

Документ подписан простой электронной подписью

Информация о владельце:

ФИО: Наумова Наталия Александровна

Должность: Ректор

Дата подписания: 24.10.2024 14:21:41

Уникальный программный ключ:

6b5279da4e034bffa679172803da5b785591ca9e2

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования

«ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ»

(ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ)

Факультет естественных наук

Кафедра теоретической и прикладной химии

Согласовано

и.о. декана факультета

« 02 » 06 2023 г.

/Алексеев А. Г./

Рабочая программа дисциплины

Химия

Направление подготовки

06.03.01 Биология

Профиль:

Генетика, микробиология и биотехнология

Квалификация

Бакалавр

Форма обучения

Очная

Согласовано учебно-методической комиссией

Факультета естественных наук

Протокол « 02 » 06 2023 г. №

Председатель УМКом

/Лялина И. Ю./

Рекомендовано кафедрой теоретической
и прикладной химии

Протокол от « 31 » 05 2023 г. № 14

Зав. кафедрой

/Васильев Н. В./

Мытищи

2023

Авторы-составители:

Васильев Николай Валентинович, доктор химических наук, профессор
Харламова Татьяна Андреевна, доктор технических наук, профессор
Дунаева Татьяна Владимировна, кандидат биологических наук, доцент
Свердлова Наталья Дмитриевна, кандидат химических наук, доцент
Левакова Ирина Вячеславовна, кандидат химических наук, доцент
Петренко Дмитрий Борисович, кандидат химических наук, доцент

Рабочая программа дисциплины «Химия» составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 06.03.01 Биология, утвержденного приказом МИНОБРНАУКИ РОССИИ от 07.08. 2020 г., № 920

Дисциплина входит в обязательную часть Блока 1 «Дисциплины (модули)» и является обязательной для изучения.

Год начала подготовки (по учебному плану) 2023

Содержание

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ.....	4
2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ.....	4
3. ОБЪЕМ И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	4
4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ.....	10
5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ	18
6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И РЕСУРСНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ	40
7. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	42
8. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	42
9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	42

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

1.1. Цели и задачи дисциплины

Цель освоения дисциплины– подготовка высококвалифицированных специалистов в области биомедицинских технологий, способных выполнять лабораторные исследования химическими методами, самостоятельно планировать ход работы с химическими реагентами и подбирать необходимые методы для решения конкретных задач.

Задачи дисциплины:

- прочное освоение теоретических знаний в области основных разделов химии;
- обеспечение навыков лабораторной работы в химии;
- приобретение студентами умений самостоятельного поиска информации в области химии, ее анализа и использования в процессе учебной и научно-практической деятельности.

1.2. Планируемые результаты обучения

В результате освоения данной дисциплины у обучающихся формируются следующие компетенции

ОПК-6. Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина входит в обязательную часть Блока 1 «Дисциплины (модули)» и является обязательной для изучения

Для освоения дисциплины студенты используют знания, умения и виды деятельности, сформированные в процессе изучения дисциплины «Физика», «Математика», а также знания, полученные при изучении химии в средней школе.

В результате освоения дисциплины студенты, в частности, приобретают знания в области строения и состава веществ. Одновременно у студентов вырабатываются умения в области проведения лабораторных работ, в том числе и с медицинскими объектами, формируется готовность к восприятию нового теоретического материала и практических навыков в области химии, биологии и медицины.

В связи с тем, что в процессе освоения курса химии студенты приобретают необходимые знания в области неорганической химии, освоение дисциплины «Химия» является необходимым для последующего изучения таких дисциплин как «Органическая химия», «Биологическая химия», «Молекулярная биология» «Геохимия и геофизика биосферы», «Аналитическая химия», «Физическая и коллоидная химия» «Химическая токсикология», «Наномедицинские технологии» др., а также при прохождении практики.

3. ОБЪЕМ И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Объем дисциплины

Показатель объема дисциплины	Форма обучения
	Очная
Объем дисциплины в зачетных единицах	6
Объем дисциплины в часах	216

Контактная работа:	118,6
Лекции	48
Лабораторные занятия	66
из них, в форме практической подготовки	66
Контактные часы на промежуточную аттестацию:	4,6
Экзамен	0,6
Предэкзаменационная консультация	4
Самостоятельная работа	78
Контроль	19,4

Форма промежуточной аттестации - экзамены в 1-ом и во 2-ом семестре

3.2. Содержание дисциплины

Наименование разделов (тем) Дисциплины с кратким содержанием	Количество часов		
		Лабораторные занятия	
	Лекции	Общее количество,	из них в форме практической подготовки
1 семестр			
Раздел I. Введение. Основные химические законы и понятия химии. Основные этапы развития химии	2	-	-
Раздел II. Атомно-молекулярное учение	8	6	6
Тема 1. Химический элемент. Строение атома. Исторические аспекты развития представлений о строении вещества. Модель Дж. Томсона. Экспериментальные доказательства сложного строения атома. Фотоэффект, катодные лучи, явление радиоактивности. Опыты Э. Резерфорда, планетарная модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение Планка. Постулаты Н. Бора, орбиты Бора. Понятия квантовой механики. Уравнение Шредингера. Принцип Гейзенберга. Волновая функция и ее свойства, квадрат волновой функции. Характеристики атомных орбиталей, квантовые числа, формы s-, p-,d- атомных орбиталей. Состояние электрона в атоме, электронные конфигурации атомов. Принцип минимума энергии, правила Клечковского, правило Хунда, принцип Паули.	2	2	2

Тема 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Открытие периодического закона и создание периодической системы. Структура периодической системы: периоды, группы, подгруппы. «Типичные» элементы, переходные элементы. s-, p-, d-элементы. Лантаноиды, актиноиды. Проявления периодичности изменения свойств элементов симбатное изменению электронного строения, диагональное сходство. Металлы и неметаллы, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность элементов, атомные и ионные радиусы. Границы периодической системы. Элементарные частицы, электрон - позитрон, нуклоны, ядро, дефект массы, ядерные силы притяжения и отталкивания, изотопы. Использование изотопов в медицине и биологии. Изотопия. Явление радиоактивности, виды радиоактивного распада. Влияние радиации на биологические объекты, радиационный экологический фактор. Гипотеза большого взрыва. Возникновение элементов во Вселенной и геохимический состав Земли. Причины отличий элементного состава планет. Отличия биогенных элементов их кларки.	4	2	2
Тема 3. Химическая связь и молекула. Классификация химических связей. Ковалентная, ионная, металлическая химические связи; межмолекулярные взаимодействия. Основные характеристики химической связи и параметры молекулы. Ковалентная связь, квантово-химическое рассмотрение. Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей. Делокализация связей. Строение кислорода и азота, различия их поведения в природе и в живых системах. Строение ковалентных молекул. Гибридизация, основные формы молекул. Теория строения Бутлерова, основные виды изомерии - структурная и стереоизомерия. π, σ-Диастереомерия, оптическая изомерия. Симметрия молекул и орбиталей. Ионная связь и ее свойства, степень ионности связи. Металлическая связь, ее природа и особенности. Зонная теория проводимости кристаллов. Дальние связи - межмолекулярные взаимодей-	2	2	2

ствия. Ориентационные, индукционные, дисперсионные взаимодействия. Донорно-акцепторные взаимодействия (водородные связи).			
Раздел III. Классификация и свойства основных химических веществ. Неметаллы и металлы. Неорганические и органические соединения. Элементоорганические соединения. Комплексные соединения. Свойства соединений в зависимости от природы химических связей. Кислотные, основные и амфотерные соединения.	4	4	4
Тема 1. Простые и сложные вещества. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	1	1	1
Тема 2. Простые и сложные вещества. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	1	1	1
Тема 3. Простые и сложные вещества. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	1	1	1
Тема 4. Простые и сложные вещества. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	1	1	1
Раздел IV Основы химической термодинамики, кинетика химических процессов	4	6	6
Тема 1. Основы химической термодинамики. Классификация химических реакций, закономерности их осуществления. Термодинамическое равновесие, параметры термодинамики определяющие состояние системы. Энтальпия, первый закон термодинамики. Экзотермические и эндотермические процессы. Закон Гесса, стандартные энтальпии образования вещества. Энтропия, второй закон термодинамики. Свободная энергия (энергия Гиббса). Энергетика химических процессов. Условия самопроизвольного осуществления химических процессов. Потенциальные поверхности химических реакций, координаты реакций.	2	2	2
Тема 2. Кинетика химических процессов. Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов, методы ее регулирования. Закон действующих масс. Константа скорости реакции.	2	4	4

