и неорганической химии (закон постоянства состава Пруста, закон кратных отношений Дальтона, закон объемных отношений Гей-Люссака, закон Авогадро). Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов. Расчеты по химическим формулам и уравнениям. Номенклатура основных классов неорганических веществ.</p> <p>Размер атомов и молекул. Относительная атомная и молекулярная массы. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразного вещества. Химический элемент. Изотопы. Изобары. Распространенность элементов в земной коре.</p> <p>Техника безопасности и правила работы в лабораториях химического профиля. Обработка результатов наблюдений и измерений.</p>
1	2	Строение атома	<p>Экспериментальные обоснования представления об атоме как сложной системе. Радиоактивность. Основные характеристики α, β и γ лучей. Модель Томсона. Опыты Резерфорда по рассеиванию α частиц. Планетарная модель атома, ее достоинства и недостатки.</p> <p>Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие о волновом уравнении Шредингера для стационарных состояний. Квантово-механическая модель строения атомов. Квантовые числа как параметры, определяющие волновую функцию. Вид атомных s-, p-, d-, f- орбиталей. Собственный угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число (m_s). Емкость электронных слоев.</p> <p>Многоэлектронные атомы. Закон Мозли. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Гунда. Порядок заполнения атомных орбиталей. Правило Клечковского. Электронные формулы.</p> <p>Некоторые свойства атомов. Атомные радиусы. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Условные ионные радиусы. Магнитные свойства атомов.</p>
1	3	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	<p>Попытки систематизации химических элементов. Современная формулировка периодического закона и его трактовка на основе квантово-механической теории строения атомов.</p> <p>Структура периодической системы элементов: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f- классификация элементов.</p> <p>Связь между номерами периода, группы периодической системы и электронным строением атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп.</p> <p>Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов с</p>

			ростом зарядов их ядер. Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.
1	4	Химическая связь	<p>Метод валентных связей (МВС). Насыщаемость ковалентной связи. Ковалентность. Направленность ковалентной связи. Теория направленных валентностей. Гибридизация АО. Типы гибридизации и стереохимия молекул. Кратность (порядок) связи. Поляризуемость ковалентной связи.</p> <p>Метод молекулярных орбиталей (МО).. Одноэлектронное приближение. Метод ЛКАО МО (линейная комбинация атомных орбиталей молекулярные орбитали). Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы.</p> <p>Ионная связь. Катионы и анионы в молекулах и твердых телах. Ненасыщаемость, ненаправленность ионной связи. Область применения ионной модели.</p> <p>Невалентные силы сцепления. Ван-дер-ваальсовы силы. Взаимодействие диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь, дисперсионное взаимодействие.</p> <p>Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связи. Агрегатное состояние веществ – газообразное, жидкое и твердое. Аморфное и кристаллическое состояние вещества. Типы кристаллических решеток. Атомная, молекулярная, ионная и металлическая структура твердых тел.</p>
1	5	Комплексные (координационные) соединения.	<p>Координационная теория Вернера. Строение комплексных соединений с позиций метода валентных связей. Гибридизация орбиталей при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов.</p> <p>Константа устойчивости. Зависимость константы устойчивости от величины заряда и радиуса центрального иона, его электронной конфигурации. Номенклатура комплексных соединений.</p>
1	6	Основы химической кинетики и термодинамики	<p>Понятие о первом начале термодинамики. Энтальпия как функция состояния, ее изменения при реакции. Закон Гесса, его использование для вычисления теплот реакций. Понятие о втором начале термодинамики. Свободная энергия Гиббса и свободная энергия Гельмгольца.</p> <p>Скорость химической реакции и ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Уравнение Аррениуса. Влияние катализатора на скорость прямой и обратной реакций. Энергия активации, ее физический смысл, методы определения из опытных данных. Обратимость химических реакций. Зависимость положения равновесия от температуры, давления и концентрации. Принцип Ле Шателье - Брауна.</p> <p>Константа химического равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Связь констант равновесия с величинами изменения свободной энергии.</p>
1	7	Растворы	<p>Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации. Растворы идеальные и реальные.</p> <p>Процесс растворения как физико-химическое явление (Д.И. Менделеев, Н.С. Курнаков). Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальтона, И.М.Сеченова.</p> <p>Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Закон разведения Оствальда. Теории кислот и оснований</p>

			<p>(Аррениуса, Льюиса, Бренстеда-Лоури). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. рН растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Амфотерные электролиты (амфолиты).</p> <p>Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз и сольволиз солей. Механизм гидролиза.</p> <p>Равновесие между раствором и осадком малорастворимого сильного электролита. Произведение растворимости. Условия растворения и образования осадков.</p>
1	8	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические свойства растворов	<p>Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций. Стандартное изменение энергии Гиббса и Гельмгольца окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы). Определение направления протекания ОВ реакций по разности ОВ потенциалов. Влияние среды и внешних условий на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.</p> <p>Электродные потенциалы. Ряд напряжения и его термодинамическое обоснование. Окислительно-восстановительные потенциалы. Формула Нернста. Понятие о гальваническом элементе. Процессы электролиза.</p>
1	9	Химия элементов. Водород	<p>Строение атома водорода. Положение в периодической свойства водородных соединений элементов. Изотопы водорода. Распространение водорода в природе. Характеристика двухатомной молекулы водорода с позиций метода ВС и метода МО. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Водород как восстановитель. Соединения водорода с металлами и неметаллами: степень окисления атомов элементов в молекулах и природа химической связи в них. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные в промышленности и в лабораторной практике.</p> <p>Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Природные и минеральные воды.</p>
1	10	Элементы главной подгруппы I группы	<p>Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения элементов.</p> <p>Сравнительная характеристика электронных структур и радиусов атомов элементов подгруппы. Изменение энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности с ростом заряда ядра. Наиболее характерные типы связей в соединениях. Значение координационных чисел. Возможная степень окисления. Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства простых веществ: особенности взаимодействия с кислородом и простыми веществами.</p> <p>Свойства, получение и применение важнейших соединений элементов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей. Получение каустической и кальцинированной соды.</p>
1	11	Элементы главной подгруппы II группы	<p>Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения элементов.</p> <p>Сравнительная характеристика электронных структур и радиусов атомов элементов подгруппы. Изменение</p>

			<p>энергии ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности с ростом заряда ядра.</p> <p>Закономерности в изменении физических свойств простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства простых веществ из взаимодействия с кислородом, галогенами, водородом, азотом и другими неметаллами. Получение простых веществ, образуемых элементами подгруппы в промышленности. Соединение элементов: оксиды, гидроксиды, пероксиды, гидриды и соли. Их получение, физические свойства, закономерности изменения химических свойств. Важнейшие случаи применения отдельных соединений.</p>
1	12	Элементы главной подгруппы III группы.	<p>Распространенность в земной коре, изотопный состав, важнейшие природные соединения элементов. Сравнительная характеристика электронных структур атомов. Бор. Аллотропные модификации, важнейшие физические и химические свойства кристаллического бора, его получение и применение. Особенности структуры бороводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксиды бора; структура, свойства, применение. Бура. Бор как микроэлемент.</p> <p>Алюминий, галлий, индий, таллий. Физические и химические свойства простого вещества, получение. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства важнейших соединений: оксидов, гидроксидов, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение.</p>
2	13	Элементы главной подгруппы IV группы.	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность. Строение простых веществ, сравнительная характеристика их физических и химических свойств.</p> <p>Углерод, кремний: распространение в природе, природные соединения, способы получения его физические и химические свойства. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин; их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Краткая характеристика водородных соединений углерода. Углерод в органических соединениях.</p> <p>Кислородные соединения углерода, кремния. Оксид углерода (II). Строение его молекулы, химические свойства оксида углерода (II). Оксид углерода (II) как восстановитель. Оксид углерода (IV), строение его молекулы, химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения и применения. Оксид углерода (IV) в природе. Угольная кислота и ее соли. Соли угольной кислоты, их применение.</p> <p>Оксид кремния(IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты, цеолиты. Кремнийорганические соединений. Силиконы и силоксаны. Использование в медицине соединений кремния.</p> <p>Германий, олово, свинец и их соединения. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ₂ и ЭГ₄, поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца(IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца.</p>

2	14	Элементы главной подгруппы V группы	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность. Строение простых веществ, сравнительная характеристика их физических и химических свойств.</p> <p>Азот, фосфор: распространение в природе, природные соединения, способы получения его физические и химические свойства. Рассмотрение химической связи в молекуле азота с позиций МВС и ММО. Объяснение особой устойчивости молекулы азота. Соединения азота с водородом. Аммиак. Электронное строение и геометрия его молекулы. Лабораторные и промышленные способы получения аммиака. Физические и химические свойства аммиака. Реакция окисления аммиака. Способность аммиака к донорно-акцепторному взаимодействию: взаимодействие аммиака с водой, с кислотами, образование аммиокомплексов. Соли аммония, их структура. Свойства солей аммония. Гидразин. Строение молекулы. Химические свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота; азиды.</p> <p>Кислородные соединения азота. Общая характеристика оксидов азота. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия ее молекулы. Получение азотной кислоты в лаборатории. Химизм получения азотной кислоты в промышленности. Свойства азотной кислоты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами, со сложными веществами. Аллотропные видоизменения фосфора, их свойства. Фосфин, получение, физические и химические свойства. Фосфиды металлов. Кислородные соединения фосфора. Мышьяк, сурьма и висмут. Распространение их в природе, важнейшие природные соединения. Получение мышьяка, сурьмы и висмута. Физические и химические свойства мышьяка, сурьмы и висмута. Взаимодействие с кислотами. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, их характерные свойства. Оксиды и гидроксиды мышьяка, сурьмы и висмута различных степеней окисления.</p>
2	15	Элементы главной подгруппы VI группы	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность.</p> <p>Строение простых веществ, образованных элементами главной подгруппы VI группы. Сравнительная характеристика физических и химических свойств простых веществ.</p> <p>Кислород, Изотопный состав природного кислорода. Лабораторные и промышленные способы кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Кислород как окислитель. Аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Окислительная активность озона, его применение.</p> <p>Водородные соединения кислорода. Вода и пероксид водорода. Состав и электронное строение молекулы перекиси водорода. Физические и химические свойства пероксида водорода.</p> <p>Сера. Распространение серы в природе. Природные соединения серы. Аллотропия серы. Физические свойства ее важнейших модификаций. Химические свойства серы; характер взаимодействия ее с металлами и неметаллами. Водородные соединения серы. Сероводород. Краткие сведения о полисероводородах и полисульфидах. Кислородные соединения серы. Строение молекул. Тиосерная кислота, тиосульфаты, их практическое</p>

			<p>значение. Понятие о полиотионовых кислотах.. Серная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие серной кислоты с металлами, неметаллами и сложными веществами. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение.</p> <p>Селен и теллур. Физические и химические свойства. Значение селена и теллура в современной технике. Их соединения</p>
2	16	Элементы главной подгруппы VII группы	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность.</p> <p>Строение простых веществ, образованных галогенами. Фтор, хлор, бром, иод: распространение в природе, природные соединения, способы получения его физические и химические свойства. Соединения галогенов: галогеноводороды, кислородосодержащие соединения, Оксиды хлора. Хлорноватистая кислота. Гипохлориты, хлорная известь. Типы распада хлорноватистой кислоты в растворе. Хлорноватая кислота и ее соли; бертолетова соль. Хлорная кислота и ее соли. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств кислородосодержащих кислот хлора. Применение хлора и его соединений. Загрязнение хлором окружающей среды.</p>
2	17	Элементы главной подгруппы VIII группы	<p>История открытия элементов. Их место в периодической системе. Электронные структуры атомов элементов главной подгруппы VIII группы. Нахождение в природе, способы их выделения, физические свойства. Применение гелия, неона и аргона. Важнейшие соединения ксенона и криптона.</p>
2	18	Элементы побочной подгруппы III группы.	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные формулы, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Скандий, иттрий, лантан, актиний. Предсказание свойств экабора (скандия) и его соединений. Нахождение элементов в природе. Свойства простых веществ. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп III группы.</p>
2	19	Элементы побочной подгруппы IV группы	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные формулы, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Титан, цирконий, гафний в природе. Химизм их получения из природных соединений. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Применение титана, циркония, гафния и их соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп IV группы.</p>
2	20	Элементы побочной подгруппы V группы	<p>Общая характеристика атомов элементов. Изменение свойств атомов элементов в подгруппе. Сравнение с закономерностями в главной подгруппе. Физические и химические свойства. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Применение ванадия, ниобия, тантала.</p> <p>Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп V группы.</p>
2	21	Элементы побочной подгруппы VI группы.	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Устойчивые степени окисления элементов.</p> <p>Хром. Природные соединения хрома. Получение хрома и феррохрома. Физические и химические свойства хрома. Применение хрома и его сплавов.</p> <p>Соединения хрома (II, III, IV) - оксиды, гидроксиды,</p>

