

МИНОБРАЗОВАНИЯ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
Общей и неорганической химии



20.04.2020 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.09 – Неорганическая химия

1. Код и наименование направления подготовки/специальности:

04.05.01 «Химия» (Химия ДО Фундаментальная и прикладная химия)

2. Профиль подготовки/специализация:

Фундаментальная химия в профессиональном образовании

3. Квалификация выпускника: Химик. Преподаватель химии

4. Форма обучения: Очная

5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:

кафедра общей и неорганической химии

6. Составители программы:

Завражнов Александр Юрьевич, доктор химических наук, доцент

7. Рекомендована: **НМС** химического факультета ВГУ «20.03.2020», протокол №3.

8. Учебный год: 2020/21

Семестр(ы)/триместр(ы): 1, 2

9. Цели и задачи учебной дисциплины

Целями освоения учебной дисциплины являются:

- изложение общетеоретического фундамента химической науки
- рассмотрение общетеоретических концепций, законов, теорий, таких, как Периодический закон, атомно - молекулярное учение, теория химического строения, строение атома и химическая связь, химическая кинетика и термодинамика, физико - химический анализ и т.д..
- развитие у студентов химического мышления (как части естественно-научной мысли), обучение теоретическому подходу к научным проблемам и умению критического восприятия физико-химических теорий

Задачи учебной дисциплины:

- изучение основных законов теоретической (физической) химии;
- формирование понимания свойств элементов и образуемых ими соединений на основе положений общей химии. В основу положен Периодический закон, как основа химической систематики. Рассматривается классификация химических элементов, простых, бинарных и сложных химических соединений. Дается общая характеристика групп элементов Периодической системы. Изучаются особенности химии конкретных элементов и их наиболее важных соединений. Серьезное внимание уделяется химии радиоактивных и синтезированных элементов. Уделяется внимание изучению путей развития неорганической химии, проблеме получения новых неорганических веществ с заранее заданными свойствами (полупроводники, неорганические полимеры и т.п.).

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП:

Б1.О.00 - обязательная часть базовой дисциплины

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине/модулю (знания, умения, навыки), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями) и индикаторами их достижения:

Код	Название компетенции	Код(ы)	Индикатор(ы)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1	Способность анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	ОПК-1.1	Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов	Знать: критерии самопроизвольного химических реакций в различных системах Уметь: планировать эксперимент таким образом, чтобы извлечь из него максимум информации Владеть: основными приемами обработки результатов эксперимента
		ОПК-1.2	Предлагает интерпретацию собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии	
		ОПК-1,3	Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.	
ОПК-2	Способность проведения с соблюдением норм техники	ОПК-2.1	Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности	Знать: основные правила техники безопасности и основные приемы ведения химического эксперимента. Уметь: выполнить основные работы

	безопасности химического эксперимента, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	2.2. 2.3 2.4	Проводит синтез веществ и материалов разной природы с использованием имеющихся методик Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе. Проводит исследования свойств веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования	лабораторного Практикума по неорганической химии Владеть: основными приемами получения количественных результатов в эксперименте
ОПК-3	Способность применять расчетно-теоретические методы для изучения свойств веществ и процессов с их участием с использованием современной вычислительной техники	ОПК-3.1 3.2	Применяет теоретические и полуэмпирические модели при решении задач химической направленности. Использует стандартное программное обеспечение при решении задач химической направленности	Знать: основные методы определения базовых свойств веществ (плотности, давления пара, кислотно-основных свойств и т.д.). Уметь: проводить расчеты по известному алгоритму с применением компьютерных программа Владеть: основными приемами количественной обработки результатов эксперимента
ОПК-6	Способность представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	ОПК-6.1 6.2 6.3 6.4.	Представляет результаты работы в виде отчета по стандартной форме на русском языке. Представляет информацию химического содержания с учетом требований библиографической культуры Представляет результаты работы в виде тезисов доклада на русском и английском языках в соответствии с нормами и правилами, принятыми в химическом сообществе. Готовит презентацию по теме работы и представляет ее на русском и английском языках.	Знать: основные приемы подготовки доклада при помощи современных компьютерных программ Уметь: самостоятельно подготовить устное сообщение, сопровождаемое презентацией. Владеть: элементарными навыками специалиста-докладчика.

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час — 540/15.

Форма промежуточной аттестации (зачет/экзамен) экзамен (1 и 2 семестр)

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы	Трудоемкость			
	Всего	По семестрам		
		1 № семестра	2 № семестра	...
Контактная работа	304	152	152	
в том числе:	Лекции	118	50	68
	практические			
	лабораторные	186	102	84
Самостоятельная работа	164	100	64	
В том числе: курсовая работа				
Форма промежуточной аттестации: экзамен (72 ч)	72	36	36	
Итого:	540	288	252	

13.1. Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
1. Лекции			
1.1	Введение	Формы существования материи. Химическая форма движения, ее особенности. Определение химии. Задачи химии. Общая химия – теоретический фундамент химической науки. Химический и физико-химический методы исследования.	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-2
1.2	<i>Химическая атомистика</i>	Атомно-молекулярная теория. Химический элемент. Простое вещество. Аллотропия. Газовые законы. Число Авогадро. Молярная масса. Современная химическая атомистика. Атом, молекул, кристалл. Молекулярная и немолькулярная форма кристаллов. Понятие о фазе – носителе свойств вещества в кристаллах немолькулярной структуры. Химическое соединение. Структурные формулы молекул и кристаллохимическое строение вещества. Стехиометрические законы и их современная трактовка. Соединения постоянного и переменного состава. Кристаллохимическое строение и свойства вещества. Понятие о дефектах кристаллической структуры. Область гомогенности фаз переменного состава. Дальтонида и бертоллида.	
1.3	<i>Химическая термодинамика</i>	Основы термохимии. Экзо - и эндотермические реакции. Закон Лавуазье-Лапласа. Закон Гесса. Аддитивность тепловых эффектов в многостадийных процессах. Термодинамические системы: изолированные, закрытые, открытые. Изобарные и изохорные процессы. Термодинамическая и термохимическая системы знаков. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Энтальпийные диаграммы. Теплота и работа, их взаимосвязь. 1-ое начало термодинамики. Закон сохранения энергии. Критерий направленности химического процесса. Принцип Берто-Томпсона, его ограниченность. Энтропия системы. 2-ое начало термодинамики. Рост энтропии – критерий направления процесса в изолированных системах. Статистическая интерпретация энтропии. Движущая сила	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-6

