

Рабочая программа утверждена

Решением Ученого совета
ВФ НИТУ «МИСИС»
От «28» мая 2026г.
Протокол №7-26

Рабочая программа дисциплины (модуля) **Химия**

Закреплена за кафедрой
Направление подготовки
Профиль
Квалификация
Форма обучения
Общая трудоемкость
Часов по учебному плану
в том числе:
аудиторные занятия
самостоятельная работа
часов на контроль

Базовых дисциплин
22.03.02 Металлургия
Металлургия черных металлов

бакалавр
очная
6 ЗЕТ

216 Формы контроля в семестрах:
экзамен 1зачет с оценкой 2
90
91
27

Распределение часов дисциплины по семестрам

Семестр (<Курс>.<Семестр на курсе>)	1 (1.1)		2 (1.2)		Итого	
Неделя	19		19			
Вид занятий	УП	РП	УП	РП	УП	РП
Лекции	18	18	18	18	36	36
Лабораторные	18	18	18	18	36	36
Практические	18	18			18	18
Контроль самостоятельной работы	4	4	4	4	8	8
Итого ауд.	54	54	36	36	90	90
Контактная работа	58	58	40	40	98	98
Сам. работа	23	23	68	68	91	91
Часы на контроль	27	27			27	27
Итого	108	108	108	108	216	216

Программу составил(и):

к.х.н., Доцент, Будруев А.В.

Рабочая программа

Химия

Разработана в соответствии с ОС ВО:

Самостоятельно устанавливаемый образовательный стандарт высшего образования - бакалавриат Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования «Национальный исследовательский технологический университет «МИСИС» по направлению подготовки 22.03.02 Metallurgy (приказ от 02.04.2021 г. № 119 о.в.)

Составлена на основании учебного плана:

22.03.02 Metallurgy, ЭМ-26.plx Metallurgy черных металлов, утвержденного Ученым советом ВФ НИТУ "МИСИС" 21.11.2025, протокол № 3-25

Рабочая программа одобрена на заседании кафедры

Базовых дисциплин

Протокол от 14.05.2026 г., №9

Зав. кафедрой Кандидат технических наук Т.Н. Уснунц-Кригер _____

1. ЦЕЛИ ОСВОЕНИЯ	
1.1	- формирование химического мышления и целостной системы представлений о химии и процессах, позволяющей решать различные прикладные задачи
1.2	- фундаментальная химическая подготовка
2. МЕСТО В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ	
Цикл (раздел) ОП:	Б1.О
2.1	Требования к предварительной подготовке обучающегося:
2.1.1	Дисциплина базируется на знаниях, полученных студентом при изучении химии в курсе средней школы. Для освоения дисциплины студент должен владеть химической терминологией; понимать смысл химических формул и символов, индексов и коэффициентов в уравнениях химических реакций; иметь представления об основных классах неорганических соединений; понимать различие между химическими и физическими явлениями; иметь представление об атомно-молекулярном учении; иметь навыки решения простейших расчетных задач.
2.2	Дисциплины (модули) и практики, для которых освоение данной дисциплины (модуля) необходимо как предшествующее:
2.2.1	Учебная практика по получению первичных профессиональных умений
2.2.2	Физическая химия
2.2.3	Производственная практика по получению профессиональных умений и опыта профессиональной деятельности
2.2.4	Физические свойства материалов
2.2.5	Научно-исследовательская работа
2.2.6	Специальные стали и сплавы
2.2.7	Физические основы процессов деформации и разрушения
2.2.8	Подготовка к процедуре защиты и процедура защиты ВКР
2.2.9	Преддипломная практика для выполнения выпускной квалификационной работы
2.2.10	Дефекты кристаллической решетки
2.2.11	Термическая обработка металлопродукции
3. РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫЕ С ФОРМИРУЕМЫМИ КОМПЕТЕНЦИЯМИ	
УК-1: Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, умение анализировать процессы и системы с использованием соответствующих аналитических, вычислительных и экспериментальных методов, применять системный подход для решения поставленных задач	
УК-1.3: Выбирает оптимальный вариант решения задачи с использованием соответствующих методов	
Знать:	
УК-1.3-37 основные положения теории химической связи;	
УК-1.3-36 свойства растворов неэлектролитов и электролитов	
ОПК-1: Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя знания фундаментальных наук, методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания	
ОПК-1.1: Демонстрирует навыки применения фундаментальных, естественнонаучных и общинженерных знаний для решения задач профессиональной деятельности	
Знать:	
ОПК-1.1-31 основные положения координационной теории	
ОПК-1.1-32 понятие электродного потенциала окислительно-восстановительных систем и ЭДС реакции	
УК-1: Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, умение анализировать процессы и системы с использованием соответствующих аналитических, вычислительных и экспериментальных методов, применять системный подход для решения поставленных задач	
УК-1.3: Выбирает оптимальный вариант решения задачи с использованием соответствующих методов	
Знать:	
УК-1.3-35 основные стехиометрические законы;	
УК-1.3-31 общие закономерности протекания химических реакций с участием соединений элементов;	
УК-1.3-32 основные свойства элементов и их соединений;	

