

УТВЕРЖДАЮ  
Первый проректор,  
проректор по учебной работе

\_\_\_\_\_ А. Е. Рудин

«30» июня 2020 г.

## РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

**Б1.Б.16**

(Индекс дисциплины)

**Общая и неорганическая химия**

(Наименование дисциплины)

Кафедра: **44** Теоретической и прикладной химии  
Код Наименование кафедры

Направление подготовки: **20.03.01 Техносферная безопасность**

Профиль подготовки: **Инженерная защита окружающей среды**

Уровень образования: **бакалавриат**

### План учебного процесса

Составляющие учебного процесса		Очное обучение	Очно-заочное обучение	Заочное обучение
Контактная работа обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся (часы)	Всего	324	324	324
	Аудиторные занятия	136	102	24
	Лекции	68	51	12
	Лабораторные занятия	68	51	12
	Практические занятия			
	Самостоятельная работа	98	150	282
Промежуточная аттестация	90	72	18	
Формы контроля по семестрам (номер семестра)	Экзамен	12	34	12
	Зачет		2	
	Контрольная работа	1122	223344	12
	Курсовой проект (работа)			
<b>Общая трудоемкость дисциплины (зачетные единицы)</b>		<b>9</b>	<b>9</b>	<b>9</b>

Форма обучения:	Распределение зачетных единиц трудоемкости по семестрам											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
Очная	4	5										
Очно-заочная		3	3	3								
Заочная	5	4										

Рабочая программа дисциплины составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 20.03.01 Техносферная безопасность

На основании учебных планов № 1/1/645, 1/2/425, 1/3/427

# 1. ВВЕДЕНИЕ К РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЕ ДИСЦИПЛИНЫ

## 1.1. Место преподаваемой дисциплины в структуре образовательной программы

Блок 1: Базовая  Обязательная  Дополнительно является факультативом   
Вариативная  По выбору

## 1.2. Цель дисциплины

Сформировать компетенции обучающегося в области использования знаний о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизме химических процессов, для решения профессиональных задач.

## 1.3. Задачи дисциплины

- рассмотреть строение веществ и природу химических связей в них на основании строения электронных оболочек атомов;
- раскрыть принципы взаимодействия веществ и механизмы химических процессов;
- показать особенности свойств соединений различных классов

## 1.4. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

Код компетенции	Формулировка компетенции	Этап формирования
ПК-22	Способность использовать законы и методы математики, естественных, гуманитарных и экономических наук при решении профессиональных задач.	первый
<b>Планируемые результаты обучения</b> Знать: 1) основные законы химии и их использование; 2) основные закономерности протекания процессов. Уметь: 1) использовать термодинамические функции и кинетические закономерности для проведения эксперимента в лабораторных и производственных условиях; Владеть: 1) навыками выполнения основных химических лабораторных операций.		

## 1.5. Дисциплины (практики) образовательной программы, в которых было начато формирование компетенций, указанных в п.1.4:

Дисциплина базируется на компетенциях, сформированных на предыдущем уровне образования

## 2. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
<b>Учебный модуль 1. Строение вещества</b>			
Тема 1. Химия как наука о веществах и их превращениях. Место химии в системе естественных наук. Краткий исторический очерк развития химической науки. Развитие химии в России. Значение химии в развитии производительных сил общества и в создании новых материалов. Роль химии в текстильной и легкой промышленности. Химическая форма движения материи. Связь материи и движения. Дифференциация и интеграция химических наук.	2	4	12
Тема 2. Количественные расчеты реагентов. Атомная масса и массовое число изотопов. Относительные молекулярные массы веществ. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Определение молекулярных масс газообразных веществ. Закон Авогадро и следствие из него. Число Авогадро. Понятие "моль". Законы стехиометрии. Закон сохранения материи. Закон постоянства состава. Закон простых кратных отношений. Молярные массы эквивалентов элементов и веществ. Закон эквивалентов.	4	4	14
Тема 3. Строение вещества. Строение атома. Исследования, предшествующие созданию современной теории строения атома: открытие электрона, открытие радиоактивного распада элементов. Строение атома по Томсону. Работы Резерфорда по исследованию рассеяния $\alpha$ -частиц веществами. Модель атома по Резерфорду, несостоятельность этой модели. Оптические спектры элементов. Спектр водорода (спектральные серии Бальмера, Лаймана, Пашена, Пфунда). Квантовый характер поглощения и излучения энергии. Уравнение Планка. Теория строения атома Бора. Постулаты Бора. Квантовые числа. Понятие о квантовой механике. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де Бройля. Соотношение неопределенностей Гейзенберга. Квантовомеханическое объяснение строения атома. Атомные орбитали, многоэлектронные атомы. Строение электронных оболочек атомов. Принцип Паули. Правило Гунда. Правило Клечковского.	9	8	12
Тема 4. Периодический закон Д.И.Менделеева и электронное строение атомов. Открытие периодического закона Д.И.Менделеева. Периодический закон Д.И.Менделеева как основа развития естественных наук. Современная формулировка периодического закона. Периодическая система элементов и ее связи со строением атома. Последовательность заполнения электронных оболочек атомов. Структура периодической системы: периоды, группы, подгруппы. Изменение свойств в периодической системе (вертикальная, горизонтальная и диагональная аналогии). Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации атомов, сродство к электрону, электроотрицательность. Перспективы развития периодической системы.	8	8	10
Тема 5. Химическая связь и строение молекул. История развития представлений о валентности и природе химической связи. Количественные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации. Локализованная и нелокализованная связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО) на примере простого метода МО Хюккеля. Диаграммы распределения электронной плотности в молекулах. Связывающие и разрыхляющие МО. Определение порядка связи и зарядов атомов в молекулах. Применение метода МО к молекулам, образованным из атомов элементов первого и второго периодов системы элементов. Сравнение методов ВС и МО.	8	6	8
Тема 6. Межмолекулярное взаимодействие. Электростатическое взаимодействие молекул. Дисперсионное, ориентационное и индукционное взаимодействие молекул. Донорно-акцепторное взаимодействие. Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства	2	2	2

