

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФГБОУ ВО Уральский государственный лесотехнический университет
Уральский лесотехнический колледж

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

ЕН.02 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

специальность

18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений

Составитель: кандидат технических наук, доцент

С.В.Целищева

Рабочая программа рекомендована к использованию в учебном процессе методическим советом Уральского лесотехнического колледжа
(протокол №1 от «30» августа 2024 года)

Председатель методического совета


(подпись)

М.В. Чапаева

г. Екатеринбург, 2024

СОДЕРЖАНИЕ

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ	3
2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИ- ПЛИНЫ	7
3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ	14
4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ	17
5. ПРИЛОЖЕНИЕ – ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ	20

1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА РАБОЧЕЙ ПРОГРАММЫ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы

Учебная дисциплина «ЕН.02 Общая и неорганическая химия» является обязательной частью математического и общего естественнонаучного учебного цикла образовательной программы в соответствии с ФГОС СПО по специальности «18.02.12 Технология аналитического контроля химических соединений».

Учебная дисциплина имеет практическую направленность и использует межпредметные связи с дисциплинами:

ОПЦ.02 Органическая химия,
ОПЦ.03 Аналитическая химия,
ОПЦ.04 Физическая химия,
ОПЦ.05 Коллоидная химия,
ОПЦ.14 Науки о земле,
ЕН.03 Экология,
МДК.01.01 Физико-химические методы анализа.

1.2. Цель и планируемые результаты освоения дисциплины

В рамках программы учебной дисциплины обучающимися осваиваются умения и знания

Код ПК, ОК	Умения	Знания
ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам ОК 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях ПК 2.2. Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ химическими и физико-химическими методами	давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; использовать лабораторную посуду и оборудование; находить молекулярную формулу вещества; применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории; применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.	гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей); диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; классификацию химических реакций и закономерности их проведения; обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов; общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе; окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена; основные понятия и законы химии; основы электрохимии; периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, за-

		кономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения; типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной): формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов; характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.
--	--	---

2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

2.1. Объем учебной дисциплины и виды учебной работы

Вид учебной работы	Объем часов
Объем образовательной программы учебной дисциплины	92
в т.ч.:	
теоретическое обучение	22
практические занятия	20
лабораторные работы	40
Самостоятельная работа	10
Промежуточная аттестация в форме* зачет с оценкой	

2.2. Тематический план и содержание учебной дисциплины

Наименование разделов и тем	Содержание учебного материала и формы организации деятельности обучающихся	Объем часов
1	2	3
РАЗДЕЛ 1	ОБЩАЯ ХИМИЯ	40
Тема 1.1 Основные понятия и законы химии	Содержание учебного материала Лекции 1. Задачи, решаемые неорганической химией и ее связь с другими дисциплинами. Химия и научно-технический прогресс. Правила техники безопасности, правила поведения в химической лаборатории. Знакомство с технической и справочной литературой. 2. Классификация, номенклатура неорганических соединений: рациональная, системная, тривиальная. 3. Основные стехиометрические понятия и законы. Атомно – молекулярное учение. Периодический закон. Развитие периодического закона. 4. Понятия: эквивалент, молярная масса эквивалента. Определение эквивалентов веществ в реакциях обмена и в окислительно-восстановительных реакциях. 5. Понятия: объемная доля, молярная доля, массовая доля.	2
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Решение задач на газовые законы. Определение молярных масс газов. 2. Расчеты объемной и молярной долей веществ. 3. Расчет эквивалентных масс соединений. Решение задач на закон эквивалентов. 4. Номенклатура неорганических соединений	2
	Лабораторная работа «Классы неорганических соединений»	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,25
Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система элементов. Строение атома	Содержание учебного материала Лекции 1. Принципы распределения электронов на атомных орбиталях, принцип наименьшего запаса энергии, периодичность свойств химических элементов. Размеры атомов и ионов. 2. Типы химических связей, гибридизация атомных орбиталей, валентные состояния атома углерода. 3. Основные характеристики связи: энергия, длина, валентный угол, полярность. метод валентных связей. Описание строения, формы молекул и их химической активности с точки зрения метода валентных связей. 4. Свойства элементов и их соединений.	3

	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Составление молекулярных формул, характеристика элементов с точки зрения строения атомов. 2. Определение типа химических связей, описания строения и формы молекул с точки зрения метода валентных связей и зависимости от типа гибридизации центрального атома.	4
	Самостоятельная работа обучающихся	0,5
Тема 1.3 Окислительно-восстановительные реакции	Содержание учебного материала	
	Лекции 1. ОВР в свете учения о строении атома. Изменение окислительно-восстановительных свойств атомов и ионов в зависимости от их электронного строения. 2. Важнейшие окислители и восстановители. Типы ОВР. Составление ОВР методом полуреакций. Оценка возможности протекания ОВР, расчет ЭДС реакции. 3. Электролиз, как ОВ процесс. Процессы, протекающие на катоде и на аноде.	2
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Особенности протекания окислительно-восстановительных реакций в кислой, щелочной и нейтральной средах, составление ОВР методом полуреакций. 2. Решение задач, описание окислительно-восстановительных реакций на электродах.	2
	Лабораторная работа «Типы окислительно-восстановительных реакций».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,5
Тема 1.4 Химическая кинетика и равновесие химических процессов. Основы термохимии	Содержание учебного материала	
	Лекции 1. Определение гомогенных и гетерогенных химических реакций, факторы, влияющие на скорость химических реакций. 2. Понятия: энергия активации, энергетический барьер реакции, тепловой эффект реакции, действие катализатора на протекание химической реакции. Гомогенный, гетерогенный катализ. 3. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия. 4. Тепловой эффект химической реакции.	2
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	