		процесса в закрытых системах. Энтальпийный и энтропийный факторы. Свободная энергия Гиббса, ее уменьшение при самопроизвольных процессах. Свободная энергия Гельмгольца. Стандартная свободная энергия. Мера устойчивости соединения. Свободная и связанная энергия. Максимальная работа, совершенная системой.	
1.4	Химическая кинетика	Скорость и механизм химической реакции. Скорость и концентрация реагирующих веществ. Закон действующих масс. Молекулярность реакции. Порядок реакции и механизм процесса. Лимитирующая стадия многостадийных реакции. Скорость реакции и температура. Распределение молекул по энергиям (Максвелл, Больцман). Энергия активации. Активный комплекс. Уравнение Аррениуса. Энергетический и энтропийный члены уравнения. Катализ. Катализаторы.	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-3
1.5	Химическое равновесие	Обратимые и необратимые процессы. Связь обратимости с равновесием. Истинное и ложное равновесие. Критерии установления равновесия реакции. Связь константы и свободной энергии Гиббса. Факторы, влияющие на положение равновесия. Принцип Ле-Шателье. Гетерофазные равновесия. Давление насыщенного пара. Процессы испарения, сублимации, кипения, плавления. Фазовая диаграмма воды. Правило фаз Гиббса. Понятие о термодинамике неравновесных процессов.	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-7
1.6	Растворы	Термодинамический и кинетический аспекты формирования растворов. Способы выражения концентрации растворов. Растворение как физико-химический процесс. Энергетика процесса растворения. Понятие об идеальном, разбавленном и реальном растворе. Условия равновесия фаз – равенство химических потенциалов. Теория электролитической диссоциации. Степень и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Основы теории сильных электролитов, образование ионных пар. Кажущаяся степень диссоциации. Амфотерные электролиты. Диссоциация многоосновных кислот, многокислотных оснований, солей. Современные теории кислот и оснований. Сольвосистемы. Протонная и электронная теории. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы. Ионные взаимодействия в жидких растворах. Обменные реакции между ионами. Обратимые и необратимые процессы. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза. Произведение растворимости. Электролиз расплавов и водных растворов солей. Инертные и активные электроды. Потенциал разложения. Явление перенапряжения. Закон Фарадея. Электрохимическая коррозия металлов. Твердые растворы. Движущая сила образования твердых растворов. Типы твердых растворов. Твердые растворы замещения. Условия образования неорганических твердых растворов замещения. Процессы упорядочения в твердых растворах. Твердые растворы внедрения, вычитания. Растворы твердые, жидкие и газообразные. Определение растворов каждого компонента в сосуществующих фазах. Жидкие растворы. Природа жидкого состояния. Коллигативные свойства идеальных растворов. Давление пара. Закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант - Гоффа. Окислительно-восстановительные реакции. Направленность процессов, связанных с передачей электронов. Электрохимический ряд напряжений. Равновесие на границе металл - раствор. Стандартные электродные потенциалы и свободная энергия Гиббса. ЭДС гальванического элемента. Уравнение Нернста. Методы уравнивания ОВР: электронного баланса, метод полуреакций.	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-9

1.7	Элементы физико-химического анализа..	<p>Физико- химический анализ как один из основных методов исследования взаимодействия в твердом теле. Правило фаз и его вывод на основе равенства химических потенциалов каждого компонента в сосуществующих фазах. Принципы непрерывности соответствия(корреляции) Н.С. Курнакова. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Эвтектика. Перитектика. Неограниченная растворимость в твердом состоянии. Ограниченная растворимость в твердом состоянии (эвтектика, перитектика).</p> <p>Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. Образование химических соединений в двухкомпонентных системах. Характер плавления соединений: дистектика, перитектика. Нестехиометрия соединений. Природа химической связи и ширина области гомогенности. Современные представления о дальтонидах и бертоллидах. Сингулярная точка. Фазовые диаграммы и кривые охлаждения сплавов. Диаграммы состав-свойства. Законы Курнакова в металлических системах.</p>	
1.8	Элементарные представления о строении атома и состоянии электронов в атоме	<p>Развитие представлений о строении атома. Волновая природа электрона. Волновая функция и волновое уравнение. Радиальная и угловая составляющие волновой функции. Энергия, размер и направленность электронных облаков. Квантовые числа.</p> <p>Многоэлектронные атомы. Принципы и правила заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип минимальной энергии, принцип Паули, правило Гунда. Современная трактовка периодического закона. Закономерности изменения основных параметров атома (атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону) в периодах и группах. Значение периодического закона.</p>	
1.9	Теория химической связи	<p>Развитие представлений о химической связи. Валентность и степень окисления. Основные характеристики химической связи. Феноменологические теории ионной и ковалентной связи (Коссель, Льюис). Ионная связь и ее свойства: направленность и не насыщаемость. Модель «чистой» ионной связи в твердом теле. Преимущественный вклад ионной связи и координационные числа атомов в ионных кристаллах.</p> <p>Ковалентная связь. Волновая природа ковалентной связи. Метод валентных связей. Направленность, насыщаемость и поляризуемость ковалентной связи. Волновая природа ковалентной связи. Метод валентных связей. Направленность, насыщаемость и поляризуемость ковалентной связи. Координационные числа в ковалентных кристаллах. Способы перекрывания электронных облаков. Кратные связи.</p> <p>Метод валентных связей. Механизмы образования ковалентной связи. Гибридные волновые функции. Типы гибридизации и геометрия молекул. Донорно- акцепторный механизм образования ковалентной связи. Максимальная валентность (ковалентность) элементов. Полярность ковалентной связи и молекулы в целом. Дипольный момент. Недостатки метода валентных связей.</p> <p>Метод молекулярных орбиталей. Приближение ЛКАО. Энергетические диаграммы простейших гомоядерных молекул, образованных элементами 1 и 2-ого периодов. Порядок связи, магнитные и оптические свойства. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (НГ, Н₂О, NH₃).</p> <p>Водородная связь. Природа ее образования. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь и ее влияние на свойства молекул. Силы Ван- дер- Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.</p> <p>Металлическая связь и ее природа: многоцентровость, дефицит и обобществление электронов в кристалле. Свойства металлической связи: ненаправленность и ненасыщаемость. Ковалентно- металлическая связь в переходных металлах.</p>	

1.10	Комплексные соединения	Современные представления о химической связи в комплексных соединениях. Метод валентных связей, возможности метода. Теория кристаллического поля. Симметрия d-орбиталей. Энергетическое расщепление d-орбиталей в октаэдрическом, квадратном и тетраэдрическом поле лигандов. Энергия расщепления и энергия спаривания. Магнитные и оптические свойства комплексов и позиции теории кристаллического поля. Понятие о теории поля лигандов. (метод молекулярных орбиталей). Заселение электронами энергетических уровней в октаэдрических, тетраэдрических и плоскоквадратных комплексах. Спектрохимический ряд и р-связывание лигандов.	
1.11	Периодический закон как основа химической систематики	Этапы развития периодического закона. Периодическая система как матрица. Принцип инвариантности положения элемента. Периоды и группы. Групповая и типовая аналогия. Типические элементы. Полные и неполные электронные аналоги. Вторичная и внутренняя периодичность и их проявление в изменениях орбитальных радиусов и потенциалов ионизации. Горизонтальная аналогия. Диагональная аналогия. Классификация химических элементов по типу и заселенности электронных орбиталей. Полудлинная и длинная формы периодической системы.	
1.12	Химия твердого состояния. Металлохимия	Химия твердого состояния. Особенности твердого состояния вещества. Кристаллическое, аморфное и стеклообразное состояние. Понятие о зонной теории. Валентная зона и зона проводимости. Особенности полупроводникового состояния вещества. Собственная и примесная проводимость. Критерии и предсказание полупроводимости. Превращения в твердом состоянии: неупорядоченные твердые растворы, соединения Курнакова, фазы Лавеса, фазы внедрения, электронные соединения Юм-Розери, валентно-химические соединения	
1.13	Простые вещества как гомоатомные соединения	Химическое и кристаллохимическое строение простых веществ. Металлы и неметаллы в периодической системе. Граница Цинтля. Физические свойства простых веществ. Химические свойства простых веществ. Особочистые вещества. Новые направления в современном материаловедении с использованием простых веществ.	
1.14	Бинарные химические соединения	Классификация бинарных химических соединений. Изоэлектронные ряды. Изменение характера связи и типа кристаллической структуры в изоэлектронных рядах. Постоянство и переменность состава. Оксиды. Водородные соединения. Галогениды. Пниктогениды. Карбиды, силициды, бориды. Интерметаллические соединения.	
1.15	Сложные химические соединения	Сложные химические соединения. Их классификация. Гидроксиды как характеристические соединения. Современная концепция формульного состава гидроксидов. Кислотно-основные свойства. Амфотерность гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства гидроксидов. Соли кислородосодержащих кислот. Комплексные соединения.	
1.16	Водород, вода, бинарные водородные соединения	Водород. Уникальное положение водорода в периодической системе. Изотопы водорода. Атомарный и молекулярный водород. Физические и химические свойства водорода. Гидриды и водородные соединения элементов. Получение водорода. Комплексные соединения. свойства водорода. Гидриды и водородные соединения элементов. Получение водорода. Комплексные соединения. Вода.	
1.17	Элементы I группы ПС	Особенности лития. Природные соединения и получения. Физические и химические свойства. Характеристические соединения лития. Соединения лития с другими неметаллами. Соли кислот. Металлохимия. Характеристика элементов I A - группы. Природные соединения и получение щелочных металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с другими	