			<p>соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины формальных зарядов и условных радиусов соответствующих ионов. Гидроксо- и оксохроматы (III). Комплексные соединения хрома (III). Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома(III). Хромовые кислоты, их свойства. Хроматы и дихроматы. Условия их существования. Молибден и вольфрам. Получение молибдена и вольфрама из природных соединений. Свойства и применение молибдена и вольфрама и их сплавов. Оксиды и гидроксиды молибдена и вольфрама. Молибденовая и вольфрамовая кислоты и их соли.</p>
2	22	Элементы побочной подгруппы VII группы	<p>Электронные структуры, радиусы атомов марганца, технеция, рения. Ионизационные потенциалы. Марганец. Природные соединения марганца. Получение марганца из природных соединений. Физические и химические свойства марганца. Применение марганца. Сплавы марганца. Ферромарганец. Соединения марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды. Технеций и рений. Свойства рения. Его оксиды и гидроксиды. Соли. Рениевая кислота и ее соли. Восстановительные свойства ренатов. Сравнение свойств главной и побочной подгруппы VII группы</p>
2	23	Элементы побочной подгруппы VIII группы	<p>Сравнительная характеристика электронных структур и радиусов атомов элементов, величина их энергии ионизации. Элементы семейства железа. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения, история открытия. Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства: взаимодействие с простыми веществами, водой и водными растворами электролитов. Получение простых веществ, их применение. Важнейшие сплавы железа: чугун, легированные стали, сталь. Сравнение свойств важнейших соединений железа, кобальта и никеля в степени окисления +2, +3, их получение и применение. Элементы семейства платины. Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения, история открытия. Физические и химические свойства простых веществ, образуемых элементами, их практическое использование. Свойства важнейших соединений элементов, их получение и применение в лабораторной практике, технологии и медицине.</p>
2	24	Элементы побочной подгруппы I группы	<p>Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Устойчивые степени окисления элементов. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Способы их получения. Физические и химические свойства простых веществ. Применение металлов и их сплавов. Важнейшие соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди (I,II). Роль ионов меди (II) и серебра (I) в физиологических процессах. Медь как микроэлемент питания растений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп I группы.</p>

2	25	Элементы побочной подгруппы II группы	Распространенность в земной коре, важнейшие природные соединения, история Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства: взаимодействие с простыми веществами, водой и водными растворами электролитов. Практическое использование металлического цинка, кадмия, ртути. Важнейшие сплавы этих металлов. Физические и химические свойства соединений элементов в степени окисления +2. Соединения формально одновалентной ртути. Важнейшие комплексные соединения элементов.
2	26	Элементы f – семейства (лантаноиды и актиноиды)	Особенности электронных структур атомов элементов f – семейства. Возможные валентные состояния и степени окисления атомов. Лантаноиды. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ (методы разделения лантаноидов). Оксиды. Характер изменения свойств гидроксидов. Общая характеристика солей. Актиниоды. История открытия Краткая характеристика свойств простых веществ. Синтез новых элементов. открытия. Сравнительная характеристика электронных структур и радиусов атомов элементов, энергия их ионизации и электроотрицательность. Наиболее характерные типы связей в соединениях. Координационные числа. Возможные степени их окисления.

2.2. Разделы учебной дисциплины (модуля), виды учебной деятельности и формы контроля

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Виды учебной деятельности, включая самостоятельную работу студентов (в часах)				Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра)
			Л	ЛР	СРС	всего	
1	2	3	4	5	6	7	8
1	1	Атомно-молекулярное учение	4	4	10	18	1 неделя: Индивидуальное собеседование, защита письменного отчета по лабораторной работе, тестирование
1	2	Строение атома	8	6	20	34	2-3 неделя Индивидуальный устный и письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
1	3	Периодический закон и периодическая система	6	4	20	30	4-5 неделя: Письменный отчет

		химических элементов Д.И. Менделеева.					– защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
1	4	Химическая связь	8	8	20	36	<i>6-7 неделя</i> Индивидуальное собеседование, письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
1	5	Комплексные (координационные) соединения	6	6	20	32	<i>8 неделя:</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование.
1	6	Основы химической кинетики и термодинамики	12	16	20	48	<i>9-11 неделя:</i> Собеседование, Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
1	7	Растворы	8	8	20	36	<i>12-13 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
1	8	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические свойства растворов	6	6	10	22	<i>14-15 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
1	9	Химия элементов. Водород	2	2	10	14	<i>15 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ.
1	10	Элементы главной подгруппы I группы	4	4	10	18	<i>16 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ.
1	11	Элементы главной подгруппы II группы	4	4	10	18	<i>17 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ.

							работ.
1	12	Элементы главной подгруппы III группы	4	4	10	18	<i>18 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
		Разделы дисциплины № 1-12	72	72	180	324	<i>Экзамен 36 часов</i>
2	13	Элементы главной подгруппы IV группы.	6	8	10	24	<i>1-2 неделя</i> Собеседование, Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	14	Элементы главной подгруппы V группы	10	10	20	40	<i>3-4 -5 неделя</i> Собеседование Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	15	Элементы главной подгруппы VI группы	10	10	20	40	<i>5-6-7 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	16	Элементы главной подгруппы VII группы	10	10	20	40	<i>7-8-9 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	17	Элементы главной подгруппы VIII группы	2	2	10	14	<i>10 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации.
2	18	Элементы побочной	4	4	10	18	<i>11 неделя</i> Собеседование

		подгруппы III группы.					Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
2	19	Элементы побочной подгруппы IV группы	4	4	10	18	<i>12 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
2	20	Элементы побочной подгруппы V группы	4	4	10	18	<i>13 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
2	21	Элементы побочной подгруппы VI группы	4	6	10	20	<i>14 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, тестирование
2	22	Элементы побочной подгруппы VII группы	4	6	10	20	<i>15 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	23	Элементы побочной подгруппы VIII группы	4	10	10	24	<i>16 неделя</i> Собеседование, Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	24	Элементы побочной подгруппы I группы	4	6	10	20	<i>17 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	25	Элементы побочной подгруппы II группы	4	6	10	20	<i>18 неделя</i> Письменный отчет – защита лабораторных работ, защита электронного реферата-презентации, тестирование
2	26	Элементы f – семейства (лантаноиды и актиноиды)	2	4	2	8	<i>18 неделя</i> Защита электронного реферата-презентации

		Разделы дисциплины № 13-26	72	90	162	324	Экзамен 36
	ИТОГ О	Разделы дисциплины № 1-26	144	162	342	648	Экзамен 72

2.3 Лабораторный практикум

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины	Наименование лабораторных работ	Всего часов
1	2	3	4	5
1	1	Атомно-молекулярное учение	1. Правила работы в химической лаборатории. Посуда и реактивы. 2. Определение молярной массы эквивалента металла объемным методом	2 2
1	2	Строение атома	1. Составление моделей атомов на основании квантово-механической теории. 2. Оценка изменения некоторых свойств атомов.	4 2
1	3	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	1. Анализ связи между номерами периода, группы периодической системы и электронным строением атома. 2. Выявление периодического характера изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.	2 2
1	4	Химическая связь	1. Описание строения простых и сложных веществ по методу валентных связей (МВС). 2. Описание строения простых и сложных веществ по методу молекулярных орбиталей (МО).	4 4
1	5	Комплексные (координационные) соединения	1. Описание строения комплексных соединений,	2

			номенклатура 2. Изучение физических и химических свойств комплексных соединений, их получение	4
1	6	Основы химической кинетики и термодинамики.	1. Кинетика гомогенных химических реакций 2. Кинетика гетерогенных химических реакций 3. Каталитические реакции 4. Химическое равновесие	4 4 4 4
1	7	Растворы	1. Способы выражений концентраций растворов 2. Растворы электролитов	4 4
1	8	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические свойства растворов	1. Виды окислительно-восстановительные реакции 2. Основы электрохимии	4 2
1	9	Химия элементов. Водород.	1. Составление характеристики химического элемента по положению в периодической системе	2
1	10	Элементы главной подгруппы I группы	1. Химия S – элементов I группы.	4
1	11	Элементы главной подгруппы II группы	1. Химия S – элементов II группы.	4
1	12	Элементы главной подгруппы III группы	1. Химия элементов III группы главной подгруппы.	4
		Итого в семестре		72
2	13	Элементы главной подгруппы IV группы	1. Составление общей характеристики элементов IV группы 2. Химия элементов IV группы главной подгруппы	4 4
2	14	Элементы главной подгруппы V группы	1. Составление общей характеристики элементов V группы 2. Химия элементов V группы главной подгруппы 3. Характеристика важнейших соединений элементов V группы	4 4 2

2	15	Элементы главной подгруппы VI группы	1. Составление общей характеристики элементов VI группы	4
			2. Химия элементов VI группы главной подгруппы	4
			3. Характеристика важнейших соединений элементов VI группы	2
2	16	Элементы главной подгруппы VII группы	1. Составление общей характеристики элементов VII группы	4
			2. Химия элементов VII группы главной подгруппы	4
			3. Характеристика важнейших соединений элементов VII группы	2
2	17	Элементы главной подгруппы VIII группы	1. Составление общей характеристики элементов VIII группы	2
2	18	Элементы побочной подгруппы III группы	1. Составление общей характеристики элементов III группы побочной подгруппы	2
			2. Характеристика важнейших соединений элементов III группы побочной подгруппы	2
2	19	Элементы побочной подгруппы IV группы	1. Составление общей характеристики элементов IV группы побочной подгруппы	2
			2. Характеристика важнейших соединений элементов IV группы побочной подгруппы	2
2	20	Элементы побочной подгруппы V группы	1. Составление общей характеристики элементов V группы побочной подгруппы	2
			2. Характеристика важнейших соединений элементов V группы побочной подгруппы	2
2	21	Элементы побочной подгруппы VI группы	1. Составление общей характеристики элементов VI группы побочной подгруппы	2

			2. Химия элементов VI группы побочной подгруппы	4
2	22	Элементы побочной подгруппы VII группы	1. Составление общей характеристики элементов VII группы побочной подгруппы 2. Химия элементов VII группы побочной подгруппы	2 4
2	23	Элементы побочной подгруппы VIII группы	1. Составление общей характеристики элементов VIII группы побочной подгруппы 2. Химия элементов VIII группы побочной подгруппы 3. Характеристика важнейших соединений элементов VIII группы побочной подгруппы	2 6 2
2	24	Элементы побочной подгруппы I группы	1. Составление общей характеристики элементов I группы побочной подгруппы 2. Химия элементов I группы побочной подгруппы	2 4
2	25	Элементы побочной подгруппы II группы	1. Составление общей характеристики элементов II группы побочной подгруппы 2. Химия элементов II группы побочной подгруппы	2 4
2	26	Элементы f – семейства (лантаноиды и актиноиды)	1. Составление общей характеристики элементов f – семейства	4
		Итого в семестре	90	
		Всего	162	

Для оценки результатов лабораторной работы используются следующие критерии:

- знание теоретического материала по предметной области;
- глубина изучения дополнительной литературы;
- глубина и полнота ответов на контрольные вопросы.