Кинетическое уравнение реакции. Молекулярность и порядок реакции. Влияние температуры на скорости реакций. Температурный коэффициент реакций. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса. Реакционная способность веществ. Каталитические процессы. Гетерогенные и гомогенные катализаторы и каталитические системы. Роль катализаторов в биологических процессах, природе и технологии. Понятие о ферментах. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, его кинетические и термодинамические условия. Смещение химического равновесия, факторы, влияющие на него. Принцип Ле-Шателье. Колебательные реакции.			
Раздел V. Растворы: процессы, осуществляемые в растворах, диссоциация, реакции ионного обмена.	4	6	6
Тема 1. Растворы и растворители. Растворители полярного и неполярного типов. Вода - основной растворитель в природе. Состав, электронное и пространственное строение воды. Водородные связи и ассоциация молекул воды в жидком и твердом состоянии. Аномалии физических свойств воды. Роль воды в биогеоценозе. Истинные растворы. Механизмы растворения. Тепловой эффект процесса растворения. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Кристаллогидраты. Клатраты. Растворимость твердых веществ в воде. Насыщенные, концентрированные, разбавленные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентраций в растворах. Влияние температуры на растворимость твердых веществ. Свойства растворов. Депрессия температур плавления растворов, повышение температур кипения растворов. Криоскопия и эбулиоскопия. Диффузия. Осмос. Законы Рауля, Вант-Гоффа. Значение диффузии и осмоса в биогеоценозе. Технические и экологические применения осмоса. Растворимость газов в воде. Закон Генри.	2	4	4
Тема 2. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Изотонические коэффициенты. Растворы электролитов. Катионы и анионы.	2	2	2

Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Коэффициенты активности ионов. Сольволитическая теория Каблукова. Константы диссоциации кислот, оснований. Произведение растворимости солей. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури; апротонная теория кислот и оснований Льюиса. Вода как электролит. Концентрация ионов гидроксония и гидроксид-анионов. Ионное произведение воды. Водородный показатель, pH. Определение кислотности и основности растворов. Роль и принципы действия индикаторов. Роль кислотности и основности в биологических средах, органах живых организмов, почвах. Буферные растворы. Кислотно-основной гомеостаз в организме. Основные реакции в растворах электролитов. Ионно-молекулярные уравнения реакций. Гидролиз. Константа гидролиза. Смещение равновесия при гидролизе.			
Раздел VI Электрохимия.	4	6	6
Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы. Типичные окислители и восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность). Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и полуреакций. Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе. Окислительно-восстановительные потенциалы, стандартный водородный электрод. Уравнение Нерста. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Взаимодействие металлов с кислотами. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Анодные и катодные процессы. Законы Фарадея.	2	4	4
Тема 2. Электрохимические устройства. Технологическое использование электролиза и других электрохимических процессов и их экологические недостатки и преимущества. Электрохимические устройства: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы (водородная энергетика). Электрохимическое нанесение покрытий: гальванопластика, гальваностегия и др.	2	2	2

Раздел VII Химия комплексных соединений. Структура координационных соединений. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера. Координационная связь. Комплексообразователь и его координационное число. Лиганды (комплексоны) и дентатность. Внутренняя сфера, внешняя сфера, заряд комплексного иона. Классификация комплексов. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Важнейшие неорганические и органические комплексоны: вода, амины, карбонил, цианиды, хелаты различных типов, циклические комплексоны (порфирины, хлорины, краун-эфиры). Важнейшие примеры комплексообразования в биологических объектах: хлорофилл, гемоглобин, Ко-ферменты.	2	4	4
2 семестр			
Раздел VIII Химия биогенных элементов.	16	34	34
Тема 1. Свойства биогенных металлов. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al)	6	16	16
Тема 2. Свойства биогенных неметаллов, и их важнейших соединений. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.	6	10	10
Тема 3. Химический состав живых объектов Земли. Макро- и микроэлементы в природной среде и в организме, биологическое концентрирование. Жизненно необходимые (незаменимые) элементы и примесные элементы	8	8	8
Итого	48	66	66

ПРАКТИЧЕСКАЯ ПОДГОТОВКА

Тема	Задание на практическую подготовку	Количество часов
Раздел II. Тема 1. Химический элемент. Строение атома.	Лабораторная работа «Получение оксида углерода (IV) и расчет его молярной массы по данным эксперимента»	2
Раздел II. Тема 2. Периодический закон и перио-	Решение практических задач на сопоставление свойств эле-	2

дическая система химических элементов Д.И. Менделеева	ментов IA группы и элементов 2 периода	
Раздел II .Тема 3. Химическая связь и молекула.	Решение практических задач по составлению структурных формул различных молекул	2
Раздел III. Тема 1. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	Лабораторная работа «Получение оксидов и изучение их свойств»	1
Раздел III. Тема 2 Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	Лабораторная работа «Получение гидроксидов и изучение их свойств»	1
Раздел III. Тема 3 Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	Лабораторная работа «Изучение некоторых химических свойств кислот»	1
Раздел III. Тема 4 Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства.	Лабораторная работа «Получение и изучение свойств солей»	1
Раздел IV. Тема 1 Основы химической термодинамики	Лабораторная работа «Изучение состояния химического равновесия и способов его смещения»	2
Раздел IV Тема 2 Кинетика химических процессов	Лабораторная работа «Изучение влияния различных факторов на скорость химических реакций»	4
Раздел V Тема 1 Растворы и растворители	Лабораторная работа «Способы приготовления растворов» Лабораторная работа « Приготовление растворов заданной концентрации »	4
Раздел V Тема 2. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Изотонические коэффициенты. Растворы электролитов. Катионы и анионы.	Лабораторная работа «Электролитическая диссоциация. Гомогенные равновесия в растворах электролитов»	2
Раздел VI Тема 1 Окислительно-восстановительные процессы.	Лабораторная работа «Гидролиз» Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции»	4
Раздел VI Тема 2 Электрохимические устройства.	Лабораторная работа «Электрохимические устройства»	2
Раздел VII Химия комплексных соединений	Лабораторная работа «Получение и изучение свойств комплексных соединений»	4

Раздел VIII Тема 1 Свойства биогенных металлов	Лабораторная работа «Щелочные металлы и их соединения» Лабораторная работа «Щелочно-земельные металлы и их соединения» Лабораторная работа «Элементы III А группы и их соединения» Лабораторная работа «Хром и его соединения» Лабораторная работа «Марганец и его соединения» Лабораторная работа «Железо, кобальт, никель и их соединения» Лабораторная работа «Медь, серебро и их соединения» Лабораторная работа «Цинк, кадмий, ртуть и их соединения»	16
Раздел VIII Тема 2 Свойства биогенных неметаллов, и их важнейших соединений.	Лабораторная работа «Углерод и кремний, их соединения» Лабораторная работа «Азот и фосфор, их соединения» Лабораторная работа «Кислород и его соединения» Лабораторная работа «Сера и ее соединения» Лабораторная работа «Галогены и их соединения»	10
Раздел VIII Химический состав живых объектов Земли.	Практическая работа «Химический состав клетки (неорганические вещества и соединения)» Практическая работа «Роль металлов в деятельности живых организмов» Практическая работа «Роль неметаллов в деятельности живых организмов»	8