		<p>неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот. Характеристика элементов I B - группы. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот. Металлохимия</p>	
1.18	Элементы II группы ПС	<p>Особенности бериллия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бериллия. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородо-содержащих кислот и комплексные соединения. Металлохимия бериллия.</p> <p>Особенности химии магния. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Двойные соли. Шениты. Комплексы. Соединения с неметаллами. Металлохимия магния. Характеристика элементов подгруппы кальция. Характеристические соединения. Соли кислородосодержащих кислот и комплексы.</p> <p>Характеристика элементов II B-группы. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения.</p>	
1.19	Элементы III группы ПС	<p>Особенности химии бора. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бора. Характеристические соединения. Борные кислоты. Бура. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения. Соединения низших степеней окисления. Металлохимия.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы скандия и PЗЭ. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения.</p>	
1.20	Элементы IV группы ПС	<p>Общая характеристика элементов IV группы. Особенности химии углерода. Углерод в природе. Физические и химические свойства углерода. Характеристические соединения. Оксиды углерода. Угольная и тиоугольная кислоты. Надугольные кислоты. Карбаминовая кислота. Мочевина. Соединения с другими неметаллами. Сероуглерод Циан. Циановодород и синильная кислота. Галогеноцианиды. Цианамид. Циановая кислота и ее изомерные формы. Родановодород. Родан.</p> <p>Особенности химии кремния. Природные соединения и получение кремния. Физические и химические свойства кремния. Характеристические соединения. Оксиды кремния. Кремниевые кислоты. Силаны. Галогениды кремния. Кремнефтористоводородная кислота. Соединения с другими неметаллами. Нитрид кремния. Простые и сложные силикаты. Алюмосиликаты. Стекло. Ситаллы. Металлохимия кремния.</p> <p>Характеристика элементов IV A-группы. Природные соединения и получение германия, олова и свинца. Физические и химические свойства. Характеристические соединения и соединения с неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот. Комплексные соединения.</p> <p>Общая характеристика элементов подгруппы титана. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот. Комплексные соединения. Металлохимия элементов подгруппы титана.</p>	
1.21	Элементы V группы ПС	<p>Характеристика элементов V группы. Особенности химии азота. Азот в природе и его получение. Физические и химические свойства азота. Водородные соединения азота. Кислородные соединения азота. Соединения с другими неметаллами. Соединения с металлами.</p> <p>Особенности химии фосфора. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Оксиды фосфора.</p>	

		<p>Фосфорсодержащие кислоты и их соли. Соединения фосфора с неметаллами. Фосфонитрилхлорид. Соединения с металлами. Характеристика элементов V A-группы. Природные соединения и получение. Простые вещества, физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот. Комплексные соединения. Металлохимия. Характеристика элементов подгруппы ванадия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с другими неметаллами. «ИЛ» -соединения ванадия. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения.</p>	
1.22	Элементы VI группы ПС	<p>Общая характеристика элементов VI группы. Особая роль кислорода в химии. Кислород в природе и его получение. Озон. Физические и химические свойства кислорода. Оксиды металлов. Оксиды неметаллов. Пероксиды, супероксиды и озониды. Пероксид водорода.</p> <p>Особенности химии серы. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства серы. Характеристические соединения. Оксиды. Кислоты, содержащие серу, и их соли. Соединения серы с другими неметаллами. Сульфиды и полисульфиды металлов. Полисульфаны.</p> <p>Характеристика элементов VI A-группы. Природные соединения и получение селена и теллура. Простые вещества, физические и химические свойства. Характеристические соединения и соли селен – и теллурсодержащих кислот. Соединения с другими неметаллами. Комплексные соединения. Соединения с металлами.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы хрома. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения: оксиды и гидроксиды. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Кластеры молибдена и вольфрама.</p>	
1.23	Элементы VII группы ПС	<p>Общая характеристика элементов VII группы. Особенности фтора. Эффект обратного экранирования. Природные соединения и получение фтора. Фторид водорода и фториды металлов. Соединения фтора с неметаллами.</p> <p>Особенности химии хлора. Природные соединения и получение хлора. Физические и химические свойства. Гидролитическое диспропорционирование. Характеристические соединения и соли хлорсодержащих кислот.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы марганца. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения с неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения.</p>	
1.24	Элементы VIII группы ПС	<p>Характеристика элементов VIII группы. Элементы VIIIA группы. Особенности гелия и неона. Инертные и благородные газы в природе. Физические свойства благородных газов. Клатраты. Валентно - химические соединения благородных газов. Роль химии благородных газов в развитии периодической системы Д.И. Менделеева.</p> <p>Характеристика элементов триады железа. Природные соединения и получение железа, кобальта и никеля. Простые вещества. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Карбонилы элементов триады железа. Металлохимия. Черная металлургия. Чугуны и стали.</p> <p>Характеристика платиноидов. Природные соединения, получение и аффинаж платиновых металлов. Простые вещества. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородсодержащих кислот и комплексные соединения. Роль и значение платиноидов в становлении и развитии химии комплексных соединений. Металлохимия.</p>	

2. Практические занятия (нет)			
3. Лабораторные занятия			
3.1	Химическая атомистика	Определение молярной массы неизвестного металла	
3.2	Химическая кинетика	Определение скорости химической реакции и ее концентрационной и температурной зависимости.	
3.3.	Химическое равновесие	Химическое равновесие и способы его смещения	
3.4	Растворы	Общие свойства растворов	
3.5	Растворы	Гидролиз	
3.6	Растворы	Окислительно-восстановительные реакции в растворах	
3.7	Элементы Ia группы ПС (котроткий вариант)	Элементы Ia группы ПС (котроткий вариант)	
3.8	Элементы IIa группы ПС (котроткий вариант)	Элементы IIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.9	Элементы IIIa группы ПС (котроткий вариант)	Элементы IIIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.10	Элементы IVa группы ПС (котроткий вариант)	Элементы IVa группы ПС (котроткий вариант)	
3.11	Азот Водородные соединения азота	Азот Водородные соединения азота	
3.12	Азот Кислородные соединения азота	Азот Кислородные соединения азота	
3.13	Элементы Va группы ПС (котроткий вариант)	Элементы Va группы ПС (котроткий вариант)	
3.14	Химия кислорода	Химия кислорода	
3.15	Элементы VIa группы ПС (котроткий вариант)	Элементы VIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.16	Элементы VIa группы ПС (котроткий вариант)	Элементы VIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.17	Элементы семейства триад	Элементы семейства триад	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Лекции	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Введение	2	-	2	4
2	Химическая атомистика	2	8	6	16
3	Химическая термодинамика	2	8	10	20
4	Химическая кинетика	2	8	10	20
5	Химическое равновесие	2	8	10	20
6	Растворы	12	16	18	46
7	Строение атома и	6	10	16	32

	Периодический закон Д.И. Менделеева				
8	Теория химической связи	10	6	18	38
9	Химия твердого состояния. Металлохимия	8	8	18	36
10	Комплексные соединения	8	12	18	38
11	Периодический закон как основа химической систематики	2	6	6	14
12	Простые вещества как гомоатомные соединения	2	6	6	14
13	Бинарные химические соединения	4	6	6	18
14	Сложные химические соединения	4	6	8	18
15	Водород, вода, перекись водорода	2	6	6	14
16	Элементы I группы ПС	2	6	12	20
17	Элементы II группы ПС	2	6	10	18
18	Элементы III группы ПС	4	6	10	20
19	Элементы IV группы ПС	4	6	14	26
20	Элементы V группы ПС	4	6	14	28
21	Элементы VI группы ПС	4	6	12	24
22	Элементы VII группы ПС	4	6	12	22
23	Элементы VIII группы ПС	4	6	12	22
24	Радиоактивные и синтезированные элементы	2	2	8	12
	Итого:	100	204	128	504

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

См. электронный курс обучения в MOODLE, выложенный по адресу: <https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-0>

Кроме того, часть презентаций находится на сайте в рабочей группе для студентов I курса по большей части разделов данного курса. <https://vk.com/club186352798>.