УК-1.3-34 основные законы термодинамики и химической кинетики;						
УК-1.3-33 сущность окислительно-восстановительных реакций;						
ОПК-1: Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя знания фундаментальных наук, методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания						
ОПК-1.1: Демонстрирует навыки применения фундаментальных, естественнонаучных и общинженерных знаний для решения задач профессиональной деятельности						
Уметь:						
ОПК-1.1-У2 анализировать кислотно-основные свойства соединений элементов в зависимости от их положения в Периодической системе						
ОПК-1.1-У1 определять направление протекания окислительно-восстановительных реакций на основании расчета ЭДС и обосновывать выбор реагентов для проведения химико-технологических процессов						
УК-1: Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, умение анализировать процессы и системы с использованием соответствующих аналитических, вычислительных и экспериментальных методов, применять системный подход для решения поставленных задач						
УК-1.3: Выбирает оптимальный вариант решения задачи с использованием соответствующих методов						
Уметь:						
УК-1.3-У5 составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций (ОВР) и прогнозировать поведение неорганических соединений в ОВР						
УК-1.3-У4 составлять уравнения ионно-молекулярных реакций						
УК-1.3-У1 прогнозировать изменение окислительно-восстановительных свойств соединений в зависимости от степени окисления элементов;						
УК-1.3-У2 оценивать свойства p- и d-элементов на основе современных представлений о строении атомов;						
УК-1.3-У3 работать с химическими веществами и оборудованием;						
ОПК-1: Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя знания фундаментальных наук, методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания						
ОПК-1.1: Демонстрирует навыки применения фундаментальных, естественнонаучных и общинженерных знаний для решения задач профессиональной деятельности						
Владеть:						
ОПК-1.1-В1 навыками логического творческого и системного мышления при изучении свойств элементов и их соединений						
ОПК-1.1-В2 навыками оценки оптимальных параметров проведения химических реакций с участием элементов и их соединений						
УК-1: Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, умение анализировать процессы и системы с использованием соответствующих аналитических, вычислительных и экспериментальных методов, применять системный подход для решения поставленных задач						
УК-1.3: Выбирает оптимальный вариант решения задачи с использованием соответствующих методов						
Владеть:						
УК-1.3-В2 владеть навыками выполнения основных стехиометрических расчетов;						
УК-1.3-В3 владеть навыками составления электронных формул элементов Периодической системы						
УК-1.3-В1 владеть навыками приготовления и расчета концентраций технологических растворов;						
4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ						
Код занятия	Наименование разделов и тем /вид занятия/	Семестр / Курс	Часов	Компетенции	Литература и эл. ресурсы	Примечание
	Раздел 1. Основные понятия и законы химии					
1.1	Химия как раздел естествознания. Значение химии как научной основы материаловедения и металлургии. Основные понятия химии - моль, атомная и молекулярная массы, способы их определения. Основные законы химии. Закон сохранения материи. Закон постоянства состава. Закон эквивалентов /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	

1.2	Правила работы и техника безопасности в химической лаборатории. Приготовление растворов заданной концентрации /Лаб/	1	4	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
1.3	Основные стехиометрические законы. Расчет по уравнению реакции /Пр/	1	4	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
1.4	Проработка лекционного материала. Самостоятельное изучение литературы. Выполнение домашних заданий. Подготовка к практическим занятиям, к выполнению и защите лабораторной работы. Подготовка к контрольной работе /Ср/	1	5	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 2. Строение атома и периодическая система. Химическая связь и строение молекул					
2.1	Корпускулярно-волновые свойства материальных частиц. Квантово-механическая природа атома. Квантовые характеристики электронов. Атомные орбитали. Электронные уровни и подуровни. Многоэлектронные атомы. Принцип минимума энергии. Принцип Паули. Правило Хунда /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.2	Электронное строение атомов элементов в зависимости с их положением в периодической системе: s-, p-, d-, f-элементы. Структура периодической системы элементов: периоды, группы, подгруппы. Периодический закон Д.И. Менделеева /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.3	Основные атомные характеристики элементов: атомный радиус, энергия ионизации, сродство атома к электрону, относительная электроотрицательность. Особенности изменения атомных характеристик элементов в периодической системе. Влияние электроотрицательности элементов на кислотно - основные свойства оксидов и гидроксидов /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.4	Строение атома и химическая связь /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.5	Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Механизм образования ковалентной связи. Основные характеристики ковалентной химической связи. Структура молекул как следствие природы электронного строения атомов. Гибридизация атомных орбиталей при образовании химической связи. Кратные связи /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.6	Условия образования ионной химической связи. Степень ионности связи. Энергия ионной кристаллической решетки. Отличие ионной химической связи от ковалентной: ненаправленность, ненасыщаемость ионной связи. Природа межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
2.7	Проработка лекционного материала. Самостоятельное изучение литературы. Выполнение домашних заданий. Подготовка к практическому занятию /Ср/	1	6	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 3. Закономерности протекания реакций: термохимия, скорость химических реакций и равновесие					