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Темы для самостоятельного изучения	Изучаемые вопросы	Количество часов	Формы самостоятельной работы	Методическое обеспечение	Формы отчетности
Раздел I.	Основные химические зако-	4	Работа с	Основная и	Доклад,

Введение	ны и понятия химии. Основные этапы развития химии		учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	дополнительная литература и интернет-ресурсы	реферат
Раздел II. Атомно-молекулярное учение.	Структура периодической системы: периоды, группы, подгруппы. «Типичные» элементы, переходные элементы. s-, p-, d-элементы. Лантаноиды, актиноиды. Проявления периодичности изменения свойств элементов симбатное изменению электронного строения, диагональное сходство. Металлы и неметаллы, потенциалы ионизации, сродство к электрону. Элементарные частицы, электрон - позитрон, нуклоны, ядро, дефект массы, ядерные силы притяжения и отталкивания, изотопы. Явление радиоактивности, виды радиоактивного распада. Химическая связь и молекула. Классификация химических связей. Ковалентная, ионная, металлическая химические связи; межмолекулярные взаимодействия. Основные характеристики химической связи и параметры молекулы. Ковалентная связь. Строение ковалентных молекул. Гибридизация, основные формы молекул. Теория строения Бутлерова, основные виды изомерии - структурная и стереоизомерия. π, σ-Диастереомерия, оптическая изомерия. Ионная связь и ее свойства, степень ионности связи. Металличе-	6	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат

	ская связь, ее природа и особенности. Дальние связи - межмолекулярные взаимодействия. Ориентационные, индукционные, дисперсионные взаимодействия. Донорно-акцепторные взаимодействия (водородные связи).				
Раздел III. Классификация и свойства основных химических веществ.	Неметаллы и металлы. Неорганические и органические соединения. Элементоорганические соединения. Комплексные соединения. Свойства соединений в зависимости от природы химических связей. Кислотные, основные и амфотерные соединения. Простые и сложные вещества. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства	8	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат
Раздел IV Основы химической термодинамики, кинетика химических процессов	Основы химической термодинамики. Классификация химических реакций, закономерности их осуществления. Термодинамическое равновесие, параметры термодинамики определяющие состояние системы. Энтальпия, первый закон термодинамики. Экзотермические и эндотермические процессы. Закон Гесса, стандартные энтальпии образования вещества. Энтропия, второй	8	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат

	закон термодинамики. Свободная энергия (энергия Гиббса). Энергетика химических процессов. Условия самопроизвольного осуществления химических процессов. Потенциальные поверхности химических реакций, координаты реакций. Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов, методы ее регулирования. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Кинетическое уравнение реакции. Молекулярность и порядок реакции. Влияние температуры на скорости реакций. Температурный коэффициент реакций. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса. Каталитические процессы. Гетерогенные и гомогенные катализаторы и каталитические системы. Роль катализаторов в биологических процессах, природе и технологии. Понятие о ферментах. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, его кинетические и термодинамические условия. Принцип Ле-Шателье. Колебательные реакции.				
Раздел V. Растворы: процессы, осуществляемые в растворах	Вода - основной растворитель в природе. Состав, электронное и пространственное строение воды. Водородные связи и ассоциация молекул воды в жидком и твердом состоянии. Аномалии физи-	8	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Ин-	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат

	ческих свойств воды. Роль воды для живых систем. Истинные растворы. Механизмы растворения. Тепловой эффект процесса растворения. Способы выражения концентраций в растворах. Влияние температуры на растворимость твердых веществ. Диффузия. Осмос. Законы Рауля, Вант-Гоффа. Значение диффузии и осмоса в биогeoценозе. Технические и экологические применения осмоса. Растворимость газов в воде. Закон Генри, диссоциация, реакции ионного обмена. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Изотонические коэффициенты. Растворы электролитов. Катионы и анионы. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда. Коэффициенты активности ионов. Константы диссоциации кислот, оснований. Произведение растворимости солей. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури; апротонная теория кислот и оснований Льюиса. Вода как электролит. Концентрация ионов гидроксония и гидроксид-анионов. Ионное произведение воды. Водородный показатель, рН. Определение кислотности и основности растворов. Буферные растворы. Кислотно-основной гомеостаз в организме. Основные реакции в растворах электролитов.		тернет»		
--	---	--	---------	--	--

	Ионно-молекулярные уравнения реакций. Гидролиз. Константа гидролиза. Смещение равновесия при гидролизе.				
Раздел VI Электрохимия	Окислительно-восстановительные процессы. Типичные окислители и восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность). Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе. Окислительно-восстановительные потенциалы, стандартный водородный электрод. Уравнение Нерста. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Взаимодействие металлов с кислотами. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Анодные и катодные процессы. Законы Фарадея. Электрохимические устройства: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы (водородная энергетика). Электрохимическое нанесение покрытий: гальванопластика, гальваностегия и др.	8	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат
Раздел VII. Химия комплексных соединений	Структура координационных соединений. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера. Координационная связь. Комплексообразователь и его координационное число. Лиганды (комплексоны) и дентатность. Внутренняя сфера, внешняя сфера, заряд комплексного иона.	8	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат

	Классификация комплексов. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Важнейшие примеры комплексообразования в биологических объектах: хлорофилл, гемоглобин, Ко-ферменты				
Раздел VIII Химия биогенных элементов.	Свойства биогенных неметаллов, и их важнейших соединений. Роль неметаллов в живых организмах: органо-гены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, В. Свойства биогенных металлов. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al)	28	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература и интернет-ресурсы	Доклад, реферат
Итого:		78			

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

5.1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы

Код и наименование компетенции	Этапы формирования
ОПК-6. Способен использовать в профессиональной деятельности основные законы физики, химии, наук о Земле и биологии, применять методы математического анализа и моделирования, теоретических и экспериментальных исследований, приобретать новые математические и естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии	1. Работа на учебных занятиях 2. Самостоятельная работа

5.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

Оцениваемые компетенции	Уровень сформированности	Этап формирования	Описание показателей	Критерии оценивания	Шкала оценивания
ОПК–6	Пороговый	1. Работа на учебных занятиях 2. Самостоятельная работа		Опрос, тестирование, доклад, презентация, выполнение лабораторных работ в форме практической подготовки	Шкала оценивания опроса Шкала оценивания тестирования, Шкала оценивания доклада Шкала оценивания выполнения лабораторной работы в форме практической подготовки Шкала оценивания презентации
	Продвинутый	1. Работа на учебных занятиях 2. Самостоятельная работа	Знать: - базовые и современные представления в области химии; основные законы химии; - основные современные направления развития химии Уметь: - применять химические знания в учебной и профессиональной деятельности; проводить экспериментальные разработки с применением химических методов;	Опрос, тестирование, доклад, презентация, реферат, выполнение лабораторных работ в форме практической подготовки	Шкала оценивания опроса Шкала оценивания тестирования Шкала оценивания доклада Шкала оценивания выполнения лабораторной работы в форме практической подготовки Шкала оценивания презентации Шкала оценивания реферата

			- создавать модели и реализовывать теоретические и экспериментальные исследования для решения задач профессиональной деятельности		
--	--	--	---	--	--

Шкала оценивания опроса

Показатель	Балл
Ответ полный и содержательный, соответствует теме; студент умеет аргументировано отстаивать свою точку зрения, демонстрирует знание терминологии дисциплины	2
Ответ в целом соответствует теме (не отражены некоторые аспекты); студент умеет отстаивать свою точку (хотя аргументация не всегда на должном уровне); демонстрирует удовлетворительное знание терминологии дисциплины	1
Ответ неполный как по объему, так и по содержанию (хотя и соответствует теме); аргументация не на соответствующем уровне, некоторые проблемы с употреблением терминологии дисциплины	0

Максимальное количество баллов – 6 (по 2 балла за каждый опрос).