	Практическое занятие 1. Решение задач по определению скорости химических реакций, константы равновесия. 2. Решение задач на равновесие химических реакций, на смещение химического равновесия. 3. Решение задач на нахождение тепловых эффектов химических реакций.	2
	Лабораторная работа «Зависимость скорости химической реакции от температуры, концентрации и катализаторов. Смещение химического равновесия».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,25
Тема 1.5 Общие сведения о растворах. Современная теория растворов. Гидраты, сольваты, кристаллогидраты.	Содержание учебного материала Лекции	1
	1. Понятие коэффициент растворимости (Кр), сущность кривых растворимости. 2. Способы выражения состава раствора.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие Решение расчетно-практических задач по теме.	2
	Лабораторная работа «Приготовление растворов нормальной и молярной концентрации».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,25
Тема 1.6. Электролитическая диссоциация.	Содержание учебного материала Лекции	4
	1. Механизм диссоциации электролита с ионной и ковалентной полярной связью. Степень и константа диссоциации, факторы, влияющие на них. 2. Электролиты и неэлектролиты. Определение амфотерного электролита. Произведение растворимости. Расчет концентрации ионов в растворе. Расчет растворимости по произведению растворимости. 3. Гидролиз солей, факторы, влияющие на гидролиз. Степень и константа гидролиза. Составление уравнений и гидролиза.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Лабораторная работа «Изучение хода обменных реакций в растворах электролитов».	4
	Лабораторная работа «Исследование реакции гидролиза; влияние различных факторов на степень гидролиза солей, обратимость гидролиза. Проведение полного гидролиза солей».	
	Самостоятельная работа обучающихся	0,25
РАЗДЕЛ 2	НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ: ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ	22
Тема 2.1	Содержание учебного материала: Лекции	1

Общие сведения о неметаллах. p – элементы VII группы периодической системы элементов.	1.Общий обзор неметаллов. Положение неметаллов в периодической системе. 2.Общая характеристика галогенов: электронное строение атомов, валентность и степени окисления в соединениях, физические и химические свойства. Способы получения. 3. Водородные соединения галогенов. Соли галогеноводородных кислот. Краткая характеристика кислородных соединений галогенов. Применение галогенов и их соединений.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Лабораторная работа «Свойства p – элементов VII группы».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	1
Тема 2.2 p – элементы VI группы периодической системы элементов	Содержание учебного материала: Лекции	1
	1.Общая характеристика кислорода и серы. Аллотропные видоизменения кислорода и серы. Соединения серы: сероводород и оксиды серы, H_2SO_4 и ее соли. 2. Серная кислота. Физические и химические свойства серной кислоты. Химические реакции, лежащие в основе производства серной кислоты. Общий обзор свойств селена, теллура и их соединений.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Составление структурно – графических формул различных серосодержащих кислот. 2. Составление уравнений ОВР с различными степенями окисления серы.	1
	Лабораторная работа «Свойства p – элементов VI группы».	4
	Самостоятельная работа обучающихся	1
Тема 2.3 p – элементы V группы периодической системы элементов	Содержание учебного материала: Лекции	1
	1.Общая характеристика элементов главной подгруппы пятой группы. Валентность и степени окисления. Азот, аммиак. Соли аммония. 2. Кислородные соединения азота. 3. Азотные удобрения. Общий обзор свойств фосфора, мышьяка, сурьмы, висмута.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	

	Практическое занятие 1. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций (металлов с концентрированной и разбавленной азотной кислотой) 2. Описание уравнениями реакций цепочек химических превращений. 3. Решение расчетно-практических задач. 4. Составление уравнений реакций получения фосфорсодержащих соединений. 5. Решение задач на определение массовой доли азота, фосфора (V) в минеральных удобрениях.	1
	Лабораторная работа «Свойства р – элементов V группы».	4
	Самостоятельная работа обучающихся	1
Тема 2.4 р – элементы IV и III групп периодической системы элементов	Содержание учебного материала: Лекции 1. Электронное строение углерода, кремния. Распространенность в природе и аллотропия. физические и химические свойства. Бор, распространенность в природе. Физические и химические свойства бора и его соединений. Применение бора и его соединений. 2. Кислородные соединения углерода и кремния. Угольная и кремниевая кислоты и их соли. Применение соединений кремния и углерода.	1
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Лабораторная работа «Свойства р – элементов IV группы».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	1
РАЗДЕЛ 3	НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ: ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ	30
Тема 3.1 Общие сведения о металлах s- элементы I-II группы периодической системы элементов	Содержание учебного материала: Лекции 1. Общий обзор металлов. Положение металлов в периодической системе элементов, металлическая связь. Кристаллическое строение металлов. 2. Электрохимический ряд напряжений металлов. Металлы в природе. Сплавы. Коррозия металлов. 3. Электронное строение щелочных и щелочноземельных металлов, бериллия, магния. Распространенность в природе. Физические и химические свойства. 4. Получение щелочных и щелочноземельных металлов, их применение. Важнейшие соединения. 5. Жесткость воды и способы ее устранения.	1,5
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	

