

Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ КемГУ
Дата и время: 2025-09-24 00:00:00
471086fad29a3b30e244c728abc3661ab35c9d50210def0e75e03a5b6fdf6436

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«КЕМЕРОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
Кузбасский гуманитарно-педагогический институт
Факультет физической культуры, естествознания и природопользования

«УТВЕРЖДАЮ»
Декан
В. А. Рябов
«23» января 2025г

Рабочая программа дисциплины

К.М.03.03 Химия

Специальность
30.05.03 Медицинская кибернетика

Направленность (профиль)
«Медицинские информационные системы»

Программа специалитета

Квалификация выпускника
Врач-кибернетик

Форма обучения
Очная

Год набора 2026

Новокузнецк 2025

**Лист внесения изменений
в РПД**

Сведения об утверждении:

РПД утверждена Учёным советом факультета физической культуры, естествознания и природопользования

протокол Учёного совета факультета № 7 от 23.01.2025 г.

Одобрена на заседании методической комиссии факультета физической культуры, естествознания и природопользования

протокол методической комиссии факультета № 4 от 23.01.2025г.

Рассмотрена на заседании кафедры

13 января 2025 г. протокол № 5 Зав. кафедрой А. Г. Жукова

Дата

Ф.И.О.

Оглавление

1. Цель дисциплины	4
1.1 Формируемые компетенции, индикаторы достижения компетенций, знания, умения, навыки	4
1.2 Место дисциплины	4
2 Объём и трудоёмкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации	4
3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины	5
3.1 Учебно-тематический план	5
3.2. Содержание занятий по видам учебной работы	6
4 Порядок оценивания успеваемости и сформированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации	9
5 Материально-техническое, программное и учебно-методическое обеспечение дисциплины	10
5.1 Учебная литература	10
5.2 Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины	11
5.3. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы	12
6 Иные сведения и (или) материалы	12
6.1. Примерные вопросы и задания для индивидуальной самостоятельной работы	12
6.2. Примерные вопросы и задания / задачи для промежуточной аттестации	15

1. Цель дисциплины.

В результате освоения данной дисциплины у обучающегося должны быть сформированы компетенции основной профессиональной образовательной программы: ОПК-1.

1.1 Формируемые компетенции, индикаторы достижения компетенций, знания, умения, навыки

Таблица 1 – Индикаторы достижения компетенций, формируемые дисциплиной

Код и название компетенции	Индикаторы достижения компетенции по ОПОП	Знания, умения, навыки (ЗУВ), формируемые дисциплиной
ОПК-1 Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности	ОПК-1.2 Применяет естественно-научные знания для решения стандартных задач профессиональной деятельности	Знать: законы, закономерности и понятия неорганической и органической химии, их математический аппарат Уметь: применять знания в области химии для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности Владеть: навыками химического эксперимента, применения математического аппарата различных разделов химии для решения поставленной задачи

1.2 Место дисциплины

Дисциплина включена в модуль «Естественнонаучные основы профессиональной деятельности», обязательная часть ОПОП. Дисциплина осваивается на 1-м курсе в 1-2-м семестрах.

2 Объём и трудоёмкость дисциплины по видам учебных занятий. Формы промежуточной аттестации.

Таблица 2 – Объем и трудоемкость дисциплины по видам учебных занятий

Общая трудоемкость и виды учебной работы по дисциплине, проводимые в разных формах	Объем часов по формам обучения	
	1 семестр	2 семестр
1 Общая трудоемкость дисциплины	252	
2 Контактная работа обучающихся с преподавателем (по видам учебных занятий) (всего)	60	90
Аудиторная работа (всего):		
в том числе:		
Лекции	24	36
практические занятия, семинары		
практикумы		
практические работы	36	54
в интерактивной форме		
в электронной форме		
Внеаудиторная работа (всего):		
в том числе, индивидуальная работа обучающихся с преподавателем		
подготовка курсовой работы /контактная работа		
групповая, индивидуальная консультация и иные виды учебной деятельности, предусматривающие групповую или индивидуальную работу обучающихся с преподавателем)		
творческая работа (эссе)		
3 Самостоятельная работа обучающихся (всего)	12	18
3 Промежуточная аттестация обучающегося		

Экзамен 1 курс 1 семестр	36 ч	
Экзамен 1 курс 2 семестр		36ч

3. Учебно-тематический план и содержание дисциплины.

3.1 Учебно-тематический план

Таблица 3 - Учебно-тематический план очной формы обучения

№ п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоёмкость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)			Формы текущего контроля успеваемости	
			Аудиторн. занятия		Самост. работа		
			Лекц.	Практич. занятия			
1 семестр							
1.	Введение. Основные химические понятия и законы	5	2	2	1	Контрольная работа	
2.	Основы химической термодинамики	7	2	4	1	Опрос, отчёт по практической работе	
3.	Химическая кинетика, катализ. Химическое и фазовое равновесия	5	2	2	1	Контрольная работа	
4.	Строение вещества	5	2	2	1	Опрос, отчёт по практической работе	
5.	Растворы	5	2	2	1	Контрольная работа	
6.	Окислительно-восстановительные процессы: ОВР и Электрохимические системы	8	2	5	1	Контрольная работа	
7.	Неметаллы	8	2	5	1	Опрос, отчёт по практической работе	
8.	Свойства металлов	5	2	2	1	Контрольная работа	
9.	Основные понятия и законы органической химии. Предельные и непредельные углеводороды	5	2	2	1	Контрольная работа	
10.	Кислородсодержащие алифатические соединения: спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты	5	2	2	1	Опрос, отчёт о выполнении практической работы	
11.	Ароматические углеводороды (арены) Углеводороды	7	2	4	1	Контрольная работа	
12.	Азотсодержащие соединения Нуклеиновые кислоты	7	2	4	1	Опрос, отчёт по практической работе	
	Экзамен	36					
	Итого 1 семестр	108	24	36	12		
2 семестр							
13.	Агрегатное состояние вещества		4	4		Контрольная работа	
14.	Химическая термодинамика	9	3	4	2	Опрос, отчёт по практической работе	
15.	Химическая кинетика	11	3	5	3	Контрольная	

№ п/п	Разделы и темы дисциплины по занятиям	Общая трудоём кость (всего час.)	Трудоемкость занятий (час.)			Формы текущего контроля успеваемости	
			Аудиторн. занятия		Самост. работа		
			Лекц.	Практич. занятия			
						работа	
16.	Химическое и фазовое равновесия	10	2	6	2		
17.	Учение о растворах Электрохимия	7	2	4	1	Контрольная работа	
18.	Коллоидная химия	12	4	6	2	Индивидуальное задание	
19.	Теоретические основы аналитической химии	16	6	8	2	Опрос, отчёт по практической работе	
20.	Качественный и количественный анализ.	12	4	5	3	Опрос, отчёт по практической работе	
21.	Физический и физико- химический методы анализа.	15	6	8	1	Опрос, отчёт по практической работе	
	Экзамен	36					
	Итого 2 семестр	144	36	54	18		
	Всего:	216	30	46	106		