Для лабораторно-практических работ возможны два основных варианта проведения:

1. В первом случае лабораторно-практические работы проводятся для всей группы студентов одновременно, в запланированный по графику день, при этом все студенты выполняют одну и ту же лабораторную работу. Особенность данного приема в том, что студенты и преподаватель могут оперативно сравнивать результаты и исправлять недочеты в работе, это его достоинство. Недостаток данного варианта работы заключается в том, что необходимо одновременно иметь достаточное количество химической посуды, приборов и реактивов, что бы избежать задержек в работе, это позволит всем студентам в срок справиться с описанной в «Лабораторном практикуме» работой.

2. Для лабораторного практикума выделяется время во второй половине семестра, студенты разбиваются на небольшие подгруппы по 2-3 человека, при этом на занятиях каждая подгруппа выполняет свою лабораторную работу, меняясь по цепочке. Например, на первом занятии первая подгруппа выполняет лабораторную работу №1, вторая подгруппа – лабораторную работу №2, и так далее. На втором занятии первая подгруппа выполняет лабораторную работу №2, вторая подгруппа – лабораторную работу №3, так пока все подгруппы не выполнят все запланированные работы. Для этого метода существуют свои достоинства: нет необходимости иметь более 1 комплекта оборудования и материалов, студенты готовятся к занятиям индивидуально, неподготовленного к занятию студента легче выявить, поскольку работа идет более индивидуально.

2.4. Примерная тематика курсовых работ (не предусмотрено).

3. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТА

3.1. Виды СРС

Первый семестр

№ семестра	№ раздела	Наименование раздела учебной дисциплины (модуля)	Виды СРС	Всего часов
1	2	3	4	5
1	1.	Атомно-молекулярное учение	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию	3
			2.Подготовка к защите письменных отчетов по лабораторным работам	4
			3.Подготовка к тестированию	3
			4.Подготовка к экзамену	3
	2.	Строение атома	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию	5
			2.Подготовка к защите лабораторных работ	8
3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации			3	
4. Подготовка к тестированию			4	
5. Подготовка к экзамену			3	
3.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию	3	
		2.Подготовка к защите лабораторных работ	8	
		3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации	4	
		4. Подготовка к тестированию	5	
		5. Подготовка к экзамену	3	
4.	Химическая связь	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию	4	
		2.Подготовка к защите лабораторных работ	6	
		3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации	4	
		4. Подготовка к тестированию	6	
		5. Подготовка к экзамену	3	
5.	Комплексные (координационные) соединения	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию	6	
		2.Подготовка к защите лабораторных работ	6	
		3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации	4	
		4. Подготовка к тестированию	4	
		5. Подготовка к экзамену	3	
6	Основы химической кинетики и термодинамики.	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию	4	
		2.Подготовка к защите лабораторных работ	4	
		3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации	6	
		4. Подготовка к тестированию	6	
		5. Подготовка к экзамену	3	

	7.	Растворы	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите лабораторных работ 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4. Подготовка к тестированию 5. Подготовка к экзамену	4 4 4 6 3
	8	Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические свойства растворов	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите лабораторных работ 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4. Подготовка к экзамену	2 4 4 3
	9	Химия элементов. Водород	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите лабораторных работ 3.Тестирование 4. Подготовка к экзамену	3 4 3 3
	10	Элементы главной подгруппы I группы	1.Подготовка к защите лабораторных работ 2.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 3. Устное собеседование 4. Подготовка к экзамену	4 3 3 3
	11	Элементы главной подгруппы II группы	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите лабораторных работ 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4. тестирование 5. Подготовка к экзамену	3 4 2 1 3
	12	Элементы главной подгруппы III группы	1.Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите лабораторных работ 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4. Подготовка к экзамену	3 4 3 3
		ИТОГО ЗА СЕМЕСТР		216(из них 36 экзамен)

Второй семестр

2	13	Элементы главной подгруппы IV группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5.Подготовка к экзамену	2 4 2 2 3
2	14	Элементы главной подгруппы V группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам	4 8

			3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4. Подготовка к тестированию. 5. Подготовка к экзамену	4 4 3
2	15	Элементы главной подгруппы VI группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5.Подготовка к экзамену	4 8 4 3
2	16	Элементы главной подгруппы VII группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5. Подготовка к экзамену	4 8 4 4 3
2	17	Элементы главной подгруппы VIII группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата 4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	2 2 3 3 3
2	18	Элементы побочной подгруппы III группы.	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата 4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	2 2 3 3 3
2	19	Элементы побочной подгруппы IV группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата 4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	2 2 3 3 3
2	20	Элементы побочной подгруппы V группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата 4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	2 2 3 3 3
2	21	Элементы побочной подгруппы VI группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию.	2 4 2 2

			5.Подготовка к экзамену	3
2	22	Элементы побочной подгруппы VII группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5.Подготовка к экзамену	2 4 2 2 2
2	23	Элементы побочной подгруппы VIII группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5.Подготовка к экзамену	2 4 2 2 2
2	24	Элементы побочной подгруппы I группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-презентации 4.Подготовка к тестированию. 5.Подготовка к экзамену	6 4 3
2	25	Элементы побочной подгруппы II группы	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата-4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	6 4
2	26	Элементы f – семейства (лантаноиды и актиноиды)	1. Подготовка к индивидуальному собеседованию 2.Подготовка к защите письменного отчета по лабораторным работам 3.Подготовка к защите электронного реферата. 4.Подготовка к тестированию. презентации 5.Подготовка к экзамену	2
		Итого за семестр		198(из них 36 экзамен)
		Всего		414(из них 72 экзамен)

3.2 График работы студента

Семестр № 1

Форма оценочного средства	Условное обозначение	Номер недели																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Собеседование	Сб	+					+	+		+	+	+							
Защита (отчет) лабораторных работ	Злр	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Тестирование письменное	Тсп	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+			+
Реферат (защита электронного реферата-презентации)	Реф		+	+	+	+			+						+	+			+

Семестр № 2

Форма оценочного средства	Условное обозначение	Номер недели																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Собеседование	Сб	+	+	+	+	+						+						+	
Защита (отчет) лабораторных работ	Злр	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Тестирование письменное	Тсп	+	+	+	+	+	+	+	+	+		+	+	+	+	+	+	+	+
Реферат (защита электронного реферата-презентации)	Реф	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+					+	+	+	+

3.3. Перечень примерных вопросов для самостоятельной работы обучающихся по различным темам

Тема 1. Атомно-молекулярное учение

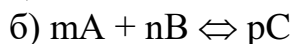
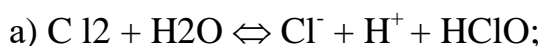
Примерные вопросы и задачи:

1. Дайте понятия атому, молекуле, веществу.
2. Какое вещество является простым, а какое сложным?
3. Дайте определения основным понятиям стехиометрии.
4. Сформулируйте основные законы стехиометрии.
5. Всегда ли справедливы законы стехиометрии?
6. Какие основные классы веществ Вы знаете, приведите примеры?
7. Какие из оксидов - CO_2 , CaO , P_2O_5 , NO_2 , SO_2 способны к солеобразованию: а) с кислотами, б) со щелочами? Ответ проиллюстрировать уравнениями реакций. Назвать оксиды.
8. Закончить уравнения реакций:
 $\text{NaOH} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) \rightarrow
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) $\rightarrow \text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) \rightarrow
 $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{ZnOHCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BiOCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{PBr}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
9. Осуществить превращения:
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3$ $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4$
 $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}$
10. Предложить не менее пяти различных способов получения ZnSO_4 .
11. Получить нитрат аммония из воды и воздуха.
12. В каком направлении и почему будет смещаться равновесие:
 $2\text{H}^+ + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
при добавлении щелочи и кислоты.

Тема. Основы химической кинетики и термодинамики

Примерные вопросы и задачи:

1. Какая реакция называется самопроизвольной? Должна ли самопроизвольная реакция обязательно быть быстропротекающей?
2. Какие реакции называются практически необратимыми (односторонними)? Приведите примеры обратимых реакций.
3. Дать определение и математическое выражение скорости химической реакции.
4. Что называется константой скорости химической реакции и от каких факторов она зависит?
5. Сформулировать закон действующих масс и привести примеры.
6. Каков физический смысл константы химического равновесия и от каких факторов она зависит?
7. Написать уравнение закона действующих масс для следующих обратимых процессов:



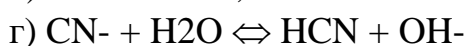
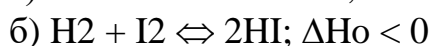
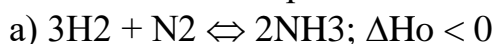
8. Каким образом константа равновесия связана с константами скорости прямой и обратной реакции?

9. Вычислить константу химического равновесия реакции:

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$, если равновесные концентрации $[\text{NaCl}]$ и $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ составляют по 1 моль/л, а $[\text{NaHSO}_4]$ и $[\text{HCl}]$ - по 0,4 моль/л.

10. Сформулировать принцип Ле-Шателье.

11. Как сместить равновесие вправо:



12. Что называется фактором эквивалентности, молярной массой эквивалента?

Сформулируйте закон эквивалентов.

13. Как определяется фактор эквивалентности соединения?

14. Какие элементы имеют переменные значения фактора эквивалентности?

15. Определить фактор эквивалентности фосфорной кислоты в реакции с гидроксидом

калия, если в результате реакции образуется гидрофосфат калия.

16. Определить фактор эквивалентности металла в следующих соединениях: MnCl_2 ,

MnO_2 , Mn_2O_7 , Cr_2O_3 , H_2CrO_4 .

17. Определить фактор эквивалентности следующих соединений: Al_2O_3 , CaO , H_3PO_4 ,

$\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NO , SO_3 , AlCl_3 .

18. Предложите несколько способов определения молярной массы эквивалента металла.

19. Вычислить атомную массу эквивалента серы, если известно, что при горении 3 г серы получилось 6 г оксида.

20. 2 г магния вытесняют 0,164 г водорода, 17,7 г серебра и 10,5 г меди из соединений этих элементов. Найти фактор эквивалентности и молярные массы эквивалентов этих металлов.

21. Вычислить процентное содержание металла в его оксиде, если молярная масса эквивалента металла равна 31,8 г/моль.

22. Сколько водорода при нормальных условиях выделится при взаимодействии с кислотой 5 г металла, молярная масса эквивалента которого равна 20 г/моль?

23. Ток силой в 6 А в течение 1 ч выделяет из раствора соли 7,16 г двухвалентного металла. Найти атомную массу металла.

Тема. Растворы.

Раствор, вещество, смесь. Истинный раствор. Концентрация. Насыщенный раствор.

Растворимость. Сольватация. Осмос. Давление пара раствора. Температура кипения. Температура замерзания.

Примерные вопросы и задачи:

1. Дайте понятие истинного раствора. Чем истинный раствор отличается от коллоидного?
2. Дайте понятие растворителя и растворяемого вещества. Приведите примера.
3. По каким признакам можно классифицировать растворы? Приведите классификацию растворов. Приведите примеры.
4. Дайте определение массовой доли, молярной доли, молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, моляльной концентрации. Поясните на примерах.
5. Что такое осмос, осмотическое давление? Приведите примеры осмоса в природе. Где можно использовать явление осмоса?
6. Сформулируйте законы Вант-Гоффа и Рауля.
7. Что такое эбуллиоскопия и криоскопия?
8. Давление насыщенного водяного пара водного раствора неэлектролита при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ равно 720 мм рт.ст. . Определить, сколько молей воды приходится на 1 моль растворенного вещества в этом растворе.
9. Определить, при какой температуре замерзает $0,1\text{ моляльный}$ раствор уксусной кислоты, если $\alpha = 0,014$.
10. При какой температуре будет кристаллизоваться $4\text{-}\%$ раствор этилового спирта?
11. Определить давление насыщенного пара при 65°C раствора $34,2\text{ г}$ сахара ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) в 130 мл воды.
12. Давление насыщенного пара для раствора 27 г глюкозы в 108 г воды равно 741 мм рт.ст. при 100°C . Найти молекулярную массу глюкозы.