3.1	Энергетика химических процессов. Тепловой эффект реакции. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования простых и сложных химических соединений. Закон Гесса. Основы термохимических расчетов /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.2	Определение содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах /Лаб/	1	4	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.3	Термохимические расчеты /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.4	Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость реакций. Закон действующих масс. Обратимые химические процессы. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье и его значение для оптимизации технологических процессов /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.5	Изучение основ фотокolorиметрии. Определение концентрации вещества в растворе по градуировочному графику /Лаб/	1	6	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.6	Кинетические расчеты. Смещение химического равновесия /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
3.7	Проработка лекционного материала. Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к защите лабораторных работ. Выполнение домашнего задания №2. Подготовка к практическим занятиям. Изучение литературы /Ср/	1	6	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 4. Дисперсные системы. Растворы. Электролитическая диссоциация					
4.1	Дисперсные системы. Классификация. Общие свойства растворов. Способы выражения концентрации. Растворимость. Зависимость растворимости от природы растворителя и растворенного вещества, температуры и давления. Закон распределения. Экстракция. Растворы неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
4.2	Определение концентраций растворов. Общие свойства растворов. Закон Рауля. Определение температуры кипения и кристаллизации растворов неэлектролитов /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
4.3	Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Степень диссоциации, ее зависимость от температуры и концентрации, способы определения. Сильные и слабые электролиты. Константа электролитической диссоциации и закон разбавления Оствальда для слабых электролитов /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
4.4	Определение константы равновесия реакции железа(III) с роданид-ионами фотокolorиметрическим методом /Лаб/	1	4	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	

4.5	Ионное производство воды. Водородный показатель. Гидролиз солей. Константа и степень гидролиза. Влияние температуры и концентрации на степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Ступенчатый гидролиз, полный гидролиз, совместный гидролиз солей разной природы /Лек/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
4.6	Свойство растворов электролитов. pH растворов. Гидролиз солей /Пр/	1	2	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
4.7	Проработка лекционного материала. Подготовка к выполнению лабораторной работы. Подготовка к защите лабораторной работы. Выполнение домашнего задания №3. Подготовка к практическим занятиям. Подготовка к контрольной работе. Изучение литературы /Ср/	1	6	УК-1.3 ОПК-1.1	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 5. Окислительно-восстановительные реакции. Соединения s- и p-элементов в ОВР					
5.1	Степень окисления элементов. Природа окислительно-восстановительных процессов. Простые и сложные вещества в качестве окислителей и восстановителей. Основные типы окислительно-восстановительных реакций. Факторы, влияющие на характер протекания окислительно-восстановительных реакций: концентрация реагентов, температура, кислотность среды (pH). Окислительно-восстановительный эквивалент /Лек/	2	1	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.2	Общая характеристика элементов VIIA группы - галогенов. Нахождение в природе, получение и применение галогенов. Степени окисления. Химические свойства галогенов. Галогеноводороды, их получение и свойства. Кислородсодержащие кислоты и соли галогенов и их свойства /Лек/	2	1	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.3	Общая характеристика элементов VIA группы - халькогенов. Нахождение в природе. Сульфидные руды металлов. Свойства серы. Химические свойства сероводорода и сульфидов. Оксиды серы, кислородсодержащие кислоты серы. Серная кислота и ее соли /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.4	Общая характеристика элементов VA группы. Азот. Степени окисления. Химические свойства азота. Аммиак, получение и свойства. Соли аммония. Кислородные соединения азота. Азотная кислота и ее соли. Фосфор. Нахождение в природе. Основные модификации. Оксиды и кислоты. Сурьма и висмут. Нахождение в природе, получение и применение. Оксиды и гидроксиды. Соли сурьмы и висмута /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.5	Общая характеристика элементов IVA группы. Углерод. Основные модификации. Оксиды углерода. Угольная кислота. Кремний и германий. Нахождение в природе. Получение и применение. Свойства соединений кремния и германия. Олово и свинец. Нахождение в природе, получение и применение. Свойства олова и свинца. Оксиды и гидроксиды. Соли олова и свинца /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	