15. Перечень основной и дополнительной литературы, ресурсов интернет, необходимых для освоения дисциплины

а) Основная литература:

№ п/п	Источник
1	Гончаров Е. Г. <i>Общая химия (избранные главы): учебное пособие</i> / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив, - Изд-во Воронежского Государственного университета, 2010г. – 404с.
2	<i>Теоретические основы неорганической химии: учебное пособие</i> / Е. Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, В. Ю. Кондрашин, А. М. Ховив :Воронеж; Издательский дом ВГУ 2014г. – 589 с.
3	Кондрашин В. Ю. <i>Теория химических процессов: избранные главы; учебное пособие</i> / В. Ю. Кондрашин, Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив – Воронеж, Издательство Воронежского Государственного университета, 2012 г. – 288с.
4	Вольхин В. В. <i>Общая химия: основной курс; учебное пособие</i> / В. В. Вольхин – СПб : Издательство Лань, 2008 г. – 464 с.
5	Угай Я. А. <i>Общая и неорганическая химия</i> / Я. А. Угай – М.: Высш. шк., 2007г. -527с.

б) Дополнительная литература:

№ п/п	Источник
6	Некрасов Б. В. Основы общей химии в 2 т. / Б. В. Некрасов – СПб : Изд. «Лань», 2003г. – Т.1. - 656с., Т.2. – 687 с.
7	Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М. : Академия, 2001г, -743с.
8	Завражнов А. Ю. Практикум по неорганической химии. Химия S- и Sp-элементов / А. Ю. Завражнов, А. В. Наумов, А. В. Косяков. – Воронеж : Изд. полиграф. центр «Научная книга», 2012г. – 155с.
9	Афиногенов Ю. П. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Ю. П. Афиногенов, Е. Г. Гончаров и др. – Воронеж, изд-во Воронеж, гос. Ун-та, 2002г.

в) Информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет)*:

№ п/п	Ресурс
1.	www.lib.vsu.ru

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы
(учебно-методические рекомендации, пособия, задачки, методические указания по выполнению практических (контрольных) работ и др.)

№ п/п	Источник
1	Гончаров Е. Г. Современная химическая атомистика в курсе общей химии. Учебно-методическое пособие для ВУЗов / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2008г. – 18с.
2	Гончаров Е. Г. Химическая кинетика в курсе неорганической химии. Учебно-методическое пособие для ВУЗов / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2008г. – 17с.
3	Гончаров Е. Г. Химическая термодинамика в курсе неорганической химии. Учебно-методическое пособие для ВУЗов / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2008г. – 29с.
4	Химическое (термодинамическое) равновесие. Учебное пособие / Ю. М. Бондарев, Е. Г. Гончаров (и др.). – Воронеж : Издательский дом ВГУ 2016г. – 28с.
5	Гончаров Е. Г. Введение в теорию растворов. Учебно-методическое пособие для ВУЗов. Часть I / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, Ю. М. Бондарев, И. Е. Шрамченко. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2013г. – 26с.
6	Гончаров Е. Г. Введение в теорию растворов. Учебно-методическое пособие для ВУЗов. Часть II / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, Ю. М. Бондарев, И. Е. Шрамченко. – Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2014г. – 29с.
7	В. Ю. Кондрашин. Введение в теорию растворов. Учебное пособие для ВУЗов. Часть III / Ю. М. Бондарев, Е. Г. Гончаров, И. Е. Шрамченко. – Воронеж : Издательской дом ВГУ – 2015г. – 30с.
8	Ю. М. Бондарев. Теории кислот и оснований, Учебное пособие / В. Ю. Кондрашин, Е. Г. Гончаров, И. Е. Шрамченко. – Воронеж : Издательский дом ВГУ – 2017г. – 46с.
9	Е. Г. Гончаров, Физико-химический анализ гетерогенных систем. Учебно-методическое пособие для ВУЗов / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив.- Воронеж : ИПЦ ВГУ – 2010г. – 29с.

17. Образовательные технологии, используемые при реализации учебной дисциплины, включая дистанционные образовательные технологии (ДОТ), электронное обучение (ЭО), смешанное обучение):

Лекции: вводные (по 1 в каждом семестре), поточные, обзорные, проблемные; семинарские занятия, самостоятельные и контрольные работы коллоквиумы, рубежные коллоквиумы, лабораторные работы, прием лабораторных работ, итоговое занятие (по 1 в каждом семестре). Дистанционные образовательные технологии доступны по адресу : <https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-0>

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины: стандартное оборудование лабораторий по общей и неорганической химии – лабораторные столы, вытяжные системы, теххимические и аналитические весы, печи, сушильные шкафы, компьютеры, лабораторная посуда, химические реактивы и т. п. (к. 358-1, к.358-2, к. 166). Эти средства более конкретно представлены в следующей таблице.

№ строки в УП	Шифр дисциплины	Название дисциплины	№ и название аудитории	Оборудование
15	Б1.О.10	Неорганическая химия	439 Лекционная аудитория им. профессора Я.А. Угая	Ноутбук, проектор, экран
			358 Учебная лаборатория им. профессора А.П. Палкина. Практикум по общей и неорганической химии	Химическая посуда и реактивы
				Аквадистиллятор ДЭ-10 (Тюмень)
				Баня водяная LB-140 – 2шт.
				Весы "Ohaus" AR -2140
				Весы аналитические HTR-224 CE Shinko
				Весы ACOM JW-1
				Мешалка магнитная без нагрева Big squid - 2шт.
				Термостат LT 311
				Фотометр фотоэлектрический КФК-3-01-"ЗОМЗ"
				Шкаф вытяжной - 2шт.
				Шкаф вытяжной для работы с кислотами - 2шт
Шкаф сушильный ШС-80-01				

19. Фонд оценочных средств:

19.1. Перечень компетенций с указанием этапов формирования и планируемых результатов обучения

Код и содержание компетенции (или ее части)	Планируемые результаты обучения (показатели достижения заданного уровня освоения компетенции посредством формирования знаний, умений, навыков)	Этапы формирования компетенции (разделы (темы) дисциплины или модуля и их наименование)	ФОС* (средства оценивания)
ОПК-1		Химическая атомистика	Разно-уровневые задачи и задания
		Химическая термодинамика	Разно-уровневые задачи и задания
ОПК-2	Знать: критерии самопроизвольного химических реакций в различных системах Уметь: планировать эксперимент таким образом, чтобы извлечь из него максимум информации Владеть: основными приемами обработки результатов эксперимента	Химическая кинетика	Разно-уровневые задачи и задания
		Химическое равновесие	Контрольная работа №1
ОПК-3	Знать: основные правила техники безопасности и основные приемы ведения химического эксперимента. Уметь: выполнить основные работы лабораторного Практикума по неорганической химии Владеть: основными приемами получения количественных результатов в эксперименте	Растворы	Разноуровневые задачи и задания
		Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева	Разноуровневые задачи и задания
		Теория химической связи	Разноуровневые задачи и задания
		Химия твердого состояния. Металлохимия	Коллоквиум
		Комплексные соединения	Контрольная работа № 2
		Элементы I группы ПС	Разноуровневые задачи и задания
		Элементы II группы ПС	Разноуровневые задачи и задания
		Элементы III группы ПС	Разноуровневые задачи и задания
		Элементы IV группы ПС	Разноуровневые задачи и задания
		Элементы V группы ПС	Разноуровневые задачи и задания
Элементы VI группы ПС	Разноуровневые задачи и задания		
Элементы VII группы ПС	Разноуровневые задачи и задания		
Элементы VIII группы ПС	Разноуровневые задачи и задания		
Промежуточная аттестация 1 – экзамен			Комплект КИМ № 1
Промежуточная аттестация 2 – экзамен			Комплект КИМ № 2