3.2. Содержание занятий по видам учебной работы

Таблица 4 – Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
1 семестр		
Содержание лекционного курса		
1	Введение. Основные химические понятия и законы	Химия как раздел естествознания, ее связь с другими науками. Роль химических знаний в инженерной практике, в решении экологических проблем. Основные понятия, стехиометрические законы химии. Закон эквивалентов. Химическая система. Внутренняя энергия.
2	Основы химической термодинамики	Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса Изобарно- изотермический потенциал.
3	Химическая кинетика, катализ. Химическое и фазовое равновесия	Скорость химических реакций. Зависимость от природы компонентов, их фазового состояния, концентрации, температуры. Энергия активации. Катализ. Обратимые и необратимые химические реакции. Константа равновесия химической реакции. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
4	Строение вещества	Строение атома. Квантовые числа, их физический смысл и пределы изменения. Атомные орбитали. Принцип Паули, правило Гунда. Последовательность заполнения атомных орбиталей. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Основные характеристики химической связи. Ковалентная связь. Особенности ионной связи: Металлическая связь. Типы взаимодействия молекул. Конденсированное состояние вещества, его особенности. Кристаллическое состояние вещества. Типы кристаллических решеток.
5	Растворы	Водные растворы неэлектролитов и электролитов, их коллигативные свойства. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Диссоциация

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
		воды, водородный показатель и способы его оценки. Ионные реакции обмена и равновесия в растворах электролитов. Гидролиз солей, количественные характеристики гидролиза. Кислотно-основные свойства веществ. Комплексные соединения, их состав, строение и свойства.
6	Окислительно-восстановительные процессы: ОВР и Электрохимические системы	Окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Классификация ОВР. Составление уравнений ОВР с использованием метода электронного баланса и метода ионно-электронного баланса. Окислительно-восстановительный потенциал. Понятие об электродных потенциалах металлов и их измерение. Гальванические элементы и аккумуляторы, их устройство и работа. ЭДС и ее изменение. Электролиз. Сущность электродных процессов при электролизе и их последовательность. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми электродами. Коррозия металлов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия и факторы, влияющие на ее скорость. Защита от коррозии.
7	Неметаллы	Общая характеристика. Простые вещества. Водородные соединения галогенов. Кислородсодержащие соединения галогенов, серы, азота и фосфора, а также элементов IVA группы.
8	Свойства металлов	Щелочные и щелочно-земельные металлы. Получение, свойства простых веществ и их соединений. Общие закономерности. Группа VIIB, группа VIB, группа VIIIIB, группа IB, группа IIB: получение, свойства простых веществ и их соединений в разных степенях окисления. Металлы: получение, свойства, типы взаимодействия, сплавы, применение в технике
9	Основные понятия и законы органической химии. Предельные и непредельные углеводороды	Особенности органических соединений. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Изомерия, её виды. Связь химических свойств со структурой молекулы. Классы органических соединений. Номенклатура. Классификация реагентов и реакций в органической химии. Гомологический ряд. Способы получения. Особенности химических свойств. Отдельные представители. Циклоалканы. Номенклатура и изомерия
10	Кислородсодержащие алифатические соединения: спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты	Спирты, их классификация. Ароматические спирты (фенолы). Взаимное влияние атомов в молекулах фенолов. Номенклатура и изомерия. Способы получения. Особенности химических свойств. Предельные одноосновные кислоты, номенклатура, изомерия. Химические свойства карбоновых кислот. Химические свойства карбоновых кислот. Высшие жирные карбоновые кислоты (ВЖК). Мыла
11	Ароматические углеводороды (арены) Углеводы	Правила замещения в бензольном ядре. Отдельные представители аренов, их применение. Их классификация. Моносахариды: глюкоза и фруктоза, особенности химических свойств. Получение моносахаридов. Дисахариды, их гидролиз. Высокомолекулярные полисахариды: крахмал и клетчатка, их применение
12	Азотсодержащие соединения Нуклеиновые кислоты	Амины, физические и химические свойства. Анилин, особенности свойств, получение и применение. Аминокислоты, их изомерия. Двойственность химических свойств аминокислот. Белки, состав, строение. Гидролиз белков. Особенности структуры белков. Состав, строение, свойства нуклеиновых кислот. Применение нуклеиновых кислот
2 семестр		
Содержание лекционного курса		
13	Агрегатное состояние	Состояние вещества, параметры состояния вещества. Газообразное

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
	вещества	состояние вещества, основные характеристики газов, идеальный и реальный газы, газовые законы. Уравнения состояния реального и идеального газов. Жидкое состояние вещества ближний порядок, факторы, влияющие на свойства жидкостей. Твердое агрегатное состояние, кристаллическое, аморфное, анизотропность, изотропность, монокристаллы, кристаллогидраты, жидкокристаллическое состояние вещества. Плазма
14	Химическая термодинамика	Основные понятия и величины химической термодинамики. Термодинамическая система, классификация: по состоянию, по взаимодействию с окружающей средой, по числу фаз, по числу компонентов. Состояние системы. Функции состояния. Термодинамические процессы. Внутренняя энергия, количество теплоты, теплоемкость, работа. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ
15	Химическая кинетика	Предмет химической кинетики и её значение для биологии. Кинетическая классификация химических реакций. Молекулярность реакции. Скорость реакции. Факторы, влияющие на неё. Закон действующих масс. Константа скорости. Кинетические уравнения. Порядок реакции.. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядков. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры.
16	Химическое и фазовое равновесия	Термодинамика химического равновесия. Закон действующих масс. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на равновесие. Принцип Лешатель-Брауна. Расчет равновесного выхода продуктов реакции. Термодинамика фазовых равновесий. Основные понятия: фазовые переходы, фаза, компонент, число независимых компонентов, фазовое равновесие, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые равновесия в однокомпонентных системах. Связь между давлением и температурой фазовых переходов. Уравнение Клаузиуса-Клапейрона. Фазовые диаграммы.
17	Учение о растворах, электрохимия	Образование растворов. Растворимость. Растворимость газов в жидкостях, взаимная растворимость жидкостей, растворимость твердых веществ в жидкостях, давление насыщенного пара разбавленных растворов. Растворы неэлектролитов. Криометрия. Эбулиометрия. Осмометрия. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов.
18	Коллоидная химия	Предмет коллоидной химии, задачи, методы. Основные этапы развития коллоидной химии. Признаки объектов коллоидной химии. Значение коллоидной химии в биологии. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. Адсорбция. Адсорбция на границе раствор-пар. Уравнение Гиббса. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран.
19	Теоретические основы аналитической химии	Предмет и задачи современной аналитической химии. Основные этапы развития. Классификация методов аналитической химии. Стадии аналитического процесса. Классификация ошибок в химическом анализе. Математическая обработка результатов анализа. Химическое равновесие и понятие равновесия. Буферные растворы, их состав и сущность буферного действия. Буферные

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание
		растворы в химическом анализе. Расчет pH в буферных растворах. Гидролиз. Растворы гидролизующихся солей, расчет Рн.
20	Качественный количественный анализ.	Понятие о качественном анализе. Реакции, проводимые мокрым и сухим путем. Специфичность и чувствительность (предел обнаружения) аналитических реакций. Условия выполнения аналитических реакций. Способы повышения чувствительности реакций. Анализ катионов и анионов. Деление катионов и анионов на аналитические группы. Дробный и систематический ход анализа. Наиболее важные качественные реакции. Подготовка веществ к анализу.
21	Физический физикохимический методы анализа.	Физический и физико-химический методы анализа. Общая характеристика методов, их классификация. Фотоколориметрическое определение ионов Fe ²⁺ методом градуировочной кривой. Определение ионов Cu ²⁺ и Cd ²⁺ методом ТСХ.