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
молекул.			
Тема 7. Конденсированное состояние вещества. Агрегатное состояние как проявление взаимодействий между частицами вещества. Твердое, жидкое и газообразное состояния вещества. Кристаллическое состояние вещества. Ионная, атомная и молекулярная кристаллические решетки. Металлическое состояние вещества. Металлическая связь. Понятие об электронной и дырочной проводимости. Проводники, полупроводники и диэлектрики.	2	2	2
<b>Текущий контроль 1. Контрольная работа</b>	2	2	
<b>Учебный модуль 2. Превращение веществ</b>			
Тема 8. Энергетика химических процессов. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия и энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Тепловые эффекты различных процессов. Стандартные тепловые эффекты. Закон Гесса и следствия из него. Примеры применения закона Гесса для вычисления энтальпийных характеристик различных процессов (образования, сгорания и т.д.). Понятие об энтропии. Стандартные энтропии. Изменение энтропии в различных процессах. Энтропия и периодический закон. Понятие об энергии Гиббса и ее изменение как меры реакционной способности. Энтальпийный и энтропийный факторы процессов. Термодинамическая оценка возможности протекания процесса.	6	6	12
Тема 9. Кинетика процессов. Скорость реакции. Скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов. Закон действия масс. Константа скорости. Молекулярность и порядок реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Понятие об активированном комплексе. Энергия активации. Цепные реакции. Работы Н.Н.Семенова и Н.М.Эммануэля. Особенности каталитических процессов. Гомогенные и гетерогенные процессы. Элементы теории катализа (теория промежуточных соединений).	6	6	10
Тема 10. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые процессы. Динамическое равновесие. Константа равновесия в гомогенных и гетерогенных системах. Связь константы равновесия с изменением энергии Гиббса в реакции. Смещение равновесия при изменении условий. Принцип противодействия (принцип Ле Шателье). Использование закономерностей химической кинетики и динамического равновесия при совершенствовании химико-технологических процессов в текстильной и легкой промышленности.	4	9	10
<b>Текущий контроль 2. Опрос</b>	1	1	
<b>Учебный модуль 3. Растворы</b>			
Тема 11. Общие закономерности растворов неэлектролитов и электролитов. Классификация дисперсных систем. Образование истинных растворов. Гидратная теория растворов Д.И.Менделеева. Тепловые эффекты при растворении. Влияние температуры на растворимость веществ. Зависимость растворимости газов от давления. Правило Генри. Взаимная растворимость двух жидкостей. Закон распределения. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов: процентная, молярная, моляльная, нормальная, мольные доли. Другие свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Уравнение Вант-Гоффа. Давление насыщенного пара растворителя над раствором. Закон Рауля. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры их замерзания. Эбулиоскопический и криоскопический методы определения молекулярных масс растворенных веществ.	8	10	12
Тема 12. Электролитическая диссоциация и ионные процессы. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Роль молекул	10	10	10

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
<p>растворителя в процессе распада электролитов на ионы. Диэлектрическая проницаемость и ионизирующая способность растворителя. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Изотонический коэффициент. Применение закона действующих масс к растворам электролитов. Закон разбавления Оствальда. Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Константа диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Понятие об активности. Понятие об ионной силе раствора. Зависимость коэффициента активности от ионной силы раствора. Ионные реакции. Условия смещения ионных равновесий. Произведения растворимости. Электролитическая диссоциация молекул воды: ион гидроксония, ионное произведение воды. Водородный показатель - рН. Кислотно-основные индикаторы. Буферные растворы.</p> <p>Гидролиз солей. Степень гидролиза, ее зависимость от концентрации и температуры. Константа гидролиза. Различные случаи гидролиза. Необратимый гидролиз.</p> <p>Современная теория кислот и оснований. Протонная теория. Кислоты и основания по Льюису. Понятие о жестких и мягких кислотах и основаниях.</p>			
<p>Тема 13. Окислительно-восстановительные процессы. Основы электрохимии. Важнейшие окислители и восстановители. Зависимость окислительно-восстановительных свойств веществ от положения образующих их элементов в периодической системе. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Методы электронно-ионных уравнений. Классификация ОВР: межмолекулярные, диспропорционирования и внутри-молекулярные.</p> <p>Применение восстановителей и окислителей для крашения кубовыми красителями и в производстве волокон.</p> <p>Гальванические элементы. Водородный электрод. Стандартные потенциалы окислителей и восстановителей. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента. Использование окислительно-восстановительных потенциалов для предсказания возможности протекания ОВР.</p> <p>Электродные потенциалы металлов.</p> <p>Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации реагентов. Уравнение Нернста.</p> <p>Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и водных растворов. Получение гипохлорита натрия при электролизе раствора NaCl.</p> <p>Коррозия металлов, методы защиты от нее.</p>	8	10	10
<p>Тема 14. Комплексные соединения.</p> <p>Координационная теория А.Вернера и ее развитие. Комплексообразователь, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения.</p> <p>Общие свойства комплексных соединений, их классификация и номенклатура. Изомерия комплексных соединений. Взаимное влияние лигандов.</p> <p>Закономерность трансвлияния по И.И.Черняеву. Хелатные соединения, их особенность. Объяснение образования и строения комплексов с помощью электростатических представлений. Квантовомеханические методы трактовки химической связи в комплексных соединениях. Метод валентных связей.</p> <p>Внешне-и внутриорбитальные комплексы. Понятие о теории кристаллического поля. Взаимное расположение лигандов и атомных орбиталей комплексообразователя в октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов: спектрохимический ряд лигандов. Высоко- и низкоспиновые комплексы. Окраска комплексов. Вклад Д.И.Менделеева, Л.А.Чугаева, И.И.Черняева, А.А.Гринерга в химию комплексных соединений.</p> <p>Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона: ступенчатая и общая константа. Растворение комплексных соединений.</p>	8	10	11
<b>Текущий контроль 3. Контрольная работа</b>	2	2	
<b>Промежуточная аттестация: экзамен /зачет с оценкой</b>	<b>54</b>	<b>8</b>	

