

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Наумова Наталья Александровна
Должность: Ректор
Дата подписания: 27.12.2024 14:17:19
Уникальный программный ключ:
6b5279da4e034bffa679172803da5b7b5559fc69e2

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования

ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ»

(ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ ПРОСВЕЩЕНИЯ)

Факультет естественных наук
Кафедра теоретической и прикладной химии

Согласовано

и.о. декана факультета естественных наук

« 25 » 03 2024 г.

/Лялина И.Ю./

Согласовано

деканом медицинского факультета

« 25 » 03 2024 г.

/Куликов Д.А./

Рабочая программа дисциплины

Химия

Специальность

31.05.01 Лечебное дело

Квалификация

Врач-лечебник

Форма обучения

Очная

Согласовано учебно-методической комиссией
факультета естественных наук

Протокол « 25 » 03 2024 г. № 1

Председатель УМКом _____
/Лялина И.Ю./

Рекомендовано кафедрой теоретической
и прикладной химии

Протокол от « 29 » 02 2024 г. № 7

Зав. кафедрой _____
/Васильев Н.В./

Мытищи
2024

Авторы-составители:

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

Рабочая программа дисциплины «Химия» составлена в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 31.05.01 Лечебное дело, утвержденного приказом МИНОБРНАУКИ РОССИИ от 12.08.2020 г. № 988.

Дисциплина входит в модуль «Модуль профильной направленности», в обязательную часть Блока 1 «Дисциплины (модули)» и является обязательной для изучения.

Год начала подготовки (по учебному плану) 2024

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.....	11
5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	16
6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И РЕСУРСНОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	31
7. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ.....	33
8. ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	33
9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	33

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ

1.1. Цель и задачи дисциплины

Цель освоения дисциплины - подготовка высококвалифицированных специалистов в области медицины, способных понимать и выполнять задачи медицины с привлечением методов химии, выполнять лабораторные исследования химическими методами, самостоятельно планировать ход работы с химическими веществами 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 основных разделов 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 -5. Способен оценивать морфофункциональные, физиологические состояния и патологические процессы в организме человека для решения профессиональных задач

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Дисциплина входит в модуль «Модуль профильной направленности», 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 «Медицинская физика с основами статистики», а также знания, полученные при изучении химии в средней школе. Дисциплина «Химия» является основой для последующего изучения дисциплины: «Биохимия», а также дисциплин модуля профильной направленности, поскольку формирует знания о составе и строении вещества, составе и химических основах функционирования живого вещества, а также формирует представления о естественных и техногенных процессах.

В результате освоения дисциплины 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.

3. ОБЪЕМ И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Объем дисциплины

Показатель объема дисциплины	Форма обучения
	Очная
Объем дисциплины в зачетных единицах	4
Объем дисциплины в часах	144

Контактная работа	80,3
Лекции	16
Лабораторные занятия	36
Практические занятия	26
Контактные часы на промежуточную аттестацию:	2,3
Предэкзаменационная консультация	2
Экзамен	0,3
Самостоятельная работа	54
Контроль	9,7

Форма промежуточной аттестации: экзамен во 2 семестре.

3.2.Содержание дисциплины

Наименование разделов (тем) Дисциплины с кратким содержанием	Кол-во часов		
	Лек- ции	Прак- тиче- ские занятия	Лабора- торные занятия
1 семестр			
Раздел I. Строение вещества на атомном и молекулярном уровнях			
Тема 1. Химический элемент. Строение атома Основа квантово-механической теории строения атома. Атомное ядро: элементарные частицы, нейтрон, протон, ядерные силы притяжения и отталкивания, изотопы, изобары. Использование изотопов в медицине для терапии, диагностики стерилизации медицинского оборудования и инструментов. Состояние электрона в атоме. Физический смысл уравнения Шредингера. Характеристики атомных орбиталей, квантовые числа. Электронные конфигурации атомов. Принцип минимума энергии, правила Клечковского, правило Хунда, принцип Паули.	1	1	
Тема 2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Современная формулировка периодического закона. Структура периодической системы: периоды, группы, подгруппы. Классификация элементов по электронным семействам: s-,p-,d-, f- элементы; их положение в периодической системе. Проявление периодичности изменения свойств веществ симбатное изменению электронного строения их атомов. Свойства изолированных атомов: радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Их изменения в периодах и подгруппах периодической системы. Изменение металлических и неметаллических свойств веществ в периодах и подгруппах периодической системы. Диагональные сходства в периодической системе.	1	1	

