

Подписано электронной подписью:

Вержицкий Данил Григорьевич

Должность: Директор КГПИ ФГБОУ ВО «КемГУ»

Дата и время: 2024-02-21 00:00:00

471086fad29a3b30e244c728abc3661ab35c9d50210def0e75e03a5b6fdf6436

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования**

«КЕМЕРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Новокузнецкий институт (филиал)

Факультет физической культуры, естествознания и природопользования

«УТВЕРЖДАЮ»

Декан ФФКЕП

В.А. Рябов

«08» апреля 2020 г.



Рабочая программа дисциплины

Б1.Б.14 Химия

Направление подготовки

05.03.06 Экология и природопользование

Направленность (профиль) подготовки

Геоэкология

Программа академического бакалавриата

Квалификация выпускника

бакалавр

Форма обучения

Очная

Год набора 2020

Новокузнецк 2020

Лист внесения изменений

РПД Б1. Б14 Химия

Сведения об утверждении:

на 20120 / 2021 учебный год

утверждена Ученым советом ФФКЕП

(протокол Ученого совета факультета № 6а от 12.03.2020)

Одобрена на заседании методической комиссии ФФКЕП

протокол методической комиссии факультета № 5 от 27.02. 2020г.

Одобрена на заседании обеспечивающей кафедры естественно-научных дисциплин
протокол № 6 от 20.02.2020г. Михайлова Н.Н.

Оглавление

1.Цель дисциплины.	3
1.2 Индикаторы достижения компетенций	...4
1.3 Знания, умения, навыки (ЗУВ) по дисциплине	5
2 Объём и трудоёмкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации	.7
3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины.	8
3.1 Учебно-тематический план	8
3.2. Содержание занятий по видам учебной работы (<i>Содержание лекционного курса</i>)	20
3.3 Содержание лабораторного практикума	24
4 Порядок оценивания успеваемости и форсированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации.	24
5 Учебно-методическое обеспечение дисциплины.	26
5.1 Учебная литература	26
5.2 Материально-техническое и информационное обеспечение освоения дисциплины	26
5.3 Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы	. 27
6 Иные сведения и (или) материалы.	27
6.1. Примерные вопросы и задания для экзамена	27
6.2 Контрольные задания	29

1.Цель дисциплины.

В результате освоения данной дисциплины у обучающегося должны быть сформированы общепрофессиональные компетенции основной профессиональной образовательной программы бакалавриата ОПК-2 и профессиональные ПК-2.

Формируемые компетенции

Таблица 1 - Формируемые дисциплиной компетенции

Наименование вида компетенции (универсальная, профессиональная)	Наименование категории (группы) компетенций	Код и название компетенции
общепрофессиональная , ОПК-2	общепрофессиональная	ОПК-2 Базовые знания фундаментальных разделов химии в объеме необходимом для освоения основ экологии и природопользования.
Профессиональные ПК-2	Производственно-технологическая деятельность	ПК-2 Владение методами отбора проб и проведения химико-аналитического анализа вредных выбросов в окружающую среду

Индикаторы достижения компетенций

Таблица 2 – Индикаторы достижения компетенций, формируемые дисциплиной

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции по ОПОП	Дисциплины и практики, формирующие компетенцию ОПОП
ОПК-2 Базовые знания фундаментальных разделов химии в объеме необходимом для освоения основ экологии и природопользования	1.Применять полученные знания, умения, навыки и компетенции при изучении общенаучных и специальных дисциплин, связанных с химией. Примерами таких дисциплин являются: геохимия, где используются умения и навыки, полученные студентами при изучении общей химии, решения расчетных задач, уравнивания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций и сформированные компетенции в определении возможности протекания химических процессов. В курсе неорганической химии закладываются основы понимания сущности и выявления причин протекания химических процессов, что в дальнейшем использу	Б1.Б.14 Химия –курс лекций

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции по ОПОП	Дисциплины и практики, формирующие компетенцию ОПОП
	ется при изучении специальных дисциплин. 2. В результате освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» студент должен обладать определенными знаниями, умениями и навыками, а также демонстрировать профессиональные компетенции.	
Профессиональные ПК-2	Владение методами отбора проб и проведения химико-аналитического анализа вредных выбросов в окружающую среду	Практические и лабораторные занятия по химии

Знания, умения, навыки (ЗУВ) по дисциплине

Таблица 3 – Знания, умения, навыки, формируемые дисциплиной

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции, закреплённые за дисциплиной	Знания, умения, навыки (ЗУВ), формируемые дисциплиной
ОПК-2 Базовые знания фундаментальных разделов химии в объеме необходимом для освоения основ экологии и природопользования.	- способность и готовность использовать основные законы химии в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа, теоретического и экспериментального исследования – использовать знания о строении вещества, природе химической связи в различных классах химических соединений для понимания свойств материалов и механизма химических процессов, протекающих в окружающем мире;	Знать - электронное строение атомов и молекул, - основы теории химической связи в соединениях разных типов, - строение и свойства координационных соединений, - строение вещества в конденсированном состоянии, - основные закономерности протекания химических процессов и характеристики равновесного состояния; - базовые понятия, законы и методы органической, неорганической, физической и аналитической химии; – основные способы выражения концентрации растворов; – классификацию органических соединений; – классификацию неорганических соединений; – номенклатуру органических и неорганических соединений Уметь - использовать основные

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции, закрепленные за дисциплиной	Знания, умения, навыки (ЗУВ), формируемые дисциплиной
		химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения неорганической химии для решения профессиональных задач; -пользоваться периодической таблицей химических элементов; – проводить расчеты по стехиометрическим уравнениям реакций; – рассчитывать концентрации ионов в насыщенных растворах из данных по растворимости и рН и наоборот; –определять термодинамическую возможность протекания химических реакций; Владеть - теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе электронного строения их атомов и положения в Периодической системе химических элементов; – методами уравнивания окислительно-восстановительных реакций; – навыком анализа химической природы экологических, технологических и пр. процессов;
ПК-2 Владение методами отбора проб и проведения химико-аналитического анализа вредных выбросов в окружающую среду	- планировать и проводить химический эксперимент, проводить обработку их результатов и оценивать погрешности, математически моделировать химические процессы и явления, выдвигать гипотезы и устанавливать границы их применения - способность использовать знание свойств химических элементов, соединений и материалов на их основе для решения задач профессиональной деятельности. К	Знать - методы описания химических равновесий в растворах электролитов, - химические свойства элементов различных групп Периодической системы и их важнейших соединений; Уметь - выполнять основные химические операции, - определять термодинамические характеристики химических реакций и равновесные концентрации веществ; -проводить расчеты погрешностей при обработке данных измерений;

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции, закрепленные за дисциплиной	Знания, умения, навыки (ЗУВ), формируемые дисциплиной
		– проводить обработку и анализ данных лабораторных химических исследований. Владеть - экспериментальными методами определения физико-химических свойств неорганических соединений; – методами работы с химическим оборудованием; – навыком постановки химических экспериментов.

2 Объем и трудоемкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации.

Таблица 4 – Объем и трудоемкость дисциплины по видам учебных занятий

Общая трудоемкость и виды учебной работы по дисциплине, проводимые в разных формах	Объем часов по формам обучения		
	ОФО	ОЗФО	ЗФО
1 Общая трудоемкость дисциплины	180		
2 Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) (всего)	72		
Аудиторная работа (всего):	72		
в том числе:			
лекции	36		
практические занятия, семинары			
практикумы	18		
лабораторные работы			
в интерактивной форме	18		
в электронной форме			
Внеаудиторная работа (всего):	72		
в том числе, индивидуальная работа обучающихся с преподавателем			
подготовка курсовой работы /контактная работа групповая, индивидуальная консультация и иные виды учебной деятельности, предусматривающие групповую или индивидуальную работу обучающихся с преподавателем)			
творческая работа (эссе)			
3 Самостоятельная работа обучающихся (всего)	72		
4 Промежуточная аттестация обучающегося - экзамен	36 ч		

3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины.