19.2 Описание критериев и шкалы оценивания компетенций (результатов обучения) при промежуточной аттестации

Для оценивания результатов обучения на экзамене/зачете используются следующие показатели (ЗУНы из 19.1):

- 1) знание учебного материала и владение понятийным аппаратом – важнейшими химическими понятиями и основными учениями; биологическую роль элементов и их соединений.;
- 2) умение связывать теорию с практикой;

- 3) умение иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований;
- 4) умение применять знания теоретических основ химии для объяснения свойств веществ и реакций, решать профессиональные задачи.
- 5) владеть понятийным аппаратом данной области науки (теоретическими основами дисциплины), способностью иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применением теоретических знаний для решения практических задач

Для оценивания результатов обучения на экзамене (зачете с оценкой) используется 4-балльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно». Для оценивания результатов обучения на зачете используется – зачтено, не зачтено. Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
<i>Полное соответствие ответа обучающегося всем перечисленным критериям. Продемонстрировано знание важнейших химических понятий и учений, умение использовать знание теоретических основ химии для объяснения свойств веществ и реакций, владение важнейшими элементами техники лабораторного эксперимента.</i>	<i>Повышенный уровень</i>	<i>Отлично</i>
<i>Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует одному (двум) из перечисленных показателей, но обучающийся дает правильные ответы на дополнительные вопросы. Содержатся отдельные пробелы в области теоретических основ химии.</i>	<i>Базовый уровень</i>	<i>Хорошо</i>
<i>Обучающийся владеет частично теоретическими основами дисциплины, не умеет применять теоретические знания для решения практических вопросов (задач).</i>	<i>Пороговый уровень</i>	<i>Удовлетворительно</i>
<i>Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует любым трем(четырем) из перечисленных показателей. Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания, допускает грубые ошибки в ответах по всем разделам химии.</i>	–	<i>Неудовлетворительно</i>

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

19.3.1 Перечень вопросов к экзамену:

Форма контрольно-измерительного материала (1 семестр)

УТВЕРЖДАЮ
Зав. Кафедрой общей
и неорганической химии

_____ В.Н. Семенов
_____ 20____

Преподаватель _____ А.Ю. Завражнов

СПИСОК ЭКЗАМЕНАЦИОННЫХ ВОПРОСОВ

1. Стехиометрические законы химии. Современные формулировки.
2. Химическая кинетика. Учение о скорости химических реакций.
3. Понятие о зонной теории твердого тела.
4. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
5. Современная химическая атомистика. Немолекулярные формы существования вещества.
6. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Энергия активации.
7. Метод молекулярных орбиталей.
8. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.
9. Энергия электрона в атоме водорода. Теория Бора.
10. Понятие о химической термодинамике. Свободная энергия Гиббса.
11. Понятие о квантовой механике. Орбитали. Квантовые числа, их вариации.
12. Коллигативные свойства растворов.
13. Атомные орбитали. Квантовые числа и принцип Паули.
14. Растворение как физико-химический процесс. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева.
15. Радиальное и угловое распределение электронной плотности.
16. Отклонение растворов электролитов от закона Рауля и Вант-Гоффа. Теория электролитической ионизации.
17. Многоэлектронные атомы и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Физическое обоснование периодичности.
18. Зависимость характера электролитической ионизации гидроксида от заряда и радиуса центрального атома.
19. Эффект экранирования и эффект проникновения электронов к ядру.
20. Современные представления о природе кислот и оснований.
21. Атомные эффективные и орбитальные радиусы. Закономерности изменения их величин в Периодической системе Д.И. Менделеева.
22. Степень электролитической ионизации и ее зависимость от различных факторов.
23. Потенциалы ионизации и сродство к электрону.
24. Понятие о теории сильных электролитов. Коэффициент активности.
25. Развитие представлений о химической связи и валентности.
26. Ионное произведение воды. Водородный показатель.
27. Химическое строение и химическая связь. Основные характеристики химической связи.
28. Условия практической необратимости ионных реакций. Произведение растворимости.
29. Методы валентных связей.
30. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза.
31. Насыщаемость и поляризуемость ковалентной связи. Полярная связь.
32. Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.

33. Гибридизация атомных орбиталей и направленность ковалентной связи.
34. Электронная теория окисления – восстановления.
35. Металлическая связь и общие свойства металлов.
36. Электролиз. Законы Фарадея.
37. Ионная связь и окислительное число.
38. Понятие о зонной теории твердого тела.
39. Металлическая связь и ее свойства.
40. Метод физико-химического анализа. Диаграмма состояния и диаграмма состав-свойство.
41. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Количественная оценка силы окисления и восстановления.
42. Основные типы твердых растворов.
43. Кратность химической связи. Насыщаемость ковалентной связи.
44. Нестехиометрические соединения. Дальтониды и бертоллиды.
45. Донорно-акцепторный механизм ковалентной связи.
46. Правило фаз. Типы фазовых диаграмм.
47. Концепция электроотрицательности.
48. Твердые растворы металлов. Законы Курнакова.
49. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций.
50. Основные типы твердых растворов. Упорядочение твердых растворов.
51. Специфика химической формы движения материи. Закон сохранения массы и энергии.
52. Металлиды: фазы Лавеса и электронные соединения Юм-Розери.
53. Уравнение Аррениуса и энергия активации.
54. Фазовая диаграмма с эвтектическим типом плавления.
55. Правило фаз Гиббса. Фазовая диаграмма воды.
56. Понятие о зонной теории твердого тела.
57. Основы теории сильных электролитов.
58. Фазовая диаграмма с образованием химического соединения. Дистектика. Перитектика.
59. Ряд стандартных электродных потенциалов металлов. Движущая сила процессов окисления и восстановления.
60. Статистический и упорядоченный твердый раствор.
61. Электролиз расплавов и растворов.
62. Простые и сложные полупроводники. Критерий полупроводимости.
63. Метод молекулярных орбиталей. Гетероатомные молекулы.
64. Диаграммы состав-свойство.
65. Природа химической связи в полупроводниках.
66. Твердые растворы внедрения.
67. Количественная оценка силы окисления и восстановления.
68. Дальтониды и бертоллиды.
69. Свободная энергия Гиббса и константа равновесия системы.
70. Фазовая диаграмма с перитектическим превращением твердых растворов.
71. Соединения с двойной и тройной ковалентной связью.
72. Первое начало термодинамики. Энтальпия и внутренняя энергия. Закон Гесса.
73. Метод валентных связей и комплексные соединения.
74. Диаграмма состав-свойство.
75. Теория кристаллического поля.
76. Дальтониды и бертоллиды.
77. Природа химической связи в комплексных соединениях. Электростатические представления.
78. Статистический и упорядоченный твердый раствор.
79. Закономерность трансвлияния Черняева.
80. Количественная оценка силы окислителя и восстановителя.