Тема. Равновесия в растворах электролитов.

Слабый электролит. Сильный электролит. Изотонический коэффициент.

Диссоциация. Сольватация. Аналитическая концентрация и активность ионов. Степень

диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации. Коэффициент активности.

Ионная сила. pH.

ПР.

Примерные вопросы и задачи:

1. Чем объясняется различная электропроводность водного и спиртового раствора одной и той же соли при равенстве концентраций?

2. Что называется степенью диссоциации? От каких факторов она зависит? Написать математическое выражение закона разбавления Оствальда.
3. От каких факторов зависит степень электролитической диссоциации? Как ее увеличить? Как уменьшить?
4. Почему для характеристики диссоциации сильных электролитов применяют термин "кажущаяся степень диссоциации"?
5. Какой физический смысл имеет изотонический коэффициент Вант-Гоффа? Как связан изотонический коэффициент со степенью диссоциации?
6. Что называется ионным произведением воды и отчего оно зависит?
7. Что такое рН?
8. Как влияют температура и разбавление на гидролиз солей?
9. Почему не все соли гидролизуются? Какие соли не подвергаются гидролизу?
10. Вычислить водородный и гидроксильный показатели (рН и рОН) децинормального раствора азотной кислоты.
11. Вычислить рН 3,12 %-ного раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,015.
12. Вычислить концентрацию ионов водорода и гидроксид-ионов, если рН раствора равен 0,3.
13. Объяснить, почему растворы солей могут иметь: а) кислую; б) щелочную; в) нейтральную реакцию. Привести примеры.
14. Написать молекулярные и сокращенно-ионные уравнения гидролиза солей: а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; б) Na_3PO_4 .
15. Написать уравнения следующих реакций (с учетом возможности необратимого гидролиза образуемых солей):
 а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 =$
 б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{S} =$
16. Какая из дв ух солей сильнее гидролизуется: Na_2S или Al_2S_3 ? Почему?
17. Почему растворы солей NaF и NaClO имеют щелочную реакцию? Написать уравнения гидролиза этих солей.
18. Вычислить значение рН 0,1М раствора CH_3COONa .
19. Что называется буферным раствором? Какими свойствами он обладает?
20. Объяснить, почему рН буферного раствора при добавлении небольших количеств кислоты или щелочи практически не меняется?
21. Как влияет разбавление на буферную емкость раствора?
22. Вычислить рН смеси растворов: а) 0,1н. NH_4OH и 1н. NH_4Cl ; б) 0,1н. NH_4OH и 2н. NH_4Cl .
23. Что называется произведением растворимости?
24. Что нужно сделать для достижения более полного осаждения Zn^{2+} в виде ZnS ?
25. Что нужно сделать, чтобы растворить осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$?
26. Произведение растворимости CaCO_3 при некоторой температуре равно $2,25 \cdot 10^{-8}$.

Вычислить: а) концентрацию ионов кальция в насыщенном растворе этой соли; б) растворимость карбоната кальция.

27. Растворимость сульфата бария в воде равна 1 : 428000. Вычислить произведение растворимости сульфата бария.

28. Вычислить произведение растворимости Ag_2CrO_4 , если растворимость этой соли равна

0,025 г/л.

29. Вычислить, какие минимальные концентрации растворов CuSO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ следует взять, чтобы при смешении их равных объемов выпал осадок CuS .

30. При каком pH начнет осаждаться гидроксид магния из 2н. раствора хлорида? Произведение гидроксида магния равно $5 \cdot 10^{-12}$.

31. Выпадет ли осадок сульфида железа (II) из 0,01н. раствора сульфата железа (II), содержащего 0,1 моль/л соляной кислоты, при пропускании в него сероводорода до насыщения? Концентрация насыщенного раствора сероводорода составляет 0,1 моль/л.

Произведение растворимости сульфида железа (II) равно $3 \cdot 10^{-9}$.

32. Сколько процентов цинка будет осаждено в виде сульфида из 0,1М раствора хлорида цинка сероводородом в присутствии формиатной буферной смеси, поддерживающей pH равным двум? Произведение растворимости сульфида цинка равно $1,2 \cdot 10^{-23}$. Концентрация насыщенного раствора сероводорода составляет 0,1 моль/л.

33. Определить, будет ли выпадать осадок хлорида серебра при смешении 10 мл $1 \cdot 10^{-6}$ н. раствора нитрата серебра с 10 мл $1 \cdot 10^{-5}$ н. раствора хлорида натрия.

34. Смешивают 20 мл 0,01н. раствора KCl с 5 мл 0,001н. раствора AgNO_3 . Определить, выпадает ли в этих условиях осадок AgCl ?

Тема. Окислительно-восстановительные реакции.

Потенциал. Электрод. Окислитель. Восстановитель. Окисление. Восстановление.

Фактор эквивалентности. Константа равновесия.

Примерные вопросы и задачи:

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными и чем они отличаются от обменных реакций?

2. В чем сущность процессов окисления и восстановления?

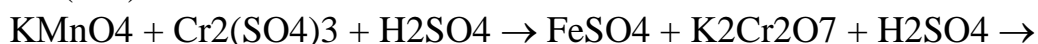
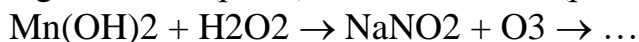
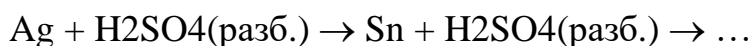
3. Какие простые вещества элементов периодической системы Д.И.Менделеева обладают наиболее сильными окислительными и восстановительными свойствами?

4. Назвать часто применяемые окислители и восстановители.

5. Как определяются эквиваленты окислителя и восстановителя?

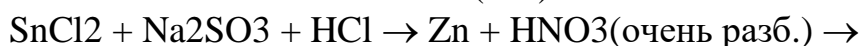
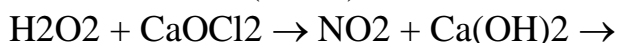
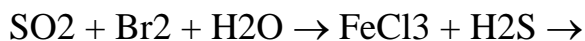
6. Пользуясь таблицами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов,

определить, будут ли протекать следующие реакции:

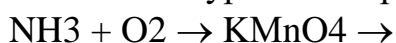


Для тех, которые будут протекать, написать уравнения реакций.

7. Написать уравнения реакций, пользуясь методом электронно-ионного баланса:



8. Написать уравнения реакций, пользуясь методом электронного баланса:



9. В 1 л раствора содержится 8 г хлорной кислоты. Вычислить ее нормальность в реакции с: а) едким натром, б) сернистым газом.

10. 0,8 г раствора пероксида водорода выделили из подкисленного раствора иодида калия 0,3 г иода. Вычислить процентную концентрацию раствора пероксида водорода.

11. Сколько мл 5%-ного раствора иодноватой кислоты (плотность 1,02) потребуется для окисления 40 мл 8%-ного раствора иодистоводородной кислоты (плотность 1,06)?

12. Сколько грамм нитрита калия можно окислить 30 миллиграммами 0,02н. подкисленного раствора перманганата калия?

13. Какие объемы сероводорода и сернистого газа (н.у.) должны прореагировать, чтобы получилось 100 кг серы?

Тема. Строение атома

Электрон. Орбиталь. Корпускулярно-волновой дуализм. Волновая функция. Квантовые числа. Периодическая система. Потенциал ионизации. Средство к электрон у.

Электроотрицательность.

Примерные вопросы и задачи:

1. Кем, когда и какими опытами было открыто ядро атома и создана ядерная модель атома?

2. Что нового ввел Н. Бор в представление об атоме? Дайте краткое изложение постулатов Бора.

3. Что определяет и какие значения может иметь главное квантовое число, введенное Бором?

4. Как объясняет теория бора линейчатую структуру атомных спектров?

5. Что называется принципом неопределенности и соотношением неопределенности?
6. Какое экспериментальное подтверждение нашла гипотеза де Бройля о волновых свойствах микрочастиц?
7. Какое уравнение является основным уравнением квантовой механики и что описывают волновые функции, получаемые его решением?
8. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем?
9. Укажите значения квантовых чисел для электронов в атомах элементов с порядковыми номерами 11, 14, 20, 23, 33.
10. Что называется атомной орбиталью? Как связана каждая атомная орбиталь с электронным облаком?
11. Какую форму имеют s, p, d электронные облака, какой симметрией они обладают?
12. Дайте формулировку принципа Паули и покажи те чем должны отличаться два электрона, находящиеся на а) одном и том же энергетическом уровне и подуровне и имеющие одинаковые спины; б) одном и том же энергетическом подуровне и имеющие одинаковое значение магнитного квантового числа и одинаковые спины; в) одном и том же энергетическом уровне и имеющие одно и то же значение магнитного квантового числа и одинаковые спины.
13. Покажите на примере, как при заполнении электронных оболочек действует принцип Паули и правило Гунда. Дайте формулировку этого правила.
14. Что называется энергией ионизации? Какая величина имеет одинаковое с ней числовое значение? В каких единицах они измеряются?
15. Что называется сродством атома к электрон у?
16. Что называют абсолютной и относительной электроотрицательностью?
17. Что называют степенью окисления элемента и чему равна их общая сумма в молекуле и в ионе?
18. Дайте современную формулировку периодического закона?
19. Покажите, как периодический закон иллюстрирует и подтверждает закон перехода количества в качество.
20. Какова структура периодической системы? Что определяет число периодов, групп и подгрупп?
21. Как изменяются свойства элементов главных подгрупп по периодам и в пределах одной группы? Что является причиной этих изменений?

Тема Химическая связь.

Валентные схемы. Электронные пары. σ - и π -связи. Гибридизация. Кратность связи.

Атомная орбиталь. Молекулярная орбиталь.

Примерные вопросы и задачи:

1. Почему при взаимодействии свободных атомов в образовании химической связи

выделяется энергия?

1 Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона BF_4^- ?

2 Составить энергетическую диаграмму МО частиц NO^+ , NO и NO^- и сравнить их кратность и энергии связей.

3 Рассмотреть с позиций метода МО возможность образования BF , BC , BN .

4 Какие из перечисленных частиц не могут существовать в устойчивом состоянии с позиций теории МО:

а) H_2

б) H_2 ; в) H_2

г) He_2 ; д) HHe ?

5 Какие из перечисленных частиц парамагнитны:

а) N_2 ; б) O_2 ; в) NO ; г) CO ; д) CN

Ответ мотивировать с позиций метода МО.

6 Сравнить кратность, энергию связей и магнитные свойства частиц CO^+ , CO и CO^- .

7 При взаимодействии SiF_4 с HF образуется сильная кислота H_2SiF_6 , диссоциирующая на ионы H^+ и SiF_6^-

Может ли подобным образом протекать реакция между CF_4 и HF ? Указать тип гибридизации АО кремния в ионе SiF_6^-

8 Одинакова ли конфигурация молекул BF_3 и NF_3 . Почему?

9 Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be_2 и Ne_2 ?

10 Объяснить с позиций методов ВС и МО изменение энергии диссоциации (кДж/моль)

молекул в ряду F_2 (155) - O_2 (493) - N_2 (945).

3.3.1. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующей этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы.

Вариант вопросов к самостоятельным работам

1. В закрытом сосуде находятся два стакана: с чистой водой и с раствором сахара в воде.

Какой процесс будет наблюдаться и до какого предела он будет проходить?

Обсудите его

причины.

2. Почему вода хорошо растворяет хлорид натрия, но не растворяет парафин, а бензин,

наоборот, не растворяет хлорид натрия, но хорошо растворяет парафин.

3. К растворам аммиака прилили растворы, содержащие одноименные ионы:

NaOH , NH_4Cl ,

$\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$. Как изменится реакция среды раствора?