Шкала оценивания выполнения лабораторной работы в форме практической подготовки

Критерии оценивания	Балл
Работа выполнена полностью по плану и сделаны правильные выводы;	2
Работа выполнена правильно не менее чем на половину или допущена существенная ошибка	1
Работа не выполнена	0

Максимальное количество баллов – 32/34 (по 2 балла за работу).

Шкала оценивания доклада

Показатель	Балл
Доклад соответствует заявленной теме, выполнен с привлечением достаточного количества научных и практических источников по теме, студент в состоянии ответить на вопросы по теме доклада.	5
Доклад в целом соответствует заявленной теме, выполнен с привлечением нескольких научных и практических источников по теме, студент в состоянии ответить на часть вопросов по теме доклада.	3
Доклад не совсем соответствует заявленной теме, выполнен с использованием	1

ем только 1 или 2 источников, студент допускает ошибки при изложении материала, не в состоянии ответить на вопросы по теме доклада.	
---	--

Шкала оценивания презентации

Показатель	Балл
Представляемая информация систематизирована, последовательна и логически связана. Проблема раскрыта полностью. Широко использованы возможности технологии <i>PowerPoint</i> .	5
Представляемая информация в целом систематизирована, последовательна и логически связана (возможны небольшие отклонения). Проблема раскрыта. Возможны незначительные ошибки при оформлении в <i>PowerPoint</i> (не более двух).	3
Представляемая информация не систематизирована и/или не совсем последовательна. Проблема раскрыта не полностью. Выводы не сделаны или не обоснованы. Возможности технологии <i>PowerPoint</i> использованы лишь частично.	1

Шкала оценивания реферата

(максимальная оценка 6)

Показатель	Балл
Содержание соответствует поставленным цели и задачам, изложение материала отличается логичностью и смысловой завершенностью, студент показал владение материалом, умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы, отстаивать собственную точку зрения.	3
Содержание недостаточно полно соответствует поставленным цели и задачам исследования, работа выполнена на недостаточно широкой источниковой базе и не учитывает новейшие достижения, изложение материала носит преимущественно описательный характер, студент показал достаточно уверенное владение материалом, однако недостаточное умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы и отстаивать собственную точку зрения.	2
Содержание не отражает особенности проблематики избранной темы, - содержание работы не полностью соответствует поставленным задачам, источниковая база является фрагментарной и не позволяет качественно решить все поставленные в работе задачи, работа не учитывает новейшие достижения историографии темы, студент показал неуверенное владение материалом, неумение отстаивать собственную позицию и отвечать на вопросы	1
Работа не имеет логичной структуры, содержание работы в основном не соответствует теме, источниковая база исследования является недостаточной для решения поставленных задач, студент показал неуверенное владение материалом, неумение формулировать собственную позицию.	0

Шкала оценивания каждой из двух тестовых работ используются следующие критерии:

0-20 % правильных ответов оценивается как «неудовлетворительно» (2-балла);
30-50% - «удовлетворительно» (3 балла);
60-80% - «хорошо» (4 балла);
80-100% – «отлично» (5 баллов).

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

Примерная тематика лабораторных работ в форме практической подготовки

1. Экспериментальные доказательства сложного строения атома. Фотоэффект, катодные лучи, явление радиоактивности. Опыты Э. Резерфорда, планетарная модель атома. Корпускулярно-волновой дуализм. Уравнение Планка.
2. Проявления периодичности изменения свойств элементов симбатное изменению электронного строения, диагональное сходство. Металлы и неметаллы, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность элементов, атомные и ионные радиусы. Границы периодической системы. Элементарные частицы, электрон - позитрон, нуклоны.
3. Метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей. Делокализация связей. Строение кислорода и азота, различия их поведения в природе и в живых системах.
4. Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
5. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
6. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
7. Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
8. Экзотермические и эндотермические процессы. Закон Гесса, стандартные энтальпии образования вещества
9. Влияние температуры на скорости реакций. Температурный коэффициент реакций. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса. Реакционная способность веществ
10. Растворимость твердых веществ в воде. Насыщенные, концентрированные, разбавленные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентраций в растворах. Влияние температуры на растворимость твердых веществ
11. Определение кислотности и основности растворов. Роль и принципы действия индикаторов. Роль кислотности и основности в биологических средах, органах живых организмов, почвах. Буферные растворы. Кислотно-основной гомеостаз в организме
12. Окислительно-восстановительные реакции. Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе.

13. Электрохимические устройства: гальванические элементы, аккумуляторы, (водородная энергетика).
14. Важнейшие неорганические и органические комплексы и комплексоны: вода, амины, карбонил, цианиды, хелаты различных типов, циклические комплексоны (порфирины, хлорины, краун-эфиры).
15. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al
16. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.
17. Макро- и микроэлементы в природной среде и в организме, биологическое концентрирование.

Примерные вопросы для текущего контроля

1. Стехиометрические законы химии. Взаимосвязь массы и энергии. Уравнение Эйнштейна.
2. Квантовомеханические представления о строении атома. Уравнение Шредингера. Границы периодической системы. Метод молекулярных орбиталей, линейные комбинации молекулярных орбиталей. Электронные конфигурации молекул и ионов.
3. Классификация и номенклатура основных классов неорганических соединений, их основные свойства и методы получения.
4. Закон Гесса, термохимические уравнения.
5. Понятие об эффективном соударении. Энергия активации, дисперсионное распределение частиц по энергии, уравнение Аррениуса.
6. Скорость химических реакций, константы скорости.
7. Каталитические процессы, катализ в биологии.
8. Агрегатное состояние вещества, дисперсность, гомогенность, поверхностное натяжение.
9. Виды дисперсий, диспергирование, агрегация, энергия дисперсионного состояния.
10. Сорбция. Виды сорбции: адсорбция, абсорбция, хемосорбция. Адсорбция и ее роль в природе и технологиях, типичные адсорбенты их строение и применение. Механизмы адсорбции.
11. Вода и ее молекулярное строение. Аномальные свойства воды.
12. Свойства растворов. Депрессия температур плавления растворов, повышение температур кипения растворов.
13. Влияние температуры на растворимость твердых веществ.
14. Электролиз расплавов и растворов электролитов. Анодные и катодные процессы.

15. Макро- и микроэлементы в среде и в организме, биологическое концентрирование. Жизненно необходимые (незаменимые) элементы и примесные элементы.
16. Характеристика щелочных и щелочноземельных металлов Ia и IIa подгрупп.
17. Свойства неметаллов. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.
18. Характеристика элементов V B группы. Физические и химические свойства, получение. Свойства оксидов и гидроксидов ванадия в различных степенях окисления.
19. Общая характеристика элементов VI B группы. Изменение свойств простых веществ на основе строения атомов. Изменение стабильности высшей степени окисления. Примеры.
20. Хром. Особенности строения атома, возможные степени окисления. Природные соединения, получение. Физические и химические свойства простого вещества. Оксиды и гидроксиды хрома (II, III, VI). Получение, физические и химические свойства.
21. Общая характеристика элементов VII B группы. Особенности электронного строения и изменения характеристик изолированных атомов. Возможные степени окисления.
22. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ d-элементов VII группы. Природные соединения, способы получения металлов.
23. Химические свойства оксидов и гидроксидов марганца, технеция и рения. Как изменяется устойчивость и сила высших гидроксидов от марганца к рению?
24. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера.
25. Классификация комплексов. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Теория Вернера.

Примерные задачи для текущего контроля.

В 10 л раствора содержится 10 г бромида железа (III). Вычислите, сколько всего атомов брома и железа содержится в 1 л этого раствора.

Весь оксид углерода (IV), полученный при сжигании 3,2 л метана, пропущен через раствор, содержащий 16,8 г гидроксида калия. Какого состава образуется соль и какова ее масса?

Какую массу железного колчедана, содержащего 80% FeS_2 , необходимо сжечь, чтобы получить 30 л оксида серы (IV)?