4 Порядок оценивания успеваемости и сформированности компетенций обучающегося в текущей и промежуточной аттестации.

Для получения положительной оценки по результатам освоения дисциплины обучающемуся необходимо выполнить все установленные виды учебной работы (таблица 5).

Таблица 5 – Балльно-рейтинговая оценка результатов учебной работы обучающихся по видам (БРС)

Учебная работа (виды)	Сумма баллов	Виды и результаты учебной работы	Оценка в аттестации	Баллы
1 семестр				
Текущая учебная работа в семестре (Посещение занятий по расписанию и выполнение заданий)	100	Лекционные занятия (12 занятий)	1 балл – посещение и конспект 1 лекционного занятия	1 - 12
		18 практич. занятий	1 балл – посещение 1 занятия и выполнение работы на 51–65% 2 балла – посещение 1 занятия и существенный вклад на занятии в работу всей группы, самостоятельность и выполнение работы на 66–100%	18 – 36
		Контрольный опрос (7)	1 – 1,5 б. (выполнено 51 – 85% заданий) 1,6 – 2 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	7 – 14
		СРС выполнение индивидуального задания	25 – 32 б. (выполнено 51 – 85% заданий) 33 – 38 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	25 – 38
Итого по текущей работе в семестре				51 – 100
Промежуточная аттестация (экзамен)	40	2 теоретических вопроса	По 10 баллов за теоретический вопрос	0-20
		Прикладное задание	20 баллов за правильно выполненное задание	0-20
Итого за экзамен				0-40
Суммарная оценка по дисциплине:				
Сумма баллов текущей и промежуточной аттестации 51 – 100 б.				
2 семестр				

Текущая учебная работа в семестре (Посещение занятий по расписанию и выполнение заданий)	100	Лекционные занятия (18 занятий)	1 балл – посещение и конспект 1 лекционного занятия	1 - 18	
		Практические занятия (выполнение заданий занятия) (27 занятий)	1 балл – посещение 1 практического занятия и выполнение работы на 51–65% 2 балла – посещение 1 занятия и существенный вклад на занятии в работу всей группы, самостоятельность и выполнение работы на 66–100%	27-54	
		Контрольный опрос (3 контрольных опроса)	2 – 2,5 б. (выполнено 51 – 85% заданий) 2,6 – 3 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	6– 9	
		СРС выполнение индивидуального задания	17 – 18 б. (выполнено 51 – 85% заданий) 18,1 – 19 б. (выполнено 86 - 100% заданий)	17– 19	
Итого по текущей работе в семестре				51 – 100	
Промежуточная аттестация (экзамен)	40	2 теоретических вопроса	За 1 вопрос: 5 – 10 баллов	10 – 20	
		Прикладное задание	за правильно выполненное задание 11 – 20 баллов	11 - 20	
Итого за экзамен				21 – 40	
Суммарная оценка по дисциплине: Сумма баллов текущей и промежуточной аттестации 51 – 100 б.					

Если к моменту проведения зачета/ экзамена студент набирает 51 балл и более баллов, оценка может быть выставлена ему в ведомость и в зачетную книжку без процедуры принятия зачета/ экзамена. Выставление оценок производится на последней неделе теоретического обучения по данной дисциплине.

В промежуточной аттестации оценка выставляется в ведомость в 100-балльной шкале и в буквенном эквиваленте (таблица 6).

Таблица 6 – Соотнесение 100-балльной шкалы и буквенного эквивалента оценки

Сумма набранных баллов	Уровни освоения дисциплины и компетенций	Экзамен		Зачет
		Оценка	Буквенный эквивалент	
86 - 100	Продвинутый	5	отлично	Зачтено
66 - 85	Повышенный	4	хорошо	
51 - 65	Пороговый	3	удовлетворительно	
0 - 50	Первый	2	неудовлетворительно	

5 Материально-техническое, программное и учебно-методическое обеспечение дисциплины.

5.1 Учебная литература

Основная учебная литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. — 13-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2023. — 744 с. — ISBN 978-5-507-45394-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/267359> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

2. Кузнецов, Д. Г. Органическая химия : учебное пособие для вузов / Д. Г. Кузнецов. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2024. — 556 с. — ISBN 978-5-507-47529-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/386420> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

3. Органическая химия в медицине : учебное пособие / А. К. Брель, Н. А. Танкабекян, Н. Н. Складановская, Е. Н. Жогло. — Волгоград : ВолгГМУ, 2023. — 168 с. — ISBN 978-5-9652-0837-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/338276> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

4. Вершинин, В. И. Аналитическая химия : учебник для вузов / В. И. Вершинин, И. В. Власова, И. А. Никифорова. — 4-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 428 с. — ISBN 978-5-8114-9166-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/187750> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

Дополнительная учебная литература

1. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / И. П. Воронкова, И. В. Михайлова, Н. А. Кузьмичева, А. А. Синеговец. — Оренбург : ОрГМУ, 2022. — 130 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/340652> (дата обращения: 20.12.2024). – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

2. Саркисян, З. М. Органическая химия : учебное пособие для спо / З. М. Саркисян, В. А. де, И. В. Шкутина. — 2-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2024. — 188 с. — ISBN 978-5-507-50232-5. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/414749> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

3. Устинова, М. Н. Аналитическая химия: задачник : учебное пособие / М. Н. Устинова. — Белгород : НИУ БелГУ, 2023. — 106 с. — ISBN 978-5-9571-3520-3. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/399467> – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

5.2 Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины.