3.1 Учебно-тематический план

Таблица 5 - Учебно-тематический план очной формы обучения

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости	
			ОФО				ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС		
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.			
Семестр 1										
1-2	Раздел 1 Основные понятия и законы химии 1.1. Основные понятия в химии: атом, химический элемент, изотопный состав атомов, молекула, простые и сложные вещества. Аллотропия. Валентность. Химический эквивалент, молярная масса эквивалента. 1.2. Фундаментальные и частные законы. Закон сохранения массы-энергии; закон эквивалентов, постоянства состава, кратных отношений, число Авогадро, правило Дюлонга-Пти. Уравнение состояния идеального газа. 1.3. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия: окислитель и восстановитель. Классификация ОВР. Метод полуреакций как способ уравнивания ОВР. 1.4. Концентрация растворов. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, титр, моляльность, молярные доли. Растворимость, коэффициент адсорбции и абсорбции. Перерасчёт одного	11	3	2	2	8				

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС	
			лекц.	практ.лаб		лек.ц.	практ.		
Семестр 1									
	способа выражения концентрации в другой								
3-4	Раздел 2. Строение вещества 2.1. Строение атома. Характеристика элементарных частиц, составляющих атом. Состав ядра. Изотопы. История развития представлений о строении атома. Теоретические основы современной теории строения атома - квантовой механики: квантование энергии электрона в атоме, двойственная природа электрона, вероятностный характер законов микромира. Гипотеза Луи де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Волновая функция электрона в атоме. Уравнение Шредингера. Квантовые числа. Атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Электронные формулы атомов, валентные электроны. Явление «провала» электрона. Валентные возможности атомов. 2.2. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева. Периодический закон Д.И.Менделеева. Опыты Мозли. Связь электронного строения атома с его положением в периодической системе. Свойства атомов, периодически изменяющиеся в зависимости от атомного номера: радиусы атомов и	12	4	2 2	8				устный опрос

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости	
			ОФО			ЗФО				
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС		
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.			
Семестр 1										
	ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. 2.3.Химическая связь и строение молекул. Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи: дипольный момент, эффективный заряд, степень ионности, их взаимосвязь. Ковалентная связь. Способы рассмотрения ковалентной связи. Метод валентных связей, его основные положения. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Теория гибридизации и пространственная структура молекул. Метод ОЭПВО. Метод молекулярных орбиталей (МО), его основные положения. Связывающие и разрыхляющие МО, последовательность их заполнения электронами. Объяснение свойств молекул методом МО. Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Энергия и координационные числа ионных кристаллов. Взаимная поляризация ионов в ионных соединениях, закономерности изменения поляризующего действия									

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС	
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.		
Семестр 1									
	катионов и поляризуемости анионов. Объяснение свойств веществ взаимной поляризацией ионов. Особенности химической связи в металлах.. Водородная связь, ее природа и энергия. Влияние водородных связей на свойства веществ. Межмолекулярные взаимодействия, их проявления, природа (ориентационный, индукционный и дисперсионный эффект) и энергия. Уравнение состояния реального газа. Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Дефектность и непостоянство состава твердых веществ. 2.4.Комплексные соединения. Строение комплексных соединений (КС), классификация и номенклатура КС. Поведение комплексных соединений в растворах, константы нестойкости КС. Рассмотрение химической связи в КС с точки зрения электростатической теории, метода валентных связей, теории кристаллического поля (ТКП). Объяснение на их основе координационных чисел комплексообразователей, формы, окраски и магнитных свойств								

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоём- кость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточно- й аттестации успеваемости
			ОФО				ЗФО		
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. заняти я		СРС	
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.		
Семестр <u>1</u>									
	комплексных соединений. Р								
5-6	Раздел 3 Закономерности протекания химических реакций 3.1. Химическая термодинамика. Система термодинамических (ТД) понятий: ТД система, химическая фаза и компонент, гомо- и гетерогенные системы, ТД параметры и функции. Первый закон термодинамики, тепловой эффект изохорного и изобарного процессов. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпия образования вещества и химической реакции. Закон Гесса и его следствия, термохимические расчёты. Закономерности изменения энтальпий образования веществ по периодам и группам. Энтропия. Второй и третий законы термодинамики. Закономерности изменения энтропии. Энергия Гиббса. Направление протекания химических реакций. Термодинамически устойчивые вещества. 3.2 Химическое равновесие. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие с позиций термодинамики и кинетики. Признаки истинного химического равновесия. Закон действия масс для равновесия. Константа равновесия, ее связь с энергией Гиббса. Принцип Ле Шателье, его	13	5	2	2	8			Тест

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС	
			лекц.	практ.лаб		лек.ц.	практ.		
Семестр 1									
	практическое значение. 3.3. Химическая кинетика. Система основных понятий химической кинетики: гомогенные, гетерогенные и топохимические реакции; простые и сложные реакции; молекулярность: моно-, би- и тримолекулярные реакции; механизм химических реакций; последовательные, параллельные, цепные реакции; лимитирующая стадия. Скорость химической реакции. Закон действия масс для скоростей простых и сложных реакций. Кинетические уравнения, порядок реакции и порядок по веществу, экспериментальный способ установления частных порядков. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл. Распределение молекул вещества по энергии. Энергия активации. Уравнение Аррениуса, методы расчета энергии активации. Энергетический профиль реакции. 3.4.Понятие о катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ. Катализаторы, механизм влияния катализатора на скорость химической реакции.								
7-8	Раздел 4 Электрохимические процессы Механизм возникновения электродного потенциала на границе металл - раствор. Стандартные электродные потенциалы, их измерение с помощью	15	4	4 / 2	8				

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. занятия		СРС	
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.		
Семестр 1									
	водородного электрода. Уравнение Нернста. Ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы, направление протекания ОВР. Гальванические элементы как источники электрической энергии. Электродвижущая сила, ее связь с энергией Гиббса. Концентрационные элементы. Топливные элементы. Водородная энергетика. Аккумуляторы. Электролиз растворов и расплавов веществ. Напряжение разложения и перенапряжение. Порядок разрядки ионов на электродах. Электролиз с растворимым анодом. Количественные закономерности электролиза (законы Фарадея). Применение электролиза. Коррозия металлов, способы защиты металлов от коррозии.								
9	Раздел 4. Растворы Классификация дисперсных систем. Закономерности процессов растворения. Физическая, химическая и современная теории растворения веществ. Изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса при растворении. Разбавленные, насыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость, закономерности её изменения. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов: давление насыщенного пара	13	4	3	2	8			

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоём- кость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточно- й аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. заняти я		СРС	
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.		
Семестр <u>1</u>									
	растворителя над раствором, температуры кипения и замерзания, осмотическое давление. Теория электролитической диссоциации. Показатели диссоциации: степень, константа, изотонический коэффициент. Особенности растворов сильных электролитов. Производство растворимости малорастворимых электролитов. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель. Индикаторы. Направление и полнота протекания ионных реакций. Гидролиз солей, его основные показатели: константа и степень гидролиза, водородный показатель. Теории кислот и оснований.								
10	Химия р-элементов Водород и галогены. Водород. Особенности водорода и его место в периодической системе. Распространенность на Земле и в космическом пространстве. Изотопы водорода. Строение, свойства и получение простого вещества. Соединения водорода - гидриды, их классификация и свойства. Применение водорода и гидридов. Перспективы применения водорода в энергетике и транспорте. Галогены. Общая характеристика элементов.	10	2	2	2	8			устный опрос

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО				ЗФО		
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. занятия		СРС	
			лекц.	практ. лаб.		лек. ц.	практ.		
Семестр 1									
	Элементы типические и полные электронные аналоги.								
11	Кислород и халькогены р-элементы VI группы. Общая характеристика элементов. Электронное строение атомов, элементы типические и полные электронные аналоги. Закономерное изменение свойств. Кислород. Строение атома и молекулы Ог. Распространенность, природные соединения, получение, окислительная активность, применение кислорода. Озон: образование и строение молекулы с позиций метода ВС, получение, окислительная активность, применение. Проблемы “Озонового слоя” в жизнедеятельности человека. Пероксид водорода: строение молекулы, свойства, получение, применение. Пероксиды, надпероксиды, озониды. Применение. Сера, селен, теллур, полоний. Природные соединения. Состав и строение простых веществ. Аллотропия серы. Окислительно-восстановительные свойства простых веществ, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Взаимодействие серы, селена и теллура с водородом, сопоставление строения и свойств халькогенидов. Сульфиды металлов: классификация по отношению к кислотам и воде, гидролиз. Сульфоангидриды, сульфокислоты и сульфосоли.	8	4	2	1	8			ситуационные задачи

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС	
			лекц.	практ.лаб		лек.ц.	практ.		
Семестр 1									
	Сульфаны и полисульфиды.								
12-13	р-Элементы пятой группы Электронное строение атомов и общая характеристика свойств. Азот. Нахождение в природе, получение и свойства простого вещества. Термодинамика и кинетика взаимодействия азота с водородом. Строение молекулы аммиака, его свойства в жидком, газообразном и растворенном состояниях. Гидроксид аммония и соли аммония. Аминокислоты. Нитриды, амиды и имиды. Гидразин и гидроксилламин: состав и строение молекул, свойства. Оксиды азота: состав и строение молекул, получение и свойства. Азотистая кислота и ее соли нитриты, их получение и свойства, окислительно-восстановительная двойственность. Азотная кислота: получение, окислительные свойства, взаимодействие с металлами и неметаллами. “Царская водка”. Нитраты, их классификация по продуктам термоллиза. Азотистоводородная кислота и ее соли (азиды). Применение азота и его важнейших соединений. Азотные удобрения. Фосфор. Нахождение в природе. Получение, аллотропные модификации и свойства простого вещества. Фосфин, его получение и свойства, дифосфин, фосфиды металлов. Оксиды фосфора:	7	2	2	8				

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудиторн. занятия		СРС	
			лекц.	практ.лаб		лек.ц.	практ.		
Семестр 1									
	получение, состав молекул, отношение к воде. Фосфорноватистая, фосфористая и фосфорные кислоты (состав и строение молекул, получение, диссоциация, окислительно-восстановительные свойства) и их соли. Соединение фосфора с галогенами. Применение фосфора и его важнейших соединений. Фосфорные удобрения. Мышьяк, сурьма, висмут. Нахождение в природе. Получение, свойства простых								
14-15	р-Элементы четвертой группы Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерности изменения свойств. Углерод. Нахождение в природе, аллотропия простого вещества (алмаз, графит, карбин, фуллерен), их строение и свойства. Карбиды металлов. Оксид углерода (II), получение, строение молекулы, свойства. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV), получение, строение молекулы, свойства. Угольная кислота и ее соли. Цианистоводородная, циановая, роданистоводородная кислоты и их соли. Соединения углерода с серой и галогенами. Применение углерода и его важнейших соединений. Кремний. Нахождение в природе, получение и свойства простого вещества.	6	2	1	6				устный опрос