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
<b>Учебный модуль 4. Свойства элементов групп VIA, VIIA, водород</b>			
<p>Тема 15. Химия водорода и кислорода.</p> <p>Водород</p> <p>Водород в природе. Изотопы водорода. Технические и лабораторные методы получения. Применение водорода в технике. Физические свойства водорода: плотность, теплопроводность, диффузия в металлы (водородная коррозия). Химические свойства водорода: водород как восстановитель и как окислитель. Гидриды водорода, их классификация по типу химической связи. Растворение водорода в металлах VIII группы системы Д.И.Менделеева.</p> <p>Особенности химических свойств водорода в момент выделения.</p> <p>Кислород. Вода. Перекись водорода.</p> <p>Кислород в природе. Его значение для жизненных процессов. Сохранение кислорода атмосферы — важнейшая задача экологии.</p> <p>Технические и лабораторные методы получения кислорода. Промышленное значение кислорода, форсированное проведение металлургических процессов при кислородном дутье.</p> <p>Электронное строение атома кислорода, его сродство к электрону. Окислительные свойства. Аллотропия кислорода. Озон.</p> <p>Оксиды элементов — их классификация, гидраты оксидов.</p> <p>Вода. Аномалия ее свойств. Строение молекул воды. Роль воды в технических и в биологических процессах. Охрана водных ресурсов - важнейшая проблема экологии.</p> <p>Жесткость воды (постоянная и временная). Ее устранение.</p> <p>Перекись водорода. Строение ее молекул. Кислотные свойства. Перекиси металлов. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода. Применение перекиси водорода и пероксидов в технике.</p>	18	18	10
<p>Тема 16. Элементы VIIA-группы</p> <p>Галогены и галогеноводороды.</p> <p>Природные соединения галогенов. Промышленные методы получения фтора, хлора, брома, йода. Применение.</p> <p>Электронное строение атомов галогенов. Сродство к электрону, окислительные свойства.</p> <p>Взаимодействие галогенов с водородом. Галогеноводороды, галогеноводородные кислоты. Получение галогеноводородных кислот. Кислотные и восстановительные свойства.</p> <p>Оксиды и кислородсодержащие кислоты галогенов.</p> <p>Оксиды хлора. Правило четности. Взаимодействие хлора с водой и с водными растворами щелочей. Работы Яковкина, химический состав хлорной воды. Кислородсодержащие кислоты хлора, их окислительные и кислотные функции. Их соли. Кислородсодержащие кислоты брома и йода. Взаимодействие фтора с водой и растворами щелочей.</p>	22	22	10
<p>Тема 17. Элементы VIA группы</p> <p>Сера, селен, теллур. Их гидриды.</p> <p>Сера в природе: самородная сера, сульфиды, сульфаты. Получение серы, ее применение. Получение и применение селена и теллура.</p> <p>Электронное строение атомов. Общая характеристика химических свойств.</p> <p>Сероводород. Сероводородная кислота, сульфиды металлов.</p> <p>Восстановительные свойства сероводородной кислоты и ее солей.</p> <p>Многосернистые водороды и полисульфиды металлов. Тиоангидриды и тиокислоты. Селеноводород, теллуrowодород.</p> <p>Оксиды и кислоты серы, селена, теллура.</p> <p>Оксиды серы: моноокись, двуокись, трехокись. Окислительно-восстановительные свойства оксида серы (IV). Сернистая кислота, ее свойства и свойства ее солей. Образование двуокиси серы в металлургии цветных металлов, ее рациональное использование и защита окружающей среды.</p> <p>Оксид серы (VI). Серная кислота. Ее важнейшие свойства и применение.</p> <p>Олеум, его химический состав. Технические методы получения серной кислоты.</p> <p>Тиосерная кислота, тиосульфаты. Политионовые кислоты. Оксиды селена и</p>	18	10	10

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
теллура. Кислоты селена и теллура, сравнение их свойств с кислотами серы.			
<b>Текущий контроль 4.</b> Контрольная работа	2	2	
<b>Текущий контроль.</b> Контрольная работа			6
<b>Промежуточная аттестация по дисциплине: экзамен</b>			9
<b>Учебный модуль 5. Свойства элементов групп VA, IV A</b>			
Тема 18. Элементы VA группы Азот, гидриды азота. Азот в природе. Получение чистого азота. Энергия диссоциации молекулы азота. Общая характеристика химических свойств. Аммиак. Промышленные методы его получения. Взаимодействие с водой. Гидроксид аммония, ион аммония. Реакции окисления аммиака. Взаимодействие аммиака с металлами. Амиды, имиды, нитриды металлов. Гидразин. Строение его молекулы. Химические свойства. Азотистоводородная кислота, азиды металлов. Галогениды азота. Оксиды и кислоты азота. Оксиды азота, их свойства. Азотистая кислота, ее окислительно-восстановительные свойства. Нитриты. Азотная кислота. Окислительные свойства азотной. Применение азотной кислоты в технике. Промышленные методы получения азотной кислоты. Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Природные соединения. Получение простых веществ. Аллотропия. Применение фосфора, мышьяка, висмута в технике. Окислительные числа. Фосфиды, арсениды, антимониды металлов. Гидриды фосфора, мышьяка, сурьмы. Ион фосфония. Оксиды. Применение оксида фосфора (V). Кислоты фосфора (III) и фосфора (V). Оксиды мышьяка и сурьмы. Их амфотерный характер. Основные свойства оксида висмута (III). Производные висмута (V). Окислительные и восстановительные свойства соединений мышьяка, сурьмы, висмута. Галогениды фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута. Тиоангидриды и тиокислоты мышьяка и сурьмы. Фосфорные удобрения.	18	10	20
Тема 19. Элементы IV группы Углерод, кремний. Углерод в природе. Аллотропические модификации углерода. Их техническое значение. Природные соединения кремния. Получение в виде простого вещества. Применение в технике. Строение электронных оболочек атомов. Значение окислительных чисел. Оксид углерода (II). Получение. Взаимодействие с галогенами. Карбонилы металлов. Применение монооксида углерода в качестве восстановителя в металлургии. Оксид углерода (IV). Физические свойства. Применение в технике. Кислоты углерода (IV). Карбонаты. Реакция самоокисления-самовосстановления монооксида углерода. Сероуглерод. Тиоугольная кислота. Соединения углерода с галогенами. Фреоны. Соединения углерода с азотом. Дициан, его строение. Синильная кислота и цианиды. Лигандные свойства иона циановодородной кислоты. Роданистоводородная кислота. Кремний, его природные соединения. Получение кремния. Применение в технике полупроводников. Оксиды кремния, кварц и кварцевое стекло. Кислоты кремния, силикаты. Стекла. Растворимое стекло, бытовое стекло, специальные стекла. Силициды металлов. Кремневодороды. Их сравнение с углеводородами. Кремнеорганические соединения, их применение. Карбид кремния. Его получение и применение. Германий, олово, свинец. Природные соединения германия, олова, свинца. Металлургия. Применение в технике. Аллотропия олова. Взаимодействие с кислотами. Степени окисленности.	14	8	12