Выведите молекулярную формулу вещества, если при сгорании 1,12 л его образовалось 2,24 л CO_2 (н.у.) и 0,9 г воды. Относительная плотность вещества по водороду равна 13.

Масса молекулы хлорофилла равна $1,485 \cdot 10^{-18}$ мг. Вычислите молекулярную массу хлорофилла.

Определите формулу вещества, содержащего 24,24% углерода, 4,05% водорода и 71,71% хлора.

Составьте электронные формулы атомов элементов № 21 и 31, № 16 и 34. Какими электронными аналогами являются эти атомы по отношению друг к другу?

Составьте электронные формулы атомов элементов № 32, 42, 59. Какими правилами вы пользовались при этом?

Что называется гибридизацией атомных орбиталей? Каковы типы гибридизации атома углерода в молекулах C_2H_4 , CF_4 , CO_2 и H_2O ? Объясните образование связей в этих частицах

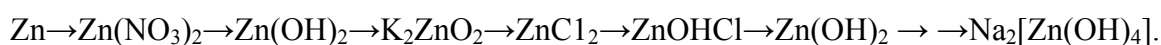
Каков выход нитрата аммония, если для получения 18,7 кг его затрачен раствор, содержащий 15,2 кг азотной кислоты?

Плотность газа по воздуху равна 1,52. Какой объем займут 5,5 г этого газа при нормальных условиях?

Анализ газа показал, что он содержит 5,9% водорода и 94,1% серы. Масса 1 л этого газа при н.у. равна 1,52 г. Определите формулу этого газа.

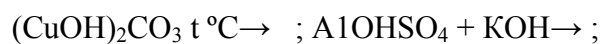
Вычислите молярные массы следующих веществ: $CrPO_4$, $Mg_2P_2O_7$, $AlCl_3 \cdot 6H_2O$, $Fe(NO_3)_3$, $(NH_4)_2SO_4$.

Осуществите превращения:



Укажите тип химической связи и объясните геометрию молекул CH_4 , NH_3 , H_2O . Почему в ряду этих веществ существенно увеличиваются температуры кипения? (от -164° до $100^\circ C$).

Закончите уравнения реакций, назовите соли и графически изобразите их формулы:



В водном растворе хлорноватистой кислоты ($K_{дисс} = 5 \cdot 10^{-8}$) с $C = 0,001$ моль/л концентрация протонов (моль/л) равна:

а) $7,07 \cdot 10^{-8}$,

б) $5 \cdot 10^{-5}$,

в) 0,001,

г) $7,07 \cdot 10^{-5}$

Продуктами гидролиза соли хлорида алюминия по первой ступени являются:

- а) $\text{AlOHCl}_2 + \text{HCl}$,
- б) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + \text{HCl}$,
- в) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} + 2\text{HCl}$,
- г) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$.

Атом хлора является окислителем в реакции:

- а) $2\text{HCl} + \text{Ca} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$;
- б) $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $5\text{KClO}_3 + 6\text{P} = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$;
- г) $2\text{HCl} + \text{CaH}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2$.

На катоде не восстанавливается металл при электролизе растворов обоих веществ пары:

- а) CaBr_2 и CuBr_2 ;
- б) AlCl_3 и AgNO_3 ;
- в) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и KNO_3 ;
- г) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и FeCl_2 .

Найдите соответствие между катионом и цветом, в который он окрашивает пламя горелки:

- 1) Ca^{2+} а) фиолетовый
- 2) Sr^{2+} б) малиновый
- 3) Na^+ в) кирпично-красный
- 4) K^+ г) желтый

Установите соответствие между исходными веществами и признаками реакций между ними:

- 1) $\text{C} + \text{HNO}_3$ конц = а) бурый газ и белый осадок,
- 2) $\text{Si} + \text{HNO}_3$ конц = б) бурый газ и бесцветный раствор,
- 3) $\text{Sn} + \text{HNO}_3$ конц = в) видимых изменений нет,
- 4) $\text{Pb} + \text{HNO}_3$ конц = г) бурый и бесцветный газы, бесцветный раствор.

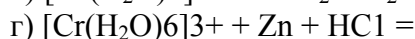
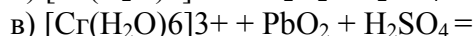
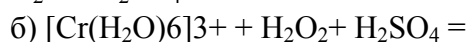
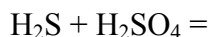
Объем кислорода, полученного из 1 моль перманганата калия и 1 моль хлората калия:

- а) одинаковый,
- б) из KMnO_4 в 2 раза больше,
- в) из KMnO_4 в 1,5 раза больше,
- г) из KMnO_4 в 1,5 раза меньше.

Для ряда HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4 можно сказать, что:

- 1) сила кислот уменьшается, а окислительная способность растёт;
 - 2) сила кислот растёт, а окислительная способность уменьшается.
- а) верно только 1,
 - б) верно только 2,
 - в) оба верны,
 - г) оба неверны.

Катион гексааквахрома (II) можно получить по реакции: а) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} +$



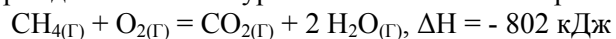
Для элементов IV группы справедливо:

- а) радиус атомов сверху вниз увеличивается незначительно, а энергия ионизации возрастает;
- б) для всех атомов наиболее устойчива степень окисления +1;
- в) сверху вниз в подгруппе возрастает химическая активность металлов;
- г) сверху вниз в подгруппе возрастает инертность металлов.

Примерные вопросы к тестированию

Тестовые задания содержат вопросы с вариантами ответов, из которых правильными могут быть несколько из них или всего один.

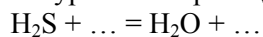
№ 1. В соответствии с термодинамическим уравнением химической реакции



для получения 500 кДж теплоты необходимо сжечь _____ литра (ов) метана (н.у.)

1. 28
2. 14
3. 56
4. 42

№ 2. Формулы веществ, пропущенные в уравнении реакции,



имеют вид:

1. Na
2. Na_2S
3. NaOH
4. S

№ 3. В лабораторных условиях хлороводород можно получить в результате реакции:

1. $\text{NaHCO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
2. $\text{NaCl}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

3. $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

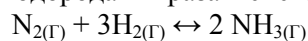
№ 4. Для нейтрализации 150 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л требуется раствор, содержащий _____ грамма (ов) уксусной кислоты

1. 5,0
2. 6,0
3. 1,8
4. 3,6

№ 5. Скорость химической реакции увеличится в 9 раз при повышении температуры на 20 °С. Температурный коэффициент скорости этой реакции равен:

1. 2
2. 4
3. 4,5
4. 3

№ 6. При увеличении концентрации водорода в 2 раза в системе



при условии её элементарности, скорость прямой реакции возрастёт в _____ раз

1. 4
2. 2
3. 6
4. 8

№ 7. При взаимодействии ионов Cu^{2+} с избытком раствора аммиака наблюдается образование:

1. ярко – синего раствора
2. кроваво – красного раствора
3. белого осадка
4. красного осадка

№ 8. Объём раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,5 моль/л, необходимый для нейтрализации 50 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л, равен _____ миллилитрам

1. 10
2. 20
3. 30
4. 40

№ 9. Масса растворённого в 500 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,1 моль/л равна _____ граммам

1. 49
2. 9,8
3. 4,9
4. 24,5

№ 10. Оксиды образуются при:

1. горении природного газа
2. растворении негашеной извести
3. растворении хлора в воде
4. горении железа в хлоре

№ 11. При разбавлении раствора электролита диссоциация молекул

1. уменьшается
2. не изменяется
3. увеличивается
4. изменяется неодинаково

№ 12. Изотопы одного элемента отличаются количеством

1. позитронов
2. протонов
3. нейтронов
4. электронов

№ 13. Для получения углекислого газа в лаборатории используется реакция

1. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
2. $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
3. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
4. $\text{CaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

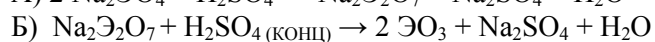
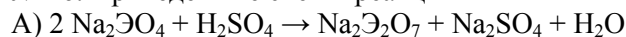
№ 14. Кислотный характер проявляют оксиды, образованные атомами металлов

1. с любой степенью окисления
2. со степенью окисления ниже + 4
3. со степенью окисления выше + 4
4. главных подгрупп

№ 15. Взаимодействие азотной кислоты с металлами обычно происходит без образования...