5.6	Общая характеристика элементов IIIA группы. Нахождение в природе. Получение, применение и свойства элементов IIIA группы. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Бор, нитрид и карбид бора. Алюминий. Свойства и применение в промышленности /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.7	Изучение окислительно восстановительных реакций /Лаб/	2	4	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.8	Окислительно восстановительные реакции. Методы составления окислительно восстановительных реакций. Химические свойства элементов главных подгрупп /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
5.9	Проработка лекционного материала. Самостоятельное изучение литературы. Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к защите лабораторных работ. Выполнение домашнего задания. Подготовка к практическим занятиям /Ср/	2	22	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 6. Направление окислительно-восстановительных процессов. Комплексные соединения					
6.1	Направление окислительно-восстановительных процессов /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
6.2	Комплексные соединения /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
6.3	Изучение комплексных соединений /Лаб/	2	4	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
6.4	Проработка лекционного материала. Самостоятельное изучение литературы. Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к защите лабораторных работ. Выполнение домашнего задания /Ср/	2	22	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
	Раздел 7. Химия d- и f- элементов					
7.1	Химия элементов IIB группы; IB группы; VIIIB группы; VIIB группы; VIB группы; VB группы; IVB группы; IIIB группы и лантаноидов; обзор свойств f-элементов (актиноидов) /Лек/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
7.2	Изучение окислительно-восстановительных свойств d-металлов (железо, марганец, хром, ванадий, титан) /Лаб/	2	4	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
7.3	Изучение амфотерных свойств металлов (на примере цинка) /Лаб/	2	4	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
7.4	Изучение свойств металлов подгруппы меди /Лаб/	2	2	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	
7.5	Проработка лекционного материала. Самостоятельное изучение литературы. Подготовка к выполнению лабораторных работ. Подготовка к защите лабораторных работ. Выполнение домашнего задания /Ср/	2	24	УК-1.3	Л1.1Л2.1Л3.1 Э1 Э2 Э3	

5. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ МАТЕРИАЛОВ

5.1. Вопросы для самостоятельной подготовки к экзамену (зачёту с оценкой)

1 семестр (экзамен)

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Предмет химии, её значение для материаловедения и металлургии.

Основные понятия: атом, молекула, моль, атомная и молекулярная массы, молярная масса.

Закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава, закон эквивалентов.

Раздел 2. Строение атома и периодическая система. Химическая связь и строение молекул

4. Корпускулярно-волновые свойства электрона. Квантовые числа и их физический смысл.

5. Атомные орбитали, электронные уровни и подуровни. Принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда.

6. Электронные конфигурации атомов элементов s-, p-, d-, f-блоков.

7. Структура Периодической системы Д.И. Менделеева: периоды, группы, подгруппы. Периодический закон.

8. Изменение атомных радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности в периодах и группах.

9. Влияние электроотрицательности на кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов.

10. Основные типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая. Механизмы образования.

11. Характеристики ковалентной связи: энергия, длина, полярность, насыщенность, направленность. σ - и π -связи.

12. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная структура молекул (на примерах).

13. Ионная связь: условия образования, свойства, энергия кристаллической решётки.

14. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь.

Раздел 3. Закономерности протекания реакций: термохимия, скорость реакций, равновесие

15. Энергетика химических реакций. Тепловой эффект, эндо- и экзотермические реакции.

16. Термохимические уравнения. Стандартная энтальпия образования веществ. Закон Гесса и следствия из него.

17. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость: природа реагентов, концентрация, температура, катализатор.

18. Закон действующих масс. Константа скорости. Кинетические уравнения для реакций различных порядков.

19. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.

20. Принцип Ле Шателье. Смещение равновесия при изменении концентрации, давления, температуры.

Раздел 4. Дисперсные системы. Растворы. Электролитическая диссоциация

21. Дисперсные системы: классификация, свойства. Растворы как дисперсные системы.

22. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная, моляльная, мольная доля, нормальность.

23. Растворимость. Зависимость растворимости от природы веществ, температуры, давления. Экстракция.

24. Растворы неэлектролитов. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия.

25. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.

26. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

27. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Расчёт рН в растворах кислот и оснований.

28. Гидролиз солей: механизм, константа и степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.

29. Ступенчатый гидролиз, полный гидролиз, совместный гидролиз солей разной природы.

2 семестр (зачёт с оценкой)

Раздел 5. Окислительно-восстановительные реакции. Соединения s- и p-элементов в ОВР

30. Степень окисления. Окислители и восстановители. Основные типы ОВР (межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования).

31. Факторы, влияющие на направление и полноту протекания ОВР: концентрация, температура, кислотность среды.

32. Окислительно-восстановительный эквивалент. Методы составления уравнений ОВР (электронный баланс, метод полуреакций).

33. Общая характеристика галогенов. Получение, свойства, применение. Галогеноводороды и их свойства.