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоём кость (<i>всего час.</i>)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточно й аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. заняти я		СРС	
			лекц.	практ.лаб		лек.ц.	практ.		
Семестр <u>1</u>									
	Оксид кремния (IV), его аллотропные модификации, взаимодействие с кислотами и щелочами. Кремниевые кислоты, силикагель. Простые силикаты, стекла. Сложные природные силикаты, алюмосиликаты. Цеолиты. Соединения кремния с водородом (силаны), с металлами (силициды), с углеродом (карборунд), с галогенами. Применение кремния и его важнейших соединений. Германий, олово, свинец. Нахождение в природе, получение простых веществ. Аллотропные модификации олова. Взаимодействие простых веществ с кислотами и щелочами.								
16-17	р-Элементы третьей группы Электронное строение атомов, общая характеристика элементов, закономерное изменение свойств. Бор. Получение, строение и свойства простого вещества. Взаимодействие с кислотами, щелочами и активными металлами. Соединения с водородом (бораны): их получение и свойства. “Мостиковые связи” в диборане. Бориды. Оксид бора, борные кислоты, бораты. Соединения бора с галогенами, серой, азотом. Бороорганические соединения. Применение бора и его важнейших соединений. Алюминий. Распространенность в	6	4	1	4				устный опрос

№ недели п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)						Формы текущего контроля и промежуточной аттестации успеваемости
			ОФО			ЗФО			
			Аудиторн. занятия		СРС	Аудит орн. занятия		СРС	
			лекц.	практ. лаб		лек. ц.	практ.		
Семестр <u>1</u>									
	природе, получение, свойства. Взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты, соли алюминия. Применение алюминия и его важнейших соединений. Галлий, индий, таллий. Нахождение в природе, получение и свойства простых веществ. Соединения в с.о. +3: Оксиды, гидроксиды, соли. Соединения одновалентного таллия. Применение галлия, индия и их важнейших соединений.								
18	Раздел 3. Химия S — элементов	7	2	1	1	4			
	Аттестация	36							экзамен
ИТОГО по семестру		180	36	18	18	72	7	2	
	Всего:	180	36	36	72				

3.2. Содержание занятий по видам учебной работы

Таблица 6 – Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела, темы дисциплины	Содержание занятия
Семестр 1		
<i>Содержание лекционного курса</i>		
	Химия.	
1.1	ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ	Основные понятия и законы химии Важнейшие понятия: Моль, постоянная Авогадро, молярная масса. Стехиометрические коэффициенты. Законы сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, Авогадро, простых объемных отношений. Химический эквивалент, эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
1.2	Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие понятия	Степень окисления и правила её нахождения. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций. Факторы, влияющие на протекание окислительно-

№ п/п	Наименование раздела, темы дисциплины	Содержание занятия
		восстановительных реакций. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций
1.3	Концентрация растворов.	Способы выражения концентрации растворов: массовая доля растворённого вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, титр, моляльность, молярные доли. Расчеты на приготовление растворов: - процентной концентрации; - молярной и нормальной; - титр раствора. Переход от одного способа выражения концентрации к другому. Вычисления в титриметрическом (объемном) анализе: - по правилу пропорциональности; - через титр титранта по определяемому веществу; - через поправочный коэффициент. Расчет водородного показателя раствора.
1.4	Основные классы неорганических соединений Важнейшие понятия	Оксиды. Классификация: кислотные, основные, амфотерные. Гидроксиды: кислоты, основания, амфотерные гидроксиды. Соли: средние, кислые, основные. Генетическая связь классов неорганических соединений. Номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений.
2	Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система химических элементов Важнейшие понятия	2.1Строение атома: ядро, заряд ядра, электронная оболочка, дуализм электрона. 2.2Квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое. 2.3Энергетические уровни и подуровни атома. Принципы заполнения электронных орбиталей атома в основном состоянии: принцип Паули, правило Хунда, правило Клячковского. Электронные ёмкости орбиталей, подуровней и уровней атома. 2.4 Электронные и электронно-графические формулы атома. Характеристика свойств химического элемента и его соединений по электронной структуре атома. 2.5Структура периодической системы: периоды, группы, их физический смысл. Порядковый номер элемента. Периодический характер изменения химических свойств элементов. Периодический закон Д.И.Менделеева
3	Химическая связь. Строение вещества Важнейшие понятия	3.1Типы связей: ковалентная, координационная, ионная, металлическая и водородная. 3.2Механизмы возникновения ковалентной

№ п/п	Наименование раздела, темы дисциплины	Содержание занятия
		связи: обменный и донорноакцепторный. Характеристики связей: направленность, насыщенность, энергия и длина связи. Геометрия молекул. 3.3 Механизм образования ионной связи. Особенности ионной связи и строение кристаллов с одноатомными и многоатомными ионами. 3.4 Металлическая связь и строение металлических кристаллов. 3.5 Степень окисления и валентность с точки зрения строения атома и вещества.
4	Химическая термодинамика Важнейшие понятия	4.1 Предмет и задачи химической термодинамики. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные, гомогенные и гетерогенные. 4.2 Фазы. Внутренняя энергия и энтальпия. 4.3 Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и расчет теплового эффекта химической реакции. 4.4 Энтропия как мера вероятности состояния системы. 4.5 Изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания реакции.
5	Кинетика химических реакций. Химическое равновесие. Важнейшие понятия	5.1 Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. 5.2 Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс. 5.3 Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. 5.4 Катализ. Особенности гомогенного и гетерогенного катализа. 5.5 Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Динамическое химическое равновесие. 5.6 Закон действующих масс химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
6	Химия растворов Важнейшие понятия	6.1 Теория электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. 6.2 Сильные и слабые электролиты. Ионные уравнения. Ионное произведение воды. 6.3 Водородный показатель. Гидролиз солей
7	Комплексные соединения	7.1 Основные понятия и терминология. 7.2 Координационная теория А.Вернера:

№ п/п	Наименование раздела, темы дисциплины	Содержание занятия
	Важнейшие понятия	химическая связь в комплексных соединениях. 7.3Номенклатура комплексных соединений. 7.4Химические свойства комплексных соединений
<i>Содержание практических занятий</i>		
1	Теоретические основы химии Важнейшие понятия:	Основные понятия и законы химии. Моль, постоянная Авогадро, молярная масса. Стехиометрические коэффициенты. Законы сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, Авогадро, простых объемных отношений. Химический эквивалент, эквивалентная масса. Закон эквивалентов
2	Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие понятия	Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций
3	Концентрация растворов.	Расчеты на приготовление растворов: - процентной концентрации; - молярной и нормальной; - титр раствора. Переход от одного способа выражения концентрации к другому. Вычисления в титриметрическом (объемном) анализе: - по правилу пропорциональности; - через титр титранта по определяемому веществу; - через поправочный коэффициент.
4	Основные классы неорганических соединений Важнейшие понятия	Генетическая связь классов неорганических соединений. Номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений.
5	Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система химических элементов Важнейшие понятия	Электронные и электронно-графические формулы атома. Характеристика свойств химического элемента и его соединений по электронной структуре атома. Структура периодической системы: периоды, группы, их физический смысл. Порядковый номер элемента. Периодический характер изменения химических свойств элементов. Периодический закон Д.И.Менделеева
6	Химическая термодинамика. Важнейшие понятия	Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и расчет теплового эффекта химической реакции.
7	Кинетика химических реакций. Химическое	Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон

№ п/п	Наименование раздела, темы дисциплины	Содержание занятия
	равновесие. Важнейшие понятия	действующих масс. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Динамическое химическое равновесие. Закон действующих масс химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
8	Комплексные соединения Важнейшие понятия	Основные понятия и терминология. Номенклатура комплексных соединений. Химические свойства комплексных соединений

Содержание лабораторного практикума

№ п/п	Наименование	Цель
Лабораторная работа № 1	Тема: Периодическая система химических элементов	Целью работы является получение и исследование свойств наиболее распространенных простых веществ. Водорода. Хлора. Металла.
Лабораторная работа № 2	Тема: Классы неорганических соединений Основными классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды, соли и кислоты	Целью работы является получение и исследование свойств химических соединений. <i>Опыт 1. Исследование свойств щелочей</i> <i>Опыт 2. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований</i> <i>Опыт 3. Получение и исследование свойств амфотерных оснований</i> <i>Опыт 4. Получение и исследование свойств</i> <i>Опыт 5. Получение солей и их свойства кислот</i>
Лабораторная работа № 3	Тема: Комплексные соединения	Целью работы является экспериментальное ознакомление со способами получения комплексных соединений, а также изучение их свойств.
Лабораторная работа № 4	Тема: Тепловые эффекты химических реакций	Цель работы. Определить тепловой эффект реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой.
Лабораторная работа № 5	Тема: Жесткость воды	<i>Опыт 1. Определение временной жесткости</i> <i>Опыт 2. Определение общей жесткости воды (коллективный)</i> <i>Опыт 3. Устранение некарбонатной жесткости</i>

4 Порядок оценивания успеваемости и сформированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации.

Для положительной оценки по результатам освоения дисциплины обучающемуся необходимо выполнить все установленные виды учебной работы.