	Практическое занятие 1. Составление уравнений реакций, описывающих химические свойства s-элементов. 2. Составление реакций ионного обмена в цепочках химических превращений. 3. Расчеты по уравнениям реакций.	2
	Лабораторная работа «Свойства s- элементов I-II группы».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,5
Тема 3.2 p - элементы III и IV групп периодической системы элементов.	Содержание учебного материала: Лекции	0,5
	1. Электронное строение атомов металлов (алюминий, германий, олово, свинец), их общая характеристика. 2. Физические и химические свойства. Амфотерность оксидов и гидроксидов.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Составление уравнений реакций получения и свойств алюминия, олова, свинца и их соединений. 2. Составление уравнений химических реакций гидролиза солей алюминия.	1
	Лабораторная работа «Свойства p-элементов III-IV группы».	2
	Самостоятельная работа обучающихся	0,5
Тема 3.3 Общая характеристика d-элементов d - элементы VI и VII групп периодической системы элементов.	Содержание учебного материала: Лекции	1
	1. Положение в периодической системе. Строение атомов. Хроматы и дихроматы. Свойства и применение. 2. Марганец. Строение атома. Химические свойства соединений марганца. Получение и применение.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Составление уравнений реакций с использованием соединений хрома и марганца. 2. Описание уравнениями реакций окислительных свойств хрома (VI) и марганца (VII).	1
	Лабораторная работа «Свойства d-элементов VI-VII группы».	4
	Самостоятельная работа обучающихся	1
Тема 3.4 d- элементы VIII группы периодической системы элементов.	Содержание учебного материала: Лекции	0,5
	1. Электронное строение элементов семейства железа. Общая характеристика и распространенность в природе. Свойства. Оксиды и гидроксиды железа. Соли железа. 2. Применение и получение железа и его соединений. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Платиновые металлы.	

	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие 1. Составление уравнений химических реакций получения железа и его соединений. 2. Составление уравнений реакций гидролиза солей железа.	1
	Лабораторная работа «Свойства d-элементов VIII группы».	4
	Самостоятельная работа обучающихся	1
Тема 3.5 d- элементы I-II В группы периодической системы элементов	Содержание учебного материала: Лекции	0,5
	1. Физические и химические свойства меди, золота, серебра. Нахождение в природе, получение и применение. 2. Физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Нахождение в природе, получение и применение.	
	Тематика практических занятий и лабораторных работ	
	Практическое занятие Решение расчетных и качественных задач.	1
	Лабораторная работа «Свойства d-элементов I-II группы».	4
	Самостоятельная работа обучающихся	1

3. УСЛОВИЯ РЕАЛИЗАЦИИ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

3.1. Материально-техническое обеспечение

Реализация программы предполагает наличие следующих помещений:

- учебная аудитория для проведения лекционных, практических занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущей и промежуточной аттестации оснащена: столами, аудиторными скамьями для обучающихся, меловой доской, химическими таблицам;

- компьютерный класс для проведения практических и лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации оснащен: столами и стульями для обучающихся, рабочее место преподавателя, оборудованное компьютером; экран, интерактивная доска, стационарный проектор, компьютеры с выходом в сеть Интернет и электронную информационную образовательную среду;

- химическая лаборатория для проведения практических и лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций оснащена: столы и стулья для обучающихся, рабочее место преподавателя, иономеры, лабораторные установки, вытяжной шкаф, шкафы для хранения химических реактивов, шкафы для хранения раздаточного материала, металлический стеллаж, встроенный шкаф для хранения химических реактивов.

В качестве помещений для самостоятельной работы обучающихся используется:

- читальный зал № 1 имеющий автоматизированные рабочие места для читателей с выходом в сеть Интернет и электронную информационную образовательную среду УГЛТУ, программное обеспечение общего назначения. Технология беспроводной локальной сети Wi-Fi.

Программное обеспечение:

– операционная система Windows 7, License 49013351 УГЛТУ Russia 2011-09-06, OPEN 68975925ZZE1309. Срок: бессрочно;

- операционная система Astra Linux Special Edition. Договор №Pr000013979/0385/22-ЕП-223-06 от 01.07.2022. Срок: бессрочно;

– пакет прикладных программ Office Professional Plus 2010, License 49013351 УГЛТУ Russia 2011-09-06, OPEN 68975925ZZE1309. Срок: бессрочно;

– пакет прикладных программ Р7-Офис.Профессиональный. Договор №Pr000013979/0385/22-ЕП-223-06 от 01.07.2022. Срок: бессрочно;

– антивирусная программа Kaspersky Endpoint Security для бизнеса- Расширенный Russian Edition 2 year Educational Renewal License. Договор № 0436/3К от 20.09.2024. Срок с 24.09.2024 г. по 13.10.2026 г.;

– операционная система Windows Server. Контракт на услуги по предоставлению лицензий на право использовать компьютерное обеспечение № 067/ЭА от 07.12.2020 года. Срок бессрочно;

– система видеоконференцсвязи Пруффми. Договор № №2576620-2/0120/24-ЕП-223-03 от 16.03.2024. Срок: с 16.03.2024 по 15.03.2025;

– система управления обучением LMS Moodle – программное обеспечение с открытым кодом, распространяется по лицензии GNU Public License (rus);

– браузер Yandex (<https://yandex.ru/promo/browser/>) – программное обеспечение распространяется по простой (неисключительной) лицензии;

– ЦОП «Химия. Виртуальная лаборатория. Задачи. Тренажеры. Тесты». Договор №13/21/0183/21-223-03 от 16.04.2021. Срок: бессрочно;

3.2. Информационное обеспечение реализации программы

Для реализации программы учебной дисциплины библиотечный фонд образовательной организации имеет печатные и/или электронные образовательные и информационные ресурсы, рекомендуемые для использования в образовательном процессе.

