

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

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
общей и неорганической химии



проф. Семенов В.Н.

10.04.2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.12 Химия

1. Код и наименование направления подготовки: 05.03.06 Экология и природопользование
2. Профиль подготовки: Геоэкология и природопользование
3. Квалификация (степень) выпускника: бакалавр
4. Форма обучения: очная
5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:
кафедра общей и неорганической химии
6. Составитель программы: Сушкова Татьяна Павловна, кандидат химических наук, доцент
7. Рекомендована: НМС химического факультета 27.03.2025, протокол № 10-03
8. Учебный год: 2025/26

Семестр: 2

9. Цели и задачи учебной дисциплины:

Целью данного курса является изучение общетеоретических основ химии и избранных вопросов неорганической химии. Изучение химии необходимо для развития у студентов естественнонаучного мышления, формирования современных представлений о веществе и химических реакциях, о свойствах элементов и их соединений. Понимание и использование законов химии исключительно важно при решении современных научно-технических (в том числе экологических) проблем, позволяет анализировать и объяснять процессы, происходящие в литосфере, гидросфере и атмосфере.

Задачи дисциплины: изучение основных законов и теорий химии, свойств химических элементов, простых веществ и сложных химических соединений; приобретение навыков безопасной работы с химическими реактивами и проведения количественных расчетов по формулам и уравнениям химических реакций.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП: дисциплина относится к обязательной части блока 1.

Дисциплина изучается на 1 курсе во 2 семестре, предшествующих дисциплин ВО не имеет и базируется на знаниях и умениях, сформированных в процессе изучения химии в общеобразовательной средней школе. Студенты должны владеть базовыми понятиями химии, знать основные классы неорганических соединений, виды химической связи, уметь составлять уравнения химических реакций, записывать электронные формулы элементов малых периодов.

Курс химии является предшествующим для дисциплин: Б1.О.16 Общая экология, Б1.О.25 Методы экологических исследований, Б1.О.26 Охрана окружающей среды.

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	Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования	ОПК-1.3	Применяет базовые знания химии при проведении химико-аналитических исследований в области экологии и природопользования	<u>Знать:</u> - фундаментальные законы и теории химии; - строение атома и виды химической связи; - основы химической термодинамики и кинетики; - физико-химическую теорию растворов; - химические свойства, методы получения и экологическую роль важнейших химических соединений. <u>Уметь:</u> - проводить расчеты по формулам и уравнениям. <u>Владеть:</u> - навыками безопасной работы с химическими реактивами и лабораторной посудой.

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/часах (в соответствии с учебным планом) — 3 / 108 .

Форма промежуточной аттестации зачет с оценкой

13. Виды учебной работы

Вид учебной работы	Трудоемкость	
		По семестрам

		Всего	2 сем.		
Аудиторные занятия		80	80		
в том числе:	лекции	32	32		
	практические	-	-		
	лабораторные	48	48		
Самостоятельная работа		28	28		
в том числе: курсовая работа (проект)		-	-		
Форма промежуточной аттестации (экзамен – __ час.)		Зачет с оценкой	Зачет с оценкой		
Итого:		108	108		

13.1. Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
Лекции			
1	Фундаментальные законы и теории химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	Определение химии, ее задачи. Фундаментальные законы и теории: атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, периодический закон, теория химического строения. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Основные классы неорганических соединений.	
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	Развитие представлений о строении атома. Модели Томсона и Резерфорда. Современные представления о строении атома. Понятие о квантовой механике. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда). Периодический закон и периодическая система химических элементов. Строение периодической системы. Современная формулировка периодического закона и его физический смысл. Закономерности изменения основных характеристик атомов по периодам и группам.	

3	Химическая связь	Основные характеристики химической связи (энергия, длина, направленность). Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность и степень окисления атомов. Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи, ее свойства. Металлическая связь; физические свойства типичных металлов, обусловленные металлической связью. Особые свойства d-металлов. Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса.	
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	Скорость химических реакций и факторы, от которых она зависит. Закон действующих масс. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле-Шателье. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.	
5	Растворы.	Определение растворов. Растворы жидкие, твердые, газообразные. Растворение как физико-химический процесс. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты. Концентрация растворов и способы ее выражения (массовая доля, объемная доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация). Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Понятие об идеальном растворе. Законы идеальных растворов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Осмос и осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для осмотического давления. Применение обратного осмоса для очистки и опреснения воды. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень ионизации. Константа диссоциации слабых электролитов. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Важнейшие индикаторы. Обменные реакции между ионами. Условия необратимости ионных реакций. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень гидролиза соли. Факторы, влияющие на гидролитическое равновесие.	
6	Окислительно-восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	Типы окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Гетерогенные реакции в растворах. Электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений. Гальванические элементы. Электролиз расплавов и водных растворов солей.	