Таблица 7 - Балльно-рейтинговая оценка результатов учебной работы обучающихся по видам (БРС)

Учебная работа (виды)	Сумма баллов	Виды и результаты учебной работы	Оценка в аттестации	Баллы (18 недель)
Текущая учебная работа в семестре (Посещение занятий по расписанию и выполнение заданий)	100	Лекционные занятия (конспект) (16 занятий)	1 балл посещение 1 лекционного занятия	0 - 16
		Практические(18раб от).	От 1 до 2 балл - посещение 1 практического занятия и выполнение работы на 51-65% 2 балла – посещение 1 занятия и существенный вклад на занятии в работу всей группы, самостоятельность и выполнение работы на 85-100%	0-18-32
		Лабораторные работы	От 1 до 2 баллов за выполнение и защиту 1лабораторной(всего 5 л.р.)	5-10
		Отсутствие на занятие по неуважительной причине	-2 балла	(-2)
		Сдача экзамена	Ответ на 1 вопрос 12 баллов Решение задачи 16 баллов	24-40
		Самостоятельная работа - индивидуальные задания (ситуационные задачи).	Темы заданий - см. раздел 6.2	0-10
Итого по текущей работе в семестре				51 - 100
Промежуточная аттестация (зачет)	20 (100% /баллов приведенной шкалы)	Теоретический вопрос	21 балла (пороговое значение) 40 баллов (максимальное значение)	21–40
		Практическое задание	20 балла (пороговое значение) 35 баллов (максимальное значение)	20–35
		Кейс-задача	10 балла (пороговое значение) 25 баллов (максимальное значение)	10–25
Итого по промежуточной аттестации (экзамен)				51–100%по приведенной шкале) 10 – 20 б.
Суммарная оценка по дисциплине:				
аттестации		Сумма баллов текущей и промежуточной аттестации 51 – 100 б.		

5 Учебно-методическое обеспечение дисциплины.

5.1 Учебная литература

Основная учебная литература

1. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Т. 1 [Электронный ресурс] : учебник для академического бакалавриата / Н. Л. Глинка ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Электронные текстовые данные. - Москва : Юрайт, 2017. — 353 с. — Режим доступа: <https://www.biblio-online.ru/viewer/736D053E-E77C-4726-8CC5-F8E756E674A5>

2. Гельфман, М. И. Химия [Электронный ресурс] : учебник / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — Электронные текстовые данные. - Санкт-Петербург : Лань, 2008. — 472 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4030

3. Пресс, И. А. Основы общей химии [Электронный ресурс] : учебное пособие / И. А. Пресс. — Электронные текстовые данные. — Санкт-Петербург : Лань, 2012. — 496 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4035

4. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник / Н. Н. Павлов. — Электронные текстовые данные. — Санкт-Петербург : Лань, 2011. — 496 с. — Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=4034

Дополнительная учебная литература

1. Скляр, С. И. Общая, неорганическая и бионеорганическая химия : учебное пособие для академического бакалавриата / С. И. Скляр, В. Г. Дрюк, В. Ф. Шульгин. — 3-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2019. — 263 с. — (Бакалавр. Академический курс). — ISBN 978-5-534-08661-4. — Текст : электронный // ЭБС Юрайт [сайт]. — URL: <https://biblio-online.ru/bcode/426003> (дата обращения: 17.07.2019).

2. Сирик, С. М. Химия [Текст] : учебное пособие / С. М. Сирик, А. В. Петрушина ; Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования "Кемеровский государственный университет". - Кемерово : [КемГУ], 2013. - 120 с.

3. Грищенко, Т. Н. Химия [Электронный ресурс] : учебно-методическое пособие / Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего профессионального образования "Кемеровский государственный университет", Кафедра органической химии ; сост. Т. Н. Грищенко, Г. Е. Соколова. - Кемерово : [КемГУ], 2015. - 95 с. - Режим доступа: <https://e.lanbook.com/book/69987>

4. Грандберг, И. И. Органическая химия [Электронный ресурс] : учебник для академического бакалавриата / И. И. Грандберг, Н. Л. Нам. — 8-е изд. — Электронные текстовые данные. — Москва : Юрайт, 2015. — 607 с. — Режим доступа: http://www.biblio-online.ru/thematic/?126&id=urait.content.E73336A0-C688-48CD-8665-90F5CE75BFF3&type=c_pub

5.2 Материально-техническое и информационное обеспечение освоения дисциплины.

Учебные занятия по дисциплине проводятся в учебных аудиториях

5 корпуса НФИ КемГУ (654041, Кемеровская область - Кузбасс, Новокузнецкий городской округ, г. Новокузнецк, ул. Кузнецова, д. 6):

335 Учебная аудитория для проведения: - занятий лекционного типа; - групповых и индивидуальных консультаций; - текущего контроля и промежуточной аттестации. Специализированная (учебная) мебель: доска меловая, столы, стулья. Оборудование: <i>переносное</i> - ноутбук, проектор, экран. Используемое программное обеспечение: MSWindows (Microsoft Imagine Premium 3 year по лицензионному договору № 1212/KMP от 12.12.2018 г. до 12.12.2021 г.), LibreOffice (свободно распространяемое ПО). Интернет с обеспечением доступа в ЭИОС.
337 Лаборатория химии. Учебная аудитория для проведения: - занятий лекционного типа; - занятий лабораторного типа; - групповых и индивидуальных консультаций; - текущего контроля и промежуточной аттестации. Специализированная (учебная) мебель: доска меловая, столы лабораторные, стулья, раковины, вытяжной шкаф, демонстрационный стол. Оборудование для презентации учебного материала: <i>переносное</i> -ноутбук, проектор, экран. Учебно-наглядные пособия. Лабораторное оборудование и материалы: поляриметр, аналитические приборы, весы, термостат, холодильник, реостат, аквадистиллятор, материалы для проведения лабораторных работ (колбы, пробирки и другая химическая посуда), реактивы для проведения лабораторных работ, РН-метр, рефрактометр, аппарат для проведения химических реакций, аппарат Киппа, прибор для опытов по химии с электрическим током (лабораторный), прибор для получения галоидоалканов демонстрационный, установка для перегонки веществ. Используемое программное обеспечение: MSWindows (Microsoft Imagine Premium 3 year по лицензионному договору № 1212/KMP от 12.12.2018 г. до 12.12.2021 г.), LibreOffice (свободно распространяемое ПО). Интернет с обеспечением доступа в ЭИОС.

5.3 Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы.

1. Научная электронная библиотека eLIBRARY.RU <https://elibrary.ru/>
2. Виртуальный читальный зал диссертаций Российской государственной библиотеки (РГБ) <http://diss.rsl.ru/>.
3. Электронная химическая энциклопедия - <http://www.cnsnb.ru/AKDiL/0048/default.shtm>
4. IRIC — база данных по информационным ресурсам в области неорганической химии и материаловедения - <http://iric.imet-db.ru/DB.asp>
5. Электронная библиотека по химии и технике - <http://www.rushim.ru/books/books.htm>

6. Иные сведения и (или) материалы.

6.1. Примерные вопросы и задания для экзамена

1. Основные понятия и законы химии
Моль, постоянная Авогадро, молярная масса. Стехиометрические коэффициенты.
2. Законы сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, Авогадро, простых объемных отношений.
3. Химический эквивалент, эквивалентная масса. Закон эквивалентов.
4. Основные классы неорганических соединений

- Оксиды. Классификация: кислотные, основные, амфотерные.
Гидроксиды: кислоты, основания, амфотерные гидроксиды.
Соли: средние, кислые, основные.
5. Генетическая связь классов неорганических соединений.
6. Номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений.
7. Строение атома: ядро, заряд ядра, электронная оболочка, дуализм электрона. Квантово-механическая модель строения атома.
8. Квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое. Энергетические уровни и подуровни атома.
9. Принципы заполнения электронных орбиталей атома в основном состоянии: принцип Паули, правило Хунда, правило Клячковского. Электронные ёмкости орбиталей, подуровней и уровней атома.
10. Электронные и электронно-графические формулы атома.
11. Характеристика свойств химического элемента и его соединений по электронной структуре атома.
12. Структура периодической системы: периоды, группы, их физический смысл. Порядковый номер элемента.
13. Периодический характер изменения химических свойств элементов. Периодический закон Д.И. Менделеева.
14. Химическая связь. Строение вещества. Важнейшие понятия.
15. Типы связей: ковалентная, координационная, ионная, металлическая и водородная.
16. Механизмы возникновения ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный.
17. Характеристики связей: направленность, насыщенность, энергия и длина связи. Геометрия молекул.
18. Механизм образования ионной связи. Особенности ионной связи и строение кристаллов с одноатомными и многоатомными ионами.
19. Металлическая связь и строение металлических кристаллов.
20. Степень окисления и валентность с точки зрения строения атома и вещества.
21. Химическая термодинамика. Предмет и задачи химической термодинамики. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные, гомогенные и гетерогенные. Фазы.
22. Внутренняя энергия и энтальпия. Тепловой эффект химической реакции.
23. Закон Гесса и расчет теплового эффекта химической реакции.
24. Энтропия как мера вероятности состояния системы.
25. Изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания реакции.
26. Кинетика химических реакций. Химическое равновесие. Важнейшие понятия. Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
27. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.
28. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
29. Катализ. Особенности гомогенного и гетерогенного катализа.
30. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие.
31. Динамическое химическое равновесие. Закон действующих масс химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
32. Химия растворов. Важнейшие понятия. Понятие о растворах. Концентрация. Способы выражения концентрации растворов.
33. Теория электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
34. Ионные уравнения. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей

35. Комплексные соединения. Основные понятия и терминология.
36. Координационная теория А.Вернера: химическая связь в комплексных соединениях.
37. Номенклатура комплексных соединений. Химические свойства комплексных соединений.
38. Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие понятия. Степень окисления и правила её нахождения.
39. Основные положения теории окислительно-восстановительных реакций. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
40. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.