Вариант задач контрольной работы

1. Если растворить 25,5 г BaCl_2 в 750 г воды, то получится раствор, кристаллизующийся при $-0,756^\circ\text{C}$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли в растворе.
2. Рассчитайте концентрацию водородных ионов в водных растворах:
 - а) раствор получен разбавлением водой 50 см³ 15-процентного раствора NH_4OH до 350 см³;
 - б) раствор, в 650 см³ которого содержится 4,8 г CH_3COOH .
3. Какой объем воды необходим для растворения при 25°C 1 г BaSO_4 ?
4. Укажите, какие соединения в водном растворе подвергаются гидролизу, а какие - не подвергаются. Напишите уравнения реакций гидролиза и объясните, почему протекает гидролиз, укажите среду растворов этих веществ : SbCl_3 , K_2SO_4 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$.
5. Вычислить константу гидролиза по первой ступени фосфата калия. Какова степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора?

Варианты тестовых заданий

Тест № 1

1. Гидроксид натрия реагирует с
 - 1) CaO 2) Al_2O_3 3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 4) K_2SO_4
2. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} =$ кислая соль + ... равна
 - 1) 4 2) 5 3) 6 4) 9
3. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции получения сульфата алюминия действием кислоты на металл равна
 - 1) 4 2) 5 3) 6 4) 9
4. Основание получают растворением в воде оксида
 - 1) углерода (IV) 2) бария 3) меди (II) 4) кремния
5. Кислоту получают растворением в воде оксида
 - 1) углерода (IV) 2) бария 3) меди (II) 4) кремния

Тест № 2

1. Для приготовления 500 г 7 %-ного раствора FeSO_4 ($M = 152$ г/моль) необходимо взять железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ($M = 278$ г/моль) массой _____ г
 - 1) 19 2) 35 3) 64 4) 89
2. 10 см³ 2н раствора H_2SO_4 довели дистиллированной водой до 1 дм³. Молярная концентрация раствора стала равной (моль/л)
 - 1) 0.001 2) 0.002 3) 0.010 4) 0.050

3. Смешали 600 см^3 1.6н и 200 см^3 2.5н H_2SO_4 . Молярная концентрация эквивалента

раствора составляет (моль/дм³)

1) 1.82 2) 1.20 3) 0.95 4) 0.62

4. 0.4М раствор серной кислоты является _____ нормальным

1) 0.2 2) 0.4 3) 0.8 4) 1.0

5. Раствор, содержащий 0.53 г карбоната натрия ($M = 106 \text{ г/моль}$), нейтрализован

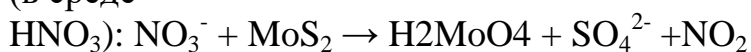
согласно схеме $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{HCO}_3$. Для этого потребовалось 1н раствора HCl объемом

_____ мл

1) 2.6 2) 3.7 3) 4.5 4) 5.0

Тест № 3

1. Используя метод электронно-ионных уравнений осуществите превращения (в среде



Сумма коэффициентов молекулярного уравнения реакции равна

1) 8 2) 19 3) 27 4) 46

2. $K_{\text{д}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$. Степень диссоциации (%) и величина pH 0.01М раствора HNO_2

равна соответственно

1) 35; 1.9 2) 20; 2.7 3) 9.5; 3.3 4) 0.76; 4.1

3. $K_{\text{д}}(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$. Величина pH 0.01М раствора KNO_2 равна

1) 11.7 2) 9.5 3) 8.3 4) 7.7

4. В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 были соответственно

равны 0.03 и 0.015 моль/л. В момент равновесия $[\text{SO}_2] = 0.01$ моль/л.

Константа равновесия

равна

1) 180 2) 260 3) 525 4) 800

5. При повышении температуры на 20о скорость реакции, протекающей в газовой фазе,

возросла в 9 раз. Температурный коэффициент скорости реакции равен

1) 1 2) 2 3) 2.5 4) 3

4. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) (см. Фонд оценочных средств)

5. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1 Основная литература

№	Автор (ы), наименование, место издания и издательство, год	Используется при изучении разделов	Семестр	Количество экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	5	6	7	8
1	Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник. Т. 1 : Физико-химические основы неорганической химии / под ред. Ю. Д. Третьякова. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : Академия, 2012. – 240 с. (есть и пред. изд.)	1-3	2	8	5
2	Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник. Т. 2 : Химия непереходных элементов / под ред. Ю. Д. Третьякова. – 2-е изд., перераб. – М. : Академия, 2011. – 368 с. (есть и пред. изд.)	1-3	2	8	
3	Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник. Т. 3, кн. 1 : Химия переходных элементов / под ред. Ю. Д. Третьякова. – 2-е изд., испр. – М. : Академия, 2008. – 352 с. (есть и пред. изд.)	1-3	2	8	
	Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник. Т. 3, кн. 2 : Химия переходных элементов / под ред. Ю. Д. Третьякова. – 2-е изд., испр. – М. : Академия, 2008. – 400 с. (есть и пред. изд.)	1-3	2	8	
2	Неорганическая химия [Электронный ресурс] : лабораторный практикум / [сост. С. В. Жеглов, Н. П. Ускова] ; РГУ имени С. А. Есенина. – Рязань : РГУ, 2012. – 196 с. – Режим доступа: http://dspace.rsu.edu.ru/xmlui/handle/123456789/836 (дата обращения: 15.10.2016).	1-3	2	ЭБ	5
4	Практикум по неорганической химии [Текст] : учебное пособие / под ред. Ю. Д. Третьякова; В. А. Алешин [и др.]. – М. : Академия, 2004. – 384 с.	1-3	2	8	5

5.2 Дополнительная литература

№ п/п	Автор (ы), наименование, место издания и издательство, год	Используется при изучении разделов	Семестр	Количество экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	5	6	7	8
1	Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник / Н. С. Ахметов. – 4-е изд., испр. – М. : Высшая школа: Академия, 2001. – 743 с.	1-3	2	4	6
2	Зарифьянова, М. З. Химия и технология вторичных процессов переработки нефти [Электронный ресурс] : учебное пособие / М. З. Зарифьянова, Т. Л. Пучкова, А. В. Шарифуллин. – Казань : КНИТУ, 2015. – 156 с. – Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=428799 (дата обращения: 15.10.2016).		2	ЭБС	
3	Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. [Электронный ресурс]. Ч. Теоретические основы : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2017. – 211 с. – Режим доступа: https://www.biblio-online.ru/book/387844D0-C16C-4441-A03F-D7CE8572E7E7 (дата обращения: 20.04.2017).		2	ЭБС	
4	Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. [Электронный ресурс]. Ч. 2. Химия элементов : учебник и практикум для прикладного бакалавриата / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Юрайт, 2017. – 322 с. – Режим доступа: https://www.biblio-online.ru/book/1AAAA313-EE38-4972-94BA-BFAA0F772DD3 (дата обращения: 20.04.2017).		2	ЭБС	
5	Солодова, Н. Л. Химическая технология переработки нефти и газа [Электронный ресурс] : учебное пособие / Н. Л. Солодова, Д. А. Халикова. – Казань : КНИТУ, 2012. – 122 с. – Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page		2	ЭБС	

	=book&id=258408 (дата обращения: 15.10.2016).				
6	Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. [Электронный ресурс]. Т. 1 : учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2017. – 292 с. – Режим доступа: https://www.biblio-online.ru/book/31F396E4-38A9-4FE2-9347-A2265C8018BC (дата обращения: 20.04.2017).		2	ЭБС	
7	Суворов, А. В. Общая и неорганическая химия в 2 т. [Электронный ресурс]. Т. 2 : учебник для академического бакалавриата / А. В. Суворов, А. Б. Никольский. – 6-е изд., испр. и доп. – М. : Юрайт, 2017. – 315 с. – Режим доступа: https://www.biblio-online.ru/book/8BEE37D5-7D87-4256-B9F7-29A4B28E1BCD (дата обращения: 20.04.2017).		2	ЭБС	
8	Тестовые задания по общей и неорганической химии с решениями и ответами [Текст] / Р. А. Лидин [и др.]. – Москва : БИНОМ. Лаборатория знаний, 2004. – 230 с.	1-3,5	2	4	
9	Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия [Текст] : учебник / Я. А. Угай. – 2-е изд., испр. – М. : Высшая школа, 2000. – 527 с.	1-3	2	15	5

5.3. Базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

1. eLIBRARY.RU [Электронный ресурс] : научная электронная библиотека. – Доступ зарегистрированным пользователям по паролю. – Режим доступа: <http://elibrary.ru/defaultx.asp> (дата обращения: 15.10.2016).
2. Лань [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: <https://e.lanbook.com> (дата обращения: 01.03.2016).
3. Научная библиотека РГУ имени С. А. Есенина [Электронный ресурс] : сайт. – Режим доступа: <http://library.rsu.edu.ru>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
4. Университетская библиотека ONLINE [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: http://biblioclub.ru/index.php?page=main_ub_red (дата обращения: 15.10.2016).
5. Юрайт [Электронный ресурс] : электронная библиотека. – Доступ к полным текстам по паролю. – Режим доступа: <https://www.biblio-online.ru> (дата обращения: 20.04.2017).
6. Springer (платформа SpringerLink) SpringerLink [Электронный ресурс]: полнотекстовая база данных научных журналов, Режим доступа: <http://www.springerlink.com> (дата обращения: 20.04.2017).
7. Royal Society of Chemistry (RSC) [Электронный ресурс]: Открытый доступ [к архивам](#)

[всех журналов](#), изданных Royal Society of Chemistry с 1841 по 2007 годы. Архив охватывает такие предметные области, как биология, нанонаука и нанотехнология, физика, химия. Режим доступа: <http://pubs.rsc.org/en/journals?key=title&value=archive> (дата обращения: 01.05.2017).

5.4. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет» (далее – сеть «Интернет»), необходимых для освоения дисциплины (модуля)*

1. ChemNet. Россия [Электронный ресурс] : химическая информационная сеть. – Режим доступа: www.chemnet.ru, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
2. ChemPort.Ru [Электронный ресурс] : портал. – Режим доступа: www.chemport.ru, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
3. <http://www.xumuk.ru/> [Электронный ресурс] : портал. – Режим доступа: www.xumuk.ru, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
4. Аналитическая химия и химический анализ [Электронный ресурс] : Портал химиков-аналитиков – Режим доступа: ANCHEM.RU, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
5. [ABC Chemistry](http://ABC_Chemistry) [Электронный ресурс] : бесплатный полнотекстовый каталог журналов по химии. – Режим доступа: <http://abc-chemistry.org/index.html>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).
6. [ChemSpider](http://www.chemspider.com/) [Электронный ресурс] : база данных химических соединений и смесей, принадлежащая королевскому химическому обществу Великобритании. – Режим доступа: <http://www.chemspider.com/>, свободный (дата обращения: 15.10.2016).

6. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Требования к аудиториям (помещениям, местам) для проведения занятий:

Стандартно оборудованные лекционные аудитории для проведения интерактивных лекций: видеопроектор, экран настенный, др. оборудование или компьютерный класс.

6.2. Требования к оборудованию рабочих мест преподавателя и обучающихся:

Видеопроектор, ноутбук, переносной экран. В компьютерном классе должны быть установлены средства MS Office: Word, Excel, PowerPoint и др.

6.3. Требования к специализированному оборудованию:

Специализированные химические лаборатории, оборудованные наборами необходимых реактивов, химической посудой и специализированным оборудованием.

7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Вид учебных занятий	Организация деятельности студента
Лекция	Написание конспекта лекций: кратко, схематично, последовательно фиксировать основные положения, выводы, формулировки, обобщения; помечать важные мысли, выделять ключевые слова, термины. Проверка терминов, понятий с помощью энциклопедий, словарей, справочников с выписыванием толкований в тетрадь. Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удастся разобраться в материале, необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на практическом занятии.