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Оксиды и гидроокиси германия, олова, свинца. Их амфотерность. Окислительно-восстановительные свойства соединений германия (IV), олова (II, IV), свинца (II, IV). Сульфиды. Тиоангидриды и тиокислоты германия, олова, свинца. Галогениды. Оловохлористоводородная кислота.			
<b>Текущий контроль 5. Опрос</b>	2		
<b>Текущий контроль 5. Контрольная работа</b>		2	
<b>Промежуточная аттестация: экзамен</b>		<b>36</b>	
<b>Учебный модуль 6. Свойства элементов групп IIIA — IA</b>			
Тема 20. Элементы IIIA группы Бор, алюминий, галлий, индий, таллий. Природные соединения бора. Получение в элементарном состоянии. Применение простого вещества. Общая характеристика химических свойств. Бориды металлов. Бороводороды, особенность строения их молекул. Взаимодействие с кислородом. Оксид бора, боридные стекла. Кислоты бора. Алюминий в природе. Metallургия алюминия. Применение в технике. Взаимодействие с кислотами и щелочами. Взаимодействие с кислородом и оксидами металлов. Алюмотермия. Оксид алюминия. Гидроксид алюминия, ее амфотерность. Алюминаты. Алюмосиликаты, фарфор, керамика, цементы. Галогениды алюминия. Физические свойства галлия, индия, таллия. Применение в технике. Сравнение химических свойств галлия, индия, таллия со свойствами бора и алюминия. Значение степеней окисления. Оксиды и гидроксиды.	8	10	10
Тема 21. Элементы групп IA, IIA Подгруппа лития, подгруппа бериллия. Природные соединения элементов подгруппы лития. Получение щелочных металлов, их физические свойства. Применение. Взаимодействие с водой. Взаимодействие с кислородом. Оксиды, пероксиды. Гидроксиды щелочных металлов. Взаимодействие щелочных металлов с водородом, азотом, серой, галогенами. Промышленные методы получения едкого натра и едкого калия. Получение соды и поташа. Природные соединения элементов подгруппы бериллия. Получение простых веществ, применение их в технике. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с водородом, азотом, серой. Оксиды и пероксиды. Особенность химических свойств оксида бериллия. Бериллаты. Гидроксиды магния, кальция, стронция, бария. Применение гидроксида кальция как вяжущего вещества.	6	8	9
<b>Текущий контроль 6. Контрольная работа</b>	2	2	
<b>Учебный модуль 7. Свойства элементов побочных подгрупп</b>			
Тема 22. Элементы IB, IIB-групп Подгруппа меди, подгруппа цинка. Медь, серебро, золото в природе. Metallургия меди. Цианидный метод извлечения золота и серебра. Применение меди, серебра, золота в технике. Общая характеристика химических свойств. Взаимодействие с кислотами. Значение степеней окисления. Оксиды, гидроксиды. Амфотерность оксидов меди (II, III), оксида золота (III). Куприты, купраты, аураты. Цинк, кадмий, ртуть. Их природные соединения. Получение в виде простых веществ. Применение. Оксиды цинка, кадмия, ртути. Гидроксиды. Особенности строения соединений ртути (I).	6	10	16
Тема 23. Элементы IVB и VB-групп Подгруппа титана, подгруппа ванадия. Руды титана и циркония. Особенности metallургии этих металлов.	6	10	16

Наименование и содержание учебных модулей, тем и форм контроля	Объем (часы)		
	очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Конструкционные данные титана. Применение титана, циркония, гафния в технике. Значения окислительных чисел. Оксиды. Гидроксиды. Амфотерность гидроксида титана и циркония. Титанаты и цирконаты. Взаимодействие с галогенами, азотом. Взаимодействие с кислотами. Природные соединения ванадия, ниобия, тантала. Применение простых веществ. Взаимодействие с кислотами. Значение степеней окисления. Гидроксиды ванадия, ниобия, тантала. Ванадаты и танталаты.			
Тема 24. Элементы VIB группы Хром, молибден, вольфрам. Руды хрома, молибдена, вольфрама. Получение этих металлов из руд. Применение в технике. Взаимодействие с кислотами. Значения окислительных чисел. Оксиды и гидроксиды, хромистая и хромовые кислоты, хромиты и хроматы. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Молибдаты и вольфраматы. Изополи- и гетерополикислоты. Равновесие хромат- и дихромат ионов. Его смещение. Окислительные свойства хроматов и дихроматов.	6	10	16
Тема 25. Элементы VIIВ-группы Марганец, рений. Марганец и рений в природе. Получение марганца из его руд. Применение марганца и рения в технике. Взаимодействие марганца и рения с кислотами. Значения окислительных чисел. Оксиды марганца. Гидроксиды марганца. Марганцеватистая, маргонцовистая, марганцевая кислоты. Манганиты, манганаты, перманганаты. Окислительные свойства перманганатов и их зависимость от рН среды. Оксиды рения. Рениевая кислота, перренаты.	6	10	16
Тема 26. Элементы VIIIВ группы Семейства железа и платины. Руды железа, кобальта, никеля. Металлургия железа. Применение кобальта, никеля в технике. Взаимодействие железа, кобальта, никеля с кислотами. Значения окислительных чисел. Оксиды и гидроокиси. Железистая и железная кислоты. Ферриты и ферраты. Цианидные комплексные соединения железа (II и III). Окислительные свойства железа (III), кобальта (III), никеля (III). Платиновые металлы. Нахождение в природе. Общая характеристика химических свойств. Гидроксиды палладия (II), платины (II, IV), их свойства. Оксиды рутения и осмия (VIII). Важнейшие соединения платиновых металлов. Применение простых веществ и соединений. Вопросы экологии. Влияние неорганических веществ на окружающую среду и человека. Понятие о предельно допустимых концентрациях. Пути снижения отходов производства, очистка воздуха и сточных вод кожевенного, мехового, текстильного производства и производства искусственных кож и химических волокон.	8	10	16
<b>Текущий контроль 7. Опрос</b>	2		
<b>Текущий контроль 7. Контрольная работа</b>		2	
<b>Текущий контроль. Контрольная работа</b>			4
<b>Промежуточная аттестация по дисциплине: экзамен</b>	<b>36</b>	<b>36</b>	<b>9</b>
<b>ВСЕГО:</b>	<b>324</b>	<b>324</b>	<b>324</b>

### 3. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

#### 3.1. Лекции

Номера изучаемых тем	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1	1	1	2	1	1	0,5
2	1	2	2	1		
3	1	4	2	1	1	0,5
4	1	2	2	1		
5	1	3	2	2	1	1
6	1	1	2	2		
7	1	1	2	2	1	1
8	1	2	2	1		
9	1	2	2	1	1	1
10	1	2	2	1		
11	1	2	2	1	1	1
12	1	4	2	1		
13	1	4	2	1	1	1
14	1	4	2	1		
15	2	2	3	2	1	1
15	2	4	3	2		
16	2	2	3	2	1	1
16	2	3	3	2		
17	2	2	3	2	1	1
17	2	3	3	1		
18	2	3	3	2	1	1
18	2	3	3	2		
18	2	2	3	1	1	0,5
19	2	2	3	1		
20	2	2	4	5	1	0,5
21-22	2	2	4	4		
23-24	2	2	4	4	1	1
25-26	2	2	4	4		
<b>ВСЕГО:</b>		68		51		12