Учебные занятия по дисциплине проводятся в учебных аудиториях КГПИ КемГУ учебного корпуса №5 (ул. Кузнецова, д. 6):

Наименование аудитории, оборудование
<p>340 аудитория. Специализированная многофункциональная учебная аудитория для проведения учебных занятий лекционного типа, семинарского (практического) типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, в том числе для организации практической подготовки обучающихся с перечнем основного оборудования:</p> <p><i>Специализированная (учебная) мебель:</i> доска меловая, кафедра, столы, стулья.</p> <p><i>Оборудование для презентации учебного материала:</i> компьютер преподавателя с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду вуза, проектор, экран.</p>
<p>337 аудитория. Лаборатория химии. Специализированная многофункциональная учебная аудитория для проведения учебных занятий лекционного типа, семинарского (практического) типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, в том числе для организации практической подготовки обучающихся с перечнем основного оборудования:</p> <p><i>Специализированная (учебная) мебель:</i> доска меловая, столы лабораторные, стулья, раковины, вытяжной шкаф, демонстрационный стол.</p> <p><i>Оборудование для презентации учебного материала:</i> ноутбук преподавателя с возможностью</p>

подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду вуза, проектор, экран.

Лабораторное оборудование и материалы: поляриметр, аналитические приборы, весы, термостат, холодильник, реостат, аквадистиллятор, материалы для проведения лабораторных работ (колбы, пробирки и другая химическая посуда), реактивы для проведения лабораторных работ, PH-метр, рефрактометр, аппарат для проведения химических реакций, аппарат Киппа, прибор для опытов по химии с электрическим током (лабораторный), прибор для получения галоидоалканов демонстрационный, установка для перегонки веществ.

Учебно-наглядные пособия: набор «ГИА - Лаборатория по химии», стенды «Периодическая система Менделеева» и другие.

106 аудитория. Помещение для самостоятельной работы обучающихся с перечнем основного оборудования:

Специализированная (учебная) мебель: столы, стулья, доска меловая.

Оборудование: компьютеры для обучающихся с возможностью подключения к сети «Интернет» и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду вуза.

5.3. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы.

Электронные библиотечные ресурсы:

1. Электронная полнотекстовая база данных периодических изданий по общественным и гуманитарным наукам ООО «ИВИС», <https://evis.ru/basic/details> Договор № 427 – П от 13.01.2025 г период подписки с 01.01.2025 г. по 31.12.2025 г., – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

2. Научная электронная библиотека – <http://elibrary.ru>. Доступ к отдельным периодическим изданиям. Доступ к отдельным периодическим изданиям. Договор № № SU-365/2025 от 20.12.2024 г. период подписки с 01.01.2025 г. по 31.12.2025 г. – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

3. Межвузовская электронная библиотека (МЭБ) - <https://icdlb.nspu.ru> КГПИ КемГУ является участником и пользователем МЭБ. Договор № 34 от 30.09.2020 г. (договор бессрочный). – Доступ из локальной сети КГПИ КемГУ свободный, с домашних ПК – авторизованный.

4. Электронная библиотека КГПИ КемГУ – <https://elib.nbikemsu.ru/MegaPro/Web>

Информационные справочные системы

1. Химические наука и образование в России Электронные версии журналов «Вестник Московского университета Серия «Химия» и др. Режим доступа – свободный : <https://chem.msu.ru/rus/>

1. Мир химии. Краткий курс химии, биографии химиков, статьи, вещества, опыты, музеи. Области химии: органическая, аналитическая, экохимия, нефтехимия, термохимия. Режим доступа – свободный : <http://chemistry.narod.ru>

2. [WebElements:](https://webelements.narod.ru/) онлайн-справочник химических элементов. Режим доступа – свободный : <https://webelements.narod.ru/>

6 Иные сведения и (или) материалы.

6.1. Примерные вопросы и задания для индивидуальной самостоятельной работы

1. Предмет и задачи химии. Значение неорганической химии в подготовке будущего медика. Основные законы химии.

2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева на основе представлений о строении атомов. Значение периодического закона для развития науки.

3. Современные представления о строении атомов химических элементов и закономерности в изменении их свойств на примере: элементов одного периода. Электронные формулы и графические схемы строения электронных слоев атомов этого периода.

4. Современные представления о строении атомов химических элементов и закономерности в изменении их свойств на примере:

5. Характеристика элементов одной главной подгруппы. Электронные формулы и графические схемы строения электронных слоев атомов этой подгруппы.

6. Химическая связь, типы химической связи, примеры веществ с разными типами связи Химическое равновесие и условия его смещения: изменение концентрации реагирующих веществ, температуры, давления. Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора. Металлы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева, строение их атомов, металлическая связь, металлическая кристаллическая решётка и физические свойства металлов. Общие химические свойства металлов.

7. Неметаллы, их положение в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, строение их атомов. Окислительно-восстановительные свойства неметаллов на примере элементов подгруппы кислорода.

8. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии.

9. Растворы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация)

10. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация веществ с ионной и сильнополярной ковалентной связями. Гидролиз солей, его типы.

11. Окислительно- восстановительные процессы, их значение.

12. Кислоты, их классификация и свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

13. Основания , их классификация и свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

14. Соли, их состав, свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

15. Оксиды, их состав, свойства на основе представлений об электролитической диссоциации.

16. Электрохимический ряд металлов. Вытеснение металлов из растворов солей другими металлами. Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии.

17. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов на примере хлорида натрия.

18. Типы кристаллических решеток веществ. Зависимость свойств веществ от типа кристаллической решетки.

19. Вода. Ее потребление в быту и на производстве. Роль воды в химических реакциях.

20. Общая характеристика элементов YII группы главной подгруппы. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

21. Общая характеристика элементов VI группы, главной подгруппы. Кислород и сера как простые вещества. Аллотропия. Наиболее важные соединения кислорода и серы, их значение для человека.

22. Общая характеристика элементов V группы, главной подгруппы на основании их положения в периодической системе Д.И. Менделеева и строения атомов. Азот и фосфор как простые вещества. Аллотропные видоизменения фосфора, их строение и свойства. Наиболее важные соединения азота и фосфора, их применение. Биологическая роль азота и фосфора.

23. Общая характеристика элементов V группы, главной подгруппы на основании их положения в периодической системе Д.И. Менделеева и строения атомов. Азот и фосфор как простые вещества. Аллотропные видоизменения фосфора, их строение и свойства. Наиболее важные соединения азота и фосфора, их применение. Биологическая роль азота и фосфора.

24. Реакции ионного обмена. Признаки реакций ионного обмена

25. Основные положения теории химического строения органических веществ А.М. Бутлерова. Изомерия органических веществ, ее виды. Алканы, общая формула гомологов данного ряда, строение. Химические свойства метана. Практическое применение алканов. Алкены, общая формула и химическое строение. Свойства и применение этилена. Алкины, их химическое строение, свойства, нахождение в природе, практическое значение. Диеновые углеводороды, их химическое строение, свойства, получение и практическое значение.

26. Ароматические углеводороды. Бензол, структурная формула, свойства и получение. Применение бензола и его гомологов.

27. Предельные одноатомные спирты, их строение, физические и химические свойства. Получение и применение этилового спирта.

28. Многоатомные спирты, его химическое строение, свойства, получение и применение.

29. Альдегиды, их химическое строение и свойства. Получение и применение муравьиного и уксусного альдегидов.