Электронные презентации	<p>Электронные презентации теоретического материала – проблемные лекции в форме электронной презентации с последующим кратким обсуждением и подведением итогов работы (технология «заключительного слова»), направленным на обобщение, толкование и интерпретацию материала</p> <p>Электронные рефераты-презентации – исследование, интерпретация и демонстрация материала по выбранной проблематике с последующим анализом, дискуссией, оппонированием, и оценкой. Ориентированы на индивидуальное интеллектуальное и творческое развитие. Также выступает как одна из форм групповой работы по:</p> <ul style="list-style-type: none"> - единой проблеме и одинаковым вопросам; - различным проблемам; - общей проблеме, но различным ее аспектам. <p>Направлены на фиксацию, рецензирование, систематизацию, демонстрацию фактического материала и составление суждения с последующим обсуждением в группе.</p>
Лабораторная работа	<i>Лабораторные работы</i> проводятся согласно методическим указаниям. Описания лабораторных работ и методические указания по их выполнению имеются на кафедре в электронном и текстовом вариантах.
Тестирование	Работа с конспектом лекций, подготовка ответов к контрольным вопросам и др.
Подготовка к экзамену	При подготовке к экзамену необходимо ориентироваться на конспекты лекций, рекомендуемую литературу и др.

9. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине (модулю), включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем (при необходимости)

10. Требования к программному обеспечению учебного процесса

Название ПО	№ лицензии
MS Windows Professional Russian	47628906
Антивирус Kaspersky Endpoint Security	договор №14/03/2018-0142 от 30/03/2018г.
Офисное приложение Libre Office	свободно распространяемое ПО
Архиватор 7-zip	свободно распространяемое ПО
Браузер изображений Fast Stone ImageViewer	свободно распространяемое ПО
PDF ридер Foxit Reader	свободно распространяемое ПО
Медиа проигрыватель VLC mediaplayer	свободно распространяемое ПО
Запись дисков Image Burn	свободно распространяемое ПО
DJVU браузер DjVuBrowser Plug-in	свободно распространяемое ПО

11. Иные сведения

Приложение 1

Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине (модулю)

Паспорт фонда оценочных средств по дисциплине (модулю) для промежуточного контроля успеваемости

№ п/п	Контролируемые разделы дисциплины (результаты по разделам)	Код контролируемой компетенции (или её части)	Наименование оценочного средства
1.	Атомно-молекулярное учение	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
2.	Строение атома	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
3.	Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
4	Химическая связь	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
5	Комплексные (координационные) соединения	ОПК-1 ОПК-6 ОПК-2	Экзамен
6	Основы химической кинетики и термодинамики	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
7	Растворы	ОПК 2, ОПК-1 ОПК-6	Экзамен
8	Окислительно-восстановительные реакции	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
9	Химия элементов. Водород	ОПК-6, ОПК-2, ОПК-1	Экзамен
10.	Элементы главной подгруппы I группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
11	Элементы главной подгруппы II группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
12	Элементы главной подгруппы III группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
13.	Элементы главной подгруппы IV группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
14	Элементы главной подгруппы V группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
15	Элементы главной подгруппы VI	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен

	группы		
16	Элементы главной подгруппы VII группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
17	Элементы главной подгруппы VIII группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
18	Элементы побочной подгруппы III группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
19	Элементы побочной подгруппы IV группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
20	Элементы побочной подгруппы V группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
21	Элементы побочной подгруппы VI группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
22	Элементы побочной подгруппы VII группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
23	Элементы побочной подгруппы VIII группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
24	Элементы побочной подгруппы I группы	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен
25	Элементы побочной подгруппы I группы	ОПК 1 ОПК 2 ОПК 6	Экзамен
26	Элементы f семейства (лантаноиды и актиноиды)	ОПК-1, ОПК-2, ОПК-6	Экзамен

ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОБУЧЕНИЯ ПО УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЕ

Индекс компетенции	Содержание компетенции	Элементы компетенции	Индекс элемента
ОПК 1	Способностью использовать полученные знания теоретических основ фундаментальных разделов химии при решении профессиональных задач	Знать	
		основные законы, теории, принципы и правила теоретических основ химии.	ОПК1 31
		подходы к определению, объекту и предмету исследования и структуру неорганической химии	ОПК1 32
		понятие о свойствах химических элементов и некоторых наиболее употребляемых соединений.	ОПК1 33
		Уметь	
		описывать свойства атомов элементов, исходя из его положения в Периодической системе элементов;	ОПК1 У1
		оценивать реакционную способность вещества на основе теоретических представлений о строении вещества, различных теорий химических связей	ОПК1 У2
		применять знания естественнонаучных законов и методов в своей профессиональной деятельности;	ОПК1 У3
		владеть	
		Навыками решения конкретных практических задач и исследовательской работы.	ОПК1 В1
		Владеть эффективно химическим аппаратом, методами и методиками необходимыми для профессиональной,	ОПК1 В2
минимальными навыками организации и проведения научных исследований, способностью самостоятельно составлять план исследования.	ОПК1 В3		
ОПК-2	Владение навыками химического эксперимента, основными синтетическими и аналитическими методами получения и исследования химических веществ и реакций	знать	
		реакционную способность веществ на основе знаний о строении атома, периодической системы элементов и химической связи	ОПК-2 31
		представления о структуре химико – технологических систем	ОПК-2 32
		систему взаимодействия	ОПК-2

		химического производства и окружающей среды	33
		уметь	
		применять общенаучные познавательные принципы при организации, планировании и проведении научных исследований в области химии;	ОПК-2 У1
		строить и использовать химические, математические и имитационные модели;	ОПК-2 У2
		определять возможность рационального использования естественнонаучных законов в различных областях науки и техники;	ОПК-2 У3
		Владеть	
		комплексного и сравнительного анализа состава, строения и химических свойств химических соединений	ОПК 2 В1
		самостоятельными навыками работы на современных приборах, используемых для проведения научных исследований и способами обработки полученной информации,	ОПК 2 В2
		правилами безопасного обращения с химическими материалами с учетом их физических и химических свойств, способностью проводить оценку возможных рисков;	ОПК 2 В3
ОПК 6	Знанием норм техники безопасности и умением реализовать их в лабораторных и технологических условиях	знать	
		Технику безопасности при работе в химической лаборатории	ОПК 6 З1
		Правила хранения и утилизации реактивов	ОПК 6 З2
		Первую помощь при отравлениях, ожогах	ОПК 6 З3
		Уметь	
		Использовать теоретические знания на практике	ОПК 6 У1
		Проводить лабораторные исследования химических свойств веществ	ОПК 6 У2
		Выявлять закономерности в свойствах и строении веществ, прогнозировать свойства веществ, исходя из строения	ОПК 6 У3
		Владеть	
		Приемами обращения с лабораторным оборудованием, реактивами, приборами.	ОПК 6 В1
	Методами безопасного обращения с химическими материалами	ОПК 6 В2	

КОМПЛЕКТ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ (ЭКЗАМЕН)

№	*Содержание оценочного средства	Индекс оцениваемой компетенции и ее элементов
1	Основные понятия и законы стехиометрии. Атомные и молекулярные массы. Моль. Постоянная Авогадро.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1
2	Для всех ли соединений справедливы законы простых кратных отношений и постоянства состава? Ответ обосновать	ОПК 2 В3 ОПК 6 32 ОПК-1 У1
3	Периодический закон. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева. Физический смысл номера периода и группы. Правила Клечковского.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
4	Периодическое изменение свойств химических элементов в периоде и группе. Периодическое изменение свойств сложных веществ в периоде и группе	ОПК-2 31 ОПК-1 У2 ОПК 6 В3
5	. Развитие представлений о сложной структуре атома. Явление радиоактивности. Модели атома. Атомные спектры.	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
6	Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Атомные орбитали. Основное и возбужденное состояние. Вырожденное состояние. Представление об электроны как о частице и волне. Принцип неопределенности Гейзенберга, уравнение волны Де-Бройля. Электронное облако.	ОПК-2 33 ОПК-6 У3 ОПК 6 В1
7	Заполнение электронами энергетических уровней и подуровней в многоэлектронных атомах. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда (Хунда), правила Клечковского. Привести примеры.	ОПК 6 31 ОПК 6 У1 ОПК 1 В2
8	s-, p-, d-элементы, их валентные электроны. Энергия ионизации, сродство к электрону. Электроотрицательность. Как изменяется в группах энергия ионизации и сродство к электрону?	ОПК2 31 ПК В2 ОПК 1 У1
9	Основные типы химической связи. Отличительные особенности ионной связи от других связей (ковалентной, металлической). Существует ли в природе чистая ионная связь. Когда химическая связь считается ионной? Приведите примеры соединений с ионной связью. Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Понятие валентности.	ОПК-2 33 ОПК-1 У3 ОПК 6 В1
10	Метод молекулярных орбиталей. Физическая идея метода: делокализация электронной плотности между всеми ядрами. Связывающие и разрыхляющие МО. Порядок заполнения молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы. Кратность связи.	ОПК 1 В3 ОПК2 32 ОПК-6 У1
11	Метод валентных связей. Физическая идея метода: Образование двухцентровых двухвалентных связей. Механизмы образования ковалентной связи. Насыщаемость ковалентной связи. Направленность ковалентной связи. Поляризуемость ковалентной связи.	ОПК-6 31 ОПК-1 У2 ОПК 2 В3

12	Теория гибридизации. Виды гибридизации. Примеры. В чем ограниченность данной теории. Основные положения теории гибридизации. Как теория гибридизации объясняет пространственное строение молекул	ОПК-6 32 ОПК-1 У1 ОПК2 В2
13	Направленность ковалентной связи. Перекрытие негибридных орбиталей. Изобразить перекрытие орбиталей в предложенных молекулах.	ОПК-2 33 ОПК-1 У3 ОПК 6 В1
14	Основные характеристики связи : длина, энергия, валентные углы. Полярность связи. Дипольный момент связи.	ОПК-1 31 ОПК-2 У2 ОПК 6 В3
15	Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. Невалентные силы сцепления. Ван-дер-ваальсовы силы. Взаимодействие диполь-диполь, диполь-индуцированный диполь. Дисперсионное взаимодействие.	ОПК-1 32 ОПК-1 У1 ОПК-6 В2
16	Скорость химической реакции и ее зависимость от различных факторов. Закон действующих масс. Кинетическое уравнение. Размерность констант скорости реакции.	ОПК-2 32 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В2
17	Энергия активации. Катализаторы и ингибиторы. Механизм их действия. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Биологические катализаторы. Принцип их действия. Ферменты. Привести примеры.	ОПК-2 33 ОПК-1 У3 ОПК 6 В1
18	Обратимость химических реакций. Закон действия масс. Константа равновесия..	ОПК 2 31 ОПК 6 В2 ОПК 1 У1
19	Первое начало термодинамики. Теплота, работа и изменение энергии при химической реакции. Энтальпия как функция состояния, ее изменение при реакции. Понятие о стандартном состоянии и стандартных теплотах образования. Закон Гесса	ОПК-6 32 ОПК-1 У1 ОПК2 В2
20	Понятие о втором начале термодинамики. Энтропия с позиций термодинамики. Энтропия как функция состояния. Зависимость энтропии от температуры. Изменение энтропии при фазовых переходах. Стандартная энтропия. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца.	ОПК-2 32 ОПК-6 У1В1 ОПК1 В1
21	Растворы как фаза переменного состава. Классификация растворов. Способы выражения концентраций растворов.	ОПК 6 31 ОПК 6У1 ОПК 1 В2 ОПК-6 В1
22	Осмоз. Осмотическое давление. Зависимость осмотического давления от температуры и концентрации. Закон Вант-Гоффа. Осмос в природе.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
23	Растворы как фазы переменного состава. Понижение давления пара растворителя над раствором. Законы Рауля. Эбулиоскопия и криоскопия. Физический смысл эбулио – и криоскопически х постоянных. Физико-химическое объяснение данных явлений	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
24	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Изотонический коэффициент, его физический смысл. Степень диссоциации. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации.	ОПК2 31 ОПК 6 В2 ОПК 1 У1
25	Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Константа и степень диссоциации слабого электролита. Закон	ОПК-2 33 ОПК-1 У3