3.2.1 Основные печатные издания

1. Александрова, Э. А. Химия неметаллов : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 358 с.

2. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 349 с.
3. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 2 : учебник для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 383 с.
4. Ерохин, Ю. М. Сборник тестовых заданий по химии : учеб. пособие / Ю. М. Ерохин. - Москва : Академия, 2021. —128 с.
5. Ерохин, Ю.М. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей : учебник / Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева. - Москва : Академия, 2021. — 448 с.

3.2.2. Основные электронные издания

1. Александрова, Э. А. Химия неметаллов : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Э. А. Александрова, И. И. Сидорова. — 3-е изд., испр. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 358 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-00704-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/538589> (дата обращения: 26.11.2024).
1. Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2023. — 349 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-9672-2. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/512151> (дата обращения: 07.02.2024).
2. Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 713 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-19093-9. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/555941> (дата обращения: 26.11.2024)..
3. Глинка, Н. Л. Общая химия. Задачи и упражнения : учебно-практическое пособие для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 236 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-09475-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537141> (дата обращения: 26.11.2024)..
4. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия: теоретические основы : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 199 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-16280-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/530733> (дата обращения: 26.11.2024).
5. Никитина, Н. Г. Общая и неорганическая химия: теоретические основы : учебник и практикум для среднего профессионального образования / Н. Г. Никитина, В. И. Гребенькова. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 199 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-16280-6. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/530733> (дата обращения: 26.11.2024).
6. Смари́гин, С. Н. Неорганическая химия. Практикум : учебно-практическое пособие для среднего профессионального образования / С. Н. Смари́гин, Н. Л. Багнавец, И. В. Дайдакова. — Москва : Издательство Юрайт, 2021. — 414 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-03577-3. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/477871> (дата обращения: 26.11.2024).
7. Общая химия. Практикум : учебное пособие для среднего профессионального образования / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова, О. В. Нестеровой. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 248 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-534-17503-5. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537142> (дата обращения: 26.11.2024).

3.2.3. Дополнительные источники

1 Росин, И. В. Химия. Учебник и задачник : для среднего профессионального образования / И. В. Росин, Л. Д. Томина, С. Н. Соловьев. — Москва : Издательство Юрайт, 2024. — 420 с. — (Профессиональное образование). — ISBN 978-5-9916-6011-2. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: <https://urait.ru/bcode/537024> (дата обращения: 26.11.2024).

4. КОНТРОЛЬ И ОЦЕНКА РЕЗУЛЬТАТОВ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Результаты обучения	Критерии оценки	Формы и методы оценки
освоенные умения: -давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; -использовать лабораторную посуду и оборудование; -находить молекулярную формулу вещества; -применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории; -применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; -проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; -составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; -составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов. освоенные знания: -гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей); -диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; -классификацию химических реакций и закономерности их проведения; -обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение	Демонстрирует умения давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; демонстрирует умения использовать лабораторную посуду и оборудование; демонстрирует умения находить молекулярную формулу вещества; демонстрирует умения применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории; демонстрирует умения применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности; демонстрирует умения проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений; демонстрирует умения составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции; демонстрирует умения составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов. Демонстрирует знания гидролиза солей, электролиза расплавов и растворов (солей и щелочей); демонстрирует знания диссоциации электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты; демонстрирует знания классификации химических реакций и закономерности их проведения;	Экспертное наблюдение и оценивание выполнения лабораторных и практических работ. Текущий контроль в форме защиты практических и лабораторных работ Письменный опрос в форме тестирования. Оценка в рамках текущего контроля результатов выполнения индивидуальных практических заданий.

химического равновесия под действием различных факторов; -общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе; -окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена; -основные понятия и законы химии; -основы электрохимии; -периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; -тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения; -типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной); -формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов; -характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.	демонстрирует знания обратимых и необратимых химических реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов; демонстрирует знания общей характеристики химических элементов в связи с их положением в периодической системе; демонстрирует знания окислительно-восстановительных реакции, реакции ионного обмена; демонстрирует знания основных понятий и законов химии; демонстрирует знания основ электрохимии; демонстрирует знания периодических законов и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, закономерностей изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам; демонстрирует знания теплового эффекта химических реакций, термохимические уравнения; демонстрирует знания типов и свойств химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной); демонстрирует знания форм существования химических элементов, современных представлений о строении атомов; демонстрирует знания характерных химических свойств неорганических веществ. «Отлично» - теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов, умения сформированы, все предусмотренные программой учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено высоко. «Хорошо» - теоретическое со-	Промежуточная аттестация в форме дифференцированного зачета
---	--	--

	держание курса освоено полностью, без пробелов, некоторые умения сформированы недостаточно, все предусмотренные программой учебные задания выполнены, некоторые виды заданий выполнены с ошибками. «Удовлетворительно» - теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые умения работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий содержат ошибки. «Неудовлетворительно» - теоретическое содержание курса не освоено, необходимые умения не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки.	
--	---	--

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

для проведения промежуточной аттестации

ДИСЦИПЛИНА ЕН.02 ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

для студентов

СПЕЦИАЛЬНОСТИ 18.02.12 ТЕХНОЛОГИЯ АНАЛИТИЧЕСКОГО КОНТРОЛЯ

ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Общие положения

Фонд оценочных средств (ФОС) предназначен для контроля и оценки образовательных достижений студентов, осваивающих программу учебной дисциплине ЕН. О2 Общая и неорганическая химия.