7	Комплексные соединения.	Комплексные соединения и двойные соли. Строение комплексных соединений. Основные типы и номенклатура комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).	
8	Характеристика элементов и их соединений.	Периодический закон как основа систематики химических элементов. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства металлов. Общие свойства неметаллов. Металлы IA, IIA-групп: химические свойства и методы получения. Жесткость воды и методы ее устранения. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения и их свойства. Обзор свойств d-металлов. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения. Химия благородных металлов. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Проблема «парникового эффекта». Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты). Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная и азотистая кислоты). Проблема загрязнения окружающей среды соединениями азота. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Проблема загрязнения окружающей среды соединениями серы. Общая характеристика галогенов. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора.	
Лабораторные занятия			
1	Классификация и номенклатура неорганических соединений.	Знакомство с лабораторией. Инструктаж по технике безопасности. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	Семинар: Современные представления о строении атома. Понятие о квантовой механике. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда). Периодический закон и периодическая система химических элементов. Структура периодической системы. Особенности электронного строения и расположение в периодической системе s -, p -, d -, f - элементов.	
3	Теория химической связи. Комплексные соединения.	Основные характеристики химической связи (энергия, длина, направленность). Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность и степень окисления атомов. Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи, ее свойства. Металлическая	

		связь, ее природа и свойства. Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Комплексные соединения, их классификация и номенклатура.	
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	Скорость химических реакций (лабораторная работа и решение задач). Семинар: Закон действующих масс для химической кинетики. Влияние температуры на скорость реакции. Влияние площади поверхности раздела фаз на скорость гетерогенной реакции. Химическая термодинамика и термохимия. Решение задач на применение закона Гесса. Химическое равновесие (лабораторная работа, решение задач). Влияние концентрации веществ, температуры, pH на смещение химического равновесия.	
5	Растворы.	Способы выражения концентрации растворов (решение задач). Общие свойства растворов (лабораторная работа). Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Теория электролитической ионизации. Семинар. Решение задач. Гидролиз солей (семинар, лабораторная работа).	
6	Окислительно-восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	Окислительно-восстановительные реакции (лабораторная работа). Типы ОВР. Зависимость окислительно-восстановительных свойств от степени окисления атома. Влияние pH на протекание и продукты ОВР. Электролиз расплавов и растворов (решение задач).	
7	Характеристика элементов и их соединений.	Лабораторные работы по темам: - Металлы IA, IIA групп; - Свойства галогенов и их соединений; - Свойства серы и её соединений; - Свойства азота и его соединений.	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/ п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	1		4	2	7
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система эле-	4		4	2	10

	ментов Д.И. Менделеева					
3	Теория химической связи. Комплексные соединения	6		7	3	16
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	6		7	3	16
5	Растворы.	8		9	3	20
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	3		5	1	9
7	Характеристика элементов и их соединений.	4		12	14	30
	Итого:	32	-	48	28	108

Программа лабораторного практикума (48 часов, 16 занятий)

№	Тема занятия
1	Знакомство с лабораторией. Инструктаж по технике безопасности. Классификация и номенклатура неорганических соединений.
2	Химическая кинетика. Лабораторная работа. Решение задач.
3	Химическая термодинамика. Семинар. Решение задач.
4	Химическое равновесие. Лабораторная работа, решение задач.
5	Текущая аттестация №1. Контрольная работа по теме: «Химическая кинетика. Химическая термодинамика».
6	Общие свойства растворов. Лабораторная работа.
7	Способы выражения концентрации растворов. Решение задач.
8	Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Семинар. Решение задач.
9	Теория электролитической ионизации. Гидролиз солей. Лабораторная работа. Семинар.
10	Окислительно-восстановительные реакции. Лабораторная работа. Электролиз. Решение задач.
11	Текущая аттестация №2. Контрольная работа по теме: «Растворы».
12	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Семинар.
13	Ионная связь. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Гибридизация орбиталей. Семинар.
14	Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса). Комплексные соединения. Семинар.
15	Металлы IA, IIA групп. Лабораторная работа.
16	Химические свойства галогенов и их соединений. Лабораторная работа.
17	Химические свойства серы и его соединений. Лабораторная работа.
18	Химические свойства азота и его соединений. Лабораторная работа.
19	Итоговое занятие. Отчет о выполнении лабораторных работ.