#### 3.2. Практические и семинарские занятия

Не предусмотрены

#### 3.3. Лабораторные занятия

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
1	Классы неорганических соединений	1	4	2	2	1	2
1	Атомно-молекулярное учение	1	2	2	1		
2	Определение эквивалента простого вещества	1	2	2	1		
3	Строение атома. Строение электронных оболочек атомов	1	2	2	2		
4	Периодический закон.	1	2	2	1		
5,6,7	Химическая связь. Строение молекул	1	2	2	2		
8	Энергетика химических процессов	1	2	2	2		
9,10	Химическая кинетика и химическое равновесие	1	4	2	1	1	2
11	Общие свойства растворов неэлектролитов.	1	4	2	1		

Номера изучаемых тем	Наименование лабораторных занятий	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
	Концентрации растворов						
12	Растворы электролитов. Ионные реакции. Гидролиз солей.	1	2	2	1		
13	Окислительно-восстановительные реакции	1	4	2	1		
13	Электрохимия	1	2	2	1		
14	Комплексные соединения	1	2	2	1		
15	Водород	2	2	3	2		
15	Кислород, вода, перекись водорода	2	2	3	2		
16	Галогены и галогеноводороды	2	3	3	2	2	2
16	Кислородсодержащие соединения галогенов	2	2	3	1		
17	Сера, оксиды серы	2	2	3	2		
17	Кислоты серы, соединения селена и теллура	2	2	3	2	2	2
18	Азот, гидриды азота	2	2	3	2		
18	Оксиды и кислоты азота	2	2	3	1		
18	Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Тиоангидриды и тиокислоты мышьяка	2	2	3	1	2	2
19	Углерод, кремний	2	2	3	1		
19	Германий, олово, свинец	2	1	3	1		
20	Бор, алюминий	2	2	4	3		
21	Бериллий, магний, кальций. Жесткость воды	2	2	4	3		
22	Подгруппа меди, подгруппа цинка	2	2	4	3	2	2
24	Хром, молибден, вольфрам	2	2	4	3		
25	Марганец	2	2	4	3		
26	Семейство железа	2	2	4	2		
<b>ВСЕГО:</b>			68		51		12

#### 4. КУРСОВОЕ ПРОЕКТИРОВАНИЕ

НЕ ПРЕДУСМОТРЕНО

#### 5. ТЕКУЩИЙ КОНТРОЛЬ УСПЕВАЕМОСТИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Номера учебных модулей, по которым проводится контроль	Форма контроля знаний	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
		Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во	Номер семестра	Кол-во
1,3	Контрольная работа	1	2	2	2		
2	Опрос	1	1	2	1		
4,6	Контрольная работа	2	2				
4,5	Контрольная работа			3	2		
6,7	Контрольная работа			4	2		
5,7	Опрос	2	2				
1-4	Контрольная работа					1	1
5-7	Контрольная работа					2	1

## 6. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА ОБУЧАЮЩЕГОСЯ

Виды самостоятельной работы обучающегося	Очное обучение		Очно-заочное обучение		Заочное обучение	
	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)	Номер семестра	Объем (часы)
Усвоение теоретического материала	1	10	2	25	1	94
	2	51	3	18	2	83
Подготовка к лабораторным занятиям	1	12	2	41	1	55
	2	25	3	20	2	40
			4	20		
Выполнение домашних заданий					1	6
					2	4
Подготовка к зачету			2	8		
Подготовка к экзаменам	1	54	3	36	1	9
	2	36	4	36	2	9
<b>ВСЕГО:</b>		188		222		300

## 7. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

### 7.1. Характеристика видов и используемых инновационных форм учебных занятий

Наименование видов учебных занятий	Используемые инновационные формы	Объем занятий в инновационных формах (часы)		
		очное обучение	очно-заочное обучение	заочное обучение
Лекции	Лекции-диалог, разбор конкретных ситуаций, возможных на химических производствах	17	12	3
Лабораторные занятия	Проведение учебного эксперимента под руководством преподавателя; выполнение индивидуальных заданий по разделам курса	17	13	3
<b>ВСЕГО:</b>		34	25	6

### 7.2. Балльно-рейтинговая система оценивания успеваемости и достижений обучающихся

#### Перечень и параметры оценивания видов деятельности обучающегося

№ п/п	Вид деятельности обучающегося	Весовой коэффициент значимости, %	Критерии (условия) начисления баллов
1	Аудиторная активность. Проведение опроса	20	1 балл за посещение каждого аудиторного занятия (всего 34 занятий в семестре), максимум 34 балла. • 66 баллов за правильно пройденный опрос (полнота ответа, владение теоретическим материалом), максимум 66 баллов
2	Выполнение и защита контрольной работы, объяснение полученных результатов	20	• 10 баллов за выполнение контрольной работы в срок (2 контрольных работы в семестре). Всего 20 баллов • 40 баллов за выполнение и защиту контрольной работы. (2 контрольных работы в семестре). Всего 80 баллов.
3	Выполнение лабораторной работы и представление отчета	20	• 3,5 балла за своевременное выполнение и представление отчета по лабораторной работе -- 8 лабораторных работ в семестре – 28 баллов; • 4 балла за содержание и оформление (цель работы, формулы, верные расчеты, иллюстрации, выводы) – 32 балла; • 5 баллов за качество защиты работы (полнота ответов на вопросы, владение терминологией, логичное и четкое изложение материала), максимум 40 баллов.

4	Сдача экзамена	40	<ul style="list-style-type: none"> <li>• 30 баллов за ответ на теоретический вопрос (полнота, владение терминологией, затраченное время). Всего 2 вопроса – максимум 60 баллов.</li> <li>• 40 баллов за решение практико-ориентированного задания (типовой задачи) (1 задача), максимум 40 баллов.</li> </ul>
<b>Итого (%):</b>		100	

#### Перевод балльной шкалы в традиционную систему оценивания

Баллы	Оценка по нормативной шкале	
86 - 100	5 (отлично)	Зачтено
75 – 85	4 (хорошо)	
61 – 74		
51 - 60	3 (удовлетворительно)	
40 – 50		
17 – 39	2 (неудовлетворительно)	Не зачтено
1 – 16		
0		