Форма контрольно-измерительного материала (1 семестр)

20 Типовые оценочные средства и методические материалы, определяющие процедуры оценивания

20.1 Текущий контроль успеваемости

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Химическая атомистика»

Вариант № 1

1. Определите количество молекул азотной кислоты, содержащееся в 80 г кислоты.
2. Сколько молекул содержится в стакане (200 г) воды.
3. В оксиде серы массовые доли кислорода и серы равны соответственно 40 и 60 %. Установите простейшую формулу этого оксида.
4. Какая масса серы содержит столько атомов, сколько их содержится в водороде массой 5 г?
5. Объем газа при 23°C и давлении 103,3 кПа равен 250 л. Найти объем газа при а) нормальных условиях; б) стандартных условиях.
6. Какой объем занимает хлор массой 177,5 г?
7. Газ массой 4,2 г занимает объем 3 л (н.у.). Определите молярную массу этого газа.
8. Вычислить максимальный объем при нормальных условиях углекислого газа, полученный в результате добавления разбавленной соляной кислоты к 80 г карбоната кальция.
9. Определите массу оксида магния, который образуется при сгорании 32 г магния, и объем кислорода (при н.у.), который при этом расходуется.
10. При действии соляной кислоты на 44,8 г неизвестного металла образуется хлорид металла (II) и выделяется 17,92 л газа. Определить какой металл вступил в данную реакцию.

Вариант № 2

1. Определите количество молекул азотной кислоты, содержащееся в 80 г кислоты.
2. Сколько молекул содержится в стакане (200 г) воды.
3. В оксиде серы массовые доли кислорода и серы равны соответственно 40 и 60 %. Установите простейшую формулу этого оксида.
4. Какая масса серы содержит столько атомов, сколько их содержится в водороде массой 5 г?
5. Объем газа при 23°C и давлении 103,3 кПа равен 250 л. Найти объем газа при а) нормальных условиях; б) стандартных условиях.
6. Какой объем занимает хлор массой 177,5 г?
7. Газ массой 4,2 г занимает объем 3 л (н.у.). Определите молярную массу этого газа.
8. Вычислить максимальный объем при нормальных условиях углекислого газа, полученный в результате добавления разбавленной соляной кислоты к 80 г карбоната кальция.
9. Определите массу оксида магния, который образуется при сгорании 32 г магния, и объем кислорода (при н.у.), который при этом расходуется.
10. При действии соляной кислоты на 44,8 г неизвестного металла образуется хлорид металла (II) и выделяется 17,92 л газа. Определить какой металл вступил в данную реакцию.

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Химическая термодинамика»

Вариант № 1

1. Рассчитайте стандартную энтропию реакции: $\text{Ir(тв)} + 3\text{F}_2(\text{г}) \rightarrow \text{IrF}_6(\text{тв})$, если $\Delta S^\circ_{(298\text{К})}$ для Ir(тв) , $\text{F}_2(\text{г})$, $\text{IrF}_6(\text{тв})$ составляют 35,5, 203 и 248 Дж/моль·К соответственно.

2. Вычислите стандартную энтальпию реакции горения этилена: если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{C}_2\text{H}_4 = + 52$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{H}_2\text{O} = - 286$ кДж/моль.

Вариант № 2

1. Рассчитайте стандартную энтропию реакции: $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ClF}(\text{г})$, если $\Delta S^\circ_{(298\text{К})}$ для $\text{Cl}_2(\text{г})$, $\text{F}_2(\text{г})$, $\text{ClF}(\text{г})$ составляют 203, 223 и 218 Дж/моль·К соответственно.

2. Рассчитайте тепловой эффект реакции в стандартных условиях: $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{Al}(\text{к}) = \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к}) + 2\text{Fe}(\text{к})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})$ равна $- 822,2$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{\text{обр}f,(298\text{К})} \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$ равна $- 1676$ кДж/моль.

Вариант № 3

1. Определите изменение ΔG° для реакции $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ClF}(\text{г})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{ClF}$ равна $- 50,3$ кДж/моль, $\Delta S^\circ_{(298\text{К})} \text{ClF}$ равна 5 Дж/моль·К.

2. Вычислите стандартную энтальпию реакции: $\text{Mg(тв)} + 2 \text{HCl(г)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{тв})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{HCl}(\text{г}) = - 92$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{MgCl}_2(\text{тв}) = - 641$ кДж/моль.

Вариант № 4

1. Вычислите стандартную энтальпию реакции: $\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightarrow \text{CaO(тв)} + \text{CO}_2(\text{г})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{CaCO}_3(\text{тв}) = - 1208$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{CaO}(\text{тв}) = -635$ кДж/моль.

2. Вычислите стандартную энтропию реакции: $\text{Mg(тв)} + 2 \text{HCl}(\text{г}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{тв})$, если $\Delta S^\circ_{(298\text{К})} \text{HCl}(\text{г}) = 187$ Дж/моль·К; $\Delta S^\circ_{(298\text{К})} \text{MgCl}_2(\text{тв}) = 90$ Дж/моль·К; $\Delta S^\circ_{(298\text{К})} \text{Mg}(\text{тв}) = 33$ Дж/моль·К.

Вариант № 5

1. Что такое термохимическое уравнение? Почему различаются знаки тепловых эффектов в термодинамической и термохимической системе знаков?

2. Вычислите стандартную энтальпию реакции: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH(ж)} \rightarrow \text{H}_2\text{O(ж)} + \text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH(ж)} = -278$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{H}_2\text{O(ж)} = - 393,5$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) = 52,5$ кДж/моль.

Вариант № 6

1. Вычислите стандартную энтальпию реакции горения бутана:

$\text{C}_4\text{H}_{10} + 13/2 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{C}_4\text{H}_{10} = - 126,0$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{(298\text{К})} \text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{H}_2\text{O} = -286$ кДж/моль.

2. Определите изменение ΔG° для реакции $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ClF}(\text{г})$, если $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{ClF}$ равна $- 50,3$ кДж/моль, $\Delta S^\circ_{(298\text{К})} \text{ClF}$ равна 5 Дж/моль·К.

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Химическая кинетика»

Вариант № 1

1. Напишите выражение для скоростей прямых и обратных реакций
 $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$; $\text{NH}_3(\text{r}) + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl}(\text{k})$.
2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если увеличить давление в системе в 2 раза?
3. Как изменится скорость реакции при понижении температуры на 50° , если температурный коэффициент реакции равен 2?

Вариант № 2

1. Напишите выражения скоростей прямых и обратных реакций
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{k}) \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{O}_3(\text{k}) + 3\text{SO}_3(\text{r})$; $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$.
2. При температуре 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2, рассчитайте через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C ?
3. Как изменится скорость реакции $\text{CO}_2 + \text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{CO}$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?

Вариант № 3

1. Напишите выражения скоростей прямых и обратных реакций:
 $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}(\text{r})$; $2\text{Fe}(\text{k}) + 3\text{Cl}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_3(\text{k})$
2. Во сколько раз нужно уменьшить объем реагирующей системы, чтобы скорость прямой реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ возросла в 27 раз?
3. Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, если давление в системе увеличить в 2 раза?

Вариант № 4

1. Во сколько раз изменится скорость реакции $2\text{A} + \text{B} = \text{A}_2\text{B}$, если концентрацию вещества А увеличить в 2 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 2 раза?
2. Напишите выражение скоростей прямых и обратных реакций
 $2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{k}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{NaHCO}_3(\text{k})$; $2\text{NOCl}(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{Cl}_2$
3. Как изменится скорость реакции при понижении температуры на 30° , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Вариант № 5

1. Напишите выражения скоростей прямых и обратных реакций:
 $2\text{Cr}(\text{k}) + 3\text{Cl}_2(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{CrCl}_3(\text{k})$; $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_6$
2. Во сколько раз возрастет скорость реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ при увеличении концентрации водорода в 3 раза?
3. Температурный коэффициент скорости реакции $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ равен 2. Вычислите константу скорости этой реакции при 600 К, если при 640 К константа скорости равна $407,0 \text{ л}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{с}^{-1}$.