Раздел 6.2. КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Общие методические указания при выполнении контрольной работы.

Изучение теоретического материала по каждой теме необходимо завершить ознакомлением с вопросами для самопроверки, решением задач и упражнений, что весьма важно для успешного выполнения контрольной работы. Контрольная работа предусматривает выполнение задания каждой из изученных тем дисциплины. Ответ по каждому вопросу следует давать чётко, ясно и по существу. Описываемые свойства соединений следует обязательно иллюстрировать примерами соответствующих реакций. Для окислительно-восстановительных реакций нужно приводить уравнения электронного баланса. При решении задач ход расчётов необходимо пояснять и указывать размерность величин. Контрольная работа должна быть выполнена аккуратно. Для замечаний рецензента оставляются поля. В конце работы нужно указать учебники и пособия, которыми пользовался студент и дату выполнения работы. Контрольная работа выполняется в сроки, предусмотренные учебным графиком. Получив рецензию, студент должен внимательно ознакомиться с замечаниями и указаниями преподавателя. При доработке контрольной работы не нужно всё переписывать заново. Все дополнения и исправления оформляются после выполненной контрольной работы.

Пример: Доработка к заданию №... Далее излагается необходимый исправленный материал. Исправленная работа представляется на экзамене по химии, где также проводится собеседование по материалу контрольной работы.

Варианты контрольных заданий

Каждый студент выполняет вариант контрольного задания, обозначенный двумя последними цифрами его шифра (номер студенческого билета). Например, шифр студента 1245, последняя цифра –5. Следовательно, студент выполняет вариант контрольной работы №45.

№ варианта	Номера задач												
	1	40	50	61	81	120	121	160	170	181	220	221	260
00	1	40	50	61	81	120	121	160	170	181	220	221	260
01	2	39	51	62	82	119	122	159	171	182	219	222	259
02	3	38	52	63	83	118	123	158	172	183	218	223	258
03	4	37	53	64	84	117	124	157	173	184	217	224	257
04	5	36	54	65	85	116	125	156	174	185	216	225	256
05	6	35	55	66	86	115	126	155	175	186	215	226	255
06	7	34	56	67	87	114	127	154	176	187	214	227	254
07	8	33	57	68	88	113	128	153	177	188	213	228	252

08	9	32	58	69	89	112	129	152	178	189	212	229	251
09	10	31	59	70	90	111	130	151	179	190	211	230	250
10	11	30	60	71	91	110	131	141	180	191	210	231	241
11	12	29	41	72	92	109	132	142	161	192	209	232	242
12	13	28	42	73	93	107	133	143	162	193	208	233	243
13	14	27	43	74	94	108	134	144	163	194	207	234	244
14	15	26	44	75	95	106	135	145	164	195	206	235	245
15	16	25	45	76	96	105	136	146	165	196	205	236	246
16	17	24	46	97	104	137	147	166	77	197	204	237	247
17	18	23	47	78	98	103	138	148	167	198	203	238	248
18	19	22	48	79	99	102	139	149	168	199	202	239	249
19	20	21	49	80	100	101	140	150	169	200	201	240	250
20	9	40	55	70	90	112	131	159	180	185	215	231	251
21	11	35	54	69	91	108	132	160	179	186	216	239	252
22	7	33	53	68	92	107	133	151	178	187	217	238	253
23	1	39	52	67	93	111	134	153	161	188	218	237	254
24	3	31	51	66	94	105	135	157	175	189	219	236	255
25	8	38	42	65	95	113	125	155	174	184	220	235	256

Контрольные задания по курсу «Общая химия»

Тема 1. «Основные понятия и законы химии»

1. Рассчитайте количество вещества углерода в образце массой 3 г.
2. Образец вещества массой 6,6 г содержит $9,03 \cdot 10^{22}$ молекул. Определите молярную массу этого вещества.
3. Количество вещества хлорида меди, взятого для проведения опыта, равно 0,15 моль. Рассчитайте массу этого вещества.
4. Масса вещества сероводорода равна 1,7 г. Вычислите число молекул сероводорода в данном веществе.
5. Водород при нормальных условиях занимает объем 14 л. Вычислите число молекул H_2 в данном объеме.
6. Рассчитайте количество вещества и число молекул гидроксида калия в образце KOH массой 0,28 г.
7. Рассчитайте объем, который занимает при нормальных условиях хлор массой 42,6 г.
8. Молекулярный кислород занимает при нормальных условиях объем 14,56 л. Вычислите массу газа.
9. Вычислите массу $1,204 \cdot 10^{22}$ молекул оксида серы (IV).
10. Какой объем при нормальных условиях займет один грамм: водорода, кислорода, метана?
11. Сколько молекул содержится в одном миллилитре водорода при нормальных условиях?
12. Выведите формулу оксида ванадия, зная, что 2,73 г оксида содержит 1,53 г металла.
13. Выведите простейшую формулу вещества, содержащего 43,4% натрия; 11,3% углерода и 45,3% кислорода.
14. Определите валентность никеля в оксиде никеля, если его эквивалентная масса в этом соединении равна 19,57 г/моль-экв.
15. Хлорид металла содержит 69% хлора. Атомный вес металла 47,9. Определите валентность металла в этом соединении.
16. Определите валентность йода в соединении, содержащем на 25,4 вес.ч. йода 0,2 вес.ч. водорода и 12,8 вес.ч. кислорода.
17. Вычислите эквивалентную массу серной кислоты в реакциях: $H_2SO_4 + Na_2O = Na_2SO_4 + H_2O$ $H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O$.
18. Вычислите эквивалентные массы следующих соединений: сульфата хрома (III), ортофосфорной и метафосфорной кислот, гидроксида аммония.

19. Какая масса хлорида натрия потребуется для полного осаждения нитрата серебра из раствора, содержащего 0,54 г соли?

20. Какая масса гидроксида калия потребуется для осаждения 0,175 г основания, эквивалентная масса которого 35 г/моль-экв? 96

Тема 2. «Основные классы неорганических соединений»

21. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать соляная кислота? P_2O_5 , $Zn(OH)_2$, MgO , $AgNO_3$, H_2SO_4 , FeS . Составьте уравнения реакций. Назовите продукты реакции.

22. Какие из перечисленных ниже веществ будут реагировать с гидроксидом натрия? H_3PO_4 , $CuCl_2$, $Mn(OH)_2$, H_2SiO_3 , SO_2 , Al_2O_3 . Составьте уравнения реакций. Назовите продукты реакции.

23. Напишите уравнения реакций получения всех возможных (средних, кислых и основных) солей из гидроксида никеля и серной кислоты и назовите эти соли.

24. Напишите уравнения реакций получения хлорида магния всеми возможными методами. Назовите исходные вещества и продукты реакции.

25. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$. Назовите продукты реакций.

26. Какие новые соли можно получить, имея в своём распоряжении: $CuSO_4$, $AgNO_3$, K_3PO_4 , $BaCl_2$? Напишите уравнения реакций и укажите названия полученных солей.

27. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать серная кислота? KOH , $BaCl_2$, $Mn(OH)_2$, CO_2 , CaO , H_2SiO_3 . Составить уравнения реакций. Назвать продукты реакций.

28. Написать уравнения реакций получения соляной кислоты всеми возможными методами. Назовите исходные вещества и продукты реакций.

29. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4$. Назовите продукты реакций.

30. Какие новые соли можно получить, имея в своём распоряжении: $NiCl_2$, Na_2CO_3 , $Pb(NO_3)_2$, $CuSO_4$? Напишите уравнения реакций и назовите полученные соли. 31. На примере сульфата меди (II) охарактеризуйте свойства соответствующего класса соединений. Назовите продукты реакций.

32. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать фосфорная кислота? P_2O_5 , $CaCl_2$, SrO , $Ba(OH)_2$, K_2SO_4 , HNO_3 . Составьте уравнения реакций. Назовите продукты реакций.

33. Напишите уравнения реакций получения гидроксида бария всеми возможными методами. Назовите исходные вещества и продукты реакций.

34. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $BaO \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4$. Назовите продукты реакций.

35. Какие новые соли можно получить, имея в своём распоряжении: $ZnSO_4$, KCl , $(NH_4)_2CO_3$, $AgNO_3$? Напишите уравнения реакций и укажите названия полученных солей.

36. На примере оксида углерода (IV) охарактеризуйте свойства соответствующего класса соединений. Назовите продукты реакций.

37. Напишите уравнения реакций получения всех возможных (средних, кислых и основных) солей из гидроксида хрома (III) и азотной кислоты. Назовите полученные соли.

38. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2$. Назовите продукты реакций.

39. На примере серной кислоты охарактеризуйте свойства соответствующего класса соединений. Назовите продукты реакций. 40. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать карбонат натрия: KOH , $CuCl_2$, $Mg(OH)_2$, SO_2 , HCl , H_2SO_3 ? Составьте

уравнения реакций. Назовите продукты реакций.

