

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

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
Общей и неорганической химии



17.05.2023 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 от 25.04.2023 протокол № 4

8. Учебный год: 2023/2024

Семестр(ы)/Триместр(ы): 1, 2

9. Цели и задачи учебной дисциплины

Целями освоения учебной дисциплины являются:

- показать роль неорганической химии в системе наук,
- дать представление об основных свойствах и методах исследования неорганических соединений,
- научить использовать элементарный базис законов и понятий физической химии (обычно этот базис называется общей химией), что необходимо для усвоения и интерпретации углубленных знаний по другим разделам химии. Кроме того, в цели дисциплины входит
- формирование у студентов-химиков представления об основах и особенностях как широко используемых, так и специфических способах синтеза неорганических веществ; способах очистки соединений и получения веществ особой чистоты.

Задачи учебной дисциплины:

- изучение основных законов общей (теоретические основы) и неорганической 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. – 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 безопасности химического эксперимента, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	ОПК-2.1 2.2. 2.3 2.4	Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности 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	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
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 <i>количественной</i> 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.

ПК-2	Способен проектировать и осуществлять направленный синтез химических соединений с полезными свойствами под руководством специалиста более высокой квалификации	ПК-2.1	Способен проектировать направленный синтез химических соединений с заданным набором свойств в рамках поставленной задачи	Знать: основные методы синтеза важнейших неорганических соединений Уметь: проводить неорганический синтез под руководством более опытного наставника (лаборанта, аспиранта-консультанта и т.д.) Владеть: основными навыками работы в группе специалистов-химиков
		ПК-2.2	Способен осуществлять направленный синтез химических соединений по заданию специалиста более высокой квалификации	

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

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. Моль. Молярная масса. Современная химическая атомистика. Атом, молекул, кристалл. Молекулярная и немолекулярная форма кристаллов. Понятие о фазе – носителе свойств вещества в кристаллах немолекулярной 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.	
1.3	Химическая термодинамика	<p>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 Бертелло-Томпсона, его ограниченность. Энтропия системы. 2-ое начало термодинамики. Рост энтропии – критерий направления процесса в изолированных системах. Статистическая интерпретация энтропии. Движущая сила 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.</p>	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-6
1.4	Химическая кинетика	<p>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.</p>	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-3
1.5	Химическое равновесие	<p>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.</p>	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-7
1.6	Растворы	<p>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. Растворы твердые, жидкие и газообразные. 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.</p> <p>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. Жидкие растворы. Природа жидкого состояния. Коллигативные свойства идеальных растворов. Давление</p>	https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11068#section-9

		пара. Закон Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия. Осмос. Осмотическое давление. Осмотический 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. Различные способы уравнивания ОВР. Электролиз расплавов и водных растворов солей. Инертные и активные электроды. Потенциал разложения. Явление перенапряжения. Законы Фарадея.	
1.7.	Основы физико-химического анализа и фазовые диаграммы однокомпонентных и бинарных систем	Основные положения физико-химического анализа. Пространство состояний. Состояния существования и сосуществования. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем. Уравнение Клапейрона-Клаузиуса (дифференциальная и интегральная формы). Основные виды Т-х диаграмм бинарных систем.	
1.8.	Элементарные представления о строении атома и состоянии электронов в атоме	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. Многоэлектронные атомы. Принципы и правила заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип минимальной энергии, принцип Паули, правило Гунда. Современная трактовка периодического закона (ПЗ). Закономерности изменения основных характеристик атома (атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону) в периодах и группах. Значение ПЗ.	
1.9.	Элементарные представления о химической связи	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. 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. Метод валентных связей (МВС). Механизмы образования ковалентной связи. Гибридные волновые функции. Типы гибридизации и геометрия молекул. Правила Гиллеспи. Донорно- акцепторный механизм образования ковалентной связи. Максимальная валентность (ковалентность) элементов. Полярность ковалентной связи и молекулы в целом. Дипольный момент. Недостатки МВС. 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, Н ₂ О, NH ₃). Водородная связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь и ее влияние на свойства молекул. Силы Ван- дер- Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Металлическая связь и ее природа: многоцентровость,	

		дефицит и обобщение электронов в кристалле. Свойства металлической связи: ненаправленность и ненасыщаемость. Размерный фактор и координационные числа в металлических кристаллах. Плотные и плотнейшие упаковки атомов в металлических кристаллах (ОЦК, ГЦК, ГПУ). Ковалентно-металлическая связь в переходных металлах.	
1.10	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.	
1.11	Комплексные (координационные) 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.	
1.12	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.	
1.13	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 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.	
1.14	Элементы II группы ПС	Особенности бериллия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бериллия. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли и комплексные соединения. 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. Жесткость воды. Характеристика элементов II B-группы. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения.	
1.15	Элементы III группы ПС	Особенности химии бора. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства бора.	