Тема 3. Строение вещества. Химические связи. Ковалентная, ионная, металлическая химические связи. Виды межмолекулярного взаимодействия, водородная связь. Общие свойства химической связи: длина, энергия. Особенности ковалентной связи с позиций метода валентных связей: механизмы образования, насыщенность, направленность, полярность. Ионная связь: механизм образования, ненасыщенность, ненаправленность. Особенности свойств ионных соединений. Металлическая связь: механизм образования по модели Лоренца-Друде. Особенности физических и химических свойств металлов. Виды межмолекулярного взаимодействия. Ориентационные, индукционные, дисперсионные взаимодействия. Водородная связь: механизм образования. Особенности свойств веществ с внутри- и межмолекулярными водородными связями.	2	2	
Раздел II. Классификация и свойства основных неорганических химических веществ Неметаллы и металлы. Свойства соединений в зависимости от природы химических связей. Кислотные, основные и амфотерные соединения.			
Тема 1. Простые и сложные вещества Оксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, химические свойства. Гидроксиды. Классификация, номенклатура, методы получения, химические свойства.		1	
Тема 2. Простые и сложные вещества Кислоты. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства. Соли. Классификация, номенклатура, методы получения, химические свойства.		1	
Раздел III. Основные химические понятия и стехиометрические законы			
Тема 1. Основные понятия химии, физические величины и единицы их измерения, используемые в химии. Стехиометрические законы химии Химический элемент, атом, молекула, простое и сложное вещество, аллотропия, химическая реакция, эквивалент. Относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, атомная единица массы, количество вещества, количество вещества эквивалента, моль, молярная масса, молярный объем газов, молярная масса эквивалента. Объединенный газовый закон Менделеева-Клапейрона. Закон Авогадро. Закон эквивалентов. Расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций.		2	
Раздел IV. Основы химической термодинамики, кинетика химических процессов, химическое равновесие			
Тема 1. Термодинамика как основа биоэнергетики Термодинамическое равновесие, термодинамические параметры, определяющие состояние системы. Первый закон термодинамики. Энтальпия как функция состояния системы.	1	1	2

Экзотермические и эндотермические процессы. Закон Гесса и его следствия. Энтропия, второй закон термодинамики. Свободная энергия (энергия Гиббса). Условия самопроизвольного осуществления химических процессов. Потенциальные поверхности химических реакций, координаты реакций.			
Тема 2. Кинетика химических 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. Реакционная способность веществ. Катализ. Виды катализа. Гетерогенные и гомогенные катализаторы. Роль катализаторов в биологических процессах, природе и технологии. Ферментативный катализ.	1	1	2
Тема 3. Химическое равновесие Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, его кинетические и термодинамические условия. Константа равновесия. Смещение химического равновесия, факторы, влияющие на него. Принцип Ле-Шателье.		1	
Раздел V. Растворы: процессы, осуществляемые в растворах, диссоциация, реакции ионного обмена			
Тема 1. Растворы Растворители полярного и неполярного типов. Вода - основной растворитель в природе. Состав, свойства, электронное и пространственное строение молекулы воды. Водородные связи и ассоциация молекул воды в жидком и твердом состоянии. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Истинные растворы. Механизмы растворения. Тепловой эффект процесса растворения. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева. Кристаллогидраты. Растворимость твердых веществ в воде. Влияние температуры на растворимость твердых веществ. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации вещества в растворах.	1	1	2
Тема 2. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов Законы Рауля, Вант-Гоффа. Депрессия температур замерзания растворов, повышение температур кипения растворов. Диффузия. Осмос, осмотическое давление и его роль в клеточных мембранах. Изотонические растворы. Технические и экологические применения осмоса (обратного осмоса).	1	1	
Тема 3. Свойства растворов электролитов Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Катионы и анионы. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Закон разбавления		1	

Остальда.			
Тема 4. Гомо- и гетерогенные равновесия в растворах электролитов Гидролиз. Степень и константа гидролиза. Смещение равновесия при гидролизе. Необратимый гидролиз. Производство растворимости солей. Условия образования и растворения осадка. Образование малорастворимых соединений в организме человека.		1	
Раздел VI. Электрохимия			
Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы Типичные окислители и восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность). Классификация окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного и электронно-ионного баланса. Окислительно-восстановительные потенциалы, стандартный водородный электрод. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов. Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе.		1	2
Раздел VII. Химия комплексных соединений			
Тема 1. Строение, классификация и свойства комплексных соединений Основные положения теории координационных соединений А. Вернера. Структура комплексных соединений: внутренняя и внешняя сферы, комплексообразователь, лиганды. Классификации и номенклатура комплексных соединений. Химические связи в комплексных соединениях. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Константа нестойкости. Важнейшие комплексоны: хелаты различных типов, циклические комплексоны (порфирины, хлорины, краун-эфиры). Важнейшие примеры комплексообразования в биологических объектах: хлорофилл, гемоглобин, Ко-ферменты.		2	
Итого, 1 семестр	8	18	8
2 семестр			
Раздел VIII. Химия биогенных элементов			
Тема 1. Свойства биогенных s-элементов и их соединений. Общая характеристика элементов IA и IIA групп Сравнение свойств изолированных атомов, степени окисления, физические и химические свойства простых веществ, оксидов и гидроксидов. Соли. Водород и его свойства. Водород и его свойства. Поведение водорода в природе и применение в энергетике. Металлы IA и IIA групп, Li, Na, K, Ca, Mg. Щелочные и щелочноземельные металлы. Их физиологическая роль в организме. Соединения кальция как основа опорно-двигательной системы. Катионы s-элементов - активаторы ферментных систем.	1	2	2
Тема 2. Биогенные p-элементы. Углерод и его неоргани-	1		2