Тема 3. «Строение атома. Периодический закон Д.И.Менделеева. Периодическая система химических элементов»

41- 45. а) Как изменяются свойства химических элементов и их соединений в группе сверху вниз? Написать формулу высшего оксида для элементов группы (табл.6.1.).

б) Пользуясь периодической системой определить порядковый номер элемента по электронной формуле нейтрального атома (табл.6.1.). Назвать его. Дать полную характеристику этому элементу*.

Таблица 6.1.

№ задания	а)	б) Электронная формула
41	II	1s 2 2s 2 p 6 3s 2 p 3
42	IV	1s 2 2s 2 p 6 3s 1
43	VII	1s 2 2s 2 p 6 3s 2 p 6 d 1 4s 2
44	VI	1s 2 2s 2 p 6 3s 2 p 5
45	V	1s 2 2s 2 p 6 3s 2 p 6 d 10 4s 2 p 4

41* Указать: металл или неметалл, возбуждённые состояния, валентные электроны, представить формулы химических соединений при минимальной и максимальной валентностях, назвать их.

46. а) Указать максимальное число электронов на s- p- и d-подуровнях.

б) Дать полную характеристику химическому элементу с порядковым №15 (см. выше сноску).

47 - 51. Указать к какому периоду, группе и подгруппе в системе Д.И. Менделеева относятся элементы, в оболочке атомов которых содержатся конфигурации (табл.6.2.). Написать полные электронные формулы, отметить валентные электроны. Назвать элементы.

Таблица 6.2.

№ задания	Задание
47	а) 2s 2 ; б) 3d 5 4s 2 ; в) 3p 4
48	а) 2p 2 ; б) 4d 1 ; в) 3s 1 4p 9
49	а) 3p 1 ; б) 3d 3 ; в) 5s 2
50	а) 2s 1 ; б) 3d 6 в) 3p 1 5l
51	а) 5s 2 ; б) 3d 3 ; в) 4p 5

52 – 55. Написать электронно-графические формулы элементов с порядковыми номерами (табл. 3.) в нормальном и возбужденном состояниях. Назвать эти элементы и указать их валентность в том и другом состояниях. Назвать элементы.

Таблица 6.3.

№ задания	Задание 52
52	а) №14; б) №17
53	а) №20; б) №34
54	а) №4; б) №35
55	а) №7; б) №16

56 – 60. Написать электронные формулы элементов с порядковыми номерами, указанными в табл. 6.4. Назвать элементы. К каким электронным типам они относятся? Указать валентные электроны. Написать химические формулы соединений, содержащих эти элементы в минимальной и максимальной валентности. Назвать эти соединения

Таблица 6.4.

№ задания	Задание
56	а) №3; б) №25
57	а) №8; б) №21
58	а) №12; б) №50

59	а) №16; б) №22
60	а) №6 б) №17

Тема 4. «Химическая связь. Строение вещества»

61. Расположите вещества в порядке возрастания полярности связи: BeF_2 , CF_4 , LiF , BF_3 . Укажите тип химической связи в каждом веществе, постройте графические формулы.

62. Объясните причины, по которым химическая связь в молекуле F_2 менее прочная, чем связь в молекуле Cl_2 . Какой тип связи осуществляется в молекулах этих веществ?

63. Постройте графические формулы и укажите тип химической связи в молекулах следующих веществ: гидрофосфат кальция, аммиак, кислород.

64. Укажите валентности водорода в H_2SO_4 , NaOH , NaNH_2 , H_2O . Назовите эти вещества и составьте графические формулы их молекул.

65. Какая связь называется водородной? Приведите примеры веществ, в которых существует такая связь, схематично ее изобразите.

66. Постройте графические формулы и укажите типы химической связи в молекулах следующих веществ: гидрокарбонат натрия, оксид фосфора (V), хлорид магния.

67. Расположите вещества в порядке возрастания полярности связи: H_2O , CH_4 , HF , NH_3 . Укажите тип химической связи в каждом веществе, постройте графические формулы.

68. Охарактеризуйте связи между частицами в кристалле хлорида кальция и в металлическом кальции. В чем особенности ионной и металлической связи.

69. Постройте графические формулы и укажите тип химической связи в молекулах следующих веществ: хлорид гидроксомеди (II), хлороводород, хлор.

70. Руководствуясь положением элемента в Периодической системе, расположите следующие вещества в порядке возрастания степени ионности связи элемент – хлор: BCl_3 , LiCl , CCl_4 , BeCl_2 . Постройте графические формулы, укажите тип химической связи.

71. Что такое ионная связь? Приведите примеры ионных соединений. К какому классу неорганических соединений они относятся?

72. Объясните типы химических связей на примере KCl , HCl , HClO , Cl_2 . Постройте графические формулы, назовите эти вещества.

73. Постройте графические формулы и укажите тип химической связи в молекулах следующих веществ: сульфит калия, сероводород, азот.

74. Расположите вещества в порядке возрастания полярности связи: H_2S , H_2O , H_2Te , H_2Se . Укажите тип химической связи в каждом веществе, постройте графические формулы.

75. Укажите характер химической связи в веществах O_2 , HBr , NaCl , H_2S , H_2O . Назовите вещества.

76. Приведите пример соединения, в молекуле которого имеется донорно-акцепторная связь. На этом примере объясните, чем отличается донорно-акцепторная связь от ковалентной.

77. Руководствуясь положением элемента в Периодической системе, расположите гидроксиды лития, натрия, калия в порядке возрастания степени ионности связи элемент-гидроксильная группа. Объясните причину такого распределения.

78. Укажите структуру химических связей в молекулах: NaCl , NaNH_2 , NH_4^+ . Постройте их графические формулы, назовите эти вещества.

79. Объясните строение молекулы нитрата аммония. Постройте графическую формулу. 80. Рассмотрите структуру химических связей в молекулах: MgCl_2 , CH_4 , H_2O . Постройте их графические формулы, назовите эти вещества.

Тема 5. «Химическая термодинамика» *

81 – 85. Определить тепловые эффекты реакций ($\Delta H_{\text{р}}$):

Таблица 6.5.

№ задания	Уравнение реакции
81	$\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
82	$\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2\text{HPO}_3(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
83	$\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
84	$2\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{CO}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
85	$\text{CS}_2(\text{ж}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{SO}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$

86 - 90. Определить теплоту образования ($\Delta H_{\text{обр.}}$) вещества, исходя из следующего уравнения:

Таблица 6.6.

№ задания	Вещество	Уравнение реакции
86	N_2O	$\text{C}(\text{к}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = -556,61 \text{ кДж}$
87	CaCO_3	$\text{CaCO}_3(\text{к}) = \text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = 157,32 \text{ кДж}$
88	H_2S	$\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{SO}_2, \Delta H_{\text{х.р}} = -518,82 \text{ кДж}$
89	CH_3OH	$\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = -726,34 \text{ кДж}$
90	PH_3	$2\text{PH}_3(\text{г}) + 4\text{O}_2(\text{г}) = \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = -2344,3 \text{ кДж}$

91 – 95. Вычислить тепловой эффект реакции ($\Delta H_{\text{х.р.}}$) при получении вещества массой (m):

Таблица 6.7.

№ задания	Вещество	Масса, г	Уравнение реакции
91	HPO_3	300	$\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = 2 \text{HPO}_3(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
92	CuO	8	$\text{CuO}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Cu}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
93	CaO	100	$\text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
94	CaCO_3	20	$\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{к}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$
95	S	64	$\text{S}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{SO}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = ?$

* Термодинамические величины см. справочник. Приложения.

96 – 98. Вычислить температуру (T), при которой установится равновесие в данной системе:

Таблица 6.8.

№ задания	Уравнение реакции
96	$\text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г}) = \text{NH}_4\text{Cl}(\text{к}), \Delta H_{\text{х.р}} = -207,01 \text{ кДж/моль}$
97	$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}), \Delta H_{\text{х.р}} = 247,37 \text{ кДж/моль}$
98	$\text{NH}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{NH}_4\text{OH}(\text{ж}), S = -82,56 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

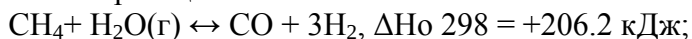
99 - 100. На основании расчёта изменения энергии Гиббса (ΔG) указать, какая реакция может протекать при стандартных условиях. Учесть коэффициенты при расчёте:

Таблица 6.9.

№ задания	Уравнение реакции
99	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightarrow \text{Fe}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
100	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$

Тема 6. «Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.»

101. Как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:



102. Напишите выражение константы равновесия для реакции:

$4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$, $\Delta H_{\text{о}} 298 = -114,5 \text{ кДж}$. Как повлияет изменение температуры и давления на сдвиг химического равновесия?

103. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции:

$2\text{HI} \leftrightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$, Если равновесная концентрация йодоводорода равна 0,55 моль/л, а константа равновесия 0,25.

104. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающая в газовой фазе, если повысить температуру от 70 °C до 100 °C. Температурный коэффициент реакции равен 2.

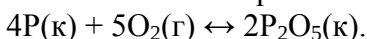
105. Напишите выражение константы равновесия гомогенной системы:

$2\text{SO}_2 + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$. Как изменится скорость прямой реакции образования оксида серы (VI), если увеличить концентрацию оксида серы (IV) в 3 раза?