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины:

В учебном процессе используются следующие формы работы:

- проведение лекций,
- проведение лабораторных занятий,
- внеаудиторная самостоятельная работа студентов.

Студенты знакомятся с теоретическим материалом в процессе лекционного курса, самостоятельно прорабатывая его с использованием рекомендованной учебной литературы и учебно-методических пособий (п. 15).

Целью лабораторных занятий является закрепление знаний по изучаемой теме или разделу, формирование умений работать с химическими реактивами и лабораторной посудой, обучение навыкам расчетов по формулам и химическим уравнениям, обучение правильному оформлению графического материала и т.п.

Самостоятельная работа предполагает как регулярную подготовку студента к различным формам занятий, так и выполнение отдельных практических заданий, решение задач, оформление лабораторных работ. Внеаудиторная самостоятельная работа включает проработку конспектов предыдущих лекций, выполнение заданий в рамках подготовки к лабораторным занятиям, конспектирование материала по темам, выносимым на самостоятельное изучение.

Текущая аттестация обеспечивает проверку освоения учебного материала, приобретения знаний, умений и навыков в процессе аудиторной и самостоятельной работы студентов. Она включает выполнение письменных контрольных работ. При подготовке к текущей аттестации студенты изучают рекомендованную преподавателем литературу по темам лекционных и лабораторных занятий, осваивают понятийный аппарат и закрепляют теоретические знания. Планирование и организация текущих аттестаций знаний, умений и навыков осуществляется в соответствии с содержанием рабочей программы и календарно-тематическим планом с применением фонда оценочных средств. Текущая аттестация является обязательной, ее результаты оцениваются в балльной системе и могут быть учтены при промежуточной аттестации обучающихся.

При подготовке к промежуточной аттестации (зачету с оценкой) необходимо опираться на рекомендованные литературные источники, материал лекций, лабораторных работ, образовательные интернет-ресурсы. Необходимо структурировать весь материал, рекомендуется по каждому вопросу составить краткий опорный конспект, составить словарь ключевых терминов. Для повышения эффективности по мере повторения материала необходимо проводить анализ взаимосвязи различных разделов дисциплины.

Обучение лиц с ограниченными возможностями здоровья осуществляется с учетом их индивидуальных психофизических особенностей. Для лиц с нарушением слуха информация по учебной дисциплине предоставляется на бумажном или электронном носителе, допускается присутствие ассистентов и сурдопереводчиков на занятиях. Промежуточная аттестация для таких студентов проводится в письменной форме с общими критериями оценивания; при необходимости время подготовки на зачете может быть увеличено. Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации с использованием программ-синтезаторов речи, а также использование звукозаписывающих устройств на лекциях. На занятиях также может присутствовать ассистент. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование; время подготовки на зачете может быть увеличено. Студенты с нарушениями опорно-двигательного аппарата могут проходить часть занятий дистанционно. Промежуточная аттестация для них проводится на общих основаниях, при необходимости процедура зачета может быть реализована дистанционно.

При реализации дисциплины с использованием дистанционных образовательных технологий используются инструменты электронной информационно-образовательной среды ВГУ «Электронный университет ВГУ» (<https://edu.vsu.ru>) и/или «МООК ВГУ» (<https://mooc.vsu.ru>), сервисы видеоконференций (BigBlueButton), электронная почта, мессенджеры.