ФОС включают контрольно-измерительные материалы для проведения промежуточной аттестации в соответствии с программой учебной дисциплины.

Оценочные средства (ОС) разделяются на средства проверки (контрольные задания), показатели выполнения, критерии оценки:

- средства проверки (контрольные задания) включают одну или несколько задач (вопросов) в виде краткой формулировки действий (деятельности), которые следует выполнить, или описание результата, который нужно получить;
- показатели выполнения представляют собой формализованное описание оцениваемых основных (ключевых) параметров процесса (алгоритма) или результата деятельности;
- критерии оценки описывают правила определения численной или вербальной оценки при сравнении показателей выполнения с результатами (процесса или продукта) действий, демонстрируемых (полученных) аттестуемым.

2. Результаты освоения учебной дисциплины (модуля), подлежащие проверке.

В результате освоения учебной дисциплины обучающийся должен

Знать:

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
- основные понятия и законы химии;
- основы электрохимии;
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

Уметь:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- находить молекулярную формулу вещества;

- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.

Общие и профессиональные компетенции:

ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам;

ОК 07. Содействовать сохранению окружающей среды, ресурсосбережению, применять знания об изменении климата, принципы бережливого производства, эффективно действовать в чрезвычайных ситуациях;

ПК 2.2. Проводить качественный и количественный анализ неорганических и органических веществ химическими и физико-химическими методами.

3. Организация контроля и оценки освоения программы дисциплины

Формой промежуточной аттестации обучающихся является дифференцированный зачет (экзамен, другая форма контроля), который проводится в сроки, установленные учебным планом и определяемые календарным учебным графиком образовательного процесса, в форме: тестовый контроль бланкового тестирования.

В ходе проведения экзамена в **форме тестового контроля** у экзаменатора должны быть следующие материалы:

- комплекты бланков тестирования в количестве, равном списочному составу группы (с запасом 2-3 комплекта);
- инструкция по заполнению бланков тестовых заданий;
- справочные материалы (если они необходимы по условиям тестирования);
- листы для черновиков.

В ходе проведения экзамена в **форме тестового контроля** у обучающегося должны быть следующие материалы: ручка, простой карандаш, ластик, калькулятор (словарь иностранных слов и др.)

Время проведения теста не должно превышать 90 минут.

Критерии выставления оценок (тестирование)

При определении оценки знаний студентов во время тестирования преподаватели руководствуются следующими критериями:

- оценка 5 **"отлично"** выставляется студенту, давшему 85-100 % верных ответов;
- оценки 4 **"хорошо"** заслуживает студент, давший от 75 до 84 % верных ответов;
- оценка 3 **"удовлетворительно"** выставляется студенту, давшему от 60 до 74 % верных ответов.

4. Оценочные средства промежуточной аттестации

1. Теоретические вопросы по теме/разделу: Общая химия

1 Атомные орбитали. Квантовые числа. S-, p-, d-, f-состояния электрона и соответствующие им формы электронных облаков.

2 Квантовые числа и порядок заполнения электронных слоёв и оболочек многоэлектронных атомов: принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Хунда.

3 Гетерогенные равновесия. Произведение растворимости. Расчет растворимости мало-растворимой соли по величине произведения растворимости. Влияние на растворимость температуры, кислотности раствора, присутствия одноименных ионов, процессов комплексообразования.

4 Периодический закон Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов как естественная классификация элементов по строению внешних электронных оболочек атомов. Структура Периодической системы. Периоды, группы, подгруппы. Полные и неполные электронные аналоги.

5 Радиусы атомов, их изменение в периодах и группах Периодической системы. Зависимость кислотно-основных свойств.

6 Виды химической связи. Электроотрицательность, валентность и степень окисления элементов.

7 Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Особые случаи гидролиза. Способы усиления гидролиза.

8 Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Кислотно-основные индикаторы.

9 Константы диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Концентрационные и термодинамические константы диссоциации.

10 Сильные электролиты. Активности ионов. Ионная сила раствора. Расчёт концентраций ионов в растворах сильных электролитов.

11 Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Порядок реакции и молекулярность элементарной стадии химической реакции.

12 Химическое равновесие. Связь стандартного изменения энергии Гиббса с константой равновесия. Расчет констант равновесия. Исходные и равновесные концентрации веществ. Влияние температуры на константу равновесия.

13 Понятие о термодинамической системе. Равновесные и неравновесные химические процессы. Функции состояния. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Экзотермические и эндотермические реакции. Термохимическое уравнение. Изменение энтальпии как характеристики теплового эффекта химической реакции.

14 Закон Гесса и его применение для расчета тепловых эффектов химических реакций. Стандартные условия. Понятие о стандартном состоянии. Стандартные энтальпии образования веществ. Энергии связей в молекулах.

15 Обратимые и необратимые химические реакции. Динамический характер химического равновесия. Смещение химического равновесия при внешних воздействиях - принцип Ле Шателье-Брауна. Влияние температуры, давления и концентрации реагентов на химическое равновесие.