ческие соединения Аллотропные модификации: графит, алмаз, карбин, лонсдейлит, фуллерены, графен. Физические свойства, области применения. Химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV). Лабораторные и промышленные способы получения, строение молекул, свойства, применение. Угольная кислота и ее соли. Жесткость воды. Строение карбонат-иона. Термическая устойчивость и растворимость в воде и гидролиз кислых и средних карбонатов. гидрокарбонатная буферная система организма человека. механизм поддержания pH крови. Токсичные неорганические соединения углерода (синильная кислота, оксид углерода II, фосген).			
Тема 3. Биогенные р-элементы. Азот и его соединения Азот. Электронное строение атома, возможные степени окисления. Физические и химические свойства простого вещества. Причины химической инертности азота. Водородные соединения азота. Аммиак, и его свойства, соли аммония. Гидразин, гидроксилламин, азидоводород, их строение и свойства. Оксиды азота: химическая связь и строение молекул, свойства. Физиологическая активность оксидов азота. Азотная кислота и Азотистая кислота и их соли. Получение, свойства. Нитраты и нитриты, особенности химических свойств, их воздействие на организм человека.	2		4
Тема 4. Биогенные р-элементы VA группы Фосфор и его соединения. Электронное строение атома, степени окисления. Физические и химические свойства простого вещества. Оксиды фосфора (III),(V): состав, строение молекул, свойства. Кислоты фосфора, их свойства, поведение в растворах. Фосфаты - нетоксичная форма нахождения фосфора в организме человека. Роль фосфатов в формировании опорно-двигательной системы человека, поддержании гомеостаза, и энергетике физиологических процессов. Мышьяк, сурьма, их основные соединения и физиологическое действие.			2
Тема 5. Биогенные р-элементы. Кислород и его соединения Электронное строение атома, степени окисления. Строение молекулы, аллотропия (строение молекулы и свойства озона). Физические и химические свойства, применение. Соединения кислорода. Пероксиды, особенности свойств пероксида водорода. Физиологическое действие активных форм кислорода на организм человека, антиоксиданты. Защитный озоновый слой атмосферы.		2	2
Тема 6. Биогенные р-элементы. Сера и ее соединения Электронное строение атома, степени окисления. Аллотропия серы, строение модификаций. Физические и химические свойства простого вещества.			2

Сероводород и сульфиды, их свойства. Оксиды серы (IV) и (VI) . Строение молекул, получение, свойства. Серная кислота и сернистая кислоты, сульфаты и сульфиты. Физические и химические свойства. Физиологическая роль соединений серы.			
Тема 7. Биогенные p-элементы. Галогены и их соединения Общая характеристика. Химическая связь в молекулах простых веществ. Особенности фтора и его соединений. Биологическая роль фторидов, экологическое воздействие и применение его соединений. Хлор. Электронное строение атома, степени окисления. Физические и химические свойства простого вещества. Хлороводород и соляная кислота, физические и химические свойства. Хлориды. Роль хлорид-ионов в поддержании осмотического давления и водно-солевого обмена в клетке, pH желудочного сока и активности пепсина. Кислородсодержащие соединения хлора: оксиды, кислоты. Сравнение строения молекул, силы, прочности и окислительной способности кислот. Гипохлориты, хлораты, перхлораты, их свойства. Хлорная известь. Дезинфицирующие и отбеливающие свойства соединений хлора, их применение для очистки воды. Бром, йод и их соединения. Сравнение кислотных и окислительно-восстановительных свойств водородных и кислородсодержащих соединений. Физиологическое воздействие на человека неорганических соединений йода и брома.	2	2	2
Тема 8. Биогенные d - элементы Положение в периодической системе и закономерности изменения свойств изолированных атомов в декадах и подгруппах. Особенности химии d-элементов: многообразие степеней окисления, комплексообразовательная способность и каталитическая активность. Роль d- элементов как центров ферментативных систем и катализаторов окислительно-восстановительных реакций. Физиологическое действие тяжелых металлов.	2		2
Тема 9. Биогенные d - элементы. Хром и его соединения Электронное строение атома, степени окисления. Свойства простого вещества, оксидов и гидроксидов в разных степенях окисления. Окислительные свойства. Особенности комплексообразования. Биологическая роль хрома как микроэлемента в регуляции углеводного обмена.			2
Тема 10. Биогенные d - элементы. Марганец и его соединения Соединения марганца (II), (III), (IV), (V), (VI), (VII). Сравнение свойств оксидов и гидроксидов марганца в разных степенях окисления. Манганаты и перманганаты, их окислительно-восстановительные свойства в зависимости от условий проведения реакции. Комплексные соединения мар-			2