Разделы дисциплины в случае необходимости могут быть реализованы с использованием онлайн-курса:

«Химия (для студентов 1 курса факультета географии, геоэкологии и туризма) Электронный университет ВГУ, <https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2175>

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

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1	Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / [Н.В. Коровин и др.] ; под ред. Н.В. Ко-

	ровина и Н.В. Кулешова.— Изд. 2-е, стер. — Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2017 .— 490 с.
2	Общая химия. Теория и задачи : учебное пособие / [Н.В. Коровин и др.] ; под ред. Н.В. Коровина и Н.В. Кулешова.— Изд. 3-е, стер. — Санкт-Петербург ; Москва ; Краснодар : Лань, 2018 .— 490 с.
3	Глинка Н.Л. Общая химия: учебник для академ. бакалавриата : [для студ. вузов, обуч. по естественно-науч. направлениям] / Н.Л. Глинка ; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова .— Москва : Юрайт, 2018. Т. 1.— 20-е изд., перераб. и доп. — 363 с.
4	Глинка Н.Л. Общая химия : учебник для академ. бакалавриата : [для студ. вузов, обуч. по естественно-науч. направлениям] / Н.Л. Глинка ; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабкова.— Москва : Юрайт, 2018 .Т. 2 .— 20-е изд., перераб. и доп. — 379 с.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
5	Угай Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М. : Высш. шк., 2007. – 526 с.
6	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бобкова. – М. :Юрайт, 2014. – 236 с.
7	Гончаров Е.Г. Общая химия (избранные главы) / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, А.М. Ховив. – Воронеж: Изд-во Воронеж. гос. ун-та, 2010. – 401 с.

в) информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет):

№ п/п	Ресурс
1	Сайт Зональной научной библиотеки ВГУ www.lib.vsu.ru
2	Электронно-библиотечная система «Издательства Лань» https://e.lanbook.com/
3	Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека online» https://biblioclub.ru/
4	Электронно-библиотечная система "Консультант студента" http://www.studentlibrary.ru/
5	« Химия (для студентов 1 курса факультета географии, геоэкологии и туризма)» - Электронный университет ВГУ. – Режим доступа: https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=2175

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	Химия. Лабораторный практикум, задачи и упражнения : учебно-методическое пособие / Воронежский гос. ун-т; [сост.: Т.П. Сушкова и др.] - Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2019. – 44 с.
2	Апарнев, А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений / А.И. Апарнев, Л. И. Афолина. – Новосибирск : НГТУ, 2013. – 119 с. <URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228947 >.

17. Информационные технологии, используемые для реализации учебной дисциплины, включая программное обеспечение и информационно-справочные системы (при необходимости)

При реализации дисциплины используются классические образовательные технологии без замены аудиторных занятий (лекций, лабораторных занятий) на ДОТ. Проведение текущих аттестаций осуществляется в форме устного опроса, отчетов о лабораторных работах и в форме письменных контрольных работ. Промежуточная аттестация осуществляется в форме устного собеседования по КИМ. Самостоятельная работа предполагает конспектирование материала и выполнение письменных заданий.

При реализации учебной дисциплины в случае необходимости могут использоваться элементы электронного обучения и различные дистанционные образовательные технологии, позволяющие обеспечивать опосредованное взаимодействие (на расстоянии) преподавателей и обучающихся, включая инструменты электронной информационно-образовательной среды ВГУ «Электронный университет ВГУ» (<https://edu.vsu.ru>) и/или «ИМОК ВГУ» (<https://mooc.vsu.ru>),

проведение вебинаров, видеоконференций, взаимодействие в соцсетях, посредством электронной почты, мессенджеров.

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Стандартное оборудование химической лаборатории (вытяжной шкаф, газовые горелки, мойка, сушильный шкаф, средства пожаротушения). Химические реактивы, химическая посуда, лабораторное оборудование (весы электронные, электрическая водяная баня, штативы, асбестированные сетки, тигельные щипцы и т.п.). Плакаты: Периодическая система химических элементов, таблица растворимости, ряд напряжений металлов.

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	Фундаментальные законы и теории химии. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
3	Теория химической связи. Комплексные соединения.	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	ОПК-1	ОПК-1.3	Контрольная работа (текущая аттестация №1)
5	Растворы.	ОПК-1	ОПК-1.3	Контрольная работа (текущая аттестация №2)
6	Окислительно-восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	ОПК-1	ОПК-1.3	Контрольная работа (текущая аттестация №2)
7	Характеристика элементов и их соединений.	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
Промежуточная аттестация форма контроля – зачет с оценкой				Перечень вопросов

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

20.1. Текущий контроль успеваемости

Текущая аттестация проводится в соответствии с Положением о текущей аттестации обучающихся по программам высшего образования Воронежского государственного университета. Она включает в себя несколько форм контроля, направленных на комплексную оценку знаний и навыков студентов. Аттестация включает устный опрос, который может проводиться как в форме индивидуального опроса, так и фронтальной беседы. Письменные работы представлены контрольными работами. Время их выполнения устанавливается преподавателем. Результаты текущей аттестации могут быть учтены при проведении промежуточной аттестации.

Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

- выполнение лабораторных работ по темам, указанным в п.13.1; оформление работ и отчет студента о лабораторной работе преподавателю, ведущему лабораторные занятия;
- 2 текущие аттестации в форме контрольных работ (оценивание по пятибалльной шкале), которые составляет и проверяет лектор.

Примеры контрольных работ для текущих аттестаций

Контрольная работа №1

1. Скорость каких реакций увеличивается с ростом температуры: а) любых; б) протекающих с выделением энергии; в) протекающих с поглощением энергии? (1 балл)
2. Как изменится скорость химической реакции при уменьшении температуры на 50°, если коэффициент Вант-Гоффа равен 3? (2 балла)
3. Две реакции протекают при 60 °С с одинаковой скоростью ($v_2 = v_1$). Определить отношение скоростей этих реакций (v_2 / v_1) при 40 °С, если $\gamma_1 = 3$ и $\gamma_2 = 5$. (4 балла)
4. Как изменится скорость реакции $2 \text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ при одновременном увеличении концентрации NO_2 в 5 раз и уменьшении объема системы в 2 раза? (3 балла)
5. В системе установилось равновесие $2 \text{NO} \leftrightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$ ($\Delta H = -165 \text{ кДж}$). В какую сторону и почему сместится равновесие: а) при повышении давления; б) при повышении температуры? (3 балла)
6. Запишите выражение для концентрационной константы равновесия реакции:
 $2\text{C(тв)} + \text{O}_2(\text{г}) + 2 \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2 \text{CCl}_2\text{O}(\text{г})$ (2 балла)

7-9 баллов – удовлетворительно; 10-12 баллов – хорошо; 13-15 баллов – отлично.

Контрольная работа №2

1. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19 \text{ г/мл}$), содержащей 38% (масс.) HCl , необходимо взять для приготовления 1 л 2 М раствора? (3 балла)
2. Имеются растворы с $\text{pH}=7$ и $\text{pH}=5$. В каком из этих растворов больше концентрация ионов водорода и во сколько раз? (2 балла)
3. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? Эбуллиоскопическая постоянная воды равна 0,52 кг/(моль·К); молярная масса глюкозы 180 г/моль. (5 баллов)
4. Для соли K_2S напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза по каждой ступени и укажите реакцию ее водного раствора (рН). Укажите все способы, какими можно усилить гидролиз этой соли. (5 баллов)

7-9 баллов – удовлетворительно; 10-12 баллов – хорошо; 13-15 баллов – отлично.

20.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация проводится в соответствии с Положением о промежуточной аттестации обучающихся по образовательным программам высшего образования Воронежского государственного университета. Промежуточная аттестация студентов является основной формой контроля аудиторной работы студентов и проводится с целью установления уровня и качества подготовки студентов ФГОС 3++ и определяет:

- полноту и прочность теоретических знаний;
- сформированность умений применять теоретические знания при решении практических и профессиональных задач;
- сформированность общих и профессиональных компетенций.

Подготовка к промежуточной аттестации является формой самостоятельной работы студентов. При этом обучающийся должен использовать рекомендованный рабочей программой перечень основной и дополнительной литературы, материалы лекций, информационные и электронно-образовательные ресурсы. Для подготовки к промежуточной аттестации студент также может

использовать перечень вопросов, вынесенных на зачет с оценкой, позволяющий оценить уровень сформированности компетенций по изучаемой дисциплине.

Промежуточная аттестация проводится в устной или письменной форме. Преподаватель, ответственный за её проведение, вправе задавать студентам дополнительные вопросы по любым разделам учебной дисциплины; все вопросы и ответы фиксируются в листе ответов студента. Время зачета с оценкой регламентируется действующими нормативными документами. Результат промежуточной аттестации заносится преподавателем в лист ответов обучающегося (после чего студент расписывается, подтверждая своё согласие с выставленной оценкой), а также в зачетно-экзаменационную ведомость и зачетную книжку.