34. Кислородсодержащие соединения галогенов. Сравнительная характеристика окислительной способности.

35. Халькогены (VIA группа). Свойства серы. Сероводород, сульфиды. Оксиды серы, серная кислота и её соли.

36. Элементы VA группы. Азот: свойства, аммиак, соли аммония. Азотная кислота и её соли.

37. Фосфор: аллотропия, оксиды, фосфорные кислоты. Сурьма и висмут, их соединения.

38. Элементы IVA группы. Углерод: аллотропия, оксиды углерода, угольная кислота. Кремний, германий.

39. Олово и свинец: степени окисления, амфотерность, оксиды и гидроксиды, соли.

40. Элементы IIIA группы. Бор, алюминий. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Алюминий и его применение.

Раздел 6. Направление окислительно-восстановительных процессов. Комплексные соединения

41. Направление ОВР. ЭДС. Уравнение Нернста. Влияние среды на окислительно-восстановительный потенциал.

42. Комплексные соединения: строение (комплексобразователь, лиганды, координационное число), номенклатура.

43. Химическая связь в комплексных соединениях. Типы гибридизации и геометрическая структура комплексов.

44. Диссоциация комплексных соединений в растворах. Константа нестойкости.

Раздел 7. Химия d- и f- элементов

45. Общая характеристика d-элементов. Строение атомов, особенности свойств (переменная степень окисления, окраска ионов, склонность к комплексообразованию).

46. Элементы подгруппы цинка (IIB): свойства, соединения.

47. Элементы подгруппы меди (IB): свойства, соединения.

48. Элементы подгруппы железа (VIII): общая характеристика, важнейшие соединения.

49. Элементы подгруппы марганца (VIIB): степени окисления, свойства соединений.

50. Элементы подгруппы хрома (VIB): хром и его соединения в различных степенях окисления.

51. Элементы подгруппы ванадия (VB) и титана (IVB): свойства, соединения.

52. Общая характеристика f-элементов (лантаноиды, актиноиды).

5.2. Перечень работ, выполняемых по дисциплине (модулю, практике, НИР) - эссе, рефераты, практические и расчетно-графические работы, курсовые работы, проекты и др.

Формы текущего контроля успеваемости обучающихся по дисциплине:

- По разделу 1 – домашнее задание
- По разделу 2 – домашнее задание
- По разделу 3 – домашнее задание
- По разделу 4 – домашнее задание
- По разделу 5 – домашнее задание
- По разделу 6 – домашнее задание
- По разделу 7 – домашнее задание

Примеры задач решаемых на практических занятиях

1. Основные стехиометрические расчёты

1. Вычислите массу 3 моль серной кислоты (H_2SO_4).

Ответ: 294 г.

2. Сколько молей составляет 11,2 л (н.у.) кислорода?

Ответ: 0,5 моль.

3. Определите массовую долю железа в Fe_2O_3 .

Ответ: 70 %.

4. Какой объём водорода (н.у.) выделится при взаимодействии 13 г цинка с избытком соляной кислоты?

Ответ: 4,48 л.

5. К 200 г 10%-го раствора NaCl добавили 50 г воды. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

Ответ: 8 %.

6. При сжигании 2,8 г углеводорода получено 8,8 г CO_2 и 3,6 г H_2O . Плотность паров по водороду равна 14.

Определите молекулярную формулу вещества.

Ответ: C_2H_4 .

7. Смесь алюминия и меди массой 10 г обработали избытком соляной кислоты. Выделилось 6,72 л водорода (н.у.).

Определите массовые доли металлов в смеси.

Ответ: Al – 54 %, Cu – 46 %.

2. Термохимические расчёты

8. Тепловой эффект реакции горения магния $\text{Mg} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{MgO}$ составляет 601 кДж/моль. Сколько теплоты выделится при сгорании 12 г магния?

Ответ: 300,5 кДж.

9. Пользуясь стандартными энтальпиями образования ($\Delta H^\circ_{\text{обр}}$: $\text{CO}_2 = -393,5$ кДж/моль, $\text{H}_2\text{O(ж)} = -285,8$ кДж/моль, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{тв}) = -1274,5$ кДж/моль), вычислите тепловой эффект реакции фотосинтеза: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$.

Ответ: +2802 кДж.

10. При сгорании 10 г этана выделилось 520 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Указание: вычислить теплоту сгорания 1 моль C_2H_6 ($M=30$ г/моль).

Ответ: $\text{C}_2\text{H}_6 + 3,5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 1560$ кДж.

3. Кинетика и химическое равновесие

11. Во сколько раз увеличится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ при увеличении концентрации NO в 3 раза?

Ответ: в 9 раз.