ганца.			
Тема 11. Биогенные d - элементы. Железо, кобальт и их соединения Особенности побочной подгруппы 8 группы: деление элементов на семейства железа и платиновых металлов. Причины горизонтальных аналогий. Особенности строения атомов, степени окисления. Химические свойства простых веществ, их оксидов, гидроксидов, солей. Важнейшие комплексные соединения железа, кобальта с неорганическими и органическими лигандами: гемовые соединения, цианокоболамин.		2	2
Тема 12. Биогенные d - элементы. Медь, цинк и их соединения Особенности строения атомов, степени окисления. Физические и химические свойства простых веществ, оксидов, гидроксидов и солей в различных степенях окисления атомов. Комплексные соединения с неорганическими лигандами. Важнейшие комплексные соединения меди и цинка с органическими лигандами: белок церулоплазмин, цитохром оксидаза, карбоксипептидаза, супероксиддисмутаза.			4
Итого, 2 семестр	8	8	28
Итого	16	26	36

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Темы для самостоятельного изучения	Изучаемые вопросы	Количество часов	Формы самостоятельной работы	Методическое обеспечение	Формы отчетности
Раздел I. Строение вещества	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 притяже-	6	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос

	ния 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. Ионная связь и ее свойства, степень ионности связи. Металлическая связь, ее природа и особенности. Дальние связи - межмолекулярные взаимодействия. Ориентационные, индукционные, дисперсионные взаимодействия. Донорно-акцепторные взаимодействия (водородные связи).				
Раздел II. Классификация и свойства основных неорганических химических веществ.	Неметаллы и металлы. 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.	6	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос

Раздел III. Основные химические законы	Основные химические понятия и законы. Основные этапы развития химии	6	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	
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 закон термодинамики. Свободная энергия (энергия Гиббса). Энергетика химических процессов. Условия самопроизвольного осуществления химических процессов. 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 гомоген-	6	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос

	ные 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.				
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 физических 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 биогеоценозе. 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 диссоциа-	4	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос

	ции кислот, оснований. Произведение растворимости солей. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Вода как электролит. Концентрация ионов гидроксония и гидроксид-анионов. Ионное произведение воды. Водородный показатель, pH. Определение кислотности и основности растворов. 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	Окислительно-восстановительные процессы. Типичные окислители и восстановители, окислительно-восстановительная двойственность (амфотерность). Значение окислительно-восстановительных процессов в биогеоценозе. Окислительно-восстановительные потенциалы, стандартный водородный электрод. Электрохимические устройства: гальванические элементы, аккумуляторы, топливные элементы (водородная энергетика).	2	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос
Раздел VII. Химия комплексных соединений	Структура координационных соединений. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера. Координационная связь. Комплексообразователь и его координационное число. Лиганды (комплекс-	4	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос

	ны) и дентатность. Внутренняя сфера, внешняя сфера, заряд комплексного иона. 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, B. Свойства биогенных металлов. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al)	16	Работа с учебной литературой и ресурсами сети «Интернет»	Основная и дополнительная литература, интернет-ресурсы	устный опрос
Итого:		54			

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 -5. Способен оценивать морфофункциональные, физиологические состояния и патологические процессы в организме человека для решения профессиональных задач	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-5	Пороговый	1. Работа на учебных занятиях 2. Самостоятельная работа	Знать: -теорию системного подхода; последовательность и требования к осуществлению поисковой и аналитической деятельности для решения поставленных задач. -действующие правовые нормы, имеющиеся ресурсы и ограничения; -алгоритмы поиска оптимальных способов решения задач в рамках поставленной цели; -способы определения совокупности взаимосвязанных задач в рамках поставленной цели работы, обеспечивающих ее достижение; -базовые термины и понятия в области химии; -основные законы химии; Уметь: - выделять этапы решения и действия по решению	Устный опрос, выполнение лабораторных работ	Шкала оценивания устного опроса Шкала оценивания выполнения лабораторной работы