Требования к выполнению заданий, шкалы и критерии оценивания

Оценка результатов обучения на промежуточной аттестации происходит по следующим показателям:

- знание учебного материала и владение понятийным аппаратом;
- умение связывать теорию с практикой;
- умение иллюстрировать ответ примерами, экспериментальными данными.

Для оценивания результатов обучения на зачете с оценкой используется 4-балльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

По результатам выполненных заданий текущего контроля студентам может быть выставлен зачет с оценкой «автоматом»: средняя оценка 3-3,5 - «удовлетворительно», 3,6-4,5 - «хорошо», 4,6-5 - «отлично». В случае неудовлетворительной оценки или в случае несогласия студента с полученной оценкой, проводится зачет в виде устного собеседования по билетам (КИМ).

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств: КИМ, содержащие 1 теоретический вопрос и одну задачу; перечень вопросов и примеры задач приведены ниже.

Перечень вопросов к зачету

1. Фундаментальные теории и законы химии: атомно-молекулярная теория; закон сохранения массы и энергии; Периодический закон; теория химического строения.
2. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Простые и сложные химические соединения. Аллотропия.
3. Основы квантово-механического описания строения атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.
4. Основные правила заполнения орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда).
5. Представление о ионной связи. Свойства кристаллов с условно-ионной связью.
6. Ковалентная связь: обменный и донорно-акцепторный механизмы образования; свойства связи. Представление о кратных связях.
7. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул (на примере соединений с sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизацией орбиталей центрального атома).
8. Металлическая связь. Физические свойства простых и переходных металлов, обусловленные особенностями металлической связи.
9. Водородная связь.
10. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса).
11. Комплексные соединения и двойные соли. Номенклатура комплексных соединений.
16. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости.
17. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него.
18. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье.

19. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Закон действующих масс.
20. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса.
21. Катализ. Принцип действия катализаторов и ингибиторов.
22. Газообразные, жидкие, твердые растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты.
23. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
24. Понятие об идеальном растворе. Закон Рауля.
25. Следствия из закона Рауля (повышение температуры кипения и понижение температуры кристаллизации раствора по сравнению с чистым растворителем).
26. Осмос. Закон Вант-Гоффа для осмотического давления.
27. Теория электролитической ионизации. Степень и константа ионизации. Сильные и слабые электролиты.
28. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные гидроксиды.
29. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH), гидроксильный показатель (pOH). Важнейшие индикаторы.
30. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза соли.
31. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.
32. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса.
33. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов. Гальванические элементы.
34. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
35. Металлы и неметаллы в периодической системе. Общие свойства металлов.
36. Водород. Положение в Периодической системе, физические и химические свойства. Методы получения водорода.
37. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
38. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
39. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
40. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота и ее соли.
41. Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная кислота). Проблема загрязнения окружающей среды азотсодержащими соединениями.
42. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Озоновый слой Земли.
43. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Проблема загрязнения окружающей среды соединениями серы.
44. Общая характеристика галогенов. Галогеноводородные кислоты и их соли.

Примеры задач

1. Напишите названия соединений и укажите, к какому классу относится каждое соединение: K_3BO_3 ; $H_2Cr_2O_7$; $Mg(NO_3)_2$; $NaHSO_3$; $HClO_3$. Укажите степень окисления всех атомов.
2. Напишите формулы соединений: оксид азота (V), гидроксид калия, фторид аммония, гидросульфид натрия. Укажите степень окисления всех атомов. Укажите, к какому классу относится каждое соединение.
3. Вычислить pH и pOH раствора, в котором концентрация ионов H^+ равна 10^{-4} моль/л. Какова среда раствора: кислая или щелочная?
4. Определить $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворе, pOH которого равен 8. Какова среда раствора: кислая или щелочная?
5. Вычислить массовую долю сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в растворе, температура кипения которого равна $100,13^\circ C$. Эбуллиоскопическая постоянная воды $0,52$ кг/(моль·град); молярная масса сахарозы 342 г/моль.
6. При $25^\circ C$ осмотическое давление водного раствора некоторого вещества равно $1,24 \cdot 10^6$ Па. Вычислить осмотическое давление этого раствора при $0^\circ C$. (Универсальная газовая постоянная $R=8,31$ Дж/(моль·K)).

7. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$? Эбуллиоскопическая постоянная воды равна 0,52 кг/(моль·град); молярная масса глюкозы 180 г/моль.
8. Для соли K_2S написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза по каждой ступени и указать реакцию ее водного раствора (рН).
9. Укажите все способы, какими можно усилить гидролиз соли $ZnCl_2$.
11. Какие соли из нижеприведенных не подвергаются гидролизу: $FeCl_3$, KI , Na_2SO_4 , K_2S ? Почему?
12. Найти массу $NaNO_3$, необходимого для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
13. К 500 мл 32%-ной (по массе) HNO_3 ($\rho=1,20$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?
14. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
15. Как изменится скорость химической реакции при понижении температуры на 40° , если $\gamma = 2$?
16. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз при $\gamma = 3$?
17. Как изменится скорость газофазной реакции $4 H_2 + 2 NO_2 = 4 H_2O + N_2$ при увеличении общего давления в системе в 2 раза?
18. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 3 раза?
19. В системе установилось равновесие Br_2 (газ) + H_2 (газ) $\leftrightarrow$ $2 HBr$ (газ) ($\Delta H = - 71$ кДж). Как надо изменить концентрацию, давление и температуру, чтобы сместить равновесие в сторону образования HBr ?
20. Предскажите, будет энтропия системы увеличиваться или уменьшаться в ходе реакций (поясните свой ответ) :
 - а) $2 NO$ (г.) + O_2 (г) = $2 NO_2$ (г)
 - б) SO_2 (г) + $2 H_2S$ (г) = $2 S$ (т.) + $2 H_2O$ (ж)
21. У какого вещества – этана C_2H_6 , этилена C_2H_4 или ацетилена C_2H_2 – при равных температурах и давлениях и одинаковых агрегатных состояниях больше энтропия? Почему?
22. Определить стандартную энтальпию ($\Delta H^\circ_{f, 298}$) образования PH_3 , исходя из уравнения:
 $2 PH_3(г.) + 4 O_2(г.) = P_2O_5(т.) + 3 H_2O(ж.), \Delta H^\circ_{p-ции} = - 2360$ кДж.
 $\Delta H^\circ_{f, 298} H_2O(ж.) = - 285,8$ кДж/моль, $\Delta H^\circ_{f, 298} P_2O_5(т.) = - 1492,0$ кДж/моль.

Описание критериев и шкалы оценивания компетенций (результатов обучения) при промежуточной аттестации, проводимой в традиционной форме по билетам:

Для оценивания результатов обучения на дифференцированном зачете используются следующие показатели:

- владение понятийным аппаратом химии (теоретическими основами дисциплины),
- способность иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований,
- способность применять теоретические знания для решения практических задач.

Для оценивания результатов обучения на дифференцированном зачете используется шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Критерии оценивания компетенций	Шкала оценок
Полное соответствие ответа обучающегося всем перечисленным критериям. Обучающийся в полной мере владеет понятийным аппаратом химии (теоретическими основами дисциплины), способен иллюстрировать ответ примерами, фактами, данными научных исследований, применять теоретические знания для решения практических задач.	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.	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.	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

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья зачет проводится с учетом их индивидуальных психофизических особенностей. Для лиц с нарушением слуха промежуточная аттестация проводится в письменной форме с общими критериями оценивания; при необходимости время подготовки на зачете может быть увеличено. Для лиц с нарушением зрения зачет проводится в форме устного собеседования; время подготовки на зачете может быть увеличено. Для студентов с нарушениями опорно-двигательного аппарата промежуточная аттестация проводится на общих основаниях, при необходимости процедура зачета может быть реализована дистанционно.

20.3. Фонд оценочных средств (ФОС) для проведения диагностических работ с целью оценки остаточных знаний по результатам освоения дисциплины

При прохождении обучающимся процедур для оценки достижения результатов обучения разрешается использование:

- непрограммируемого калькулятора;
- справочных материалов (предоставляются Университетом).

Критерии и шкалы оценивания заданий для оценки сформированности компетенций:

Для оценивания выполнения заданий используется балльная шкала:

1) закрытые задания (тестовые, средний уровень сложности):

- 1 балл – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ (полностью или частично неверный).