12. Для реакции $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ константа скорости равна 0,5 л/(моль·с). Исходные концентрации $[\text{A}]=0,2$ моль/л, $[\text{B}]=0,4$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции.

Ответ: 0,04 моль/(л·с).

13. Константа равновесия гомогенной реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Вычислите равновесные концентрации азота и водорода, если исходные концентрации $[\text{N}_2]=0,5$ моль/л, $[\text{H}_2]=1,5$ моль/л, а равновесная $[\text{NH}_3]=0,2$ моль/л.

Ответ: $[\text{N}_2]=0,4$ моль/л, $[\text{H}_2]=1,2$ моль/л.

14. Температурный коэффициент реакции равен 3. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры с 30 до 70 °С?

Ответ: в 81 раз.

15. В замкнутом сосуде протекает реакция $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$. При установлении равновесия концентрации составили $[\text{SO}_2]=0,2$ моль/л, $[\text{O}_2]=0,1$ моль/л, $[\text{SO}_3]=0,4$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации веществ.

Ответ: $K=40$; $[\text{SO}_2]_{\text{исх}}=0,6$ моль/л, $[\text{O}_2]_{\text{исх}}=0,3$ моль/л.

4. Растворы (концентрации, закон Рауля)

16. Какую массу Na_2CO_3 нужно взять для приготовления 500 мл 0,2 М раствора?

Ответ: 10,6 г.

17. Вычислите температуру кипения 5%-го раствора глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) в воде. $K_{\text{э}}(\text{H}_2\text{O})=0,52$ (кг·°С)/моль.

Ответ: $\approx 100,15$ °С.

18. Раствор, содержащий 12 г мочевины ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) в 100 г воды, кипит при 101,04 °С. Вычислите молярную массу мочевины и найдите её по формуле.

Указание: $\Delta T = K_{\text{э}} \cdot m$; m – моляльность.

Ответ: 60 г/моль (совпадает с теоретической).

5. Электролиты, pH, гидролиз

19. Рассчитайте pH 0,01 М раствора HCl .

Ответ: 2.

20. Определите степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе, если $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 1,34 %.

21. Составьте уравнения гидролиза карбоната натрия (Na_2CO_3) по ступеням, укажите реакцию среды.

Ответ: щелочная.

22. Рассчитайте pH 0,1 М раствора ацетата натрия (CH_3COONa). $K_d(\text{CH}_3\text{COOH})=1,8 \cdot 10^{-5}$.

Ответ: 8,87.

23. В каком направлении сместится равновесие гидролиза NH_4Cl при добавлении HCl ? $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$.

Ответ: влево (подавляется гидролиз).

6. Окислительно-восстановительные реакции

24. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнении: $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$.

Ответ: 2, 3, 1 $\rightarrow$ 2, 3, 2.

25. Какой объём кислорода (н.у.) потребуется для окисления 1,5 моль сероводорода до серы?

Ответ: 16,8 л.

26. Составьте уравнение реакции методом полуреакций: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

Ответ: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 14\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 + 2\text{KCl} + 7\text{H}_2\text{O}$.

7. Комплексные соединения

27. Назовите комплексные соединения: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$.

Ответ: сульфат тетраамминмеди(II), гексацианоферрат(III) калия, хлорид гексаамминкобальта(III).

28. Определите координационное число комплексообразователя в $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]$.

Ответ: 6.

29. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ равна $6,8 \cdot 10^{-8}$. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем избыток аммиака (0,1 моль/л).

Ответ: $6,8 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Профессионально-ориентированные задачи

30. В доменной печи протекает реакция восстановления железа: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$. Рассчитайте объём оксида углерода(II) (н.у.), необходимый для получения 1 т железа, если степень использования CO составляет 80 %.

Ответ: 750 м³ (с учётом избытка).

31. При электролизе расплава хлорида натрия на аноде выделилось 44,8 л хлора (н.у.). Какая масса натрия образовалась на катоде?

Ответ: 92 г.

Примеры домашних работ

Домашняя работа №1 (Разделы 1–2: стехиометрия, строение атома, химическая связь)

Задача 1. (Стехиометрия)

При полном сгорании 5,6 л (н.у.) газообразного органического вещества образовалось 16,8 л углекислого газа (н.у.) и 13,5 г воды. Плотность вещества по воздуху равна 1,586. Определите молекулярную формулу вещества.

Указание: вычислите количества веществ, найдите простейшую формулу, затем молекулярную.

Задача 2. (Закон эквивалентов)

При окислении 1,2 г металла получено 1,7 г оксида. Вычислите эквивалентную массу металла и определите, какой это металл, если его степень окисления в оксиде равна +2.

Ответ: 24 г/моль; магний.

Задача 3. (Электронные конфигурации)

Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 34. Укажите, к какому электронному семейству (s-, p-, d-, f-) они относятся, определите валентные электроны.