1. соли
2. воды
3. водорода
4. оксида азота

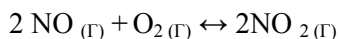
№ 16. Приведённые схемы реакций



характерны для соединений следующего химического элемента

1. Cr
2. Fe
3. Zn
4. Cu

№ 16. Для увеличения скорости прямой реакции



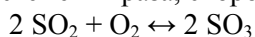
в 1000 раз, необходимо увеличить давление в системе в _____ раз (а)

1. 10
2. 100
3. 500
4. 330

№ 17. Газообразный хлор получают при взаимодействии

1. $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow$
2. $\text{HClO}_4 + \text{MnO}_2 \rightarrow$
3. $\text{HCl} + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$
4. $\text{HClO}_3 + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$

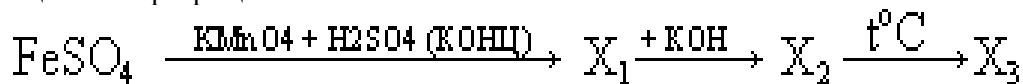
№ 18. При увеличении давления в системе в 2 раза, скорость прямой реакции



увеличится в _____ раз (а)

1. 6
2. 2
3. 8
4. 3

№ 19. В цепочке превращений



конечным веществом X_3 является:

1. Fe
2. FeO
3. Fe_2O_3
4. $\text{Fe}(\text{OH})_2$

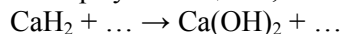
№ 20. Молярная масса неэлектролита, раствор 9,2 грамм которого в 400 мл воды замерзает при температуре $-0,93^\circ\text{C}$, равна _____ г/моль
($K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86 \text{ град} \cdot \text{кг/моль}$)

1. 120
2. 92
3. 60
4. 46

№ 21. Уравнению реакции, которая в водном растворе протекает практически до конца, соответствует:

1. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2 \text{HCl}$
2. $\text{KOH} + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NaOH}$
3. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$
4. $\text{CaCl}_2 + 2 \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + 2 \text{NaCl}$

№ 22. Формулы веществ, соответствующие схеме химической реакции



имеют вид:

1. H_2O , H_2
2. HCl , CaCl_2
3. Ca , H_2
4. $\text{Al}(\text{OH})_3$, AlH_3

Примерные вопросы к экзамену в первом семестре

1. Основные законы и понятия химии. Закон сохранения массы, закон сохранения энергии, уравнение Эйнштейна. Закон постоянства состава, закон кратных соотношений, закон объемных соотношений, закон Авогадро. Атомные и молекулярные массы, постоянная Авогадро, молярная масса и мольный объем вещества, газовые законы химии. Понятие об эквиваленте, закон эквивалентов.
2. Строение атома. Исторические аспекты и современное состояние вопроса. Модели построения атома. Современная модель строения атома. Строение ядра, дефект массы.
3. Квантовомеханические представления о строении атома. Принцип неопределенности Гейзенберга, квантово-волновой дуализм электрона. Уравнение Шредингера, орбиталь - Ψ волновая функция и Ψ^2 - мера вероятности нахождения электрона.
4. Квантовые числа, их физический смысл, как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Правила распределения электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Построение электронных конфигураций атомов и ионов. s, p, d, f – элементы.
5. Периодический закон Менделеева, старая и современная формулировка. Связь заполнения периодической системы со строением атома. s,p,d,f-Элементы. Краткая характеристика свойств элементов в группах и периодах таблицы Менделеева.
6. Строение атомного ядра, дефект массы, элементарные частицы. Радиоактивные элементы, причины радиоактивности. Естественные границы периодической системы.
7. Общие представления об уровнях организации вещества. Виды химических связей (ионная связь, металлическая связь, ковалентная связь). Понятие о молекуле и ее основных характерных признаках.
8. Теория строения Бутлерова. Представления об изомерии химических соединений. Структурная изомерия и стереоизомерия молекул. Химическая связь - общие представления. Виды химической связи. Полярность и поляризуемость связей и молекул, энергия связи. Валентность, степень окисления, электроотрицательность, эффективный заряд атома в молекуле.
9. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных схем. Механизмы образования ковалентной связи. Направленность связей в пространстве, их гибридизация. Геометрия основных молекулярных систем.
10. Квантово-химические представления о ковалентной связи. Метод линейных комбинаций атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Строение O_2 и N_2 , причины парамагнитных свойств кислорода. Делокализация электронной плотности (бутадиен, карбонат-ион).
11. Металлическая связь, теория Друде и Лоренца. Ионная связь, понятие об эффективном заряде, степени ионности соединений.

12. Оксиды, классификация и номенклатура оксидов. Основные способы получения оксидов. Свойства оксидов.
13. Гидроксиды (основания), классификация и номенклатура гидроксидов. Основные способы получения гидроксидов. Свойства гидроксидов.
14. Кислоты, классификация и номенклатура кислот. Основные способы получения кислот. Свойства кислот.
15. Соли, классификация и номенклатура солей. Основные способы получения солей. Свойства солей.
16. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного баланса и метод полуреакций.
17. Растворы, методы выражения концентраций. Вода и ее свойства. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.
18. Влияние различных факторов на растворимость твердых веществ, газов. Виды растворов Закон распределения. Закон Генри. Давление пара раствора, температура кипения раствора. Температура плавления раствора. Диффузия, осмос. Осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа. Значение осмоса в биологии и медицине.
19. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева, вклад Каблукова в современную теорию сольволиза. Изотонический раствор.
20. Теория кислот и оснований. Диссоциация, протолиз, протолиты. Степень диссоциации, сила электролита. Константы кислотности, основности, закон разбавления Оствальда.
21. Ионно-молекулярные уравнения, реакции нейтрализации. Произведение растворимости солей.
22. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Роль индикаторов. pH в окружающей среде и в организме человека.
23. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.
24. Открытые, закрытые, изолированные системы. Основные положения химической термодинамики. Параметры термодинамической системы -давление, объем, температура, концентрация. Виды состояния системы. Энергия системы.
25. Первое начало термодинамики - закон сохранения энергии. Энтальпия и энтропии, как функции состояния системы. Закон Гесса, второе начало термодинамики. Полная энергия системы (энергия Гиббса). Условия самопроизвольного осуществления процессов.
26. Основные положения химической кинетики. Условия осуществления химических процессов. Скорость химической реакции, линейные и нелинейные процессы. Закон действующих масс, константа скорости химических процессов. Скорости параллельных, последовательных реакций. Цепные процессы.
27. Зависимость скорости химических процессов от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Теория эффективных соударений, распределение Максвелла-Больцмана. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Молекулярность и порядок реакций. Катализ, катализаторы, ингибиторы. Механизм катализа.

28. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации; при изменении объема и давления; при изменении температуры. Принцип Ле Шателье.
29. Электрохимические устройства. Химические источники тока. Гальванические элементы, электродвижущая сила. Принципиальное устройство водородных топливных элементов. Работа аккумуляторов.
30. Электродные процессы, водородный электрод. Электролиз. Катодный и анодный процессы. Законы Фарадея.
31. Агрегатные состояния. Характеристики твердого, жидкого и газообразного состояния вещества. Плазма, плазмохимические процессы..
32. Дисперсные системы. Виды дисперсных систем. Свободнодисперсные и связнодисперсные системы, капиллярнодисперсные системы. Термодинамика дисперсных систем, причины их относительной устойчивости. Поверхностное напряжение. Дисперсное состояние организма.
33. Коллоиды, виды коллоидов. Наночастицы и их практическое применение в химии, технике и медицине.
34. Сорбция. Процессы сорбции и их практическое применение в технике и медицине.