	разбавления Оствальда. Активность и коэффициент активности	ОПК 6 В1
26	Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация ионов водорода и гидроксид ионов в нейтральных, кислых и щелочных растворах. Водородный показатель pH и его значение в этих растворах.	ОПК-6 В2 ОПК-1 У1 ОПК2 В2
27	Гидролиз солей. Ионные уравнения реакций гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Константа и степень гидролиза.	ОПК2 В3 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
28	Буферные растворы, их типы. Принцип действия буферных растворов. Буферная емкость.	ОПК2 В1 ОПК 6 В2 ОПК 1 У1
29	Произведение растворимости. Правила осаждения при растворении плохо растворимых соединений.	ОПК2 В1 ОПК 6 В2 ОПК 1 У1
30	Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. Важнейшие окислители и восстановители. Окислительно-восстановительные потенциалы. Зависимость значений потенциалов от внешних условий. Уравнение Нернста. Пояснить на примере предложенной реакции.	ОПК2 В3 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
31	Электродные потенциалы. Водородный электрод. Ряд напряжений. Гальванические элементы. Химические источники электрической энергии.	ОПК-2 В3 ОПК-1 У3 ОПК 6 В1
32	Электролиз расплавов и растворов. Законы Фарадея. Последовательность восстановления катионов и окисления анионов при электролизе. Электролиз с инертными и растворимыми анодами. Применение электролиза	ОПК-1 В2 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
33	В одном литре раствора гидроксида натрия содержится 0,4 г NaOH . Определите концентрацию ионов водорода и pH раствора.	ОПК 1 У2 ОПК2 В3 ОПК -6 У1
34	Дать характеристику элементу никель, какой уровень и подуровень заполняется последним, опишите валентные электроны согласно 4 квантовым числам	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
35	Константа равновесия системы $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{CO}_2$ при некоторой температуре равна 1. Найдите равновесные концентрации всех веществ, если начальные концентрации CO – 1 моль/л, H ₂ O -3 моль/л	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6 В2
36	Давление водяных паров при температуре 20 ⁰ С равно 2337 Па. Рассчитайте массу воды, которая содержится в воздухе объемом 100 м ³ .	ОПК 1 В 1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1
37	Почему Mn и Cl расположены в одной группе периодической системы, но в разных подгруппах? Дайте сравнительную характеристику свойств этих элементов на основе их электронных структур.	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6 В2

38	Какие свойства химических элементов в зависимости от порядкового номера изменяются: а) периодически б) непериодически? Приведите как можно больше примеров таких свойств. Почему Д. И. Менделеев назвал свой закон периодическим? Какие факторы могут ограничивать действие периодического закона?	ОПК 1 У2 ОПК2 В3 ОПК -6 У1
39	Сравните значения валентных углов молекул и объясните характер их изменения в ряду CH_4 ($109,7^\circ$), NH_3 ($107,3^\circ$), H_2O ($104,5^\circ$) OF_2 (102°)	ОПК 1 У1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1
40	Приведены примеры комплексных соединений: $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})_3]\text{Cl}_3$, А) отметьте внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды. Б) Определите заряд комплекса, степень окисления и координационное число комплексообразователя В) Какие из соединений содержат катионный комплекс, какие – анионный и какие комплексы электронейтральны? Г) Приведите название соединений.	ОПК 1 У2 ОПК2 В3 ОПК -6 У1
41	Смесь оксидов углерода (IV) и серы (IV) имеет объем 100 л (н.у.) и массу 232г. Рассчитайте объемную и массовую долю оксида углерода в смеси.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1
42	Орбитальные радиус у атома марганца и некоторых его катионов имеют следующие значения, нм: Mn - 0,128; Mn^{2+} - 0,039; Mn^{4+} - 0,038. Как можно объяснить: а) уменьшение радиусов при переходе от Mn к Mn^{4+} ? б) значительно более резкое уменьшение радиуса при переходе от Mn к Mn^{4+} , чем при превращении Mn^{2+} к Mn^{4+} ?	ОПК 1 У2 ОПК2 В3 ОПК -6 У1
43	На осаждение хлорид-ионов из раствора хлорида дихлортетрааква хрома (III) израсходовано 20 мл 0,2н. раствора нитрата серебра. Сколько соли содержалось в растворе?	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6 В2
44	Сформулируйте закон Гесса применительно к тепловому эффекту получения пентахлорида сурьмы непосредственно из простых вещества в две последовательные стадии – образования из простых веществ трихлорида сурьмы и последующего окисления его хлором.	ОПК 1 У1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1
45	При гидролизе сахарозы в 1 л водного раствора за 10 мин образовалось 18 г глюкозы. Определите среднюю скорость гидролиза сахарозы.	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6 В2
46	Вычислить изменение энергии Гиббса при 25°C и 1000°C для реакции $\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} = \text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{(\text{r})}$ При какой из указанных температурных условий принципиально возможно протекание реакции в прямом направлении? Какой фактор энтальпийный или энтропийный определяет возможность этой реакции?	ОПК 1 У2 ОПК2 В3 ОПК -6 У1
47	Рассмотреть строение молекул азотной кислоты, озона.	ОПК 1 У3

		ОПК 2 В1 ОПК 6 В2
48	Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислить концентрацию ионов Pb^{2+} и ионов I^- в насыщенном растворе иодида свинца	ОПК 1 У1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1
49	Определить молярную концентрацию 30% раствора гидроксида натрия, плотность раствора 1,1 г/мл.	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6 В2
50	Чему равна ЭДС гальванического элемента, состоящего из медного и цинкового электродов, погруженных в 0,01 М растворы их сульфатов ($E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34В$, ($E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0,76В$)	ОПК 1 У1 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1

Экзамен (2 семестр)

№	Содержание оценочного средства	Индекс оцениваемой компетенции и ее элементов
1.	Водород. Общая характеристика водорода как элемента и простого вещества на основе положения в периодической системе. Распространение в природе. Характеристика двухатомной молекулы водорода с позиций метода ВС и метода МО: длина, энергия и кратность связи. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Водород как восстановитель. Физические и химические свойства водорода. Применение водорода.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6У1
2	Общая характеристика атомов элементов VII группы: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность. Строение простых веществ, образованных галогенами. Сравнительная характеристика физических и химических свойств простых веществ. Фтор. Распространение фтора в природе. Способы получения фтора, его физические и химические свойства. Соединения фтора. Фтороводород. Строение молекулы. Получение и свойства. Фтороводородная (плавиковая) кислота, ее физические и химические свойства. Фториды. Применение фтора и его соединений.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
3	Хлор. Нахождение хлора в природе. Изотопный состав природного хлора. Лабораторные и промышленные способы получения хлора. Физические и химические свойства хлора. Хлороводород, его получение, физические и химические свойства. Физические и химические свойства хлороводородной кислоты, ее применение. Кислородные соединения хлора. Оксиды хлора. Сравнение силы, прочности и окислительных свойств кислородосодержащих кислот хлора. Применение хлора и его соединений	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
4	Общая характеристика атомов элементов VI группы: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность. Строение простых веществ, образованных элементами главной подгруппы VI группы. Сравнительная характеристика физических и химических свойств простых веществ.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1

5	<p>Кислород. Рассмотрение химической связи в молекуле кислорода с позиции МВС и ММО. Объяснение парамагнетизма кислорода. Лабораторные и промышленные способы кислорода. Физические и химические свойства кислорода. Горение как окислительно-восстановительный процесс. Оксиды. Классификация и номенклатура. Способы получения и свойства оксидов. Применение кислорода. Роль кислорода в природе. Аллотропия кислорода. Озон, его свойства, получение, образование в природе. Окислительная активность озона, его применение</p>	<p>ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3</p>
6	<p>Сера. Распространение серы в природе. Природные соединения серы. Самородная сера. Аллотропия серы. Физические свойства ее важнейших модификаций. Химические свойства серы; характер взаимодействия ее с металлами и неметаллами. Водородные соединения серы. Сероводород. Нахождение сероводорода в природе. Получение сероводорода, его физические химические свойства. Физиологическое действие сероводорода. Сероводородная кислота. Сульфиды, их свойства и практическое значение. Восстановительные свойства сероводорода, сероводородной кислоты и сульфидов. Краткие сведения о полисероводородах и полисульфидах.</p>	<p>ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3</p>
7	<p>Оксид серы (VI), его физические и химические свойства. Серная кислота. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Взаимодействие серной кислоты с металлами, неметаллами и сложными веществами. Пиросерная кислота. Соли серной кислоты, их нахождение в природе, свойства и применение. Значение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве. Надсерная кислота и персульфаты</p>	<p>ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3</p>
8	<p>Элементы главной подгруппы V группы. Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону, электроотрицательность. Строение простых веществ, сравнительная характеристика их физических и химических свойств. Азот. Азот в природе. Рассмотрение химической связи в молекуле азота с позиций МВС и ММО. Лабораторные и промышленные способы получения азота. Физические и химические свойства. Применение азота.</p>	<p>ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3</p>
9	<p>Соединения азота с водородом. Аммиак. Электронное строение и геометрия его молекулы. Лабораторные и промышленные способы получения аммиака. Физические и химические свойства аммиака. Реакция окисления аммиака. Способность аммиака к донорно-акцепторному взаимодействию. Соли аммония, их структура. Свойства солей аммония. Практическое применение солей аммония. Реакция замещения атомов водорода в молекуле аммиака. Практическое применение аммиака. Гидразин. Строение молекулы. Химические свойства. Гидроксиламин. Азотистоводородная кислота; азиды.</p>	<p>ОПК1 31 ОПК 2 В2 ОПК 6 У1</p>
10	<p>Сера. Распространение серы в природе. Природные соединения серы. Самородная сера. Аллотропия серы. Физические свойства ее важнейших модификаций. Химические свойства серы; характер взаимодействия ее с металлами и неметаллами. Водородные соединения серы. Сероводород. Нахождение</p>	<p>ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3</p>

	сероводорода в природе. Получение сероводорода, его физические химические свойства. Физиологическое действие сероводорода. Сероводородная кислота. Сульфиды, их свойства и практическое значение. Восстановительные свойства сероводорода, сероводородной кислоты и сульфидов. Краткие сведения о полисероводородах и полисульфидах.	
11	Кислородные соединения азота. Общая характеристика оксидов азота. Химические свойства азотистой кислоты и нитритов. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия ее молекулы. Получение азотной кислоты в лаборатории. Свойства азотной кислоты. Взаимодействие азотной кислоты с металлами и неметаллами, со сложными веществами. Царская водка, хлорид нитрозила. Соли азотной кислоты, из важнейшие химические свойства. Продукты термического разложения различных нитратов. Практическое использование азотной кислоты и нитратов.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
12	Фосфор. Важнейшие природные соединения фосфора. Получение фосфора. Аллотропные видоизменения фосфора, их свойства. Фосфин, получение, физические и химические свойства. Фосфиды металлов. Кислородные соединения фосфора: оксиды и кислоты (фосфорноватистая кислота, фосфористая кислота, Мета-, орто-, пиррофосфорная кислоты) их соли. Галогениды фосфора. Трихлорид и пентахлорид фосфора. Гидролиз галогенидов фосфора. Практическое использование фосфора и его соединений.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1
13	Элементы главной подгруппы IV группы. Общая характеристика атомов элементов. Строение простых веществ, сравнительная характеристика их физических и химических свойств. Углерод. Углерод в природе. Аллотропия углерода, их структура, физические и химические свойства, практическое значение. Характер гибридизации орбиталей атомов углерода в них. Адсорбция. Химические свойства углерода. Восстановительные свойства углерода, их практическое использование. Краткая характеристика водородных соединений углерода. Углерод в органических соединениях	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
14	Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II). Строение его молекулы, химические свойства оксида углерода (II). Оксид углерода (II) как восстановитель. Физиологическое действие оксида углерода (II) и меры предосторожности при работе с ним. Оксид углерода (IV), строение его молекулы, химические свойства. Промышленные и лабораторные способы получения и применения. Оксид углерода (IV) в природе. Угольная кислота и ее соли. Соли угольной кислоты, их применение.	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
15	Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода. Кремний в природе. Природные силикаты. Алумосиликаты: полевые шпаты, слюда. Силициды. Соединения с водородом (силаны), окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Кислородные соединения. Оксид кремния(IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
16	Элементы главной подгруппы I группы. Распространенность в земной коре. Сравнительная характеристика свойств атомов элементов подгруппы. Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства простых веществ: особенности взаимодействия с кислородом и простыми веществами. Свойства, получение и применение	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1