Ответ: Mn – $[\text{Ar}]3d^54s^2$, d-элемент; Se – $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^4$, p-элемент.

Задача 4. (Химическая связь)

Для соединений NaCl , CCl_4 , MgO , N_2 определите тип химической связи, изобразите схему образования связи для одного из них. Укажите, в каких из этих веществ связь является ковалентной полярной, в каких – ионной, а в каких – неполярной.

Ответ: NaCl , MgO – ионная; CCl_4 – ковалентная полярная; N_2 – ковалентная неполярная.

Задача 5. (Пространственное строение)

Для молекулы BF_3 определите тип гибридизации центрального атома и геометрическую форму молекулы. Объясните, почему эта молекула неполярна.

Ответ: sp^2 -гибридизация, треугольная плоская; дипольные моменты связей скомпенсированы.

Домашняя работа №2 (Разделы 3–4: термохимия, кинетика, растворы, гидролиз)

Задача 1. (Термохимия)

Стандартные энтальпии образования $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ соответственно равны $-285,8$ и $-241,8$ кДж/моль. Рассчитайте тепловой эффект испарения 1 кг воды при 25 °С.

Ответ: 2444 кДж.

Задача 2. (Химическая кинетика)

Для реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ при 25 °С константа скорости равна $1,2 \cdot 10^3 \text{ л}^2/(\text{моль}^2 \cdot \text{с})$. Начальные концентрации NO и O_2 составляют 0,1 и 0,05 моль/л соответственно. Вычислите: а) начальную скорость реакции; б) скорость в момент, когда прореагирует 50% NO .

Ответ: а) 0,6 моль/(л·с); б) 0,15 моль/(л·с).

Задача 3. (Химическое равновесие)

В реакторе объёмом 1 л смешали 1 моль CO и 1 моль H_2O . После установления равновесия $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ образовалось 0,6 моль CO_2 . Вычислите константу равновесия.

Ответ: $K = 2,25$.

Задача 4. (Растворы)

Какую массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять для приготовления 500 мл 0,1 М раствора сульфата меди? Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента (нормальность) полученного раствора для реакции полного осаждения ионов Cu^{2+} .

Ответ: 12,48 г; $C_n = 0,2$ моль/л.

Задача 5. (Гидролиз)

Вычислите pH 0,01 М раствора цианида калия (KCN), если $K_d(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$. Напишите уравнение гидролиза и укажите среду раствора.

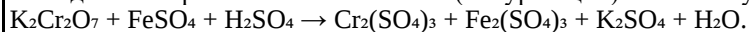
Ответ: $\text{pH} \approx 10,9$.

2 семестр

Домашняя работа №3 (Разделы 5–6: ОВР, комплексные соединения)

Задача 1. (ОВР)

Методом электронно-ионного баланса (полуреакций) составьте уравнение реакции:



Рассчитайте, какой объём 0,2 М раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ потребуется для окисления 0,5 моль FeSO_4 .

Ответ: 0,833 л.

Задача 2. (ОВР + термодинамика)

Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из медного и цинкового электродов, погружённых в 0,1 М растворы своих солей. Стандартные электродные потенциалы: $\varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76$ В, $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34$ В. Напишите уравнения электродных процессов и суммарную реакцию.

Ответ: $E = 1,10$ В.

Задача 3. (Комплексные соединения)

Назовите следующие комплексные соединения:

а) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; б) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; в) $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$.

Для соединения (б) определите заряд комплексобразователя, координационное число, тип гибридизации и геометрическую форму иона.

Ответ: Ag^+ , $KЧ=2$, sp-гибридизация, линейная форма.

Задача 4. (Константа нестойкости)

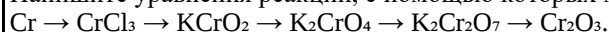
Константа нестойкости иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ равна $3,5 \cdot 10^{-10}$. Вычислите концентрацию ионов Zn^{2+} в 0,1 М растворе $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, содержащем избыток NH_3 (0,5 моль/л).

Ответ: $1,4 \cdot 10^{-9}$ моль/л.

Домашняя работа №4 (Раздел 7: d-элементы)

Задача 1. (Хром)

Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите степени окисления хрома в каждом соединении.

Ответ: степени: 0, +3, +3, +6, +6, +3.

Задача 2. (Марганец)

Какую массу перманганата калия (KMnO_4) следует взять для приготовления 250 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л, если предполагается использовать этот раствор в реакции окисления в кислой среде?

Ответ: 0,79 г.

Задача 3. (Железо)

Составьте уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства гидроксида железа(III). Напишите ионно-молекулярные уравнения.

Ответ: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$ (в конц. щёлочи).