		<p>Характеристические соединения. Борные кислоты. Бора. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения. Соединения низших степеней окисления.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы скандия и РЗЭ. Природные соединения и получение металлов. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соли кислородосодержащих кислот и комплексные соединения.</p>	
1.16	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. Алумосиликаты. Стекло. Ситаллы.</p> <p>Характеристика элементов IV А-группы. Природные соединения и получение германия, олова и свинца. Физические и химические свойства. Характеристические соединения и соединения с неметаллами. Соли кислородосодержащих 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.</p>	
1.17	Пниктогены и элементы подгруппы ванадия	<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. Фосфорсодержащие кислоты и их соли. Соединения фосфора с неметаллами. Фосфонитрилхлорид. Соединения с металлами.</p> <p>Характеристика элементов V А-группы. Природные соединения и получение. Простые вещества, физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с другими неметаллами. Соли кислородосодержащих кислот. Комплексные соединения.</p> <p>Характеристика элементов подгруппы ванадия. Природные соединения и получение. Физические и химические свойства. Характеристические соединения. Соединения с другими неметаллами. «ИЛ» -соединения ванадия. Соли и комплексные соединения.</p>	
1.18	Халькогены и элементы подгруппы хрома	<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.</p>	

		<p>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 неметаллами, соли, и комплексные соединения. Кластеры молибдена и вольфрама</p>	
1.19	Галогены и элементы подгруппы марганца	<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. Металлохимия.</p>	
1.20	Простые вещества как гомоатомные соединения	<p>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.</p>	
1.21	Бинарные химические соединения	<p>Классификация бинарных химических соединений. Изозлектронные ряды. Изменение характера связи и типа кристаллической структуры в изозлектронных рядах. Постоянство и переменность состава. Оксиды. Водородные соединения. Галогениды. Пниктогениды. Карбиды, силициды, бориды. Интерметаллические соединения.</p>	
1.22	Сложные химические соединения	<p>Сложные химические соединения. Их классификация. Гидроксиды как характеристические соединения. Современная концепция формульного состава гидроксидов. Кислотно - основные свойства. Амфотерность гидроксидов. Окислительно-восстановительные свойства гидроксидов. Соли кислородсодержащих кислот. Комплексные соединения.</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 гр. ПС	Элементы Ia группы ПС (котроткий вариант)	
3.8	Эл-ты IIa гр. ПС	Элементы IIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.9	Эл-ты IIIa гр. ПС	Элементы IIIa группы ПС (котроткий вариант)	
3.10	Эл-ты IVa гр. ПС	Элементы IVa группы ПС (котроткий вариант)	

3.11	Азот Водородные соединения азота	Азот Водородные соединения азота	
3.12	Азот и его Кислородные соединения	Азот Кислородные соединения азота	
3.13	Химия P, As, Sb и Bi	Химия P, As, Sb и Bi	
3.14	Химия кислорода	Химия кислорода	
3.15	Халькогены	Халькогены	
3.16	Галогены	Галогены	

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 Периодический закон Д.И. Менделеева	6	10	16	32
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

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	Ю.П. Афиногенов Теоретические основы неорганической химии: учебное пособие / Е. Г. Гончаров, Афиногенов Ю.П., Кондрашин В. Ю., Ховив А. М.: Воронеж; Издательский дом ВГУ 2014г. – 589 с.
2	В. Ю. Кондрашин Теория химических процессов: избранные главы; учебное пособие / Кондрашин В. Ю., Гончаров Е. Г., Афиногенов Ю. П., Ховив А. М. – Воронеж, Издательство Воронежского Государственного университета, 2012 г. – 288с.
3	Вольхин В. В. Общая химия: основной курс; учебное пособие / В. В. Вольхин – СПб : Издательство Лань, 2008 г. – 464 с.
4	Угай Я. А. Общая и неорганическая химия / Я. А. Угай – М.: Высш. шк., 2007г. -527с.
5	Завражнов А. Ю. Практикум по неорганической химии. Химия S- и Sp-элементов / А. Ю. Завражнов, А. В. Наумов, А. В. Косяков. – Воронеж: Изд.: Издательский дом ВГУ, 2023 г. – 155 с.

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	Гончаров Е. Г. Общая химия (избранные главы): учебное пособие / Е. Г. Гончаров, Ю. П. Афиногенов, А. М. Ховив, - Изд-во Воронежского Государственного университета, 2010г. – 404с
9	Ю. П. Афиногенов 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 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 (факультативно, для самостоятельного обучения) 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.