30. Предельные одноосновные карбоновые кислоты, их строение и свойства на примере уксусной кислоты.

31. Жиры, их состав и свойства. Биологическая роль жиров. Переработка жиров.

32. Углеводы. Классификация. Глюкоза, строение, свойства, применение.

33. Амины. Анилин, строение, свойства, применение.

34. Аминокислоты, состав, свойства, биологическая роль, применение.

35. Белки как биополимеры. Свойства и биологические функции белков

36. Полимеры, получение и применение

37. Состояние вещества, параметры состояния вещества. Газообразное состояние вещества, основные характеристики газов, идеальный и реальный газы, газовые законы, смеси идеальных газов, парциальное давление газа, кинетическая теория газов, реальные газы, фактор сжимаемости. уравнения состояния реального и идеального газов.

38. Твердое агрегатное состояние, кристаллическое, аморфное, анизотропность, изотропность, монокристаллы, кристаллогидраты, жидкокристаллическое состояние вещества. Плазма.

39. Энталпия. Стандартная энталпия образования вещества, стандартная энталпия сгорания вещества. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.

40. Энталпия. Стандартная энталпия образования вещества, стандартная энталпия сгорания вещества. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Применение первого начала термодинамики к биосистемам.

41. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Теплоты растворения, сольватации, нейтрализации

42. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакции.

43. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов.

44. Термодинамика фазовых равновесий. Основные понятия: фазовые переходы, фаза, компонент, число независимых компонентов, фазовое равновесие, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.

45. Растворы идеальные и реальные. Растворы летучих жидкостей. Закон Рауля. Отклонения от закона Рауля. Азеотропы. Разделение азеотропных смесей.

46. Диаграмма состояния воды. Фазовые равновесия в двухкомпонентных ВМС. Свойства студней: синерезис и тиксотропия.

47. Получение и свойства дисперсных систем. Получение коллоидных растворов. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация.

6.2. Примерные вопросы и задания / задачи для промежуточной аттестации

Таблица 9 - Примерные теоретические вопросы и практические задания / задачи к промежуточному контролю

Разделы и темы	Примерные теоретические вопросы	Примерные практические задания / задачи
1 семестр		
1. Введение. Основные химические понятия и законы	1. Основные понятия химии: атом, молекула, химический элемент, виды химических формул, относительная атомная и молекулярная масса, эквивалент, моль, молярная масса, эквивалентная молярная масса, химические реакции и уравнения. 2. Основные количественные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон эквивалентов, закон кратных отношений, закон постоянства состава, закон Авогадро и следствия из него. 3. Строение атома: доказательства сложности строения атома, планетарная модель строения атома, атомные спектры, постулаты Бора, двойственная природа электрона, принцип неопределенности, уравнение Шредингера. Атомные орбитали, квантовые числа, принципы заполнения орбиталей (принцип минимальной энергии, принцип запрета Паули, правило Гунда, правило Клечковского), электронные формулы	1. Почему у алюминия энергия ионизации ниже, чем у магния? 2. Почему свойства d-элементов изменяются не так резко, как свойства s- и p- элементов? 3. Почему радиус по периоду от скандия до меди изменяется незначительно?
2. Основы химической термодинамики	4. Основные понятия и величины химической термодинамики. Термодинамическая система, классификация: по состоянию, по взаимодействию с окружающей средой, по числу фаз, по числу компонентов. Состояние системы. Функции состояния. Термодинамические процессы. Внутренняя энергия, количество теплоты, теплоемкость, работа. Первое начало термодинамики. Математическое выражение первого начала, формулировки закона. 5. Энталпия. Стандартная энталпия образования вещества, стандартная	1. Пользуясь данными таблиц, вычислите тепловой эффект, химическое сродство и константу равновесия при стандартных условиях и при заданной температуре T. 2. По полученным значениям термодинамических характеристик определите термохимический тип реакции, возможность её протекания при адиабатных условиях и в открытых системах, а также укажите качественно глубину протекания реакции при

	<p>энталпия сгорания вещества. Термовой эффект химической реакции. Закон Гесса. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. 6. Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Термопоты растворения, сольватации, нейтрализации 7. Второе начало термодинамики. Математическое выражение второго начала, формулировки закона. Обратимые и необратимые процессы. Энтропия и её связь с термодинамической вероятностью системы. Уравнение Больцмана. Расчет изменения энтропии для различных изотермических и неизотермических процессов и химической реакции. Абсолютная энтропия. Постулат Планка.</p>	<p>стандартных условиях и при заданной температуре. Определите оптимальные условия ведения процесса, указав, как увеличить выход продуктов</p>
<p>3. Химическая кинетика, катализ. Химическое и фазовое равновесия</p>	<p>8. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния. Активированный комплекс. 9. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов. 10. Последовательные, параллельные и сопряженные реакции. Цепные реакции. Лимитирующая стадия сложной реакции. Реакции в р</p>	<p>1. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C.</p>
<p>4. Строение вещества</p>	<p>11. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева и электронное строение атома (формулировка Менделеева, современная формулировка, структура периодической системы, физический смысл порядкового номера элемента, связь между электронным строением атомов и положением элементов в периодической системе.) 12. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов: радиусы атомов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. 13. Классификации и номенклатура неорганических веществ. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда –Лоури. 14. Химическая связь: определение и</p>	<p>1. Температура плавления CaCl_2 – 7800°C, CbCl_2 – 5600°C; радиус иона Ca^{2+} равен 0,104 нм, иона Cb^{2+} – 0,099 нм. Объяснить различие температур плавления. 2. Объяснить с позиций представлений о поляризации ионов меньшую устойчивость AuCl_3 в сравнении с AuCl. 3. Назвать комплексные соли и определить степень окисления комплексообразователя: $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_1]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4]\text{CNBr}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{N}_03$, $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_1]\text{Cl}$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $(\text{NH}_4)_3[\text{RhCl}_6]$, $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$, $\text{K}_2[\text{Pt}(\text{OH})_5\text{Cl}]$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; нейтральные: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{PO}_4]$,</p>