2) открытые задания (тестовые, повышенный уровень сложности):

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ (полностью или частично неверный).

3) открытые задания (мини-кейсы, средний уровень сложности):

- 5 баллов – задание выполнено верно (получен правильный ответ, обоснован (аргументирован) ход выполнения (при необходимости));

- 2 балла – выполнение задания содержит незначительные ошибки, но приведен правильный ход рассуждений, или получен верный ответ, но отсутствует обоснование хода его выполнения (если оно было необходимым) или задание выполнено не полностью, но получены промежуточные (частичные) результаты, отражающие правильность хода выполнения задания, или, в случае если задание состоит из нескольких подзаданий, верно выполнено 50% таких подзаданий;

- 0 баллов – задание не выполнено или выполнено неверно (получен неправильный ответ, ход выполнения ошибочен или содержит грубые ошибки).

Проверяемые компетенции:

ОПК-1. Способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования.

ОПК-1.3. Применяет базовые знания химии при проведении химико-аналитических исследований в области экологии и природопользования.

Закрытые задания (тестовые, низкий и средний уровень сложности)

Реакция, в ходе которой у атомов изменяется степень окисления, называется:	1) реакцией ионного обмена
	2) реакцией нейтрализации
	3) окислительно-восстановительной реакцией
	4) реакцией этерификации

Правильный ответ – 3

Катализатор – это:	1) вещество, при добавлении которого к реагентам скорость реакции существенно увеличивается
	2) один из продуктов реакции гидролиза соли
	3) устройство для определения плотности жидкости
	4) устройство для проведения электролиза

Правильный ответ – 1

В растворе концентрация ионов водорода $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л. Среди приведенных утверждений о данном растворе выберите все верные:	1) В данном растворе кислая среда
	2) В данном растворе нейтральная среда
	3) $pH = 4$
	4) $pOH = 10$
	5) $pH = 10$

Правильные ответы – 134

Из предложенных формул выберите формулы кислых солей:	1) $NaHS$
	2) H_2SO_4
	3) $Zn(OH)_2$
	4) $Ca(HCO_3)_2$
	5) KH_2PO_4

Правильные ответы – 145

Открытые задания (тестовые, повышенный уровень сложности):

Правило Вант-Гоффа устанавливает зависимость скорости реакции от (вставьте пропущенное слово, записав его с маленькой буквы в родительном падеже)	температуры
Если концентрация ионов водорода в растворе увеличится в 100 раз, то величина pH уменьшится на ...единицы. (вставьте пропущенную цифру)	2
Согласно следствию из закона Рауля, растворы начинают кипеть при более температуре, а кристаллизоваться – при более температуре, по сравнению с чистым растворителем. (вставьте пропущенные два слова, записав их с маленькой буквы через запятую)	высокой, низкой

Открытые задания (задачи, средний уровень сложности):

Задача 1:

К 500 мл 32%-го (по массе) раствора азотной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл) прибавили 1 кг воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе? Ответ приведите в процентах.

Ответ: 12

Задача 2:

Реакция $2 \text{NOCl}_{(г)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} - Q$ протекает в газовой фазе и является обратимой. Напишите выражение для концентрационной константы равновесия. В какую сторону и почему сместится равновесие:

- а) при увеличении температуры?
- б) при увеличении давления?
- в) при увеличении концентрации хлора?
- г) при добавлении катализатора?

Ответ: $K = [\text{NO}]^2[\text{Cl}_2] / [\text{NOCl}]^2$;

- а) вправо, т.к. нагревание смещает равновесие в сторону эндотермической реакции;
- б) влево, в сторону меньшего объема (меньшего количества газообразных веществ);
- в) влево, увеличение концентрации одного из продуктов смещает равновесие в сторону исходных веществ;
- г) катализатор одинаково изменяет скорость прямой и обратной реакции, поэтому равновесие не сместится.

Максимальная сумма баллов – 20.

Набрано баллов: 8-10 – оценка «удовлетворительно»

11-15 – оценка «хорошо»

16-20 – оценка «отлично»

Задания раздела 20.3 рекомендуются к использованию при проведении диагностических работ с целью оценки остаточных знаний по результатам освоения дисциплины.