№ строк и в УП	Шифр дисциплины	Название дисциплины	№ и название аудитории	Оборудование
15	Б1.О.10	Неорганическая химия	439 Лекционная ауд. им. проф 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. Оценочные средства для проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

Порядок оценки освоения обучающимися учебного материала определяется содержанием следующих разделов дисциплины:

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
1, 2	Введение. Химическая атомистика и стехиометрические законы	а) ОПК-1 б) ОПК-2 б) ОПК-3 б) ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
3	Химическая кинетика	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
4	Химическая термодинамика	ОПК-1 ОПК-3	ОПК-1.1 ОПК-1.2 ОПК-1.3 ОПК-3.2	Контрольная работа №1 Практико-ориентированное домашнее задание
5	Химическое равновесие	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Вопросы для проверки лабораторной работы
–	Итоговая текущая аттестация по темам 1 – 5-	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Рубежный коллоквиум №1 (включающий задачи контрольной работы №1)

6	Растворы	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Устный опрос Разноуровневые задачи и задания Вопросы для проверки лабораторной работы
–	Итоговая текущая аттестация по теме 6	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Рубежный коллоквиум №2(включающий задачи контрольной работы №2)
7	Элементарные представления о строении атома и состоянии электронов в атоме	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Разноуровневые задачи и задания
8	Элементарные представления о химической связи	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Разноуровневые задачи и задания
Промежуточная аттестация. Форма контроля – экзамен* (1 семестр)				Экзаменационные вопросы (перечень вопросов)
9	Периодический закон как основа химической систематики	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Устный опрос
10	Комплексные (координационные) соединения	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
11	Водород, вода, бинарные водородные соединения			
12	Элементы I группы ПС			
13	Элементы II группы ПС			

-	Итоговая текущая аттестация по темам 9-13	ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-3.1 ОПК-3.2 ОПК-6.1 ОПК-6.2	Рубежный коллоквиум №3(включающий задачи контрольной работы №3)
14	Элементы III группы ПС	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
15	Элементы IV группы ПС	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
16	Пниктогены и элементы подгруппы ванадия	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
17	Халькогены и элементы подгруппы хрома	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы

18	Галогены и элементы подгруппы марганца	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
19	Инертные и благородные элементы. <i>d</i> -элементы семейства триад	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
20	Простые вещества как гомоатомные соединения	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы
21	Бинарные и химические соединения и важнейшие соединения большей компонентности (гидроксиды, оксигидроксиды)	ОПК-1 ОПК-2 ОПК-3 ОПК-6	а) ОПК-1.1 а) ОПК-1.2 а) ОПК-1.3 б) ОПК-2.1 б) ОПК-2.2 б) ОПК-2.3 б) ОПК-2.4 б) ОПК-3.1 б) ОПК-3.2 б) ОПК-6.1 б) ОПК-6.2	а) Разноуровневые задачи и задания б) Вопросы для проверки лабораторной работы

-	Защита курсовых работ (промежуточная аттестация)	ОПК-1	ОПК-1.1 ОПК-1.2 ОПК-1.3	Устные вопросы по докладу студентов
		ОПК-2	ОПК-2.1 ОПК-2.2 ОПК-2.3 ОПК-2.4	
		ОПК-3	ОПК-3.1 ОПК-3.2	
		ОПК-6	ОПК-6.1 ОПК-6.2	
		ПК-2	ПК-2.1 ПК-2.2	
Промежуточная аттестация. Форма контроля – экзамен* (2 семестр)				Экзаменационные вопросы (перечень вопросов)

* – **Примечание.** Отличные и хорошие оценки могут быть выставлены без экзамена по итогам рейтинговой оценки успеваемости студентов при обязательном получении соответственно оценок не ниже отличной и хорошей по итогам 2 рубежных коллоквиумов 1 семестра и 1 рубежного коллоквиума 2 семестра.

20. Типовые оценочные средства и методические материалы, определяющие процедуры оценивания

20.1. Текущий контроль успеваемости

Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

- Контрольные работы;
- практико-ориентированные задачи (задания).
- Устный опрос (в т.ч. – вопросы по лабораторным работам).
- Тестирование.

Примеры контрольных работ

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; $\Delta H^\circ_{\text{обрf},(298\text{К})} \text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$ 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 $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{HCl(г)} = -92$ кДж/моль; $\Delta H^\circ_{f,(298\text{К})} \text{MgCl}_2(\text{тв}) = -641$ кДж/моль.

Вариант № 4

1. Вычислите стандартную энтальпию реакции:

$\text{CaCO}_3(\text{тв}) \rightarrow \text{CaO}(\text{тв}) + \text{CO}_2(\text{г})$, если $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{CaCO}_3(\text{тв}) = -1208$ кДж/моль;
 $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{CaO}(\text{тв}) = -635$ кДж/моль.

2. Вычислите стандартную энтропию реакции:

$\text{Mg}(\text{тв}) + 2 \text{HCl}(\text{г}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{тв})$, если $\Delta S_{(298\text{К})}^\circ \text{HCl}(\text{г}) = 187$ Дж/моль·К;
 $\Delta S_{(298\text{К})}^\circ \text{MgCl}_2(\text{тв}) = 90$ Дж/моль·К; $\Delta S_{(298\text{К})}^\circ \text{Mg}(\text{тв}) = 33$ 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:

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) + \text{C}_2\text{H}_4(\text{г})$, если $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ж}) = -278$ кДж/моль; $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) = 52,5$ 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 $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{C}_4\text{H}_{10} = -126,0$ кДж/моль; $\Delta H_{(298\text{К})}^\circ \text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль; $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{H}_2\text{O} = -286$ кДж/моль.