	важнейших соединений элементов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей.	
17	Элементы главной подгруппы III группы. Распространенность в земной коре. Сравнительная характеристика электронных структур атомов. Особенности изменения свойств элементов. Важнейшие закономерности в изменении кислотно-основных свойств соединений элементов подгруппы. Галлий, индий, таллий. Физические и химические свойства простых веществ, образуемых элементами, их практическое использование. Получение и свойства важнейших соединений: оксидов, гидроксидов, солей.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
18	Бор. Аллотропные модификации, важнейшие физические и химические свойства кристаллического бора, его получение и применение. Особенности структуры борводородов, их свойства. Бориды металлов. Нитрид бора. Оксид и гидроксиды бора; структура, свойства, применение. Бура. Бор как микроэлемент.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
19	Алюминий. Физические и химические свойства простого вещества, его получение, алюмотермия. Применение алюминия и его сплавов. Получение и свойства важнейших соединений алюминия: оксидов, гидроксидов, гидроксоалюминатов, солей, их практическое применение.	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
20	Элементы главной подгруппы I группы. Распространенность в земной коре. Сравнительная характеристика свойств атомов элементов подгруппы. Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства простых веществ: особенности взаимодействия с кислородом и простыми веществами. Свойства, получение и применение важнейших соединений элементов, оксидов, гидроксидов, пероксидов, солей.	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
21	Элементы главной подгруппы II группы. Распространенность в земной коре. Сравнительная характеристика свойств элементов. Координационные числа. Значение степени окисления. Закономерности в изменении физических свойств простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства простых веществ. Получение простых веществ, образуемых элементами подгруппы в промышленности. Соединение элементов: оксиды, гидроксиды, пероксиды, гидриды и соли. Их получение, физические свойства, закономерности изменения химических свойств. Негашеная и гашеная известь. Свойства, получение и применение. Жесткость природных вод и способы ее устранения.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1
22	Элементы побочной подгруппы I группы. Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Медь, серебро, золото. Нахождение элементов в природе. Способы их получения. Физические и химические свойства простых веществ. Важнейшие соединения меди, серебра, золота. Оксиды, гидроксиды, соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди (I,II). Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп I группы	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3

23	Элементы побочной подгруппы II группы. Физические свойства простых веществ, образуемых элементами. Химические свойства: взаимодействие с простыми веществами, водой и водными растворами электролитов. Практическое использование металлического цинка, кадмия, ртути. Важнейшие сплавы этих металлов. Физические и химические свойства соединений. Важнейшие комплексные соединения элементов.	ОПК-1 З2 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
24	Общая характеристика атомов элементов III побочной подгруппы: электронные формулы, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Скандий, иттрий, лантан, актиний. Предсказание свойств экабора (скандия) и его соединений. Нахождение элементов в природе. Свойства простых веществ. Оксиды. Гидроксиды. Соли.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
25	Лантаноиды. Нахождение в природе. Физические и химические свойства простых веществ (методы разделения лантаноидов). Оксиды. Характер изменения свойств гидроксидов. Общая характеристика солей.	ОПК1 З1 ОПК В2 ОПК 6 У1
26	Элементы побочной подгруппы IV группы. Общая характеристика атомов элементов: электронные формулы, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Титан, цирконий, гафний в природе. Химизм их получения из природных соединений. Физические и химические свойства простых веществ. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Применение титана, циркония, гафния и их соединений. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп IV группы.	ОПК2 З3 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
27	Элементы побочной подгруппы V группы. Общая характеристика атомов элементов. Изменение свойств атомов элементов в подгруппе. Сравнение с закономерностями в главной подгруппе. Физические и химические свойства. Оксиды. Гидроксиды. Соли. Применение ванадия, ниобия, тантала. Сравнение свойств элементов главной и побочной подгрупп.	ОПК2 З3 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
28	Элементы побочной подгруппы VI группы. Общая характеристика атомов элементов: электронные структуры, радиусы атомов, ионизационные потенциалы. Устойчивые степени окисления элементов. Хром. Физические и химические свойства хрома. Соединения хрома (II, III, IV) - оксиды, гидроксиды, соли. Получение, физические и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов хрома от величины формальных зарядов и условных радиусов соответствующих ионов.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
29	История открытия элементов VIII группы главной подгруппы. Их место в периодической системе. Электронные структуры атомов элементов главной подгруппы VIII группы. Нахождение в природе, способы их выделения, физические свойства. Применение гелия, неона и аргона. Важнейшие соединения ксенона и криптона.	ОПК-1 З2 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
30	Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и	ОПК2 З3 ОПК 6 У2 ОПК1 В3

	применение в фармации. Природные и минеральные воды.	
31	Элементы побочной подгруппы VII группы, общая характеристика. Марганец. Природные соединения марганца. Получение марганца из природных соединений. Физические и химические свойства марганца. Применение марганца. Соединения марганца. Оксиды и гидроксиды марганца. Зависимость их свойств от степени окисления атомов марганца. Соединения марганца высших степеней окисления. Марганцовистая и марганцовая кислоты, манганаты и перманганаты. Зависимость окислительных свойств перманганатов от pH среды. Сравнение свойств главной и побочной подгруппы VII группы.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
32	Какую массу серы надо сжечь и окислить продукт до оксида серы (VI), чтобы растворив весь полученный оксид в 400 мл 20%-ного раствора серной кислоты (пл. 1,14), получить 60%-ный раствор?	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1
33	Сколько граммов нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 м раствора	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
34	Все оксиды азота полностью реагируют с раскаленной медью, образуя CuO и N ₂ . Какова формула оксида азота, если получилось 0,7105 г CuO и выделилось 200 см ³ азота (н.у.)	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
35	Газообразное вещество содержит 42,86% углерода и 57,14% кислорода. Относительная плотность этого газа по хлору 0,396. Определить формулу вещества и его относительную плотность по воздуху.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
36	Сколько миллилитров 40% ного раствора соляной кислоты (ρ= 1,58 г/мл) нужно для получения из нее действием MnO ₂ 44,8 л Cl ₂ (при н.у.)?	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
37	Сероводород объемом 896 мл (н.у.) сожгли в избытке кислорода, а полученный газ полностью поглотили 20 г 10% – ного раствора гидроксида натрия. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
38	Медную пластинку массой 20 г опустили в раствор массой 200 г с массовой долей нитрата железа (III) 10 %. Через некоторое время массовые доли нитратов железа (II) и железа (III) в образовавшемся растворе оказались равными. Рассчитать массу медной пластинки после реакции.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
39	Можно ли получить сульфид алюминия смешиванием водных растворов сульфата алюминия и сульфида калия? Почему? Какие соли алюминия принципиально невозможно синтезировать в водных растворах? Напишите уравнения соответствующих реакций.	ОПК1 31 ОПК В2 ОПК 6 У1
40	Сплав натрия с неизвестным щелочным металлом общей массой 6,2 г растворили в воде массой 200 г. В результате	ОПК 1 У1 ОПК 2В2

	реакции выделился газ объемом 2,24 л (н.у.) и образовался раствор, в котором массовая доля NaOH равна 1,94 %. Определить неизвестный металл.	
41	Какие из указанных солей гидролизуются сильнее: $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; Na_2CO_3 или Na_2SiO_3 ? Почему?	ОПК2 33 ОПК 6 У2 ОПК1 В3
42	Рассчитать объем хлора (н.у.) и объем раствора гидроксида калия с его массовой долей 50 % и плотностью 1,538 г/мл, необходимых для получения бертолетовой соли массой 250 г, если ее массовая доля выхода равна 88 %.	ОПК 1 У1 ОПК 2В2
43	Смесь цинка и кадмия разделили на 2 равные части. Первую из них обработали избытком раствора HCl, в результате чего выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Вторую часть смеси поместили в горячий раствор, содержащий избыток KOH. При этом выделился газ объемом 4,48 л (н.у.). Рассчитать объем воздуха (н.у.), необходимого для полного сгорания исходной смеси металлов.	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1
44	Напишите уравнения гидролиза $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ по первой и второй ступеням. Какие условия необходимо соблюдать при приготовлении растворов солей Cr, чтобы уменьшить гидролизуемость катиона? Можно ли получить в водных растворах Cr_2S_3 ?	ОПК 1 У1 ОПК 2В2 ОПК 6 У1
45	Неизвестный галогеноводород пропустили в раствор щелочи массой 100 г с массовой долей KOH 11,2 %. В образовавшемся нейтральном растворе массовая доля соли равна 13,89 %. Определить галогеноводород.	ОПК-1 32 ОПК-2 У1 ОПК6 В3
46	Как можно объяснить, что при комнатной температуре алюминий практически не реагирует в растворе с CuSO_4 , но бурно взаимодействует с CuCl_2 ?	ОПК 1 У3 ОПК 2 В1 ОПК 6В2
47	Смесь углерода со свинцом обработали при нагревании избытком концентрированного раствора азотной кислоты, в результате чего выделилась смесь газов объемом 15,68 л (н.у.). При пропускании этой смеси через избыток известковой воды образовался осадок массой 10 г. Вычислить значение массовой доли углерода в исходной смеси	ОПК 1 У1 ОПК 2В2
48	Смесь оксида и сульфида цинка общей массой 33,15 г поместили в раствор массой 200 г, содержащий избыток HCl. После окончания реакций образовался раствор, в котором массовая доля соли цинка равна 21,35 %. Вычислить значения массовых долей соединений цинка в исходной смеси.	ОПК1 31 ОПК В2
49	Сероводород объемом 896 мл (н.у.) сожгли в избытке кислорода, а полученный газ полностью поглотили 20 г 10% – ного раствора гидроксида натрия. Вычислите массовые доли веществ в полученном растворе.	ОПК2 33 ОПК1 В3
50	Охарактеризуйте взаимодействие соляной кислоты с оксидами	ОПК 1 У1 ОПК 2В2

	марганца MnO, MnO ₂ , Mn ₂ O ₇	ПК 6 У1
--	---	---------

ПОКАЗАТЕЛИ И КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ КОМПЕТЕНЦИЙ (Шкалы оценивания)

Результаты выполнения обучающимся заданий на экзамене оцениваются по шкале - по пятибалльной шкале.

В основе оценивания лежат критерии порогового и повышенного уровня характеристик компетенций или их составляющих частей, формируемых на учебных занятиях по дисциплине (Таблица 2.5 рабочей программы дисциплины).

«Отлично» (5) / «зачтено» – оценка соответствует повышенному уровню и выставляется обучающемуся, если он глубоко и прочно усвоил программный материал, исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно его излагает, умеет тесно увязывать теорию с практикой, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, причем не затрудняется с ответом при видоизменении заданий, использует в ответе материал монографической литературы, правильно обосновывает принятое решение, владеет разносторонними навыками и приемами выполнения практических задач.

«Хорошо» (4) / «зачтено» - оценка соответствует повышенному уровню и выставляется обучающемуся, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос или выполнении заданий, правильно применяет теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения.

«Удовлетворительно» (3) / «зачтено» - оценка соответствует пороговому уровню и выставляется обучающемуся, если он имеет знания только основного материала, но не усвоил его деталей, допускает неточности, демонстрирует недостаточно правильные формулировки, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, испытывает затруднения при выполнении практических работ.

«Неудовлетворительно» (2) / «не зачтено» - оценка выставляется обучающемуся, который не достигает порогового уровня, демонстрирует непонимание проблемы, не знает значительной части программного материала, допускает существенные ошибки, неуверенно, с большими затруднениями выполняет практические работы.