Вариант № 6

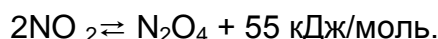
1. Напишите выражения скоростей прямых и обратных реакций
 $2\text{HI}(\text{r}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{r}) + \text{I}_2(\text{r})$; $2\text{S}(\text{k}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{S}(\text{r}) + \text{O}_2$
2. Вычислить, во сколько раз уменьшится скорость реакции, если, понизить, температуру от 120° до 80°C . Температурный коэффициент равен 3.

3. Константа скорости реакции $\text{N}_2\text{O}_5 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 + 1/2\text{O}_2$ при 298 К равна $2,03 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$, а при 288 К равна $4,76 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Химическое равновесие»

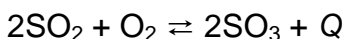
Вариант № 1

1. Молекулы оксида азота (IV) (бурого цвета) могут в определенных условиях димеризоваться, образовав бесцветную жидкость N_2O_4 :



Чтобы оксид азота (IV) максимально перевести в бесцветный димер, необходимо систему:

- 1) охладить;
 - 2) нагреть;
 - 3) подвергнуть облучению солнечным светом;
 - 4) выдержать при комнатной температуре длительное время.
2. Какое из перечисленных условий не влияет на смещение равновесия в системе:



- 1) введение катализатора;
- 2) повышение давления;
- 3) повышение концентрации кислорода;
- 4) повышение температуры.

3. При некоторой температуре константа равновесия реакции

$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ равна 1. Исходные концентрации составляли: $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,4$ моль/л. Чему равна равновесная концентрация углекислого газа?

4. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе

$2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20 % NO .

5. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{C} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?

Вариант № 2

1. Химическое равновесие в системе $\text{C}_4\text{H}_{10} \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_8 + \text{H}_2 - Q$

можно сместить в сторону продуктов реакции:

- 1) повышением температуры и повышением давления;
- 2) повышением температуры и понижением давления;
- 3) понижением температуры и повышением давления;
- 4) понижением температуры и понижением давления.

2. Константа химического равновесия зависит от:

- 1) концентрации реагирующих веществ;
- 2) температуры;
- 3) объема, в котором протекает реакция;
- 4) введения катализатора.

3. При проведении обратимой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 были равны соответственно 0,4 и 0,3 моль/л. В состоянии равновесия концентрация образовавшегося оксида серы (VI) составила 0,2 моль/л. Рассчитайте константу равновесия для данной реакции.

4. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.

5. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $CO_2 + C \rightleftharpoons 2CO$. Как изменится скорость прямой реакции образования CO, если концентрацию CO_2 уменьшить в четыре раза? Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO?

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева»

Вариант № 1

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 28. Чему равен максимальный спин р-электронов у атомов первого и d-электронов у атомов второго элемента?

2. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном числе $l = 0, 1, 2$ и 3 ? Какие элементы в периодической системе называют s-, p-, d- и f- элементами? Приведите примеры.

3. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида хрома (III).

Вариант № 2

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит "промотирование" одного 4s-электрона на 3d-подуровень. Чему равен максимальный спин d-электронов у атомов первого и p-электронов у атомов второго элемента?

2. Какое максимальное число электронов могут занимать s-, p-, d- и f-орбитали данного энергетического уровня? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 31.

3. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням.

Вариант № 3

1. Написать электронные формулы атомов элементов шестого периода: цезия, эрбия, гафния, рения, таллия и астата. К каким элементам они относятся?

2. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 - или d^{12} -электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22 и укажите его валентные электроны.

3. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы соединений кальция с данными элементами в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

Вариант № 4

1. Назвать элементы четвертого, пятого и шестого периодов, у которых заканчивается заполнение d-орбиталей. Написать электронные формулы атомов этих элементов и указать, к какой группе и подгруппе периодической системы они относятся?

2. Какие значения могут принимать квантовые числа n, l, m_l, m_s , характеризующие состояние электронов в атоме? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

3. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

Вариант № 5

1. Назвать элементы четвертого периода, атомы которых содержат наибольшее число непарных d-электронов. Написать электронно-графическую структуру d-подуровня.

2. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: 4d или 5s; 6s или 5p? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43.

3. Какой из элементов четвертого периода – ванадий или мышьяк – обладает более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов данных элементов?

Вариант № 6

1. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Сколько свободных 3d-орбиталей у атомов последнего элемента?

2. Определить по правилу Клечковского последовательность заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $n + l$ соответственно равны 6, 7 и 8. Каков порядковый номер элемента, у которого: а) заканчивается заполнение электронами 8s; б) начинается заполнение электронами подуровня 5g?

3. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.

Комплект контрольных заданий по вариантам по теме «Теория химической связи»

Вариант № 1

1. Определить характер связей в пространственных решетках кристаллического кремния и германия, имеющих алмазоподобную структуру. Обладают ли эти тела металлической проводимостью?

2. Сравнить кратность, энергию связей и магнитные свойства частиц CO^+ , CO и CO^- . Составить энергетические диаграммы.

3. Руководствуясь разностью относительных электроотрицательностей связи Э – О, определить, как меняется характер связи в оксидах элементов третьего периода периодической системы Д.И. Менделеева.

Вариант № 2

1. На основании чего можно сделать выбор между плоскостной и пирамидальной моделью при определении пространственной структуры молекул BF_3 и NF_3 ?

2. Составить энергетическую диаграмму атомных орбиталей (АО) и молекулярных орбиталей (МО) соединения LiH. Какие орбитали в ней являются связывающими, а какие – разрыхляющими? Рассчитать кратность связи.

3. Как метод валентных связей (ВС) объясняет линейное строение молекулы BeCl_2 и тетраэдрическое CH_4 ?

Вариант № 3

1. Как и почему изменяется величина угла в вершинах пирамидальных молекул ЭН_3 при переходе от PH_3 к SbH_3 ?

2. Определить характер связей в кристаллах MgS , ZnSe и InSb . В каком случае связь имеет более полярный характер? Какими свойствами обладают данные соединения?

3. Какой тип гибридизации орбиталей атома кремния предшествует образованию молекул SiH_4 и тетрагалогенидов кремния? Какова их пространственная структура?

Вариант № 4

1. Составить энергетическую диаграмму по методу молекулярных орбиталей (МО)

частиц NO^+ , NO и NO^- и сравнить их кратность и энергию связей.

2. Определить характер связей в кристаллических структурах твердых веществ: KF , BaCl_2 , сера, йод, карбид кремния. Какими свойствами обладают данные твердые вещества?

3. Могут ли существовать молекулы Li_2 и Be_2 и каковы кратности их связей? Ответ мотивируйте составлением энергетических диаграмм.

Вариант № 5

1. Как метод валентных связей (ВС) объясняет угловое строение молекулы H_2S и линейное молекулы CO_2 ?

2. Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H_2O и HF , имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

3. Какие связи называют водородными, какова их прочность по сравнению с другими типами связей? При какой температуре разрушаются водородные связи в воде и при какой температуре разрываются связи между атомами водорода и кислорода в воде?

Вариант № 6

1. Определить характер связей в молекулах SCl_4 , SiCl_4 , ClF_3 и IBr и указать для каждой из них направление смещения электронной плотности связи. Расположить молекулы в ряд в порядке увеличения полярности связи. Какими свойствами обладают данные соединения?

2. В какой из молекул: H_2S , H_2Se или H_2Te и почему угол между валентными связями больше отклоняется от 90° ?

3. Сравнить кратности связей и магнитные свойства молекулы B_2 и молекулярного иона B_2^+ . Составить энергетические диаграммы.