	<p>характеристики химической связи, основные виды связей. Метод валентных связей. Обменный и донорноакцепторный механизм образования ковалентной связи. Свойства ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей. Полярность связей и молекул.</p> <p>15. Межмолекулярные взаимодействия: ориентационное, индукционное, дисперсионное взаимодействия, силы отталкивания и суммарное взаимодействие. Водородная связь.</p>	<p>[Cu(NH₃)₂(SCN)₂],,, [Rh(NH₃)₃(NO₂)₃], [Pt(NH₃)₂Cl₄].</p> <p>4. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргентат калия; б) гексанитрокобальтат (III) калия; в) хлорид гексаамминникеля (II); г) гексацианохромат (III) натрия; д) бромид гексаамминкобальта (III); е) нитрат диакватетраамминникеля (II)</p>
5. Растворы	<p>16. Растворы: способы выражения концентраций растворов, физикохимические свойства разбавленных растворов неэлектролитов (осмос, давление пара над раствором, температуры кипения и замерзания, растворение газов в жидкостях, экстракция). Криоскопия и эбулиоскопия.</p> <p>17. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации, слабые и сильные электролиты, диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель.</p>	<p>1. Найти молярную концентрацию ионов водорода в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет $3,2 \cdot 10^{-6}$.</p> <p>2. Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна $8,1 \cdot 10^{-3}$</p> <p>3. Вычислить pH растворов, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) равна $9,3 \cdot 10^{-9}$</p>
6. Окислительно-восстановительные процессы: ОВР и Электрохимические системы	<p>18. Редокс-процессы: степень окисления, отличие от валентности; важнейшие окислители и восстановители, типы окислительно-восстановительных реакций, методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>19. Электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов. Окислительно-восстановительные потенциалы и определение направления окислительно-восстановительных процессов. Гальванические элементы.</p> <p>20. Электролиз. Законы электролиза. Коррозия металлов, биокоррозия и способы защиты металлов от коррозии.</p>	<p>1. Написать уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов BaCl₂ и Pb(NO₃)₂ с угольными электродами.</p> <p>2. Составить схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если: а) анод цинковый; б) анод угольный.</p>
7. Неметаллы	<p>21. Свойства и распространенность неметаллов. Водород.</p> <p>22. Химические и физические свойства элементов IVA группы периодической системы.</p> <p>23. Химические и физические свойства элементов VA группы периодической системы.</p> <p>24. Химические и физические свойства элементов VIA группы периодической системы.</p> <p>25. Химические и физические свойства элементов VIIA группы периодической системы.</p> <p>26. Лантаниды и актиниды.</p> <p>27. Основные методы синтеза и очистки</p>	<p>1. Напишите электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод проявляют состояния окисления от -1 до +7, а фтор только -1?</p> <p>2. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Приведите примеры.</p> <p>3. Вычислите pH 0,1 М растворов HF, HCl, HBr, HI. Нужно ли для получения ответа 4 отдельных расчета?</p> <p>4. Закончите уравнения реакций: Ba(OH)₂ + Cl₂ → KClO₃ + S →</p>

	неорганических соединений.	5. Почему для получения хлора используют концентрированную соляную кислоту и твердый перманганат калия? Можно ли использовать для этой цели растворы соляной кислоты и перманганата? Напишите уравнения реакций.
8. Свойства металлов	28.Физические и химические свойства металлов. 29.Химические и физические свойства s-металлов. 30.Химические и физические свойства р-металлов. 31.Основные закономерности химии d-элементов. 32.Химические и физические свойства d-элементов IV-VIII групп периодической системы. 33.Химические и физические свойства d-элементов I-II групп периодической системы.	1.Укажите различие в строении атомов титана и германия. Как это влияет на характер их оксидов и гидроксидов? 2.Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия: а) концентрированной H_2SO_4 ; б) концентрированной HCl ; в) при нагревании? 3.Напишите формулы комплексных соединений железа: гексацианоферрата (II) калия и гексацианоферрата (III) калия и распределите электроны атома железа по квантовым ячейкам при образовании комплексов. Какие из этих соединений являются парамагнитными? 4.Как и почему изменяется термическая устойчивость и кислотно-основные свойства гидроксидов в ряду: $Zn(OH)$
9. Основные понятия и законы органической химии Предельные и непредельные углеводороды	1.Предмет и объекты органической химии. 2. Классификация органических соединений. 3. Номенклатура органических соединений. 4. Валентные состояния атома углерода. Строение органических молекул. 5.Теория взаимного влияния атомов в молекулах. Понятие об индуктивном, мезомерном и пространственном эффектах. 6. Классификация по направлению реакций (замещение, отщепление, присоединение, перегруппировка). Символы реакций. 7.Классификация по характеру реагирующих частиц или по типу разрыва связей. Две возможности разрыва σ - и π -связей: гомолитический (радикальный) и гетеролитический (ионный). 8. Реакции радикальные и ионные (электрофильные и нуклеофильные). Примеры радикальных, нуклеофильных и электрофильных реагентов. 9.Типы изомерии в органической химии. 10. Алканы. Гомологический ряд, изомерия и номенклатура.	1. Смесь бензола с циклогексеном массой 5 г обесцвечивает бромную воду массой 125 г (массовая доля брома 3,2 %). Определите массу воды, которая образуется при сжигании в кислороде той же смеси массой 20 г. 2. При сжигании в избытке кислорода 7,2г алкана, относительная плотность пара которого по водороду составляет 36, образовалось 22г углекислого газа и 10,8г воды. При его хлорировании образуется только первичный хлоралкан. Выведите формулу алкана, укажите суммарное число атомов в его молекуле. 3. При сжигании углеводорода массой 11,2г получили 35,2г углекислого газа и 14,4г воды. Относительная плотность углеводорода по воздуху 1,93. Найдите молекулярную формулу соединения.

	<p>11. Природные источники алканов. Методы получения и физические свойства</p> <p>12. Природа С - С и С - Н связей в алканах. Химические свойства алканов.</p> <p>13. Алкены. Изомерия и номенклатура алкенов. Методы получения алкенов.</p> <p>14. Радикальные реакции алкенов.</p> <p>15. Алкины. Изомеризация и номенклатура. Методы синтеза алкинов. Структура и свойства алкинов.</p> <p>16. Арены. Ароматичность на примере строения бензола.</p> <p>17. Галогенпроизводные углеводородов. Классификация и номенклатура.</p>	
10. Кислород содержащие алифатические соединения: спирты, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты	<p>1. Классификация и номенклатура простых эфиров.</p> <p>2. Способы получения и свойства диалкиловых эфиров.</p> <p>3. Альдегиды и кетоны. Классификация. Номенклатура.</p> <p>4. Методы получения и свойства альдегидов и кетонов.</p> <p>5. Карбоновые кислоты. Классификация, номенклатура.</p> <p>6. Методы получения насыщенных карбоновых кислот и их свойства. 9. Строение и свойства сложных эфиров.</p> <p>Электронное строение оксо – группы. Номенклатура, способы получения альдегидов и кетонов. Отдельные представители (формальдегид, уротропин) применение в медицине и фармации.</p> <p>11. Реакции нуклеофильного присоединения в оксосоединениях (взаимодействие с цианидами металлов, спиртами, производными амиака; окисление, восстановление).</p> <p>12. Классификация карбоновых кислот. Номенклатура. Способы получения монокарбоновых и дикарбоновых кислот. Строение карбоксильной группы. Отдельные представители (уксусная, щавелевая, малоновая, янтарная кислоты) применение в медицине и фармации.</p> <p>Химические свойства карбоновых кислот. Кислотность, реакции этерификации, образование галогенангидридов, амидов по одной и двум карбоксильным группам. Специфические реакции дикарбоновых кислот.</p> <p>14. Классификация, номенклатура и строение углеводородов. Цикло – оксо – таутомерия.</p> <p>15. Оптическая изомерия</p>	<p>1. Напишите реакцию образования восстанавливающего дисахарида.</p> <p>2. Напишите реакцию взаимодействия 2-х молекул α-D-глюкопиранозы. Охарактеризуйте полученный углевод.</p> <p>3. Написать формулы, указать функциональные группы следующих кислот: фумаровая, малеиновая, лимонная, бутендиовая. янтарная кислота. Какие сложные эфиры образуются при этерификации этилового спирта азотной кислотой, фосфорной кислотой, серной кислотой? Написать реакции</p>