Примерные вопросы к экзамену во втором семестре

1. Атомно-молекулярное учение, основные законы и понятия химии. Закон сохранения массы, закон сохранения энергии, уравнение Эйнштейна. Закон постоянства состава, закон кратных соотношений, закон объемных соотношений, закон Авогадро. Атомные и молекулярные массы, постоянная Авогадро, молярная масса и мольный объем вещества, газовые законы химии. Понятие об эквиваленте, закон эквивалентов.
2. Строение атома. Исторические аспекты и современное состояние вопроса. Модели Томсона, Резерфорда, эксперименты Резерфорда. Квантовая теория света Планка, строение электронной оболочки по Бору, постулаты Бора, квантово-волновой дуализм электрона. Современная модель строения атома. Строение ядра, дефект массы.
3. Квантовомеханические представления о строении атома. Принцип неопределенности Гейзенберга, квантово-волновой дуализм электрона.
4. Уравнение Шредингера, орбиталь - Ψ волновая функция и Ψ^2 - мера вероятности нахождения электрона. Квантовые числа, их физический смысл как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Формы орбиталей s, p, d -типов.
5. Квантовые числа, их физический смысл, как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип минимума энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Построение электронных конфигураций атомов и ионов. s, p, d, f – элементы. Современная формулировка Периодического закона Менделеева.
6. Периодический закон Менделеева, старая и современная формулировка. Связь заполнения периодической системы со строением атома. s,p,d,f-Элементы. Краткая характеристика свойств элементов в группах и периодах таблицы Менделеева.
7. Периодический закон Менделеева, первоначальная и современная формулировка. Определение структурных элементов периодической системы (порядкового номера, периода,

группы, подгруппы) в соответствии со строением атома. Изменение характеристик атомов элементов (радиуса, потенциала ионизации, сродства к электрону, электроотрицательность) в периодах и группах.

8. Строение атомного ядра, дефект массы, элементарные частицы. Радиоактивные элементы, причины радиоактивности. Естественные границы периодической системы.

9. Общие представления об уровнях организации вещества. Виды химических связей (ионная связь, металлическая связь, ковалентная связь). Понятие о молекуле и ее основных характерных признаках.

10. Теория строения Бутлерова. Представления об изомерии химических соединений. Структурная изомерия и стереоизомерия молекул. Химическая связь - общие представления. Виды химической связи. Полярность и поляризуемость связей и молекул, энергия связи. Валентность, степень окисления, электроотрицательность, эффективный заряд атома в молекуле.

11. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных схем. Механизмы образования ковалентной связи (обменный, донорный, дативный).

12. Направленность связей в пространстве, их гибридизация. Геометрия основных молекулярных систем.

13. Ковалентная связь. Квантово-химические представления. Метод линейных комбинаций атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Строение O_2 и N_2 , причины парамагнитных свойств кислорода. Делокализация электронной плотности (бутадиен, карбонат-ион).

14. Ионная связь, понятие об эффективном заряде, степени ионности соединений. Металлическая связь, теория Друде и Лоренца.

15. Основные классы неорганических соединений. Оксиды, классификация и номенклатура оксидов. Основные способы получения оксидов. Свойства оксидов.

16. Основные классы неорганических соединений. Гидроксиды (основания), классификация и номенклатура гидроксидов. Основные способы получения гидроксидов. Свойства гидроксидов.

17. Основные классы неорганических соединений. Кислоты, классификация и номенклатура кислот. Основные способы получения кислот. Свойства кислот.

18. Основные классы неорганических соединений. Соли, классификация и номенклатура солей. Основные способы получения солей. Свойства солей.

19. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного баланса и метод полуреакций примеры.

20. Вода и ее свойства. Растворы, методы выражения концентраций. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.

21. Растворимость, виды растворов. Влияние температуры на растворимость твердых веществ, газов. Закон распределения. Закон Генри. Давление пара раствора, температура кипения раствора. Температура плавления раствора. Диффузия, осмос. Осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа. Значение осмоса в биологии, применение в технике.

22. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева, вклад Каблукова в современную теорию сольволиза.

23. Диссоциация, автолиз, автолиты. Степень диссоциации, сила электролита. Константы кислотности, основности, закон разбавления Оствальда. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури.
24. Ионно-молекулярные уравнения, реакции нейтрализации. Произведение растворимости солей. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Роль индикаторов. pH в окружающей среде и в организме.
25. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.
26. Основные положения химической термодинамики. Открытые, закрытые, изолированные системы. Фаза. Параметры термодинамической системы - давление, объем, температура, концентрация. Виды состояния системы. Энергия системы.
27. Первое начало термодинамики - закон сохранения энергии. Энтальпия и энтропия, как функции состояния системы. Закон Гесса, второе начало термодинамики. Полная энергия системы (энергия Гиббса). Условия самопроизвольного осуществления процессов.
28. Основные положения химической кинетики. Условия осуществления химических процессов. Скорость химической реакции, линейные и нелинейные процессы. Закон действующих масс, константа скорости химических процессов. Скорости параллельных, последовательных реакций. Цепные процессы.
29. Зависимость скорости химических процессов от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Теория эффективных соударений, распределение Максвелла-Больцмана. Уравнение Аррениуса. Энергия активации. Молекулярность и порядок реакций. Катализ, катализаторы, ингибиторы. Механизм катализа.
30. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации; при изменении объема и давления; при изменении температуры. Принцип Ле Шателье.
31. Химические источники тока. Гальванические элементы, электродвижущая сила. Принципиальное устройство водородных топливных элементов. Работа аккумуляторов.
32. Электродные процессы, водородный электрод. Электролиз. Катодный и анодный процессы. Законы Фарадея.
33. Агрегатные состояния. Характеристики твердого, жидкого и газообразного состояния вещества. Плазма, плазмохимические процессы. Жидкокристаллическое состояние вещества, анизотропия свойств жидких кристаллов.
34. Дисперсные системы. Виды дисперсных систем. Свободнодисперсные и связнодисперсные системы, капиллярнодисперсные системы. Термодинамика дисперсных систем, причины их относительной устойчивости. Поверхностное напряжение. Коллоиды, виды коллоидов. Наночастицы и их практическое применение в химии, технике и медицине.
35. Сорбция. Адсорбция, абсорбция и хемосорбция. Практическое применение процессов сорбции. Жидкостная и газожидкостная хроматография.
36. Комплексные соединения. Основные положения координационной теории Вернера. Структура координационных соединений (комплексов). Комплексообразователь координационное число. Лиганды и их дентатность.
37. Общая характеристика s-элементов. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ, оксидов и гидроксидов.

38. Общая характеристика p-элементов периодической системы. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ и их соединений.
39. Общая характеристика d-элементов периодической системы. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ и их соединений.
40. Общая характеристика элементов I-VII A группы периодической системы (по одной подгруппе в вопросе). Электронное строение атомов, свойства простых веществ, основные свойства соединений элементов.

Примерные темы рефератов:

1. Соединения бора с галогенами, азотом. Оксид бора. Борные кислоты, их свойства. Применение бора и его соединений.
2. Алюминий. Природные соединения, получение, применение. Физические и химические свойства простого вещества. Оксида и гидроксида.
3. Жидкокристаллическое состояние вещества, анизотропия свойств жидких кристаллов.
4. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.
5. Оксиды углерода (II) и (IV). Строение молекул, свойства, получение, применение. Угольная кислота и ее соли. Карбонилы металлов, их строение и применение.
6. Азот: нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Проблема связанного азота.