Вопросы для коллоквиума по теме «Химия твердого состояния. Металлохимия»

1. Физико-химический анализ. Его цели и задачи. Диаграммы состояний и диаграммы «состав – свойство».
2. Понятие о фазе, компоненте системы, независимом компоненте. Понятие о фазовой диаграмме одно- и многокомпонентной системы. Правило фаз Гиббса.
3. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Примеры (вода, сера). Уравнение Клапейрона – Клаузиуса. Тройные и критические точки. Правило фаз Гиббса.
4. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. T - x - диаграммы, T - x - сечения. Расслоение в жидкой фазе. Расслоение с верхней и нижней критическими точками. Соответствующие T - x - диаграммы (T - x -сечения).
5. T - x - диаграмма (T - x -сечение) эвтектического типа. “Идеальная” эвтектическая диаграмма (без твердофазной растворимости). Линия ликвидуса. Уравнение Шрёдера – Ле Шателье и криоскопическое приближение.
6. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. T - x -сечение диаграммы эвтектического типа для случая заметной растворимости компонентов в твердых фазах. Линии ликвидуса и солидуса. Случай ретроградного солидуса.
7. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. T - x - диаграмма (T - x -сечение) перитектического типа (без соединений).
8. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. T - x - диаграммы (T - x -сечения) бинарных систем с конгруэнтно плавящимся соединением. Дальтонида и бертоллида: представления Н.С. Курнакова и его последователей.
9. T - x - диаграмма (T - x -сечение) бинарной системы с промежуточным соединением, способным разлагаться при увеличении температуры по перитектической реакции.
10. Фазовые диаграммы двухкомпонентных систем. T - x -сечения диаграмм с непрерывными твердыми растворами. Упорядочение твердых растворов. Соединения Курнакова.

11. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 9, 12 и 50 мол.% As и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Ag и As потребуются для приготовления 3г эвтектического сплава?
12. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 22, 48,5 и 60 мол.% Na и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Bi и Na потребуются для приготовления 3г эвтектического сплава?
13. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 20, 40 и 60 мол.% Ba и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Ba и Na потребуются для приготовления 3г эвтектического сплава?
14. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 20, 50,5 и 60 мол.% K и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы K и Cs потребуются для приготовления 3г конгруэнтно плавящегося твердого раствора?
15. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 22, 50 и 66,67 мол.% Na и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Na и Cs потребуются для приготовления 3г инконгруэнтно плавящейся промежуточной фазы?
16. Проанализировать T - x диаграмму рис. 1. Описать фазовые превращения для составов: 10, 23 и 30 мол.% Li, построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Mg и Li потребуются для приготовления 3г конгруэнтно плавящегося твердого раствора на основе лития?
17. Проанализировать P - T диаграмму углерода. В каких условиях можно проводить выращивание кристаллов алмаза в условиях, близких к равновесным? Можно ли получить алмаз, конденсируя пары чистого углерода?
18. Проанализировать T - x диаграмму. Описать фазовые превращения для составов: 20, 40 и 60 мол.% Se и построить соответствующие кривые охлаждения. Какие массы Sn и Se потребуются для приготовления 3г эвтектического сплава, содержащего оба промежуточных селенида олова?

Комплект разноуровневых задач и заданий для текущей аттестации
по теме «Растворы»

1. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды 1,86 кг·К/моль.
2. Вычислите массовую долю (%) водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора минус 0,93°C. Криоскопическая константа воды 1,86 кг·К/моль.
3. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,296°C. Температура кристаллизации бензола 5,5°C. Криоскопическая константа 5,1 кг·К/моль. Вычислите молярную массу растворенного вещества.
4. Раствор, содержащий 3,04 г камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола, кипит при температуре 80,714°C. Температура кипения бензола 80,2°C. Вычислите эбуллиоскопическую константу бензола.
5. Вычислите массовую долю (%) водного раствора глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, зная, что этот раствор кипит при 100,39°C. Эбуллиоскопическая константа воды 0,52 кг·К/моль.
6. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при - 0,279°C. Криоскопическая константа воды 1,86 кг·К/моль.
7. Вычислите температуру кипения 5%-ного раствора нафталина C_{10}H_8 в бензоле. Температура кипения бензола 80,2°C. Эбуллиоскопическая константа его 2,57 кг·К/моль.
8. Раствор, содержащий 25,65 г некоторого неэлектролита в 300 г воды, кристаллизуется при - 0,465°C. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды 1,86 кг·К/моль.

9. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий 4,25 г антрацена $C_{14}H_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при $15,718^\circ C$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,65^\circ C$.

10. При растворении 4,86 г серы в 60 г бензола температура кипения его повысилась на $0,81^\circ C$. Сколько атомов содержит молекула серы в этом растворе. Эбуллиоскопическая константа бензола $2,57 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.

11. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза, происходящего при смешивании растворов K_2S и $CrCl_3$. Каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты.

12. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ; б) KOH ; в) $ZnCl_2$; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

13. Какие из солей: $Al_2(SO_4)_3$, K_2S , $Pb(NO_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение имеет водородный показатель ($7 < pH < 7$) для растворов этих солей? Рассчитайте константы гидролиза данных солей.

14. При смешивании $FeCl_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.

15. Какую среду имеют растворы солей Na_3PO_4 , K_2S , $CuSO_4$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей? Рассчитайте константы гидролиза данных солей.

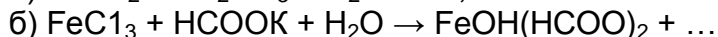
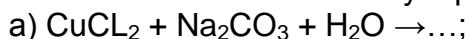
16. Какие из солей: $RbCl$, $Cr_2(SO_4)_3$, $Ni(NO_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение имеет водородный показатель ($7 < pH < 7$) для растворов этих солей? Рассчитайте константы гидролиза данных солей.

17. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; $FeCl_3$ или $FeCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

18. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: $NaCN$ или $NaClO$; $MgCl_2$ или $ZnCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

19. Какие из солей: K_2CO_3 , $FeCl_3$, K_2SO_4 , $ZnCl_2$ подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Определите значение водородного показателя для этих солей ($7 < pH < 7$) растворов этих солей? Рассчитайте константы гидролиза данных солей.

20. Составьте в молекулярной и молекулярно-ионной форме уравнения реакций:



21. Вычислить константу гидролиза сульфита натрия, степень гидролиза соли в $0,1 \text{ M}$ растворе и pH раствора. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза сульфита натрия.

22. Вычислить константу гидролиза ортофосфата натрия. Определите значения водородного показателя растворов ортофосфата натрия; а) $2,4 \text{ M}$ и б) $0,1 \text{ M}$? Определите степень гидролиза. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза ортофосфата натрия.

Комплект разноуровневых задач и заданий для текущей аттестации
по теме «Комплексные соединения»

1. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

2. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно шести. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?

3. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

4. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $\text{AgCl} \cdot 2\text{NH}_3$; $\text{AgCN} \cdot \text{KCN}$; $\text{AgNO}_2 \cdot \text{NaNO}_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

5. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , NO_2^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

6. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl^- и K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

7. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{PtCl}_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?

8. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{SCN})_2]$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$; $6,8 \cdot 10^{-8}$; $2,0 \cdot 10^{-11}$ укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов Ag^+ больше.

9. При прибавлении раствора KCN к раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ образуется растворимое комплексное соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$, больше? Почему?

10. Константы нестойкости комплексных ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$; $1,0 \cdot 10^{-37}$; $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.

20.2 Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств: собеседование по экзаменационным билетам (по билетам к зачету)

Перечень заданий, тем рефератов, тем презентаций, курсовых, докладов, требования к представлению портфолио, вопросов к экзамену (зачету) и порядок формирования КИМ

Описание технологии проведения

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

См. ФОС ПРИЛОЖЕНИЯ