

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.

17.05.2023 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.08 Химия

- 1. Код и наименование направления подготовки/специальности:** 05.03.02 География
- 2. Профиль подготовки/специализация:** Экономическая и социальная география
- 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 25.04.2023, протокол № 4
- 8. Учебный год:** 2023/24 **Семестр:** 1

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 учебной дисциплины:

- изучение основных законов и теорий химии, свойств химических элементов, простых веществ и сложных химических соединений, полученных в результате химического синтеза или выделенных из природных объектов;
- приобретение навыков безопасной работы с химическими реактивами;
- формирование умений проводить количественные расчеты 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 в 1 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 и законами химии, знать основные классы неорганических соединений, общие закономерности изменения свойств веществ, уметь составлять уравнения химических реакций, записывать электронные формулы элементов малых периодов.

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 в области математических и естественных наук, знания фундаментальных разделов наук о Земле при выполнении работ географической направленности	ОПК-1.3	Использует базовые знания в области химии при выполнении работ географической направленности	<u>Знать:</u> <ul style="list-style-type: none">- фундаментальные законы и теории химии;- строение атома и виды химической связи;- элементы химической термодинамики и кинетики;- физико-химическую теорию растворов;- закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе;- химические свойства, методы получения и экологическую роль важнейших химических соединений. <u>Уметь:</u> <ul style="list-style-type: none">- использовать основные понятия и законы химии,- проводить расчеты по формулам и уравнениям. <u>Владеть:</u> <ul style="list-style-type: none">- навыками безопасной работы с химическими реактивами и лабораторной посудой.

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час. (в соответствии с учебным планом) —
__2__ / __72__.

Форма промежуточной аттестации __зачет__

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость		
		Всего	По семестрам	
			1 сем.	
Аудиторные занятия		54	54	
в том числе:	лекции	36	36	
	практические	-	-	
	лабораторные	18	18	
Самостоятельная работа		18	18	
в том числе: курсовая работа (проект)		-	-	
Форма промежуточной аттестации (экзамен – __ час.)		зачет	зачет	
Итого:		72	72	

13.1. Содержание дисциплины

№п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК
Лекции			
1	Введение. Фундаментальные законы и теории химии.	Определение химии, ее связь с другими науками. Химический элемент. Простое вещество. Сложное химическое соединение. Число Авогадро. Моль и молярная масса. Фундаментальные законы и теории: атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, периодический. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Аллотропия.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора. 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). Современная формулировка периодического закона и его физического смысла. Строение периодической системы.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
3	Теория химической связи	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. Ориентационное, индукционное и	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>

		дисперсионное взаимодействие.	
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. Энергия активации реакции. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле-Шателье. Элементы химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
5	Растворы.	Определение растворов. Растворы жидкие, твердые, газообразные. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты. Концентрация растворов и способы её 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. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень ионизации. Константа диссоциации слабых электролитов. Изотонический коэффициент Вант - Гоффа. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Обменные реакции между ионами. Условия необратимости ионных реакций. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень гидролиза.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	Типы окислительно-восстановительных реакций. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Электродные потенциалы металлов. Электрохимический ряд напряжений. Гальванические элементы. Электролиз расплавов и водных растворов солей.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
7	Комплексные соединения.	Теория Вернера. Соединения первого и высшего порядка. 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).	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 <i>(может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</i>
8	Характеристика	Металлы и неметаллы в Периодической системе.	Электронный универси-

	элементов и их соединений.	<p>Общие свойства металлов. Общие свойства неметаллов. Характеристика свойств элементов в соответствии с их положением в Периодической системе.</p> <p>Водород. Уникальное положение водорода в Периодической системе, его физические и химические свойства. Получение водорода. Вода. Пероксид водорода.</p> <p>Металлы IA, IIA-групп: химические свойства и методы получения. Жесткость воды и методы ее устранения.</p> <p>Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения и их свойства.</p> <p>Обзор свойств d-металлов. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.</p> <p>Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Проблема «парникового эффекта». Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты).</p> <p>Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная и азотистая кислоты). Проблема загрязнения окружающей среды соединениями азота.</p> <p>Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли.</p> <p>Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Проблема загрязнения окружающей среды соединениями серы.</p> <p>Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора.</p>	<p>тет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</p>
Лабораторные занятия			
1	Правила работы в химической лаборатории. Основные классы неорганических соединений.	Знакомство с лабораторией. Инструктаж по технике безопасности. Классификация и номенклатура неорганических соединений.	<p>Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</p>
2	Химическая кинетика.	Скорость химических реакций (лабораторная работа и решение задач). Закон действующих масс для химической кинетики. Влияние температуры на скорость реакции. Влияние площади поверхности раздела фаз на скорость гетерогенной реакции.	<p>Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)</p>
3	Элементы химической термодинамики. Химическое равновесие.	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.	<p>Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География»</p> <p>https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431</p>