	<p>моносахаридов. Формулы Фишера и Хеуорса.</p> <p>16. Химические свойства моносахаридов. Реакции полуацетального гидроксила, реакции спиртовых гидроксилов, окисления, восстановления. Дисахариды: сахароза, лактоза.</p>	
11. Ароматические углеводороды (арены) Углеводы	<p>17. Фенолы. Классификация и номенклатура. Методы получения.</p> <p>18. Физические свойства и строение фенолов, основные химические свойства.</p> <p>19. Реакции diazотирования первичных ароматических аминов.</p> <p>20. Строение солей диазония, их реакции азосочетания с фенолами.</p>	
12. Азотсодержащие соединения Нуклеиновые кислоты	<p>21 Классификация аминов. Номенклатура. Способы получения. Физические свойства. Отдельные представители (сульфаниловая кислота, сульфаниламидные препараты) применение в медицине и фармации.</p> <p>22. Взаимное влияние атомов в аминах. Основность. Анилин. Химические свойства алифатических аминов.</p> <p>23. Реакции diazотирования первичных ароматических аминов. Строение солей диазония, их реакции азосочетания с фенолами.</p> <p>24. Реакции замещения диазокарбоната на другие функциональные группы в солях диазония.</p> <p>25. Строение, пептидная связь, пептидная цепь, первичная и вторичная структура белков. Денатурация белка. Качественные реакции на белки. Природные аминокислоты.</p>	<p>1. Расположите в ряд по увеличению основности: CH_3NH_2, $(\text{CH}_3)_3\text{N}$, NH_3, $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$.</p> <p>2. Написать формулы и названия α-аминокислот, имеющих в радикале гидроксильную группу</p> <p>3. Написать формулы и названия α-аминокислот, имеющих в радикале карбоксильную группу.</p> <p>4. Напишите реакцию гидролиза трипептида гли-сер-цис.</p>
II семестр		
13. Агрегатное состояние вещества	<p>1. Состояние вещества, параметры состояния вещества. Газообразное состояние вещества, основные характеристики газов, идеальный и реальный газы, газовые законы, смеси идеальных газов, парциальное давление газа, кинетическая теория газов, реальные газы, фактор сжимаемости. Уравнения состояния реального и идеального газов.</p> <p>2. Жидкое состояние вещества. Близкий порядок, факторы, влияющие на свойства жидкостей, свойства жидкостей (плотность, молярный объем жидкостей, поверхностное натяжение, текучесть, вязкость динамическая и кинематическая, парообразование, конденсация, насыщенный пар, критическая температура и давление).</p> <p>3. Твердое агрегатное состояние,</p>	<p>1. Какие газы считаются идеальными. При каких температурах и давлениях реальные газы ведут себя как идеальные?</p> <p>2. Газовая смесь состоит из NO и CO_2. Вычислить объемное содержание газов в смеси (%), если их парциальные давления равны соответственно 36,3 и 70,4 кПа. 8. Вы внесли с мороза (-27,30 С) в теплую комнату (+27,30 С) воздушный шарик. В комнате его объем стал 8,23 л. Каким он был на улице?</p> <p>4. Плотность по водороду газа X равна 2,00. Из скольких атомов состоит молекула этого газа?</p> <p>5. 250 мл водорода собраны над</p>

	криSTALLическое, анизотропность, монокристаллы, жидкокристаллическое вещества. Плазма.	аморфное, изотропность, кристаллогидраты, состояние	водой при 260 С и давлении 98,7 кПа. Давление насыщенного пара воды оставляет 3,4 кПа. Вычислить массу водорода.
14. Химическая термодинамика	4.Основные понятия и величины химической термодинамики. Термодинамическая система, классификация: по состоянию, по взаимодействию с окружающей средой, по числу фаз, по числу компонентов. Состояние системы. Функции состояния. Термодинамические процессы. Внутренняя энергия, количество теплоты, теплоемкость, работа. Первое начало термодинамики. Математическое выражение первого начала, формулировки закона. 5.Энталпия. Стандартная энталпия образования вещества, стандартная энталпия сгорания вещества. Термодинамический эффект химической реакции. Закон Гесса. Расчет стандартной теплоты химической реакции по стандартным теплотам образования и сгорания веществ. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. 6.Зависимость теплового эффекта химической реакции от температуры, уравнение Кирхгофа. Теплоты растворения, сольватации, нейтрализации 7.Второе начало термодинамики. Математическое выражение второго начала, формулировки закона. Обратимые и необратимые процессы. Энтропия и её связь с термодинамической вероятностью системы. Уравнение Больцмана. Расчет изменения энтропии для различных изотермических и неизотермических процессов и химической реакции. Абсолютная энтропия. Постулат Планка. 8.Термодинамические потенциалы. Энергия Гельмгольца. Энергия Гиббса. Критерий достижения химического равновесия. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах. Свободная и связанная энергии. Максимальная и максимально полезная работа процесса. Стандартная энергия Гиббса образования вещества, стандартная энергия Гиббса биологического окисления вещества. Стандартная энергия Гиббса реакции	1.Пользуясь данными таблиц, вычислите тепловой эффект, химическое сродство и константу равновесия при стандартных условиях и при заданной температуре Т. Набор реакций и температур для выполнения термодинамических расчетов указан в таблице 1.2. 2. По полученным значениям термодинамических характеристик определите термохимический тип реакции, возможность её протекания при адиабатных условиях и в открытых системах, а также укажите качественно глубину протекания реакции при стандартных условиях и при заданной температуре. Определите оптимальные условия ведения процесса, указав, как увеличить выход продуктов	
15. Химическая кинетика	9.Предмет химической кинетики и её значение для биологии. Кинетическая классификация химических реакций. Молекулярность реакции. Скорость	1При 150°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции	