Примерные темы докладов:

1. Азотная кислота. Электронное строение и геометрия молекулы. Получение, свойства и применение. Нитраты, их термическая устойчивость, физиологическое действие.
2. Фосфор. Нахождение в природе, получение. Аллотропия, физические и химические свойства. Фосфин: строение молекулы, получение, свойства. Фосфиды: получение, гидролиз.
3. Сравнительная характеристика водородных соединений серы, селена и теллура. Строение молекул, химическая связь в них, прочность и восстановительные свойства. Физические и химические свойства. Получение, применение.
4. Оксиды серы. Их получение, строение молекул, физические и химические свойства.
5. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительная двойственность сульфит-иона.
6. Серная кислота и ее соли. Получение, физические и химические свойства. Олеум и полисерные кислоты.
7. Экологическое воздействие соединений серы.
8. Особенности химии фтора. Его физические и химические свойства, получение. Физиологическое действие фторидов. Плавиковая кислота и ее соли.

Примерные темы презентаций

1. Кислородсодержащие кислоты хлора. Изменение их силы, прочности и окислительной способности с увеличением степени окисления хлора. Типы распада хлорноватистой кислоты.
2. Водородные соединения галогенов. Изменение устойчивости, силы и восстановительной способности. Физические и химические свойства, способы получения чистых галогеноводородов. Хлороводород и соляная кислота.
3. Марганец. Строение атома, возможные степени окисления. Природные соединения, способы получения. Физические и химические свойства простого вещества. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления марганца. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца различных степеней окисления в зависимости от pH среды.
4. Характеристика элементов триады железа. Особенности положения в периодической системе согласно строению их атомов. Природные соединения, получение. Физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды, соли железа. Качественные реакции на ионы Fe^{3+} и Fe^{2+} . Коррозия железа.
5. Кобальт и никель. Строение атомов, возможные степени окисления. Природные соединения, получения, физические и химические свойства. Получение и свойства гидроксидов. Комплексные соединения.
6. Характеристика оксидов и гидроксидов элементов подгруппы меди в различных степенях окисления. Комплексные соединения меди, серебра и золота, их строение, свойства и применение.

5.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Освоение дисциплины предусматривает опрос, доклад, презентацию, реферат, тестирование, выполнение лабораторных занятий в форме задания по практической подготовке.

Максимальное количество баллов по дисциплине - 100 баллов.

Максимальное количество баллов, которое может набрать студент в течение семестра за различные виды работ – 70 баллов. Максимальная сумма баллов, которые студент может получить на экзамене – 30 баллов.

Требования к экзамену

Экзамен проводится по вопросам. На экзамене студенты должны давать развернутые ответы на теоретические вопросы, проявляя умение делать самостоятельные обобщения и выводы, приводя достаточное количество примеров.

Шкала оценивания экзамена

Критерий оценивания	Баллы
Полно раскрыто содержание материала в объеме программы; четко и правильно даны определения и раскрыто содержание понятий; верно использованы научные термины; для доказательства использованы различные умения, выводы из наблюдений и опытов; ответ самостоятельный, использованы ранее приобретенные знания.	20-30
Раскрыто основное содержание материала; в основном правильно даны определения понятий и использованы научные термины; определения понятий неполные, допущены незначи-	11-19

тельные нарушения последовательности изложения, небольшие неточности при использовании научных терминов или в выводах и обобщениях из наблюдений и опытов.	
Усвоено основное содержание учебного материала, но изложено фрагментарно, не всегда последовательно; определения понятий недостаточно четкие; не использованы в качестве доказательства выводы и обобщения из наблюдений и опытов или допущены ошибки при их изложении; допущены ошибки и неточности в использовании научной терминологии, определении понятий.	6-10
Основное содержание вопроса не раскрыто; не даны ответы на вспомогательные вопросы; допущены грубые ошибки в определении понятий, при использовании терминологии.	0-5

Итоговая шкала выставления оценки по дисциплине

Итоговая оценка по дисциплине выставляется по приведенной ниже шкале. При выставлении итоговой оценки преподавателем учитывается работа студента в течение всего срока освоения дисциплины, а также баллы, полученные на промежуточной аттестации.

Баллы, полученные обучающимся в течение освоения дисциплины	Оценка по дисциплине
81-100	Отлично
61-80	Хорошо
41-60	Удовлетворительно
0-40	Неудовлетворительно

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И РЕСУРСНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1. Основная литература:

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов. - 10-е изд. - СПб. : Лань, 2019. - 744с. – Текст: непосредственный
2. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т : учебник для вузов. — 20-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 353 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.urait.ru/bcode/512502>
<https://www.urait.ru/bcode/512503>
3. Ершов, Ю.А. Общая химия: биофизическая химия; химия биогенных элементов : учебник для вузов в 2-х кн. / Ю. А. Ершов, В. А. Попков, А. С. Берлянд. - 10-е изд. - М. : Юрайт, 2019.

6.2. Дополнительная литература:

1. Гусейханов, М.К. Современные проблемы естественных наук : учеб.пособие / М. К. Гусейханов, Магомедова У.Г.-Г., Ф. М. Гусейханова. - 6-е изд. - СПб. : Лань, 2018. - 276с. – Текст: непосредственный
2. Мартынова, Т.В. Химия: учебник и практикум для вузов/ Т.В. Мартынова, И.В. Артамонова, Е.Б. Годунов. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 368 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.urait.ru/bcode/511370>
3. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 1. Теоретические основы : учебник и практикум для вузов / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 211 с. —Текст : электронный. — URL: <https://www.urait.ru/bcode/514851>
4. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия в 2 ч. Часть 2. Химия элементов : учебник и практикум для вузов / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 322 с. — Текст : элек-

тронный — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/514852>

5. Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для вузов / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 507 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/511226>
6. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / под ред. Э. Т. Оганесяна. — Москва : Юрайт, 2023. — 447 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/510944>
7. Практикум по общей химии : учебное пособие для вузов / под ред. В. А. Попкова. — Москва : Юрайт, 2023. — 248 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/530502>
8. Пузаков, С. А. Общая химия, сборник задач и упражнений : учебное пособие для вузов / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. — 5-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 251 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/510717>
9. Росин, И. В. Общая и неорганическая химия в 3 т. Т. 1. Общая химия : учебник для вузов / И. В. Росин, Л. Д. Томина. — Москва : Юрайт, 2023. — 426 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/511256>
10. Тупикин, Е. И. Химия. В 2 ч. Часть 1. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 385 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/513685>
11. Химия : учебник для вузов / под ред. Г. Н. Фадеева. — 2-е изд. — Москва : Юрайт, 2023. — 431 с. — Текст : электронный. — URL: <https://www.ura.it.ru/bcode/511030>

6.3.Ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»:

- <http://www.Alhimik.ru>
- <http://ru.encydia.com/en/>
- <http://www.lomonosov-fund.ru/enc/ru/encyclopedia>
- <http://slovari.yandex.ru/>
- <http://znanium.com>

7. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

1. Методические рекомендации по подготовке к практическим и лабораторным занятиям
2. Методические рекомендации по организации самостоятельной работы обучающихся

8.ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Лицензионное программное обеспечение:

Microsoft Windows
Microsoft Office
Kaspersky Endpoint Security

Информационные справочные системы:

Система ГАРАНТ
Система «КонсультантПлюс»

Профессиональные базы данных:

fgosvo.ru – Портал Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования

pravo.gov.ru - Официальный интернет-портал правовой информации

www.edu.ru – Федеральный портал Российское образование

Свободно распространяемое программное обеспечение, в том числе отечественного производства

ОМС Плеер (для воспроизведения Электронных Учебных Модулей)

7-zip

Google Chrome

9.МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение дисциплины включает в себя:

- учебные аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, укомплектованные учебной мебелью, доской, демонстрационным оборудованием;
- помещения для самостоятельной работы, укомплектованные учебной мебелью, персональными компьютерами с подключением к сети Интернет и обеспечением доступа к электронным библиотекам и в электронную информационно-образовательную среду университета;
- лаборатория, оснащенная оборудованием: персональными компьютерами с подключением к сети Интернет, наборами демонстрационного оборудования и учебно-наглядными пособиями.