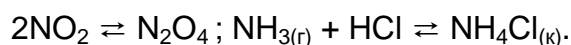
2. Определите изменение ΔG° для реакции $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{F}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{ClF}(\text{г})$,

если $\Delta H_{f,(298\text{К})}^\circ \text{ClF}$ равна $-50,3$ кДж/моль, $\Delta S_{(298\text{К})}^\circ \text{ClF}$ 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

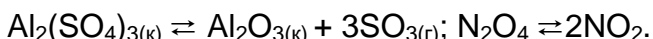


2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если увеличить давление в системе в 2 раза?

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

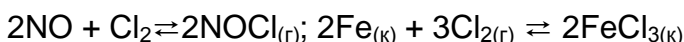


2. При температуре 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 минут. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2, рассчитайте через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C ?

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. 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



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:

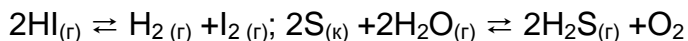


2. Во сколько раз возрастет скорость реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$ при увеличении концентрации водорода в 3 раза?

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



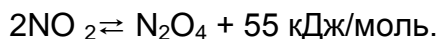
2. Вычислить, во сколько раз уменьшится скорость реакции, если, понизить, температуру от 120° до 80° С. Температурный коэффициент равен 3.

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

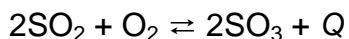
1. Молекулы оксида азота (IV) (бурого цвета) могут в определенных условиях димеризоваться, образовав бесцветную жидкость N_2O_4 :



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

Вариант № 2

1. Химическое равновесие в системе $C_4H_{10} \rightleftharpoons C_4H_8 + H_2 - Q$

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 $2 SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2 SO_3$ 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.
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.

Разноуровневые задачи (задания)

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

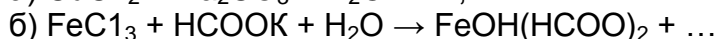
1. Вычислите температуру кристаллизации раствора мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, содержащего 5 г мочевины в 150 г воды. Криоскопическая константа воды $1,86 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
2. Вычислите массовую долю (%) водного раствора сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, зная, что температура кристаллизации раствора минус $0,93^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
3. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при $5,296^\circ\text{C}$. Температура кристаллизации бензола $5,5^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа $5,1 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$. 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 $80,714^\circ\text{C}$. Температура кипения бензола $80,2^\circ\text{C}$. 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 $100,39^\circ\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа воды $0,52 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
6. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при $-0,279^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа воды $1,86 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
7. Вычислите температуру кипения 5%-ного раствора нафталина C_{10}H_8 в бензоле. Температура кипения бензола $80,2^\circ\text{C}$. Эбуллиоскопическая константа его $2,57 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
8. Раствор, содержащий 25,65 г некоторого неэлектролита в 300 г воды, кристаллизуется при $-0,465^\circ\text{C}$. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды $1,86 \text{ кг}\cdot\text{K}/\text{моль}$.
9. Вычислите криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий 4,25 г антрацена $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$ в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при $15,718^\circ\text{C}$. Температура кристаллизации уксусной кислоты $16,65^\circ\text{C}$.
10. При растворении 4,86 г серы в 60 г бензола температура кипения его повысилась на $0,81^\circ\text{C}$. 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 . Гидролиз считать необратимым и предельным.
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: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение имеет водородный показатель ($7 < \text{pH} < 7$) 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 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение имеет водородный показатель ($7 < \text{pH} < 7$) 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 ($7 < \text{pH} < 7$) 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 М 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 М и б) 0,1 М? 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 $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ образуется растворимое комплексное соединение $K_2[Zn(CN)_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона: $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Zn(CN)_4]^{2-}$, больше? Почему?

10. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ 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.

Текущая аттестация также производится при помощи **рубежных коллоквиумов**.

Примеры КИМов рубежных коллоквиумов (за 1 и 2 семестры)

1 семестр, рубежный коллоквиум №1 (темы «Стехиометрия», «Кинетика», «Термодинамика (включая раздел «Химическое равновесие»)»..

«УТВЕРЖДАЮ»

заведующий кафедрой общей и неорганической химии

д.х.н. проф. _____ В. Н. Семенов

Направление подготовки / специальность 020100 Химия

Дисциплина неорганическая химия

Форма обучения очная

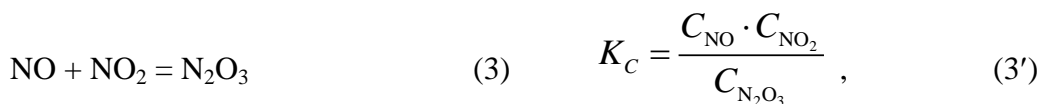
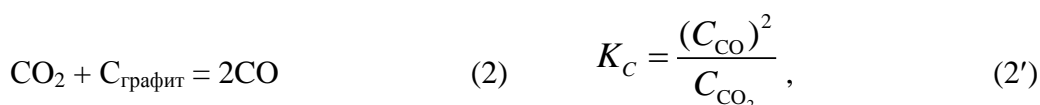
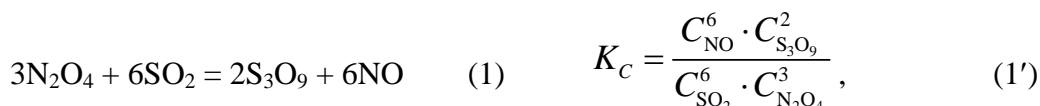
Вид контроля рубежный коллоквиум, 1 семестр

Вид аттестации промежуточная

Контрольно-измерительный материал №4

1. Химическая кинетика. Формальная кинетика и учение о механизмах химических реакций. Скорость химической реакции: средняя и истинная (мгновенная).