## 8. ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

### 8.1. Учебная литература

#### а) основная учебная литература

1. Ковальчукова О.В. Химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Ковальчукова О.В., Егорова О.А.— Электрон. текстовые данные.— М.: Российский университет дружбы народов, 2011.— 156 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/11429>.— ЭБС «IPRbooks»
2. Дроздов А.А. Неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Дроздов А.А., Дроздова М.В.— Электрон. текстовые данные.— Саратов: Научная книга, 2012.— 159 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/6310>.— ЭБС «IPRbooks»
3. Пресс И.А. Основы общей химии [Электронный ресурс]: учебное пособие/ Пресс И.А.— Электрон. текстовые данные.— СПб.: ХИМИЗДАТ, 2014.— 352 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542>.— ЭБС «IPRbooks»
4. Норман Гринвуд Химия элементов. Том 1 [Электронный ресурс]/ Норман Гринвуд, Алан Эрншо— Электрон. текстовые данные.— М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2014.— 662 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/37113>.— ЭБС «IPRbooks»
5. Норман Гринвуд Химия элементов. Том 2 [Электронный ресурс]/ Норман Гринвуд, Алан Эрншо— Электрон. текстовые данные.— М.: БИНОМ. Лаборатория знаний, 2014.— 682 с.— Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/37114>.— ЭБС «IPRbooks»
6. Могилев, М. Е. Общая и неорганическая химия (знания) / М. Е.Могилев, , И. Д.Тугай, Е. С. Абрамова – СПб: СПГТУД, 2015. – 226 с. [http://publish.sutd.ru/tp\\_ext\\_inf\\_publish.php?id=2349](http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2349)

#### б) дополнительная литература и другие информационные источники

1. Абрамова Е. С., Войтова Н. В., Колесникова О. А., Пульцин М. Н. Химия. Теория электролитической диссоциации. Ионные реакции. Гидролиз солей [Электронный ресурс]: методические указания — СПб.: СПбГУПТД, 2017.— 37 с.— Режим доступа: [http://publish.sutd.ru/tp\\_ext\\_inf\\_publish.php?id=2017634](http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2017634), по паролю.
- Абрамова Е. С., Войтова Н. В., Колесникова О. А., Пульцин М. Н. Химия. Химическая кинетика и химическое равновесие [Электронный ресурс]: методические указания — СПб.: СПбГУПТД, 2017.— 34 с.— Режим доступа: [http://publish.sutd.ru/tp\\_ext\\_inf\\_publish.php?id=2017636](http://publish.sutd.ru/tp_ext_inf_publish.php?id=2017636), по паролю.

### 8.2. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

...1. Эффективная аудиторная и самостоятельная работа обучающихся [Электронный ресурс]: методические указания / сост. С. В. Спицкий. — СПб.: СПбГУПТД, 2015. – Режим доступа: [http://publish.sutd.ru/tp\\_get\\_file.php?id=2015811](http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=2015811), по паролю.

2. Организация самостоятельной работы обучающихся [Электронный ресурс]: методические указания / сост. И. Б. Караулова, Г. И. Мелешкова, Г. А. Новоселов. – СПб.: СПГУТД, 2014. – 26 с. – Режим доступ [http://publish.sutd.ru/tp\\_get\\_file.php?id=2014550](http://publish.sutd.ru/tp_get_file.php?id=2014550), по паролю.

### 8.3. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины

1. Электронно-библиотечная система IPRbooks [Электронный ресурс]: <http://www.iprbookshop.ru>
2. Электронная библиотека учебных изданий СПбГУПТД [Электронный ресурс]: <http://publish.sutd.ru>

### 8.4. Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

1. Единый портал интернет тестирования в сфере образования [Электронный ресурс]. URL:<http://www.i-exam.ru/>.
2. Материалы Информационно-образовательной среды заочной формы обучения СПбГУПТД [Электронный ресурс]. URL:[http://sutd.ru/studentam/extramural\\_student/](http://sutd.ru/studentam/extramural_student/).
3. Windows 10.
4. OfficeStd 2016 RUS OLP NL Acdmc

### 8.5. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

1. Специализированная химическая лаборатория.
2. Химическая посуда.
3. Химические реактивы.
4. Измерительные приборы (термометры, pH-метры, весы).
5. Дистиллятор.
6. Сушильные шкафы.
7. Муфельная печь.
8. Компьютер.

### 8.6. Иные сведения и (или) материалы

1. Таблицы со справочными материалами.
2. Схемы приборов.

## 9. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Виды учебных занятий и самостоятельная работа обучающихся	Организация деятельности обучающегося
Лекции	Конспектирование лекционного материала, в котором изложены основные положения, выводы, формулировки, ключевые слова и термины. Работа с теоретическим материалом.
Лабораторные занятия	Подготовка и выполнение лабораторных работ, позволяющее на практике проверить некоторые теоретические положения. Познакомиться с химическими свойствами изучаемых веществ. Освоить методики проведения химических опытов.
Самостоятельная работа	Закрепить знания умения и навыки, усвоенные на аудиторных занятиях путем самостоятельной проработки методических указаний.

## 10. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

### 10.1. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

#### 10.1.1. Показатели оценивания компетенций на этапах их формирования

Код компетенции / этап освоения	Показатели оценивания компетенций	Наименование оценочного средства	Представление оценочного средства в фонде
ПК-22/ первый этап	Формулирует основные законы химии; классифицирует реакции, анализирует условия их протекания.	Вопросы для устного собеседования	1. Перечень вопросов к зачету (20) и экзамену (80)
	Анализирует химические процессы и оценивает влияние на них различных факторов (концентрация, температура, присутствие катализатора и др.)	Практико-ориентированное задания	2. Практические задачи (20 задач)
	Применяет существующие современные методики для оценки физико-химических свойств веществ, связи между строением вещества и его кислотно-основными, окислительно-восстановительными и др. свойствами.	Типовые задачи	3. Практические задачи (20 задач)

### 10.1.2. Описание шкал и критериев оценивания сформированности компетенций

#### Критерии оценивания сформированности компетенций

Баллы	Оценка по традиционной шкале	Критерии оценивания сформированности компетенций
		Устное собеседование
86 - 100	5 (отлично)	Полный исчерпывающий ответ, показывающий понимание предмета. Ориентируется в основных терминах, знаком с дополнительной литературой, правильно отвечает на дополнительные вопросы. Студент показывает правильное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, выбором нужных законов и формул для ее решения. Умеет правильно написать уравнения реакций.
75 – 85	4 (хорошо)	Стандартный ответ, лишенный индивидуальности. Допускает незначительные погрешности при ответе на вопросы. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Умеет правильно написать уравнения реакций.
61 – 74		Неполный ответ, имеют место небольшие пробелы в знаниях. Допускает погрешности при ответе на вопросы. Студент показывает достаточное понимание условия задачи, владеет навыками анализа условия, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения. Затрудняется правильно написать уравнения реакций
51 - 60	3 (удовлетворительно)	Показывает знания учебного материала в минимальном объеме. Допускает большое количество принципиальных ошибок. Может устранить их с помощью преподавателя. Студент показывает недостаточное понимание условия задачи, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения.
40 – 50		Неполный ответ, есть ошибки в изложении нескольких тем. Путается в терминах. Студент показывает недостаточное понимание условия задачи, путается в выборе нужных законов и формул для ее решения.
17 – 39	2 (неудовлетворительно)	Не может ответить на вопрос без помощи экзаменатора. Многочисленные грубые ошибки. Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения. Не знает свойств веществ. Не может написать уравнения реакций.
1 – 16		Непонимание заданного вопроса. Не понимает условие задачи, не может предложить варианты решения. Не знает свойств веществ. Не может написать химические формулы.
0		Попытка списывания, использования неразрешенных технических устройств или пользование подсказкой другого человека.