106. Константа равновесия гомогенной системы:

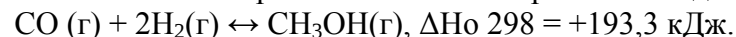
$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $\text{Сисх}(\text{CO}) = 0,05$ моль/л, $\text{Сисх}(\text{H}_2\text{O}) = 0,2$ моль/л.

107. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



Как изменится скорость прямой реакции образования оксида фосфора (V), если увеличить концентрацию кислорода в 2 раза?

108. Напишите выражение константы равновесия для реакции:

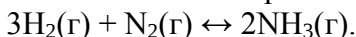


Как повлияет изменение температуры и давления на сдвиг химического равновесия?

109. При температуре 0°C реакция протекает за 1 мин 15 сек, при температуре 20°C – за 18,75 сек. Вычислите температурный коэффициент реакции.

110. Температурный коэффициент реакции равен 3. При какой температуре пройдет эта реакция за 5 мин, если при 50°C она протекает за 45 мин?

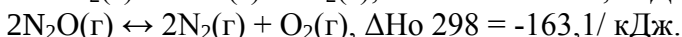
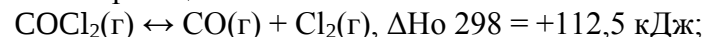
111. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



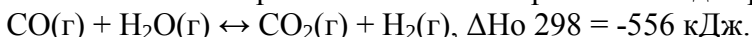
Как изменится скорость прямой реакции образования аммиака, если увеличить концентрацию водорода в 3 раза?

112. В гомогенной системе: $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C}$ равновесие установилось при следующих концентрациях: $[\text{B}] = 0,05$ моль/л и $[\text{C}] = 0,02$ моль/л. Константа равновесия системы равна 1. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.

113. Как повлияет изменение давления и температуры на равновесие следующих обратимых реакций:

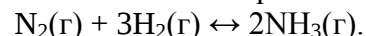


114. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



Как повлияет изменение температуры и давления на сдвиг химического равновесия?

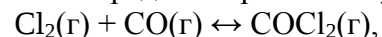
115. Напишите выражение константы равновесия для реакции:



Как изменится скорость прямой реакции синтеза аммиака, если уменьшить концентрацию аммиака в 2 раза?

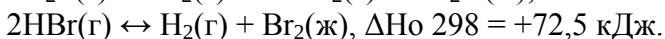
116. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. При температуре 20°C реакция протекает за 10 мин. За какое время пройдет эта реакция при температуре 50°C?

117. Определите равновесную концентрацию фосгена в реакции:

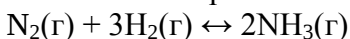


Если равновесная концентрация фосгена равна 0,5 моль/л, а константа равновесия 0,2.

118. В какую сторону реакции сместится равновесие в случае уменьшения давления и в случае повышения температуры в равновесных системах:



119. В момент равновесия в системе:



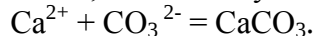
концентрация азота равна 0,1 моль/л, аммиака - 0,3 моль/л, водорода 0,1 моль/л. Определите константу равновесия и начальные концентрации веществ.

120. При температуре 120оС реакция протекает за 51 мин, при температуре 90оС за 17 мин. Вычислите температурный коэффициент реакции.

Тема 7. «Химия растворов»

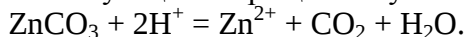
121. Условия необратимости реакций ионного обмена? Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между нитратом серебра и хлоридом кальция.

122. Что такое степень электролитической диссоциации? Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



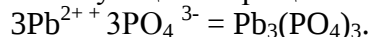
123. Что такое электролитическая диссоциация? Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: K_2SO_4 , CuOHCl , H_2CO_3 .

124. Какие вещества называются электролитами? Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



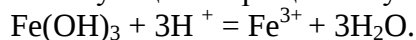
125. Перечислите классы неорганических соединений, относящихся к электролитам. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между хлоридом кальция и фосфатом калия.

126. Приведите примеры слабых электролитов. Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



127. Приведите примеры сильных электролитов. Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: гидросиликат натрия, сероводородная кислота, гидроксид меди (II).

128. Какие вещества называются электролитами? Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



129. Условия необратимости реакций ионного обмена? Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между серной кислотой и нитратом бария.

130. Приведите примеры сильных электролитов. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и KCl .

131. Что такое электролитическая диссоциация? Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, H_2CrO_4 .

132. Перечислите классы неорганических соединений, относящихся к электролитам. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между хлоридом калия и нитратом свинца.

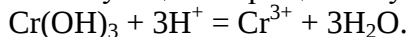
133. Что такое электролитическая диссоциация? Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Na_2HPO_4 .

134. Какие вещества называются электролитами? Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению: $\text{ZnS} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{S} + \text{Zn}^{2+}$.

135. Приведите примеры сильных электролитов. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции между нитратом цинка и фосфорной кислотой.

136. Укажите условия необратимости реакций ионного обмена? Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: гидроксид натрия, фосфорная кислота, сульфат гидроксомеди (II).

137. Приведите примеры сильных электролитов. Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



138. Что такое электролитическая диссоциация? Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: угольной кислоты, хлорида магния, гидроксида меди (II).

139. Условия необратимости реакций ионного обмена? Составьте молекулярное уравнение, соответствующее сокращённому ионному уравнению:



140. Приведите примеры сильных электролитов. Напишите уравнения диссоциации на ионы следующих веществ: NaH_2PO_4 , H_3PO_4 , HCl .

141 - 160 . Составьте уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионном виде. Назовите продукты гидролиза. Укажите реакцию среды в растворе рассматриваемой соли: 141. Хлорид магния. 142. Гидрокарбонат натрия. 143. Сульфат аммония. 144. Нитрат аммония. 145. Дигидрофосфат натрия. 146. Ацетат калия. 147. Хлорид меди (II). 148. Сульфид цинка. 149. Нитрат марганца. 150. Нитрит аммония. 151. Карбонат калия. 152. Силикат натрия. 153. Хлорид алюминия. 154. Цианид калия. 155. Фосфат калия. 156. Сульфат меди (I). 157. Гидрофосфат калия. 158. Гидросульфид натрия. 159. Карбонат аммония. 160. Сульфит натрия.

Тема 8. «Комплексные соединения»

161 - 170. а) По данной формуле комплексного соединения определите его структуру (комплексобразователь, лиганды, координационное число, внутреннюю и внешнюю сферы комплекса). Дайте название комплексным соединениям. б) По названию составьте формулу комплексного соединения. в) Напишите уравнение первичной диссоциации этого соединения.

Таблица 6.10.

№ задания	а	б
161	$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{Cl})_6]$	Хлорид тетраамминцинка
162	$\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$	Нитрат гексаакваалюминия
163	$[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$	Тетрайодомеркурат (II) аммония
164	$[\text{Cr}(\text{CN})_6]\text{Cl}_3$	Тетрагидроксоцинкат натрия
165	$(\text{NH}_4)_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$	Сульфат диамминсеребра
166	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$	Гексацианоферрат (III) калия
167	$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$	Сульфит тетракарбонилкадмия
168	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$	Гексабромохромат(III) аммония
169	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	Тетрацианокупрат (II) калия
170	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Дихлороаурат (I) меди (II)

171 – 180. По данным характеристикам комплекса составьте формулу комплексного соединения. Напишите уравнение вторичной диссоциации. Запишите выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Таблица 6.11.

№ задания	Комплексообразователь	Лиганд	Координационное число	Ионы внешней сферы
171	Fe^{3+}	CN^-	6	K^+
172	Cr^{3+}	NH_3	6	SO_4^{2-}
173	Zn^{2+}	OH^-	4	Cu^{2+}
174	Ag^+	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	2	Na^+
175	Co^{3+}	Cl^-	6	Ca^{2+}
176	Al^{3+}	H_2O	6	Br^-
177	Cd^{2+}	Cl^-	4	Na^+
178	Au^+	F^-	4	NH_4^+
179	Fe^{2+}	CN^-	6	Fe_3^+
180	Pt^{2+}	I^-	4	K^+

Тема 9. «Окислительно-восстановительные реакции»

181. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Решите уравнение: $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$.

182. Что такое процесс окисления? Решите уравнение: $\text{KNO}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

183. Что такое восстановитель? Как изменяется его степень окисления в результате

реакции. Решите уравнение: $\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{оч.разб.}) \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

184. Что такое окислитель? Как изменяется его степень окисления в результате реакции? Решите уравнение: $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

185. Определите степени окисления центрального атома в соединениях и над стрелкой укажите число принятых или отданных электронов: $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2$. Решите уравнение: $\text{SnCl}_2 + \text{HNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

186. Что такое процесс восстановления? Решите уравнение: $\text{KJ} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

187. Приведите примеры типичных восстановителей. Решите уравнение: $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

188. Приведите примеры типичных окислителей. Решите уравнение: $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{PbSO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.

189. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Решите уравнение: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

190. Определите степени окисления центрального атома в соединениях и над стрелкой укажите число принятых или отданных электронов: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$. Решите уравнение: $\text{FeCl}_3 + \text{KJ} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{KCl} + \text{J}_2$.

191. Что такое процесс восстановления? Решите уравнение: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$.

192. Приведите примеры типичных восстановителей. Решите уравнение: $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3) + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

193. Приведите примеры типичных окислителей. Решите уравнение: $\text{HJ} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

194. Что такое окислитель? Как изменяется его степень окисления в результате реакции? Решите уравнение: $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$.