16 Валентные возможности и степени окисления элементов. Характеристики химической связи: энергия, длина, кратность, полярность. Типы химических связей (σ -, π - и δ -связи). Направленность и насыщаемость ковалентной связи.

17 Понятие катализа. Образование промежуточных соединений при катализе. Гомогенный и гетерогенный катализ.

18 Растворы как гомогенные системы. Гидраты и сольваты. Ненасыщенные, насыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.

19 Идеальные и неидеальные растворы. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Степень диссоциации электролита. Зависимость степени диссоциации электролита от его концентрации (закон разбавления Оствальда).

20 Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Кислоты, основания, амфотерные гидроксиды, соли с точки зрения теории электролитической диссоциации и теории Бренстеда-Лоури.

21 Буферные растворы. Применение буферных растворов в химической практике. Образование буферных растворов при протекании ионных реакций.

22 Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Наиболее употребляемые окислители и восстановители и их превращения в различных средах. Окислительно-восстановительная двойственность веществ. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций, нахождение стехиометрических коэффициентов с помощью ионно-электронных схем.

23 Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Уравнение равновесного окислительно-восстановительного потенциала (уравнение Нернста). Константа равновесия и оценка возможности самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водных растворах.

24 Электролиз растворов и расплавов. Катодный и анодный процессы и общее уравнение реакции электролиза. Перенапряжение выделения веществ при электролизе. Законы Фарадея. Химические источники тока.

25 Определение комплексного соединения. Координационная теория Вернера. Центральный атом (ион)-комплексообразователь, лиганды. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Координационное число. Координационная ёмкость (дентатность) лигандов. Основные типы комплексных соединений аквакомплексы, ацидокомплексы, гидроксокомплексы, аммиакаты. Номенклатура комплексных соединений.

2. Теоретические вопросы по теме/разделу: Неорганическая химия

1 Водород. Нахождение в природе. Изотопы водорода. Строение атома и молекулы. Положение водорода в Периодической Системе Д.И. Менделеева. Степени окисления. Физические и химические свойства водорода.

2 Литий. Нахождение в природе. Получение металлического лития, его химические свойства и применение. Отношение к кислотам, воде и различным окислителям. Соединения с кислородом, азотом и водородом – получение и химические свойства. Важнейшие соединения лития.

3 Натрий, калий, рубидий, цезий. Природные соединения щелочных металлов как сырьё химической промышленности. Получение металлов в свободном состоянии, их химические свойства. Отношение к кислотам, воде.

4 Натрий, калий, рубидий, цезий. Оксиды, пероксиды, гидриды. Гидроксиды, химические свойства и применение. Важнейшие соли: галогениды, нитраты, карбонаты и гидрокарбонаты, получение и химические свойства.

5 Медь, серебро, золото. Промышленное получение металлов. Сплавы меди и золота, их свойства и применение. Положение металлов в электрохимическом ряду напряжений. Химические свойства металлов, отношение к кислотам и щелочам, различным окислителям.

6 Магний. Нахождение в природе, получение и применение металлического магния. Сплавы магния, их свойства и применение. Отношение магния к кислотам, щелочам, различным окислителям. Использование магния для восстановления элементов из оксидов. Оксид и гидроксид магния, их свойства. Растворение гидроксида магния в солях аммония.

7 Кальций, стронций, барий. Получение и химические свойства металлов. Отношение к воде, кислотам, различным окислителям. Взаимодействие металлов с кислородом. Оксиды, пероксиды и гидроксиды, их свойства. Малорастворимые соли: сульфаты, фосфаты, карбонаты, перевод их в раствор. Термическое разложение карбонатов. Негашеная и гашеная известь.

8 Цинк, кадмий, ртуть. Нахождение в природе, получение металлов, их применение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Окисление металлической ртути элементарной серой, хлоридом железа (III). Токсичность кадмия, ртути и их соединений.

9 Бор. Нахождение в природе, получение, химические свойства. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Бораны (соединения бора с водородом). Борная и полиборные кислоты, их соли. Мета-, орто-, тетра- бораты.

10 Тетраборат натрия (бура), буферные растворы на его основе. Взаимодействие буры с кислотами и щелочами. Применение соединений бора, их токсичность.

11 Алюминий. Нахождение в природе. Получение металлического алюминия. Его химические свойства и применение. Аллюминотермия. Сплавы алюминия. Отношение алюминия к кислотам и щелочам, различным окислителям. Оксид и гидроксид алюминия, алюминаты и гидроксокомплексы.

12 Хром, молибден, вольфрам. Нахождение в природе. Получение. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Применение в качестве конструкционных материалов. Химические свойства, отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Строение и свойства карбониллов.

13 Соединения хрома (II), их восстановительные свойства. Соединения хрома (III), оксид и гидроксид, хромиты и гидроксокомплексы. Окисление соединений хрома (III).

14 Соединения хрома (VI): оксид, хромовая и дихромовая кислоты, хроматы и дихроматы, их получение, химические свойства и взаимные переходы. Окислительные свойства соединений хрома (VI) в кислой и щелочной средах. Токсичность соединений хрома.

15 Устойчивые соединения молибдена (VI) и вольфрама (VI). Молибденовая жидкость как реагент на фосфат-ионы. Гетерополисоединения.

16 Марганец. Нахождение в природе, получение и свойства. Оксид и гидроксид марганца (II), их свойства. Окисление соединений марганца (II) в различных средах.