2. Имеются следующие равновесия с участием идеальных газов и соответствующие записи термодинамического закона действующих масс для равновесия в изотермической закрытой системе:



Фазовые (агрегатные) состояния веществ, не являющихся газами, имеют соответствующие пометки. Выявите, для каких из перечисленных реакций соответствующие связи константы K_C с концентрациями. Будьте внимательны!

а) – являются совершенно корректными,

б) – возможно являются корректными,

в) – не могут быть корректными.

Преподаватель: _____ А.Ю. Завражнов

2 семестр, рубежный коллоквиум №1 (тема «Комплексные (координационные) соединения».

«УТВЕРЖДАЮ»

заведующий кафедрой общей и неорганической химии

д.х.н. проф. _____ В. Н. Семенов

___.04.2022

Направление подготовки / специальность 020100 Химия

Дисциплина Неорганическая химия

Форма обучения очное

Вид контроля рубежный коллоквиум №1, семестр 2

Вид аттестации текущая

Контрольно-измерительный материал № 9

1. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса, механизмы ван-дер-ваальсова взаимодействия. Водородная связь. Влияние меж- и внутримолекулярной водородной связи на свойства молекулярных соединений.

2. Приведите орбитальные диаграммы (заполнение различных электронных состояний) и определите тип гибридизации орбиталей для комплексных ионов $[\text{FeCl}_6]^{3-}$ и $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$, если известно, что первый из них высокоспиновый, а второй – низкоспиновый.

Рассчитайте величину ЭСКП для каждого из указанных выше ионов.

Запишите возможные уравнения ионизации, происходящие при попадании соли $\text{K}_3[\text{FeCl}_6]$ в водный раствор.

Преподаватель: _____ А.Ю. Завражнов

Тестовые задания – примеры. Правильные ответы выделены полужирным шрифтом
(а в электронной версии – и синим цветом текста)

1. Может ли раствор быть одновременно насыщенным и разбавленным? А очень концентрированным (99 масс. %) и ненасыщенным?

Варианты ответов: да, да; да, нет; нет, да; нет, нет.

2. Навеска из 27 г алюминия максимально полно прореагировала с навеской из 32 г серы. Какая масса сульфида получилась? Известно, что прямым взаимодействием можно получить единственный сульфид алюминия (практически стехиометрического состава). Ответ округлите до целого числа.

Варианты ответов: 59, 50, 49, 40 г.

3. 1,00 г хлорида лития растворили в нормальных условиях 22.4 л воды. Найдите молярную концентрацию соли в полученном растворе. Плотность раствора примите за 1 г/см³.

Полученное значение округлите до тысячных.

Варианты ответов: 0,001; 0,002; 0,045; 1,000 М.

4. Имеется простая гомогенная реакция:



Запишите закон действующих масс для этой реакции, считая последнюю необратимой.

Варианты ответов:

- a) $v = k \cdot C_A \cdot C_B$
b) $v = k \cdot C_A \cdot C_B^2 \cdot C_C$
c) $v = k \cdot C_A$
d) $v = k \cdot C_A / C_B^2 \cdot C_C$

5. Имеются следующие газофазные реакции, принимаемые необратимыми и соответствующие записи закона действующих масс:



Не пользуясь справочными данными, выявите среди перечисленных реакций такие, для которых соответствующая этим реакциям запись закона действующих масс

a) – возможно является корректной,

b) – не может быть корректной.

Правильные ответы: a, b.

6. В закрытом сосуде объемом 1 л при температуре 500 °С находится гомогенная равновесная смесь (идеальный газ) газообразных серы (S₂), водорода и сероводорода с известными равновесными концентрациями:

$$C_{S_2} = 0,01 \text{ М}; \quad C_{H_2} = 0,04 \text{ М}; \quad C_{H_2S} = 0,02 \text{ М}.$$

Вычислите константу равновесия K_p для реакции образования сероводорода (напомним, что для вычисления K_p парциальные давления необходимо перевести в единицы атм).

Ответ округлите до десятых.

Варианты ответов: 0,0; 0,1; **0,4**; 100,0.

7. Исходные данные этой задачи соответствуют условию предыдущего вопроса (№6).

Какие количества сероводорода и простого вещества (S или H₂) надо взять для приготовления такой равновесной смеси в указанных условиях в данном сосуде?