Задача 4. (Медь и цинк)

Сплав меди и цинка массой 10 г обработали избытком разбавленной серной кислоты. Выделившийся газ собрали; его объём составил 2,24 л (н.у.). Определите массовые доли металлов в сплаве.

Ответ: $\text{Zn} - 65\%$, $\text{Cu} - 35\%$.

Задача 5. (Титан и ванадий)

Напишите уравнения реакций, подтверждающих переход ванадия от степени окисления +5 до +2. Используйте в качестве восстановителя цинк в кислой среде.

Указание: $\text{V}^{5+} \rightarrow \text{VO}^{2+} (\text{V}^{4+}) \rightarrow \text{V}^{3+} \rightarrow \text{V}^{2+}$.

5.3. Оценочные материалы, используемые для экзамена (описание билетов, тестов и т.п.)

5.4. Методика оценки освоения дисциплины (модуля, практики. НИР)

ШКАЛА ОЦЕНИВАНИЯ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ:

Оценка "зачтено" - задания выполнены полностью, задачи решает верно, знает основные формулы и законы.

Оценка "не зачтено" - задания выполнены не в полном объеме, допущены ошибки в решении задач и знания основных формул и законов.

ШКАЛА ОЦЕНИВАНИЯ ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ:

«отлично» – студент показывает глубокие, исчерпывающие знания в объеме пройденной программы, уверенно действует по применению полученных знаний на практике, грамотно и логически стройно излагает материал при ответе, умеет формулировать выводы из изложенного теоретического материала, знает дополнительно рекомендованную литературу;

«хорошо» – студент показывает твердые и достаточно полные знания в объеме пройденной программы, допускает незначительные ошибки при освещении заданных вопросов, правильно действует по применению знаний на практике,

четко излагает материал;

«удовлетворительно» – студент показывает знания в объеме пройденной программы, ответы излагает хотя и с ошибками, но уверенно исправляемыми после дополнительных и наводящих вопросов, правильно действует по применению знаний на практике;

«неудовлетворительно» – студент допускает грубые ошибки в ответе, не понимает сущности излагаемого вопроса, не умеет применять знания на практике, дает неполные ответы на дополнительные и наводящие вопросы.

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

6.1. Рекомендуемая литература

6.1.1. Основная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год
Л1.1	Габриелян О.С.	Химия для профессий и специальностей технического профиля: учебник	Электронный каталог	Москва ИЦ "Академия", 2013

6.1.2. Дополнительная литература

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год
Л2.1	Глинка Н.Л. Глинка Н.Г.	Общая химия : учебное пособие	Электронный каталог	Москва КРОНУС, 2010

6.1.3. Методические разработки

	Авторы, составители	Заглавие	Библиотека	Издательство, год
Л3.1	Хаханина Т.И. Хаханина Т.И., Никитина Н.Г.	Аналитическая химия : учебное пособие	Электронный каталог	Москва Юрайт; Высшее образование, 2010

6.2. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

Э1	Научная электронная библиотека https://elibrary.ru	https://elibrary.ru
Э2	Электронная библиотека МИСиС http://lib.misis.ru	http://lib.misis.ru
Э3	ЭБС Университетская библиотека онлайн http://biblioclub.ru	онлайн http://biblioclub.ru

6.3 Перечень программного обеспечения

П.1	Microsoft Office
П.2	Microsoft Teams

6.4. Перечень информационных справочных систем и профессиональных баз данных

И.1	Научная электронная библиотека https://elibrary.ru
И.2	Электронная библиотека МИСиС http://lib.misis.ru
И.3	ЭБС Университетская библиотека онлайн http://biblioclub.ru
И.4	Российская платформа открытого образования http://openedu.ru

7. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ

Ауд.	Назначение	Оснащение
25	Химия	Компьютер, проектор, экран, комплект тематических презентаций, доступ к интернету
33	Химия	Мини-экспресс-лаборатория для учебных экологических исследований "Пчелка-У", Многофункциональный

8. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Дисциплина «Химия» относится к точным наукам и требует значительного объема самостоятельной работы. Качественное освоение дисциплины возможно только при систематической самостоятельной работе.

При подготовке к выполнению лабораторной работы требуется проработка теоретического материала по теме лабораторной работы, оформление лабораторного журнала для внесения полученных экспериментальных результатов и выполнение домашнего задания. При выполнении этих требований студент допускается к выполнению лабораторной работы.

Защита лабораторной работы состоит из двух частей: выполнения тестового задания по теме лабораторной работы и беседы с преподавателем по выполнению экспериментальной части лабораторной работы.

Домашнее задание (решение задач по соответствующей теме из сборника задач) выполняется в отдельной тетради. В каждом семестре предусмотрены три домашних задания.

На контрольную работу выносятся материал по нескольким разделам дисциплины. В каждом семестре предусмотрены две контрольные работы.

--