			задачи; находить, критически анализировать и выбирать информацию, необходимую для решения поставленной задачи; рассматривать различные варианты решения задачи, оценивая их преимущества и риски; грамотно, логично, аргументировано формулировать собственные суждения и оценки; отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности; определять и оценивать практические последствия возможных решений задачи. - проектировать решение конкретной задачи проекта, выбирая оптимальный способ ее решения, исходя из действующих правовых норм и имеющихся ресурсов и ограничений; -использовать навыки лабораторной работы и методы химии, физики, математического моделирования и ма-		
--	--	--	---	--	--

			тематической статистики в профессиональной деятельности -применять химические знания в учебной и профессиональной деятельности;		
	Продвинутый	1. Работа на учебных занятиях 2. Самостоятельная работа	Знать: - технологию проектирования ожидаемых результатов решения поставленных задач -базовые и современные представления в области химии; -основные современные направления развития химии Уметь: - качественно решать конкретные задачи (исследования, проекта, деятельности) за установленное время; -публично представлять результаты решения задач исследования, проекта, деятельности. -применять химические знания в учебной и профессиональной деятельности; проводить экспериментальные разработки с применением химических методов; -создавать модели и реализовывать теоретические и	Устный опрос, тестирование	Шкала оценивания устного опроса Шкала оценивания тестирования

			экспериментальные исследования для решения задач профессиональной деятельности Владеть: - оценкой практических последствий возможных решений поставленных задач - методами статистического оценивания и проверки гипотез, прогнозирования перспектив и социальных последствий своей профессиональной деятельности; - основными методами безопасной работы с веществом		
--	--	--	--	--	--

Описание шкал оценивания

Шкала оценивания тестирования (Макс 4 баллов)

Процент правильных ответов	Баллы
81-100%	4
61-80%	3
41-60%	2
21-40%	1
0-20%	0

Шкала оценивания устного опроса (Макс. 4)

Показатель	Балл
Свободное владение материалом	4
Достаточное усвоение материала	3
Поверхностное усвоение материала	1-2
Неудовлетворительное усвоение материала	0

Шкала оценивания выполнения лабораторной работы
(макс. 36 баллов)

Критерии оценивания	Кол-во баллов
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

Шкала оценивания выполнения и защиты практической работы
(макс. 26 баллов)

Критерии оценивания	Кол-во баллов
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

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

1. Экспериментальные доказательства сложного строения атома. Фотоэффект, катодные лучи, явление радиоактивности. Квантово-механическая теория строения атома. Принципы и правила распределения электронов в атоме. Квантовые числа.
2. Периодический закон – основа химической систематики. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Проявления периодичности изменения свойств элементов симбатное изменению электронного строения, диагональное сходство. Металлы и неметаллы, потенциалы ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность элементов.
3. Количественные характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, валентный угол). Виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Метод валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия: водородная связь, Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия.
4. Основные классы неорганических соединений. Оксиды, основания, амфотерные гидроксиды, кислоты, соли. Классификация, номенклатура, методы получения, основные свойства
5. Основные понятия и законы химии. Уравнение Клайперона-Менделеева. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Расчеты по закону эквивалентов.

6. Растворы электролитов и неэлектролитов. Способы выражения концентрации растворов. Приготовление растворов заданной концентрации.
7. Электролитическая диссоциация. Особенности диссоциации сильных и слабых электролитов. Водородный показатель. Расчет концентрации продуктов диссоциации.
8. Гомогенные и гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Обратимый и необратимый гидролиз. Расчет pH растворов гидролизующихся солей. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.
9. Основные понятия химической термодинамики. Расчеты по следствиям из закона Гесса. Экзотермические и эндотермические процессы. Стандартные энтальпии образования вещества.
10. Кинетика химических реакций: закон действующих масс, уравнение Аррениуса, понятие о катализе, физический смысл действия катализаторов. Химическое равновесие и условия его смещения. Принцип Ле Шателье.
11. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР), их классификация. Окислительно-восстановительные потенциалы. Составление уравнений ОВР (электронный и электронно-ионный балансы). Условие возможности протекания ОВР.
12. Комплексные соединения: состав, классификация, номенклатура, химическая связь с позиций теорий валентных связей и кристаллического поля.
13. Комплексные соединения: получение и условия разрушения в растворах. Константа нестойкости. Получение, изучение свойств комплексных соединений и их разрушение.
14. Роль металлов в живых организмах: Li, Na, K, Ca, Mg, (компоненты металлоферментов - микроэлементы Fe, Mn, Cu, Mo, Zn, Co, Mn, Al).
15. Роль неметаллов в живых организмах: органогены (C, H, O, N, P, S, Cl, Si). Свойства микроэлементов F, Br, I, Se, B.