Ответ дайте с точностью до сотых и перечислите в следующем порядке: $n(S) = \dots$ моль ; $n(H_2) = \dots$ моль ; $n(H_2S) = \dots$ моль. Если вещество отсутствует, то для него записывайте ответ «0,00 моль».

Правильный ответ: $n(S) = 0,00$ моль ; $n(H_2) = 0,02$ моль ; $n(H_2S) = 0,04$ моль.

8. Навеску нитрида лития (~1 г) растворили в воде (~ 10 г). Для оценки pH полученного раствора, находящегося в лабораторных условиях, выберите ответ из следующих вариантов.

Варианты ответов: pH < 7; pH = 7; **pH > 7**; pH < 0.

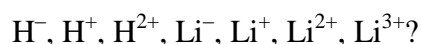
9. Что имеет наибольшую массу: 2,24 л He (н.у), 0,2 моль H₂S (н.у) или 10²² атомов урана? Ответ дайте в виде химической формулы.

Правильный ответ: H₂S

10. Рассчитайте мольный объем гелия (идеальный газ) для давления 2 атм и температуры, равной – 136,5 °С. Ответ дайте с точностью до десятых л/моль.

Варианты ответов: 1,0, **5,6**, 11,2, 22,4 л/моль

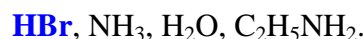
11. Какие из следующих ионов из следующего списка принципиально не существуют:



Варианты ответов:

- все могут существовать; правда, некоторые – только в экзотических условиях
- все, кроме H²⁺, Li⁻, Li²⁺, Li³⁺
- все, кроме H²⁺, Li²⁺, Li³⁺
- **все, кроме H²⁺.**

12. В каком из следующих жидких растворителей растворённый хлороводород будет вести себя как слабый электролит? Ответ выберите из следующего списка.



13. В системе In – S имеется промежуточная узкогомогенная твердая состава In₆S₇. Какова мольная доля (%) серы в этой фазе? Ответ дайте с точностью до десятых.

Варианты ответов: 46,2; **53,8**; 55,0; 67,0 мол.%

14. Оцените величину pH 0,0025 М водного раствора кислоты H₄[Fe(CN)₆] при обычных условиях. Кислоту считайте сильной по всем ступеням, диссоциацией аниона пренебречь. Ответ дайте с точностью до целого числа.

Правильный ответ: 2.

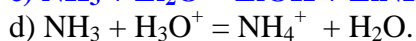
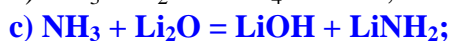
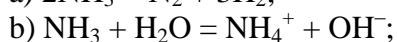
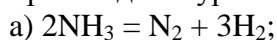
15. Какой газ (который остается газом и при н.у.) получается при кипячении серы в концентрированной серной кислоте? Ответ дайте в виде химической формулы.

Варианты ответов: H₂, O₂, H₂S, **SO₂**, H₂O.

16. Имеются растворы с pH = 7 и pH = 4. Во сколько раз концентрация ионов водорода во втором растворе больше, чем в первом?

Варианты ответов: 3, 10, 100, **1000**.

17. В каких условиях из следующих реакций аммиак проявляет свойства кислоты согласно теории Брэнстеда-Лоури?



18. Какие из следующих примеров подтверждают утверждение: «Если для водного раствора некоторой соли определена величина $pH = 7.0$, то еще это не означает, что данная соль не подвергается гидролизу»

Растворы:

- a) хлорида натрия (комнатная температура);
- b) ацетата аммония (комнатная температура; $K_a(25^\circ C) = 1,7 \cdot 10^{-5}$, $K_b(25^\circ C) = 1,7 \cdot 10^{-5}$);**
- c) нитрита натрия (комнатная температура, $K_a(25^\circ C) = 5,0 \cdot 10^{-4}$);
- d) нитрита натрия ($90^\circ C$, $K_a(90^\circ C) = 5,4 \cdot 10^{-4}$);**
- e) хлорида метиламмония $[CH_3NH_3]Cl$ ($K_b(25^\circ C) = 4,4 \cdot 10^{-4}$);
- f) насыщенный раствор сульфида ртути (II) ($PP_{HgS}(25^\circ C) = 1 \cdot 10^{-50}$)**

Давление, при котором находятся растворы везде стандартное (1 атм).

19. Какие комплексные (координационные) соединения из следующего списка не могут существовать согласно МВС.

- a) $K[BF_4]$;
- b) $K_3[BF_6]$;**
- c) $K[AlCl_4]$;
- d) $K_3[AlF_6]$;
- e) $[La(OH_2)_9]Cl_3$;
- f) $[La(OH_2)_5(OH)]Cl_2$;
- g) $[Li(OH)_4]Cl$**
- h) $[Li(OH_2)_4]Cl$

20. Какая из следующих геометрических фигур в наибольшей степени подходит для описания пространственного строения молекулы ортофосфорной кислоты H_3PO_4 ?

- a) круг
- b) окружность
- c) тетраэдр**
- d) куб
- e) квадрат
- f) прямоугольник
- g) трапеция

21. От каких из следующих величин зависит величина константы нестойкости иона $[CuF_3]^-$?