### 10.2. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций

#### 10.2.1. Перечень вопросов к экзамену (зачету), разработанный в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Формулировка вопросов к зачету	№ темы
1.	Классификация химических соединений. Законы химии.	1,2
2.	Квантово-механическая модель атома. Изотопы. Атомные орбитали. Квантовые числа. Электронные конфигурации атома.	3
3.	Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Электроотрицательность атомов. Размеры атомов и ионов.	3
4.	Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Связь свойств элементов и их положения в Периодической системе со строением электронных оболочек атомов.	4
5.	Основные типы химической связи и её характеристики. Ковалентная и ионная связи. Строение и свойства простейших молекул. Металлическая связь.	5,6,7
6.	Термодинамика химических процессов. Основные термодинамические функции. Закон Гесса. Термодинамическая оценка химических реакций.	8
7.	Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции и её зависимость от концентрации реагирующих веществ и температуры. Правило Вант-Гоффа.	9
8.	Константа скорости химической реакции. Катализаторы. Каталитические реакции.	9
9.	Обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	10
10.	Растворы. Общие свойства растворов. Изменение термодинамических функций при растворении. Растворимость	11
11.	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант Гоффа. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Законы Рауля	11
12.	Теория электролитической диссоциации. Причины отклонения от законов Рауля и Вант Гоффа в растворах электролитов. Степень электролитической диссоциации. Константа электролитической диссоциации. Связь между ними. Сильные и слабые электролиты.	12
13.	Кислоты, соли, основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Произведение растворимости.	12
14.	Кислотно-основные свойства веществ. Ионные реакции в водных растворах. Гидролиз солей.	12
15.	Окислительно восстановительные реакции.	13
16.	Важнейшие окислители и восстановители.	13
17.	Электродный потенциал металла.	13
18.	Гальванический элемент, электролиз металлов.	13
19.	Комплексные соединения, их классификация и номенклатура.	14
20.	Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости.	14
№ п/п	Формулировка вопросов к экзамену	№ темы
21.	Классификация химических соединений. Законы химии.	1,2
22.	Закон Авогадро и следствия из него. Понятие моля.	2
23.	Закон эквивалентов.	2
24.	Квантово-механическая модель атома. Изотопы.	3
25.	Атомные орбитали. Квантовые числа. Электронные конфигурации атома.	3
26.	Порядок заполнения атомных орбиталей. Принцип Паули. Правило Гунда. Правило Клечковского.	3
27.	Электроотрицательность атомов. Размеры атомов и ионов. Энергия ионизации. Сродство к электрону.	3
28.	Периодический закон. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Связь свойств элементов и их положения в Периодической системе со строением электронных оболочек атомов.	4
29.	Основные типы химической связи и её характеристики. Ионная связь. Строение и свойства простейших молекул.	5
30.	Ковалентная связь. Метод валентных связей. Метод молекулярных орбиталей.	5
31.	Гибридизация атомных орбиталей. Металлическая связь. Водородная связь.	6-7
32.	Термодинамика химических процессов. Основные термодинамические функции. Закон Гесса. Экзо- и эндотермические реакции. Второе начало термодинамики.	8
33.	Экзо- и эндотермические реакции. Второе начало термодинамики.	8
34.	Энтропия. Энергия Гиббса. Термодинамическая оценка химических реакций.	8
35.	Химическая кинетика. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции и её зависимость от концентрации реагирующих веществ и температуры. Правило Вант-Гоффа.	9
36.	Константа скорости химической реакции. Катализаторы. Каталитические реакции.	9
37.	Энергия активации. Уравнение С.Аррениуса.	9
38.	Обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.	10

39.	Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.	10
40.	Растворы. Общие свойства растворов. Изменение термодинамических функций при растворении. Растворимость	11
41.	Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Тепловые эффекты при растворении	11
42.	Способы выражения концентрации растворов.	11
43.	Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант Гоффа. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Законы Рауля	11
44.	Теория электролитической диссоциации. Причины отклонения от законов Рауля и Вант Гоффа в растворах электролитов.	12
45.	Степень электролитической диссоциации. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.	12
46.	Сильные и слабые электролиты. Ступенчатая диссоциация слабых электролитов.	12
47.	Кислоты, соли, основания с точки зрения теории электролитической диссоциации.	12
48.	Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Буферные растворы.	12
49.	Произведение растворимости.	12
50.	Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза. Необратимый гидролиз.	12
51.	Кислотно-основные свойства веществ. Ионные реакции в водных растворах. Гидролиз солей.	12
52.	Комплексные соединения. Координационная теория Вернера.	14
53.	Образование и строение комплексных соединений.	14
54.	Поведение комплексных соединений в растворах. Диссоциация комплексных соединений. Прочность комплексных ионов и константа нестойкости.	14
55.	Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Типы ОВР.	13
56.	Составление уравнений ОВР.	13
57.	Электродные потенциалы металлов. Стандартный электродный потенциал. Уравнение Нернста. Ряд стандартных электродных потенциалов.	13
58.	Химические источники тока. Гальванический элемент. Аккумуляторы. Топливные элементы.	13
59.	Электролиз. Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавов. Законы Фарадея. Применения электролиза.	13
60.	Коррозия металлов. Виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Методы защиты от коррозии.	13
61.	Водород. Положение в Периодической системе и сравнение с галогенами и щелочными металлами. Получение в лаборатории и промышленности.	15
62.	Гидриды водорода, их классификация по типу химической связи.	15
63.	Кислород. Получение в лаборатории и промышленности. Химические свойства.	15
64.	Электронное строение кислорода. Окислительные свойства. Аллотропия.	15
65.	Озон и его особенности.	15
66.	Оксиды элементов. Их классификация.	15
67.	Вода. Аномалия ее свойств. Строение молекулы воды.	15
68.	Жесткость воды (постоянная и временная). Ее устранение.	15
69.	Перекись водорода. Окислительно-восстановительные свойства перекиси водорода.	15
70.	Галогены. Промышленные методы получения фтора, хлора, брома, йода.	16
71.	Электронное строение галогенов. Окислительные свойства галогенов.	16
72.	Взаимодействие галогенов с водородом.	16
73.	Галогеноводородные кислоты. Их получение и свойства.	16
74.	Соединения галогенов с положительными степенями окисления.	16
75.	Свойства хлора в сравнении с йодом и бромом. Хлор-, бром- и йодоводороды.	16
76.	Сера. Химические свойства серы. Сходство и различие в свойствах соединений серы и хрома.	17
77.	Электронное строение серы. Химические свойства.	17
78.	Сероводород. Сульфиды металлов. Восстановительные свойства сероводородной кислоты.	17
79.	Оксиды и кислоты серы. Серная кислота, ее свойства и применение.	17
80.	Азот. Получение и применение. Проблема фиксации атмосферного азота.	18
81.	Аммиак. Химические свойства, получение и применение.	18
82.	Гидразин. Азотистоводородная кислота. Азиды металлов.	18
83.	Оксиды и кислоты азота. Азотная кислота и ее окислительные свойства.	18
84.	Фосфор. Аллотропия. Гидриды фосфора.	18
85.	Оксиды и кислоты фосфора. Фосфорные удобрения.	18
86.	Оксиды мышьяка и сурьмы. Их амфотерный характер.	18
87.	Углерод. Кремний. Строение электронных оболочек. Степени окисления.	19
88.	Оксиды углерода. Кислоты углерода. Карбонаты.	19
89.	Оксиды кремния. Кварц. Кварцевое стекло.	19