195. Что такое процесс окисления? Решите уравнение: $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

196. Определите степени окисления центрального атома в соединениях и над стрелкой укажите число принятых или отданных электронов: $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_2$. Решите уравнение: $\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

197. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Решите уравнение: $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$.

198. Что такое окислитель? Как изменяется его степень окисления в результате реакции? Решите уравнение: $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$.

199. Что такое процесс восстановления? Решите уравнение: $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

200. Как в процессе окислительно-восстановительной реакции изменяется степень окисления восстановителя? Решите уравнение: $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

3.3. Контрольные задания «Решение расчётных задач» Тема 1. «Приготовление растворов заданной концентрации» *

201. Какой объем 8% раствора NaCl необходим для приготовления 150 мл 3% раствора?

202. Сколько литров 2М раствора гидроксида натрия можно приготовить из 50 мл раствора с массовой долей 80%.

203. 60 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворили в 200 мл воды. Рассчитать процентную концентрацию полученного раствора.

204. Какой объем 15% раствора сульфата аммония нужно взять для приготовления 200 мл 0,2М раствора?

205. К 500 мл воды добавили 300 мл концентрированной серной кислоты (плотность 1,837г/мл, массовая доля 98%). Вычислите массовую долю полученного раствора.

206. Сколько воды надо прибавить к 200 мл 0,1н раствора гидроксида калия, чтобы

получить 0,05н раствор?

207. Выразите в процентах концентрацию раствора, в литре которого содержится 120 г хлорида кальция.

208. Вычислите процентную концентрацию раствора, приготовленного из 200 мл воды и 45 г гидроксида калия.

209. В мерной колбе на 200 мл растворили 17,4 г сульфата калия. Вычислите молярную и нормальную концентрацию полученного раствора.

210. Сделайте расчет на приготовление 250 мл 5% раствора буры ($\rho = 1,085$ г/мл) из кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

211. Рассчитайте объём 36%-ного раствора серной кислоты, необходимый для приготовления 250 мл 2н раствора..

212. Навеску щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ массой 0,6254 г растворили в мерной колбе на 100 мл. Выразите концентрацию полученного раствора через титр и нормальность.

213. В 50 мл раствора содержится 1,5 г оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Рассчитайте титр и нормальность раствора. * Значения плотности растворов см. справочн. (Приложение).

214. Сколько граммов $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ потребуется для приготовления 2 л 6% раствора.

215. В 200 мл раствора серной кислоты содержится 4,9000 г H_2SO_4 . Вычислите молярность, нормальность и титр этого раствора.

216. 45 г железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ растворили в 250 мл воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора.

217. Какой объём 30% серной кислоты потребуется для приготовления 150 мл 10% раствора?

218. Какая масса раствора серной кислоты с массовой долей 5% необходима для осаждения сульфата бария из 25 мл 0,1М раствора хлорида бария?

219. Сколько литров 1н раствора соляной кислоты можно приготовить из 20 мл 36% раствора?

220. Рассчитайте процентную концентрацию раствора, в 2 литрах которого содержится 210 г сульфата калия ($\rho = 1,085$ г/мл). Тема 2. «Обработка результатов титриметрического анализа»

221. Определите массу NaOH в 250 мл исследуемого раствора, если при титровании на 10 мл анализируемого раствора затрачивается 8,5 мл раствора HCl ($K(\text{HCl}) = 1,25$ к 0,1н.).

222. Из навески 1,8267г химически чистой щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ приготовлено 100 мл раствора. При титровании на 10 мл раствора кислоты расходуется 11,5 мл раствора NaOH . Рассчитайте, сколько граммов NaOH содержится в 100 мл раствора.

223. Из навески 5,4021 г технического KOH приготовлено 2 л раствора. На 10 мл этого раствора расходуется 13,5 мл 0,0986н. раствора HCl . Рассчитайте процентное KOH в образце.

224. На титрование 10 мл раствора гидроксида бария расходуется 11,6 мл соляной кислоты с $T = 0,003559$ г/мл. Найдите нормальность раствора гидроксида бария.

225. Из навески 1,2640 г химически чистой щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ приготовлено 200 мл стандартного раствора. Какой объём приблизительно 0,05н. раствора перманганата калия с поправочным коэффициентом 0,9215 расходуется на титрование 15,00 мл стандартного раствора?

226. Рассчитайте процентную концентрацию серной кислоты, если навеска образца кислоты массой 1 г растворена в мерной колбе на 200 мл. На нейтрализацию 10 мл этого раствора затрачивается 8,5 мл 0,12н. раствора гидроксида калия.

227. Навеска 0,0652 г проволоки растворена в серной кислоте и оттитрована 9,2 мл перманганата калия, титр которого $T = 0,001654$ г/мл. Определить процентное содержание железа в проволоке.

228. Сколько процентов H_2SO_4 содержит образец технической кислоты, если навеска его 5г растворена в мерной колбе на 200 мл. На нейтрализацию 10 мл этого раствора израсходовано 9,5 мл KOH с $T = 0,01576$ г/мл.

229. Навеска оксалата натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,0542 г растворена и оттитрована 7,8 мл 0,0531н. KMnO_4 . Рассчитайте процентное содержание оксалата в образце

230. Рассчитать массу навески KOH , на титрование которой затрачено 10,5 мл раствора соляной кислоты. $T(\text{HCl}/\text{KOH}) = 0,004991$ г/мл.

231. Определить массу Na_2CO_3 , содержащуюся в 1 л исследуемого раствора, если при титровании на 20 мл раствора Na_2CO_3 затрачивается 18 мл раствора 0,0912н. HCl .

232. Из навески 2,5 г технической соды приготовлено 250 мл раствора, при титровании на 10 мл этого раствора расходуется 8 мл 0,11н. HCl . Определите процентное содержание Na_2CO_3 в исследуемом образце.

233. На титрование 10 мл раствора HCl с $T = 0,01523$ г/мл расходуется 7,5 мл раствора гидроксида калия. Определите нормальность раствора гидроксида.

234. На титрование раствора серной кислоты израсходовано 5,4 мл 0,2н. раствора гидроксида натрия. Определите массу серной кислоты в растворе.

235. Титр перманганата калия по железу $T(\text{KMnO}_4/\text{Fe})$ равен 0,005585 г/мл. На титрование раствора сульфата железа (II), полученного после соответствующей обработки 0,1025 г руды, израсходовано 22,35 мл раствора титранта KMnO_4 . Определите процентное содержание железа в руде.

236. Рассчитайте навеску нитрита натрия, которую следует растворить в колбе на 250 мл, если на взаимодействие с 10 мл этого раствора расходуется 15 мл 0,0528н. раствора перманганата калия.

237. На титрование 15 мл раствора гидроксида калия расходуется 17,5 мл HCl с $T = 0,008562$ г/мл. Определите нормальность раствора гидроксида.

238. Определите нормальность раствора HCl , зная, что 10 мл этого раствора реагирует с 15 мл раствора соды, титр которого $T = 0,02351$ г/мл.

239. Из навески 0,3152 г химически чистого оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ приготовлено 100 мл стандартного раствора. Какой объём 0,0467н. раствора перманганата калия израсходуется на титрование 10 мл стандартного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

240. Рассчитайте нормальность раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, если на титрование 10 мл его расходуется 12 мл HCl с титром $T = 0,007100$ г/мл. Тема 3. «Водородный показатель. Кислотность среды»

241. Рассчитайте pH 0,05М раствора азотной кислоты.

242. Рассчитайте pH 0,01н. раствора гидроксида бария.

243. Сколько граммов NaOH нужно растворить в мерной колбе на 200 мл, чтобы получить раствор с pH = 12. 110

244. Определите величину pH 0,1н. раствора угольной кислоты, для которой $\alpha = 0,17\%$.

245. Концентрация ионов водорода в растворе равна 2,5 моль/л. Определите pH раствора.

246. Определите концентрацию ионов водорода и гидроксила, зная, что pH раствора равен 8.

247. Рассчитайте pH 0,02н. раствора серной кислоты.

248. Концентрация гидроксильных ионов в растворе равна 0,0025 моль/л. Определите pH раствора.

249. Рассчитайте pH 0,3М раствора гидроксида калия.

250. Определите концентрацию водородных и гидроксильных ионов в растворе, pH которого равен 10,5.

251. Вычислить pH 1М раствора NH_4OH ($\alpha = 1,3\%$).

252. Определите концентрацию водородных и гидроксильных ионов в растворе, pH которого равен 1,25.

253. Концентрация водородных ионов в растворе равна $0,0025$ моль/л. Определите pH раствора.
254. Рассчитайте pH $0,025$ н. раствора азотной кислоты.
255. Определите концентрацию водородных и гидроксильных ионов в растворе, pH которого равен $9,5$.
256. Концентрация гидроксильных ионов в растворе равна $0,005$ моль/л. Определите pH раствора.
257. Определите pH $0,01$ н. раствора сероводородной кислоты, $\alpha = 0,07\%$.
258. Определите концентрацию водородных и гидроксильных ионов в растворе, pH которого равен $4,25$.
259. Рассчитайте pH $0,025$ н. раствора гидроксида натрия.
260. Концентрация водородных ионов в растворе равна $0,00002$ моль/л. Определите pH раствора.