17 Оксид марганца (IV) (пиролюзит) и его химические свойства, поведение в кислых и щелочных средах. Окислительно-восстановительная двойственность соединений марганца (IV). Соединения марганца (VI), их окислительно-восстановительные свойства и диспропорционирование.

18 Соединения марганца (VII), оксид, марганцевая кислота, перманганаты, получение, химические свойства. Взрывоопасность оксида марганца (VII). Перманганат калия, его окислительные свойства в кислой и щелочной средах, применение. Пиролиз перманганата калия.

19 Железо, кобальт, никель. Нахождение в природе, получение металлов и их свойства. Нахождение металлов в электрохимическом ряду напряжения. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Железо (II, III), кобальт (II, III), никель (II, III), их оксиды, гидроксиды, комплексные соединения. Соль Мора. Ферраты. Качественные реакции на ионы железа, никеля.

20 Азот. Нахождение в природе. Получение и применение азота. Соединения азота с водородом: аммиак, амиды, имиды, нитриды. Строение иона аммония. Соли аммония, их поведение при нагревании. Гидразин и гидросиламин. Получение, строение, свойства.

21 Оксиды азота. Их получение, строение, химические свойства. Азотистая кислота, нитриты. Азотная кислота, получение в промышленности. Химические свойства азотной кислоты и нитрат-иона. Свойства смесей азотной кислоты с соляной (царская водка), плавиковой, серной кислотами.

22 Сера. Нахождение в природе, получение элементарной серы. Аллотропия. Химические свойства серы и её применение. Отношение к кислотам, щелочам, различным окислителям. Сероводород, сульфиды. Соединения серы с кислородом. Оксид серы (IV), Сернистая кислота и её устойчивость. Сульфиты и гидросульфиты, их гидролиз. Тиосерная кислота и тиосульфат натрия. Оксид серы (VI). Серная кислота. Дисерная кислота. Олеум.

23 Хлор. Нахождение в природе. Химические свойства и применение. Хлороводород и хлороводородная (соляная) кислота, получение, химические свойства, применение. Соединения хлора с кислородом. Оксид хлора (I), хлорноватистая кислота, гипохлориты. Хлорная (белильная известь). Оксид хлора (IV). Хлористая кислота, хлориты. Хлорноватая кислота, хлораты. Хлорат калия (бертолетова соль). Оксиды хлора (VI) и (VII). Хлорная кислота и перхлораты. Взрывоопасность перхлоратов тяжёлых металлов. Токсичность хлора и его соединений.

24 Бром, иод. Нахождение в природе, получение, химические свойства и применение. Полигалогениды. Реакция брома и иода с тиосульфатом натрия. Бромоводород, бромоводородная кислота, бромиды. Иодоводород, иодоводородная кислота, иодиды. Бромноватая и иодноватая кислоты, бромная и иодная кислоты и их соли.

25 Фтор. Нахождение в природе (плавиковый шпат). Получение фтора, его химические свойства и применение. Материалы, устойчивые по отношению к фтору. Взаимодействие фтора с водой, растворами щелочей. Фториды кислорода. Фтороводород, фтороводородная (плавиковая) кислота, химические свойства и применение. Роль водородных связей в свойствах фтороводородной кислоты. Гидрофториды. Фторид-ион как лиганд.

3. Практические вопросы по теме/разделу:

1 Вычислите pH раствора, полученного при смешивании 500 см³ 0,02 М раствора CH₃COOH с равным объёмом 0,2 М раствора CH₃COOK.

2 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты: азотная кислота (конц.) + свинец → перманганат калия + нитрит калия + гидроксид калия → хромит натрия + бром + гидроксид натрия →

3 В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO₂ и O₂ составляли 0,03 моль/л и 0,025 моль/л соответственно. [SO₂] = 0,01 моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации SO₃ и O₂.

4 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте pH водных растворов солей: а) 0,1 М сульфата железа (+3); б) 0,02 М карбонат калия

5 Определите, выпадет ли осадок при сливании растворов указанных объёмов и концентраций: 100 мл 0,01 М хлорида кальция и 300 мл 0,002 М фторида натрия

6 Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций: нитрат меди (+2) + гидроксид натрия (недостаток) $\rightleftharpoons$ хлорид алюминия + карбонат калия + вода $\rightleftharpoons$ нитрат бария + сульфат натрия $\rightleftharpoons$

7 Вычислите pH буферного раствора, полученного путем смешения 50 мл 0,5 М раствора аммиака и 200 мл 0,1 М раствора хлорида аммония.

8 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты: азотная кислота (конц.) + марганец → хромит натрия + бром + гидроксид натрия →

9 В системе $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ - Q исходные концентрации азота и кислорода составляли по 3 моль/л, [NO] = 1 моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации N₂ и O₂.

10 Рассчитайте pH 0,1 М раствора CH₃COOH и 0,1 М раствора H₂SO₄.

11 Напишите реакции диссоциации, определите концентрации ионов и pH в растворах следующих электролитов: а) 3 М гидроксида аммония; б) 0,3 М азотной кислоты.

12 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты: перманганат калия + сульфат железа (II) + серная кислота → пероксид водорода + перманганат калия + серная кислота →

13 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте pH водных растворов солей: а) 0,02 М ортофосфата калия; б) 0,005 М хлорид цинка

14 Рассчитайте pH 0,1 М раствора NH₃•H₂O и 0,1 М раствора KOH.