Примерные вопросы для устного опроса

1. Стехиометрические законы химии.
2. Квантово-механические представления о строении атома.
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, гомогенный, гетерогенный, ферментативный катализ, привести примеры. Энергия активации.
8. Вода и ее молекулярное строение. Аномальные свойства воды.
9. Свойства растворов. Депрессия температур плавления растворов, повышение температур кипения растворов.
10. Влияние температуры на растворимость твердых веществ.
11. Биогенные элементы и их классификация. Закономерности распределения биогенных элементов в Периодической системе элементов. Заболевания, связанные с дефицитом и избытком микроэлементов.
12. Общая характеристика s-элементов. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ. Биологическая роль соединений натрия. Лекарственные препараты в состав которых входят соединения натрия.

13. Общая характеристика s-элементов. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ. Биологическая роль соединений калия. Лекарственные препараты, в состав которых входят соединения калия.
14. Общая характеристика элементов IIА группы. Биологическая роль магния. Лекарственные препараты, в состав которых входят соединения магния.
15. Общая характеристика элементов IIА группы. Биологическая роль кальция. Соединения кальция в костной ткани, изоморфное замещение. Лекарственные препараты, в состав которых входят соединения кальция. Гипс.
16. Биогенные элементы VIIА группы. Биологическая роль иода и брома. Заболевания, связанные с их недостатком в организме.
17. Общая характеристика p-элементов периодической системы. Биогенные элементы VIА группы. Сера, ее электронная структура, физические свойства и биологическая роль. Серосодержащие лекарственные препараты.
18. Биогенные элементы VA группы. Азот. Его электронная структура, физические свойства и биологическая роль. Оксиды азота, аммиак и их применение в медицинской практике.
19. Биогенные элементы VA группы. Фосфор. Его электронная структура, физические свойства и биологическая роль. Содержание фосфора в организме человека. Состав АТФ. Терапевтическое применение препаратов фосфора. Заболевания, связанные с его недостатком в организме.
20. Основные положения теории координационных соединений А. Вернера.
21. Классификация комплексов. Диссоциация комплексов и их устойчивость. Теория Вернера.

Задачи для устного опроса.

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

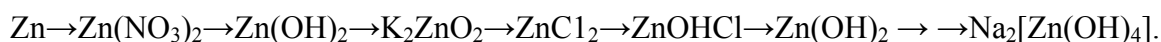
Каков выход нитрата аммония, если для получения 18,7 кг его затрачен раствор, содержащий 15,2 кг азотной кислоты?

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.

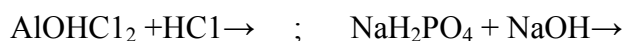
Вычислите молярные массы следующих веществ: $CrPO_4$, $Mg_2P_2O_7$, $AlCl_3 \cdot 6H_2O$, $Fe(NO_3)_3$, $(NH_4)_2SO_4$.

Осуществите превращения:

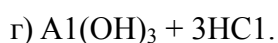
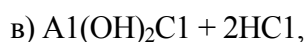
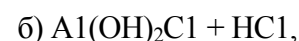


Укажите тип химической связи и объясните геометрию молекул CH_4 , NH_3 , H_2O . Почему в ряду этих веществ существенно увеличиваются температуры кипения? (от -164° до $100^\circ C$).

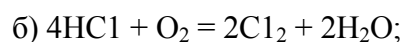
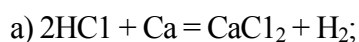
Закончите уравнения реакций, назовите соли и графически изобразите их формулы:

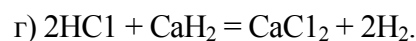
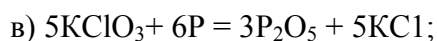


Продуктами гидролиза соли хлорида алюминия по первой ступени являются:



Атом хлора является окислителем в реакции:





Примерные вопросы к тестированию

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

№ 1. Формулы веществ, пропущенные в уравнении реакции,
 $\text{H}_2\text{S} + \dots = \text{H}_2\text{O} + \dots$

имеют вид:

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

№ 2. 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. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

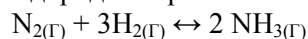
№ 3. Для нейтрализации 150 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л требуется раствор, содержащий _____ грамма (ов) уксусной кислоты

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

№ 4. 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

№ 5. 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

№ 6. 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

№ 7. 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

№ 8. 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

№ 9. Оксиды образуются при:

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

№ 10. При разбавлении раствора электролита диссоциация молекул

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

№ 11. Изотопы одного элемента отличаются количеством

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

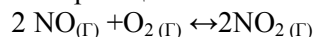
№ 12. Для получения углекислого газа в лаборатории используется реакция

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. $\text{CaCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

№ 13. 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. Для увеличения скорости прямой реакции



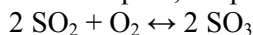
в 1000 раз, необходимо увеличить давление в системе в _____ раз (а)