		Текущая аттестация №1. Контрольная работа по теме: «Химическая кинетика. Химическое равновесие. Термодинамика»	iew.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)
4	Растворы.	Способы выражения концентрации растворов (решение задач). Общие свойства растворов (лабораторная работа). Гидролиз солей (семинар, лабораторная работа). Текущая аттестация №2. Контрольная работа по теме: «Растворы»	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/iew.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)
5	Окислительно-восстановительные реакции	Окислительно-восстановительные реакции (лабораторная работа). Типы ОВР. Зависимость окислительно-восстановительных свойств от степени окисления атома. Влияние pH на протекание и продукты ОВР.	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/iew.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)
6	Характеристика элементов и их соединений.	Металлы IA, IIA групп (лабораторная работа). Химические свойства галогенов, серы и их соединений (лабораторная работа).	Электронный университет ВГУ, курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» https://edu.vsu.ru/course/iew.php?id=11431 (может реализоваться частично, в случае введения дистанционного обучения)

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				Всего
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	
1	Введение. Фундаментальные законы и теории химии. Техника безопасности при работе в химической лаборатории.	2		3	1	6
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	4		-	2	6
3	Теория химической связи	5		-	3	8
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики	4		5	2	11
5	Растворы	6		4	2	12
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз	3		2	1	6
7	Комплексные соединения.	4		-	2	6

8	Характеристика элементов и их соединений.	8		4	5	17
	Итого:	36	-	18	18	72

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины:

- работа с учебником, конспектами лекций, самостоятельное решение задач.

Разделы курса могут быть реализованы с использованием ЭО и ДОТ. Для этого студенты должны быть подписаны на онлайн-курс: «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» <https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431>

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. Коровина 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 естественнонауч. 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 естественнонауч. 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	Электронно-библиотечная система "ЮРАЙТ" https://biblio-online.ru
6	Электронно-библиотечная система "РУКОНТ" https://rucont.ru/
7	Электронный курс «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География» - Электронный университет ВГУ. – Режим доступа: https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431

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. Афонина. – 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 могут применяться дистанционные образовательные технологии в части освоения лекционного материала, проведения текущих аттестаций, самостоятельной работы по отдельным разделам. Может быть использован курс на портале Электронный университет ВГУ «Химия для студентов 1 курса бакалавриата 05.03.02 География»

<https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11431>

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	Введение. Фундаментальные законы и теории химии.	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	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	Комплексные соединения.	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
8	Характеристика элементов и их соединений.	ОПК-1	ОПК-1.3	Опрос
Промежуточная аттестация форма контроля – зачет				Перечень вопросов к зачету

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:

- выполнение лабораторных работ по темам, указанным в п.13.1;
- 2 текущие аттестации в форме контрольных работ (оценивание по пятибалльной шкале).

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°C с одинаковой скоростью ($v_2 = v_1$). Определить отношение скоростей этих реакций (v_2 / v_1) при 40°C , 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 $2\text{NO} \leftrightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$ ($\Delta H = -165$ 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:
 $2\text{C}(\text{тв}) + \text{O}_2(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CCl}_2\text{O}(\text{г})$ (2 балла)

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

Контрольная работа № 2

1. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ 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 (pH). 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 по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств: перечень вопросов к зачету + задачи.

Перечень вопросов к зачету

(В билете 1 теоретический вопрос и 1 задача)

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 и полиморфизм.
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. Периодический закон Д.И. Менделеева, его современная формулировка и физический смысл. Строение периодической системы элементов.
6. Представление о ионной связи.
7. Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования; свойства связи. Кратные связи.
8. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул (на примере соединений с sp -, sp^2 -, sp^3 - гибридизацией орбиталей центрального атома).
9. Металлическая связь. Физические свойства простых и переходных металлов, обусловленные особенностями химической связи в них.
10. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса и водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ (на примере воды).
11. Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Номенклатура комплексных соединений.
12. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости.
13. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные. Внутренняя энергия, энтальпия. Первое начало термодинамики.
14. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него.
15. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
16. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле - Шателье.
17. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Закон действующих масс.
18. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции.
19. Катализ. Принцип действия катализаторов и ингибиторов.
20. Газообразные, жидкие, твердые растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты.
21. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
22. Понятие об идеальном растворе. Закон Рауля.
23. Следствия из закона Рауля (повышение температуры кипения и понижение температуры замораживания раствора по сравнению с чистым растворителем).
24. Осмос и осмотическое давление.
25. Теория электролитической ионизации С.Аррениуса. Степень и константа ионизации. Сильные и слабые электролиты.
26. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные гидроксиды.
27. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), гидроксильный показатель (рОН).
28. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза соли.
29. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.
30. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса.
31. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов. Гальванические элементы.
32. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
33. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства металлов. Особенности переходных металлов.
34. Водород. Положение в Периодической системе, физические и химические свойства. Методы получения водорода.
35. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
36. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
37. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
38. Азот и его важнейшие соединения (аммиак, оксиды азота, азотная кислота). Получение аммиака и азотной кислоты. Соединения азота как факторы загрязнения окружающей среды.
39. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли.

40. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Соединения серы как факторы загрязнения окружающей среды.

41. 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·К)).
 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 (pH).
 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 A увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества B 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 ($\Delta H_{f, 298}^\circ$) образования PH_3 , исходя из уравнения:
 $2 PH_3(г.) + 4 O_2(г.) = P_2O_5(т.) + 3 H_2O(ж.)$, $\Delta H_{р-ции}^\circ = -2360$ кДж.
 $\Delta H_{f, 298}^\circ H_2O(ж.) = -285,8$ кДж/моль,
 $\Delta H_{f, 298}^\circ P_2O_5(т.) = -1492,0$ кДж/моль.
-

Для оценивания результатов обучения на зачете используются следующие показатели:

- владение понятийным аппаратом общей и неорганической химии (теоретическими основами дисциплины),
- способность иллюстрировать ответ примерами,
- применять теоретические знания для решения практических задач.

Результаты обучения оцениваются по биполярной шкале: «зачтено» и «не зачтено».

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
Знание основного учебного материала, предусмотренного программой; ответ достаточно полный, студент приводит примеры, умеет проводить вычисления по формулам; если допускает ошибки, то может скорректировать ответ по дополнительным вопросам преподавателя.	Пороговый уровень (и выше)	Зачтено
Знания несистематические, отрывочные; в ответах допущены грубые, принципиальные ошибки, которые не устраняются после наводящих вопросов преподавателя.	–	Не зачтено

Зачет по дисциплине может быть выставлен на основании положительных оценок по двум текущим аттестациям (контрольным работам) и положительной оценки за работу на практических занятиях в течение семестра.

В случае дистанционного обучения промежуточная аттестация может быть проведена в форме контрольной работы, задания которой охватывают основные разделы курса.

Задания, рекомендуемые для включения в ФОС для проведения диагностических работ с целью оценки остаточных знаний по результатам освоения данной дисциплины:

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) пищевая добавка для котов

Правильный ответ – 1

Для соли NaCl выберите верное утверждение:	1) Эта соль не подвергается гидролизу, среда в растворе – нейтральная
	2) Эта соль гидролизуеться по катиону, среда в растворе – кислая
	3) Эта соль гидролизуеться по аниону, среда в растворе – щелочная

Правильный ответ – 1

Из предложенного перечня выберите три воздействия, которые приведут к смещению равновесия обратимой реакции $2 \text{NOCl}_{(г)} \leftrightarrow 2 \text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} - Q$ в сторону продуктов реакции:	1) повышение температуры
	2) понижение температуры
	3) уменьшение давления
	4) увеличение концентрации $\text{NOCl}_{(г)}$
	5) увеличение концентрации $\text{Cl}_{2(г)}$

Правильные ответы – 134

Из предложенных формул выберите формулы кислых солей:	1) NaHS
	2) H_2SO_4
	3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
	4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
	5) KH_2PO_4

Правильные ответы – 145

Задача 1:

К 500 мл 32%-го (по массе) раствора азотной кислоты ($\rho=1,2$ г/мл) прибавили 1 кг воды. Вычислить массовую долю HNO_3 в полученном растворе. Ответ приведите в процентах (записать только цифру).

Ответ: 12

Задача 2:

Имеются два раствора: в первом водородный показатель $\text{pH}=5$, во втором $\text{pH}=7$. В каком из этих растворов больше концентрация ионов водорода и во сколько раз?

Ответ: в первом растворе в 100 раз больше

Задача 3:

Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры на 40° , если температурный коэффициент $\gamma = 2$?

Ответ: увеличится в 16 раз

Задача 4:

Какую массу NaNO_3 необходимо взять для приготовления 300 мл раствора с молярной концентрацией 0,2 моль/л?

Ответ: 5,1 г