- a) – от концентраций ионов F^- ,
- b) – от концентраций ионов Cu^{2+} ,
- c) – от концентрации противоионов K^+
- d) – от температуры.**
- e) – от концентраций ионов Cu^+ .

22. Какое из следующих комплексных (координационных) соединений должно быть наиболее прочным согласно представлениям теории кристаллического поля.

- a) $K_2[FeCl_4]$;
- b) $K_2[MnCl_4]$;
- c) $K_3[FeCl_6]$;
- d) $K_4[Mn(CN)_6]$;
- e) $K_4[Fe(CN)_6]$;
- f) $K_3[Fe(CN)_6]$
- g) $K_4[Co(CN)_6]$;
- h) $K_3[Co(CN)_6]$.**

Ионы Cl^- и CN^- для приведенных соединений – лиганды слабого и сильного поля соответственно.

23. Какое из следующих комплексных (координационных) соединений оказывается бесцветным согласно представлениям теории кристаллического поля.

- a) $K_2[FeCl_4]$;
- b) $K_2[TiCl_6]$;**
- c) $K_3[TiCl_6]$;
- d) $K_4[TiCl_6]$;
- e) $K_3[CuCl_4]$;**
- f) $K_2[CuCl_4]$
- g) $K_3[CuF_6]$;
- h) $K_2[ZnCl_4]$.**

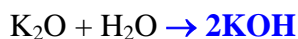
24. Определите дипольный момент молекулы трихлорида бора. Ответ округлите до целого числа.

Правильный ответ: 0.

25. Продолжите уравнения следующих реакций. При необходимости используйте знак «+». Перед и после этого знака используйте пробелы. Стехиометрические коэффициенты используйте, не разделяя пробелом последующую химическую формулу



Правильные ответы:



26. Какие из следующих кислородных соединений нельзя считать оксидами?

KOH, CaO, SnO₂, MnO₂, **BaO₂**, **KO₃**, **RbO₂**, **Na₂O₂**, Li₂O, **OF₂**, Cl₂O, O₃.

27. Когда рассматривают предельное явление криоскопии, то говорят о температуре начала кристаллизации. Какую фазу (фазы) представляют собой эти первые образующиеся кристаллы? Ответ выбрать из предложенного списка.

- a) – фазу практически чистого закристаллизовавшегося растворителя А;**
- b) – фазу примеси В (тв.);
- c) – смесь А (тв.) + В (тв.)
- d) – твердую фазу промежуточного соединения A_xB_y.

28. Добавлением какого (каких) веществ можно устранить общую жесткость воды?

- a) – HCl;
- b) – MgCl₂;
- c) – Na₃PO₄;**
- d) – CO₂;
- e) – Na₂CO₃;**
- f) NaCl + NH₃;
- g) – ЭДТА + NH₃.**

29. Какие из следующих соединений не характерны для кремния при условиях, близких к лабораторным?

- a) – аналоги предельных углеводородов ряда Si_nH_{2n+2};
- b) – аналоги циклических углеводородов ряда Si_nH_{2n};
- c) – аналог тетрахлорметана SiCl₄;
- d) – аналоги этиленового ряда Si_nH_{2n};**
- e) – аналоги ароматических углеводородов.**

30. Известно, что газообразный хлороводород можно получить, действуя концентрированной серной кислотой на хлорид натрия. Можно ли таким способом получить йодоводород (заменив NaCl на KI)? А фтороводород (заменив NaCl на KF)?

Варианты ответов: да, да; да, нет; **нет, да**; нет, нет.

31. Не пользуясь справочником выберите из следующего списка три молекулы, для которых стандартная энтальпия ($\Delta_r H^\circ_{(298\text{ К})}$) реакции распада на атомы является максимальной.

Na₂, Li₂, LiH, **CO**, S₂, P₂, **N₂**, **H₂**, F₂, BrCl.

32. Небольшое количество оксида кальция полностью растворили в значительном объеме воды. Через раствор начали барботировать (пропускать) сернистый газ. Раствор помутнел и стал непрозрачным вследствие образования малорастворимой соли. Однако, по мере дальнейшего пропускания этого газа, раствор снова стал прозрачным.

Какое вещество (записанное в молекулярном виде) образовалось? Какой другой известный газ вел бы себя в данной системе аналогично сернистому?

Дайте два последовательных соответствующих ответа через запятую (с пробелом после запятой).

Правильный ответ: Ca(HSO₃)₂, CO₂

33. Какие из следующих оксидов растворяются в воде с образованием типичных кислот?

SO₂, CrO, Cr₂O₃, **CrO₃**, MnO, Mn₃O₄, MnO₂, **Mn₂O₇**, Fe₃O₄, Fe₂O₃.

34. Магний сгорает на воздухе. Если обработать продукт сгорания небольшим количеством воды, то появится сильный характерный запах.

Каким соединением обусловлен этот запах? Дайте ответ в виде формулы этого вещества.