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

№ 16. 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. $\text{HClO}_3 + \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow$

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



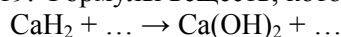
увеличится в _____ раз (а)

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

№ 18. 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. $\text{CaCl}_2 + 2 \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow (\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca} + 2 \text{NaCl}$

№ 19. Формулы веществ, которые надо добавить на 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

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.
2. Атомные и молекулярные массы, постоянная Авогадро, молярная масса и мольный объем вещества, газовые законы химии. Понятие об эквиваленте, закон эквивалентов.
3. Строение атома. Исторические аспекты и современное состояние вопроса. Модели построения атома. Современная модель строения атома. Строение ядра.
4. Квантовые числа, их физический смысл, как параметров описывающих состояние электрона в атоме. Правила распределения электронов в многоэлектронных атомах.
5. Принцип минимума энергии, запрет Паули, правило Хунда, правила Клечковского. Построение электронных конфигураций атомов и ионов. s, p, d, f – элементы.
6. Периодический закон Менделеева, старая и современная формулировка. Связь заполнения периодической системы со строением атома. Краткая характеристика свойств элементов в группах и периодах таблицы Менделеева. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.
7. Оксиды, классификация и номенклатура оксидов. Основные способы получения оксидов. Свойства оксидов.
8. Гидроксиды (основания), классификация и номенклатура гидроксидов. Основные способы получения гидроксидов. Свойства гидроксидов.
9. Кислоты, классификация и номенклатура кислот. Основные способы получения кислот. Свойства кислот.
10. Соли, классификация и номенклатура солей. Основные способы получения солей. Свойства солей.
11. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Степень окисления. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного и электронно-ионного баланса.
12. Растворы, способы выражения концентраций. Вода и ее свойства. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.
13. Растворы неэлектролитов. Диффузия, осмос. Осмотическое давление, уравнение Вант-Гоффа. Значение осмоса в биологии и медицине.
14. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева.
16. Теория кислот и оснований. Диссоциация. Константа и степень диссоциации, сила электролита. Закон разбавления Оствальда.
17. Электролитическая диссоциация. Особенности диссоциации сильных и слабых электролитов. Водородный показатель. Расчет концентрации продуктов диссоциации.
18. Диссоциация воды, ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Шкала pH. Индикаторы. Биологическая роль воды. Дистиллированная и апиrogenная вода.
19. Гомогенные и гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Обратимый и необратимый гидролиз. Расчет pH растворов гидролизующихся солей.
20. Произведение растворимости. Условия выпадения и растворения осадков.

21. Основные понятия химической термодинамики. Энтальпия и энтропии, как функции состояния системы. Расчеты по следствиям из закона Гесса.
22. Полная энергия системы (энергия Гиббса). Условия самопроизвольного осуществления процессов.
23. Основные положения химической кинетики. Условия осуществления химических процессов. Средняя и мгновенная скорости химической реакции. Влияние различных факторов на скорость химической реакции (температура, природа реагирующих веществ, давление, катализатор).
24. Закон действующих масс, константа скорости химических процессов. Скорости параллельных, последовательных реакций. Цепные процессы.
25. Зависимость скорости химических процессов от температуры. Эмпирическое правило Вант-Гоффа. Теория эффективных соударений. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
26. Катализ, катализаторы, ингибиторы. Механизм катализа. Энергия активации. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный, ферментативный катализ.
27. Обратимые и необратимые процессы. Химическое равновесие, константа равновесия. Смещение равновесия при изменении концентрации; при изменении объема и давления; при изменении температуры. Принцип Ле Шателье.
28. Химическая связь - общие представления. Виды химической связи. Полярность и поляризуемость связей и молекул, энергия связи.
29. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей. Направленность связи в пространстве, гибридизация. Геометрия основных молекулярных систем.
30. Окислительно-восстановительные реакции. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Методы электронного и электронно-ионного баланса.
31. Растворы, методы выражения концентраций. Вода и ее свойства. Энергетика растворения веществ в воде. Гидратная теория Менделеева.
32. Растворы электролитов, изотонический коэффициент. Электролитическая теория Аррениуса. Значение гидратной теории Менделеева. Изотонический раствор.
33. Теория кислот и оснований. Диссоциация. Степень диссоциации, сила электролита. Закон разбавления Оствальда.
34. Смещение ионного равновесия, условия осуществления равновесных процессов. Гидролиз.
35. Комплексные соединения. Структура координационных соединений (комплексов). (комплексообразователь, координационное число, лиганды). Получение и устойчивость комплексов. Важнейшие примеры комплексообразования в биологических объектах.
36. Биогенные элементы и их классификация. Закономерности распределения биогенных элементов в Периодической системе элементов. Заболевания, связанные с дефицитом или избытком микроэлементов.
37. Общая характеристика элементов IA группы. Водород и его свойства. Поведение водорода в природе и применение в энергетике.
38. Общая характеристика s-элементов IA группы. Закономерности изменения физических и химических свойств простых веществ. Биологическая роль соединений натрия и калия.