90.	Распространенность и форма нахождения алюминия в природе. Свойства, получение и применение алюминия и его соединений.	20
91.	Элементы IA группы. Получение, взаимодействие с водой. Оксиды, пероксиды и гидроксиды щелочных металлов.	21
92.	Медь. Металлургия меди. Характеристика химических свойств.	22
93.	Цинк, кадмий, ртуть. Оксиды и гидроксиды цинка.	22
94.	Подгруппа титана. Оксиды, гидроксиды, амфотерность.	23
95.	Хром, молибден, вольфрам. Получение. Применение. Взаимодействие с кислотами.	24
96.	Оксиды и гидроксиды хрома. Хромовая и хромистая кислоты.	24
97.	Равновесие хромат и дихромат ионов. Окислительные свойства хроматов и дихроматов.	24
98.	Марганец. Получение, химические свойства.	25
99.	Соединения марганца с различной степенью окисления. Окислительные свойства перманганатов.	25
100.	Семейство железа. Оксиды и гидроксиды. Ферриты и ферраты.	26

### 10.2.2 Варианты типовых задач, разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач	Ответ
1.	Напишите формулы кислот, ангидридами которых служат : а. оксид азота (III,) б. оксид циркония (IV). Напишите названия этих кислот, а также формулы и названия их солей с калием и магнием.	$\text{HNO}_2$ , $\text{H}_2\text{ZrO}_3$
2.	Масса эквивалента хлорида железа (III) в реакции со щелочью составила 81,2 г. Определите, какое соединение образовалось.	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
3.	Изобразите электронную конфигурацию атома элемента №26. Определите по электронной конфигурации, в каком периоде, группе, подгруппе находится элемент №26. Сравните ваши выводы с положением этого элемента в Периодической системе.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ 4-период, 8 группа, побочная подгруппа
4.	Используя метод МО определите порядок связи между атомами в ионе $\text{CF}^-$ и возможность существования этого иона.	ПС=2
5.	Определите количество тепла, выделяющееся при сгорании 150 л этилена (н.у.).	8,86 МДж
6.	Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при уменьшении давления в 5 раз?	Уменьшится в 125 раз
7.	Сколько $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 2 л 7%-го раствора сульфата меди ( $d = 1,073 \text{ г / см}^3$ )?	235 г
8.	Из солей $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , $\text{Na}_3\text{PO}_4$ выберите наиболее гидролизованную, для нее напишите реакцию гидролиза и укажите характер среды.	$\text{Na}_3\text{PO}_4$

### 10.2.3. Варианты практико-ориентированных заданий (задач), разработанных в соответствии с установленными этапами формирования компетенций

№ п/п	Условия типовых задач	Ответ
1.	Напишите формулы кислот, ангидридами которых служат : а. оксид азота (III,) б. оксид циркония (IV). Напишите названия этих кислот, а также формулы и названия их солей с калием и магнием.	$\text{HNO}_2$ , $\text{H}_2\text{ZrO}_3$
2.	Масса эквивалента хлорида железа (III) в реакции со щелочью составила 81,2 г. Определите, какое соединение образовалось.	$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
3.	Изобразите электронную конфигурацию атома элемента №26. Определите по электронной конфигурации, в каком периоде, группе, подгруппе находится элемент №26. Сравните ваши выводы с положением этого элемента в Периодической системе.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ 4-период, 8 группа, побочная подгруппа
4.	Используя метод МО определите порядок связи между атомами в ионе $\text{CF}^-$ и возможность существования этого иона.	ПС=2
5.	Определите количество тепла, выделяющееся при сгорании 150 л этилена (н.у.).	8,86 МДж
6.	Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ при уменьшении давления в 5 раз?	Уменьшится в 125 раз
7.	Сколько $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 2 л 7%-го раствора сульфата меди ( $d = 1,073 \text{ г / см}^3$ )?	235 г
8.	Из солей $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , $\text{Na}_3\text{PO}_4$ выберите наиболее гидролизованную, для нее напишите реакцию гидролиза и укажите	$\text{Na}_3\text{PO}_4$

**10.3. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, владений (навыков и (или) практического опыта деятельности), характеризующих этапы формирования компетенций**

**10.3.1. Условия допуска обучающегося к сдаче (экзамена, дифференцированного зачета) и порядок ликвидации академической задолженности**

Положение о проведении текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся (принято на заседании Ученого совета 31.08.2013г., протокол № 1)

**10.3.2. Форма проведения промежуточной аттестации по дисциплине**

устная  письменная  компьютерное тестирование  иная\*

*\*В случае указания формы «Иная» требуется дать подробное пояснение*

**10.3.3. Особенности проведения экзамена (зачета)**

- Возможность пользоваться справочными таблицами, калькулятором;
- Время на подготовку ответа по билету 60 минут.