	<p>реакции. Факторы, влияющие на неё. Закон действующих масс. Константа скорости. Кинетические уравнения. Порядок реакции. Период полупревращения. Зависимость скорости реакции от концентрации. Кинетические уравнения реакций первого, второго и нулевого порядков.</p> <p>10. Экспериментальные методы определения скорости и константы скорости реакции.</p> <p>11. Зависимость скорости реакции от температуры. Температурный коэффициент скорости реакции и его особенности для биохимических процессов. Понятие о теории активных соударений. Энергетический профиль реакции; энергия активации; уравнение Аррениуса. Понятие о теории переходного состояния. Активированный комплекс.</p> <p>12. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Энергетический профиль каталитической реакции. Особенности каталитической активности ферментов.</p> <p>13. Последовательные, параллельные и сопряженные реакции. Цепные реакции. Лимитирующая стадия сложной реакции. Реакции в растворах. Фотохимические реакции.</p>	<p>равным 2,5, рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее при 200°C.</p> <p>2. Период полураспада радия составляет 1590 лет. Вычислите константу скорости радиоактивного распада и время, за которое распадется 20% изотопа.</p>
16. Химическое и фазовое равновесия	<p>14. Термодинамика химического равновесия. Закон действующих масс. Константа химического равновесия. Факторы, влияющие на равновесие. Принцип Ле-Шателье-Брауна. Расчет равновесного выхода продуктов реакции. Влияние температуры на равновесие. Способы вычисления констант равновесия с использованием термодинамических величин.</p> <p>15. Термодинамика фазовых равновесий. Основные понятия: фазовые переходы, фаза, компонент, число независимых компонентов, фазовое равновесие, число степеней свободы. Правило фаз Гиббса.</p>	<p>1. В сосуд объемом 2 л поместили 0,53 моль водорода и 0,3 моль азота. К моменту равновесия образовалось 0,02 моль амиака. Вычислите константу равновесия реакции.</p> <p>2. Вычислите равновесные концентрации водорода и йода в реакции $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$ и константу равновесия реакции, если начальные концентрации водорода и йода составляют 0,08 моль/л, а равновесная концентрация HI составляет 0,04 моль/л.</p>
17. Учение о растворах, электрохимия	<p>1. Образование растворов. Растворимость. Растворимость газов в жидкостях, взаимная растворимость жидкостей, растворимость твердых веществ в жидкостях, давление насыщенного пара разбавленных растворов. 2. Растворы неэлектролитов. Коллигативные свойства растворов: понижение температуры замерзания раствора, повышение температуры кипения раствора, понижение давления пара, осмотическое давление. Криометрия. Эбулиометрия.</p>	<p>1. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,296°C. Вычислите молярную массу растворенного вещества.</p> <p>2. Вычислите температуру кристаллизации 2% водного раствора этанола.</p> <p>3. Вычислите температуру кипения раствора, содержащего 5,05 г хлорметана в 120 г ацетона.</p> <p>4. При какой концентрации ионов Zn^{2+}</p>

	<p>Оsmometria. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. 3. Растворы электролитов. Сильные электролиты, теория Дебая-Хюккеля. 4. Буферные растворы. Механизм действия буферных систем. Зона буферного действия и буферная емкость. Расчет pH протолитических систем. Значение буферных систем для биологии, химии.</p>	(моль/л) потенциал его электрода будет на 0,015 В меньше его стандартного электродного потенциала?
18. Коллоидная химия	<p>5. Предмет коллоидной химии, задачи, методы. Основные этапы развития коллоидной химии. Признаки объектов коллоидной химии. Значение коллоидной химии в биологии. Поверхностная энергия Гиббса и поверхностное натяжение. 6. Адсорбция. Адсорбция на границе раствор-пар. Уравнение Гиббса. 7. Поверхностно-активные и поверхностно-неактивные вещества. Изменение поверхностной активности в гомологических рядах (правило Траубе). Изотерма адсорбции. Ориентация молекул в поверхностном слое и структура биомембран. Значение адсорбционных процессов для жизнедеятельности. 8. ВМС. Свойства студней: синерезис и тиксотропия. 9. Адсорбционные равновесия на неподвижных границах раздела фаз. Физическая адсорбция и хемосорбция. Адсорбция газов на твердых телах. Адсорбция из растворов. Уравнение Ленгмюра. Уравнение Фрейндлиха. Зависимость величины адсорбции от различных факторов. Правило выравнивания полярностей. Избирательная адсорбция. Правило Панета-Фаянса. Когезия, адгезия, смачивание.</p>	<p>1. На пакетах молока указано, что содержание жира составляет 3.2%. Определить объем дисперсной фазы в упаковке вместимостью 1 литр и численную концентрацию дисперсной фазы, если диаметр жировых капель равен 85 мкм. Чему равна численная концентрация в расчете на 1 м³. 2. Оцените размер частиц SrSO₄, зная, что их растворимость на 3 масс.% больше растворимости крупных кристаллов. Межфазное натяжение при 298К примите равным 85 мДж/м², плотность SrSO₄ 3.96 г/см³. 3. Суспензия кварца содержит сферические частицы, причем 30% объема приходится на частицы, имеющие радиус 1·10⁻⁵ м, а объем остальных – на частицы радиуса 5·10⁻⁵ м. Какова удельная поверхность кварца?</p>
19. Теоретические основы аналитической химии	<p>1. Предмет и задачи современной аналитической химии. 2. Основные этапы развития. Классификация методов аналитической химии. 3. Стадии аналитического процесса (подготовка пробы к анализу, стадии измерения, оценка результатов измерений). 4. Классификация ошибок в химическом анализе. Математическая обработка результатов анализа. 5. Расчет pH в растворах сильных кислот и оснований, в растворах слабых кислот и оснований, в растворах многоосновных кислот и оснований. 6. Кислотно-основное равновесие. Химическое равновесие и понятие равновесия. Равновесие в сильных электролитах. Константа равновесия</p>	Определение и расчет pH различных растворов.

20. Качественный и количественный анализ.	<p>1. Осаждение – метод химического анализа. Правило произведения растворимости. 2. Растворимость осадков. Связь ПР с растворимостью осадков. Влияние сильных электролитов на растворимость. Влияние различных факторов на полноту осаждения. 3. Дробное осаждение. Превращение одних малорастворимых соединений в другие. 4. Комплексные соединения в химическом анализе, образование комплексных соединений. 5. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. 6. Внутрикомплексные соединения в аналитической химии. 7. Понятие о качественном анализе. Реакции, проводимые мокрым и сухим путем. Специфичность и чувствительность (предел обнаружения) аналитических реакций. Условия выполнения аналитических реакций. Способы повышения чувствительности реакций.</p>	<p>Реакции и ход анализа смеси катионов 1 аналитической группы. Реакции и ход анализа смеси катионов 2 аналитической группы. Реакции и ход анализа смеси катионов третьей аналитической группы. Реакции и ход анализа смеси катионов 4 аналитической группы. Реакции и ход анализа смеси катионов 5 аналитической группы. Реакции и ход анализа смеси катионов шестой аналитической группы.</p>
21. Физический и физикохимический методы анализа.	<p>1.Физический и физикохимический методы анализа. Общая характеристика методов, их классификация. 2.Спектроскопические методы анализа. 3.Электрохимические методы анализа. 4.Хроматография.</p>	<p>Фотоколориметрическое определение ионов Fe^{2+} методом градуировочной кривой.</p>