39. Общая характеристика элементов IIА группы. Биологическая роль магния и кальция. Соединения кальция в костной ткани, изоморфное замещение. Гипс.
40. Биогенные р-элементы. Галогены и их соединения. Бром, йод и их соединения. Физиологическое действие на человека неорганических соединений йода и брома
41. Биогенные р-элементы. Галогены и их соединения. Особенности фтора и его соединений. Физиологическое действие фторидов и применение его соединений.
42. Биогенные р-элементы. Галогены и их соединения. Хлор и его соединения. Применение соединений хлора и их физиологическое действие.
43. Общая характеристика р-элементов периодической системы. Биогенные элементы VIA группы. Кислород, строение молекулы, аллотропия. Соединения кислорода и их свойства. Пероксиды, особенности свойств пероксида водорода, его применение. Физиологическое действие активных форм кислорода. Защитный озоновый слой атмосферы.
44. Общая характеристика р-элементов периодической системы. Биогенные элементы VIA группы. Сера и ее соединения. Аллотропия серы, строение модификаций. Сероводород и сульфиды, оксиды серы (IV) и (VI). Серная кислота и сернистая кислоты, сульфаты и сульфиты. Физиологическая роль соединений серы
45. Биогенные элементы VA группы. Азот. Его электронная структура, физические свойства. Соединения азота и их свойства. Физиологическая активность соединений азота. Нитриты и нитраты.
46. Биогенные элементы VA группы. Фосфор. Его электронная структура, физические свойства. Соединения фосфора и их свойства. Физиологическая роль соединений фосфора.
47. Биогенные d – элементы. Положение в периодической системе и закономерности изменения свойств изолированных атомов в декадах и подгруппах. Особенности химии d-элементов: многообразие степеней окисления, комплексообразовательная способность и каталитическая активность. Роль d-элементов как центров ферментативных систем и катализаторов окислительно-восстановительных реакций. Физиологическое действие тяжелых металлов.

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

Освоение дисциплины предусматривает: устный опрос, выполнение лабораторных работ тестирование.

Максимальное количество баллов по дисциплине - 100 баллов.

Максимальное количество баллов, которое может набрать студент в течение семестра за различные виды работ –70 баллов.

Промежуточная аттестация проводится в форме экзамена

Максимальная сумма баллов, которые студент может получить на экзамене – 30 баллов.

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.

Сводная шкала оценивания

Вид работы	Максимальное количество баллов
-------------------	---------------------------------------

Выполнение лабораторных работ	30
Устный опрос	20
Тестирование	20
Экзамен	30
Итого	100

Шкала оценивания экзамена

Критерии оценивания	Баллы
Регулярное посещение занятий, высокая активность на лабораторных занятиях, содержание и изложение материала отличается логичностью и смысловой завершенностью, студент показал владение материалом, умение четко, аргументировано и корректно отвечать на поставленные вопросы, отстаивать собственную точку зрения	25-30
Систематическое посещение занятий, участие на лабораторных занятиях, единичные пропуски по уважительной причине и их отработка, 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.	18-24
Нерегулярное посещение занятий, низкая активность на лабораторных занятиях, студент показал неуверенное владение материалом, неумение отстаивать собственную позицию и отвечать на вопросы.	8-17
Регулярные пропуски занятий и отсутствие активности работы, студент показал незнание материала по содержанию дисциплины.	0-7

Итоговая шкала оценивания результатов освоения дисциплины

Итоговая оценка по дисциплине выставляется по приведенной ниже шкале. При выставлении итоговой оценки преподавателем учитывается работа обучающегося в течение освоения дисциплины, а также оценка по промежуточной аттестации.

Баллы, полученные обучающимся в течение освоения дисциплины	Оценка по дисциплине
81-100	отлично
61-80	хорошо
41-60	удовлетворительно
0-40	не удовлетворительно

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. – Текст: непосредственный

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 : электронный — URL: <https://www.urait.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.urait.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.urait.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.urait.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.urait.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.urait.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.urait.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.urait.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 организации самостоятельной работы студентов

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 учебных занятий, оснащенные оборудованием и техническими средствами обучения: учебной мебелью, доской, демонстрационным оборудованием, персональными компьютерами, проектором;

- помещения для самостоятельной работы, оснащенные компьютерной техникой с возможностью подключением к сети «Интернет» и обеспечением доступа к электронной информационно-образовательной среде.