Правильный ответ: NH₃

35. Какие из следующих соединений серы или селена гомодесмические связи (т.е. связи, где атом халькогена связан хотя бы с еще одним атомом халькогена)?

a) – Na₂S₂O₇;

b) – H₂S₂O₈,

c) – **сера ромбическая**;

d) – **Se₈ (красный селен)**

e) – Na₂S₂O₃;

f) – Na₂S₄O₆;

g) – Na₂SeO₄.

20.2. Промежуточная аттестация (экзамен – в 1 и 2 семестрах)

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств: экзаменационные КИМ

Примеры экзаменационных КИМ

1 семестр.

«УТВЕРЖДАЮ»

заведующий кафедрой общей и неорганической химии
д.х.н. проф. В.Н. Семенов

Направление подготовки / специальность 020100 Химия
Дисциплина неорганическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен, 1 семестр
Вид аттестации промежуточная

Контрольно-измерительный материал №4

1. Химическая кинетика. Формальная кинетика и учение о механизмах химических реакций. Скорость химической реакции: средняя и истинная (мгновенная).
2. Спин и спиновое квантовое число. Принцип Паули. Многоэлектронные атомы. Правила заполнения атомных орбиталей, правила Гунда и Клечковского. Особенности поведения высших энергетических уровней тяжелых элементов.

Преподаватель: _____ А.Ю. Завражнов

2 семестр.

«УТВЕРЖДАЮ»

заведующий кафедрой общей и неорганической химии
д.х.н. проф. В.Н. Семенов

Направление подготовки / специальность

04.03.01. – Экспериментальная и прикладная химия (академический бакалавриат)

Дисциплина неорганическая химия
Форма обучения очная
Вид контроля экзамен
Вид аттестации промежуточная

Контрольно-измерительный материал № 20

1. Окислительно-восстановительные реакции. Реакции с участием электродов. Электродный потенциал. Водородный электрод и его устройство.
2. Бинарные соединения. Оксиды как характеристические соединения. Сравнение физических и химических свойств высших оксидов при изменении порядкового номера элемента. Например, сравнение свойств в ряду Na_2O , MgO , Al_2O_3 , SiO_2 , P_2O_5 , SO_3 и Cl_2O_7 (оксиды элементов одного периода ПС) или в ряду CO_2 , SiO_2 , ..., PbO_2 (оксиды элементов одной группы ПС).
3. Сера. Аллотропия и полиморфизм серы. Фазовая диаграмма серы. Водородные соединения: сероводород и сульфаны.

Преподаватель: _____ А.Ю. Завражнов

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

Для оценивания результатов обучения на **экзамене** используются следующие показатели:

- владение понятийным аппаратом как общей, так и неорганической химии (теоретическими основами дисциплины),
- способность иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований,
- применять теоретические знания для решения практических задач по темам, приведенным в п. 19.
- знание современного фундамента в области неорганической химии и последних достижений в этой области химии.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
Полное соответствие ответа обучающегося всем перечисленным критериям. Обучающийся в полной мере владеет понятийным аппаратом общей и неорганической химии (теоретическими основами дисциплины), способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применять теоретические знания для решения практических задач из области основ общей химии, а также задач неорганического синтеза и оценки базовых свойств неорганических соединений.	Повышенный уровень	Отлично
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует одному из перечисленных показателей, но обучающийся дает правильные ответы на дополнительные вопросы. Недостаточно демонстрирует умение применять теоретические знания для решения ситуационных практических задач.	Базовый уровень	Хорошо
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует двум из перечисленных показателей. Знание основного учебного материала, предусмотренного программой; ответ неполный, без обоснований, объяснений, с ошибками, которые устраняются по дополнительным вопросам преподавателя.	Пороговый уровень	Удовлетворительно
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует любым трем из перечисленных показателей. Знания несистематические, отрывочные; в ответах допущены грубые, принципиальные ошибки, которые не устраняются после наводящих вопросов преподавателя.	–	Неудовлетворительно

Задания приведенных в заключительной части раздела 20.1 тестов рекомендуются к использованию при проведении диагностических работ с целью оценки остаточных знаний по результатам освоения данной дисциплины

ЛИСТ СОГЛАСОВАНИЙ

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Направление/специальность: 04.05.01- Химия

Дисциплина Б1.О.09 – Неорганическая химия

Профиль подготовки

04.05.01 – Фундаментальная химия в профессиональном образовании

Форма обучения: дневное очное обучение

Учебный год: 2023-2024

Ответственный исполнитель:

Заведующий кафедрой Общей и неорганической химии _____ проф. Семенов В. Н.

Исполнители:

Профессор кафедры общей и неорганической химии _____ д.х.н. Завражнов А.Ю.

17.05 2023

СОГЛАСОВАНО

Куратор ООП ВПО

по направлению/ специальности _____ .__ 20__

подпись

расшифровка подписи

Зав.отделом обслуживания ЗНБ _____ .__ 20__

подпись

расшифровка подписи

Программа рекомендована НМС химического факультета от 25.04.2023 протокол № 4