15 Вычислите pH и pOH 1 л буферной смеси, содержащей 0,1 моль гидроксида аммония и 0,01 моль нитрата аммония.

16 В системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{NOCl}$ равновесные концентрации веществ составляют: [NO] = 0,04 М, [Cl₂] = 0,06 моль/л, [NOCl] = 0,02 моль/л. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации NO и Cl₂.

17 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты: серебро + серная кислота (конц.) → иодид аммония + нитрит калия + серная кислота → оксид азота (II) + ... бромид натрия + оксид марганца (IV) + серная кислота (разб.) →

18 Определите, выпадет ли осадок при сливании растворов указанных объемов и концентраций: 0,5 л 0,003 М нитрата кальция и 0,5 л 0,2 М карбоната натрия.

19 В системе $2\text{N}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{NO}$ равновесные концентрации веществ составляют: $[\text{N}_2\text{O}] = 0,08$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,06$ моль/л. Вычислите изменение стандартной энергии Гиббса и исходные концентрации N_2O и O_2 .

20 Напишите в молекулярном и молекулярно-ионном виде уравнения реакций: нитрат ртути (+2) + сульфид натрия $\rightleftharpoons$ хлорид аммония + вода $\rightleftharpoons$ ортофосфат алюминия + гидроксид бария (избыток) $\rightleftharpoons$

21 Рассчитайте pH 0,1 М раствора HCl и 0,1 М раствора HF.

22 Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций и расставьте стехиометрические коэффициенты: азотная кислота (конц.) + калий → перхлорат калия + сульфит калия + серная кислота →

23 Напишите реакции гидролиза и рассчитайте pH водных растворов солей: а) 0,1н карбоната натрия, б) 0,4 М хлорида кобальта (+2).

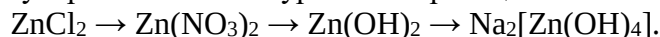
24 Определите растворимость осадка гидроксида железа (+3): а) в воде и б) в присутствии 0,1 М гидроксида натрия.

25 В системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ исходные концентрации SO_2 и O_2 составляли по 3 моль/л., $[\text{SO}_3] = 2$ моль/л. Вычислите константу равновесия системы и равновесные концентрации SO_2 и O_2 .

Пример билета для проведения промежуточной аттестации в форме дифференцированного зачета

1. Вычислите $M_{\text{э}}$ ортофосфорной кислоты в реакциях получения соответственно гидрофосфата, дигидрофосфата и фосфата кальция.

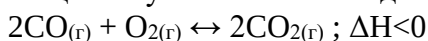
2. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций:



3. Написать электронную конфигурацию атомов и ионов: Sb, Sb^{2+} ; Br, Br^- .

4. Какую массу кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и какой объем воды требуется для приготовления 5 кг 10% раствора $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

5. Укажите, изменением каких параметров (температура, давление, концентрация) можно сместить химическое равновесие с целью увеличения выхода продуктов реакции?



6. Какие из приведенных солей подвергаются гидролизу и почему? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза и укажите значение pH раствора (больше или меньше 7).



7. При помощи метода ионно-электронного баланса (метода полуреакций) закончите уравнения ОВР. Укажите окислитель и восстановитель.



Задания для диагностической работы

1. Электронная конфигурация основного состояния элемента с зарядом ядра +24 имеет вид...

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$

2. Формула вещества, в котором реализуется металлический тип связи, имеет вид...

- а) CO_2
- б) Ca
- в) C
- г) CaC_2

3. При сгорании Ca массой 20 г выделилось 317,5 кДж теплоты. Термохимическое уравнение реакции имеет вид...

- а) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 317,5 \text{ кДж}$
- б) $\text{Ca} + 1/2\text{O}_2 \rightarrow \text{CaO} + 317,5 \text{ кДж}$
- в) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 1270 \text{ кДж}$
- г) $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 635 \text{ кДж}$

4. Скорость химической реакции между серой и металлом не зависит от...

- а) температуры
- б) площади поверхности соприкосновения веществ
- в) природы металла
- г) давления

5. Уравнение реакции присоединения имеет вид...

- а) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- б) $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
- в) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- г) $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$

6. Формула вещества, при электролитической диссоциации которого образуется наибольшее количество ионов, имеет вид...

- а) HNO_3
- б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- в) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- г) KNO_3

7. Какие значения принимает магнитное квантовое число для орбиталей d-подуровня?

- а) 0, 1, 2
- б) -2, -1, 0, +1, +2
- в) -1, 0, +1
- г) 1, 2, 3

8. Согласно термохимическому уравнению $2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2 - Q$ реакция является...

- а) изотермической
- б) эндотермической
- в) экзотермической
- г) адиабатической

9. В растворе какого вещества метилоранж имеет желтый цвет?

- а) Na_2S
- б) LiCl
- в) HCl
- г) H_3PO_4

10. Сокращенное ионное уравнение реакции $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию

- а) азотной кислоты с гидроксидом магния
- б) сероводородной кислоты с гидроксидом натрия
- в) сероводородной кислоты с гидроксидом кальция
- г) соляной кислоты с гидроксидом калия

11. Восстановление только молекул воды на катоде происходит при электролизе раствора...

- а) ZnCl_2
- б) KCl
- в) FeCl_3
- г) CuCl_2

12. С какими из следующих веществ может реагировать оксид азота (V)?

- а) CaCl_2
- б) H_2O
- в) H_2SO_4
- г) HCl

13. С какими металлами может взаимодействовать раствор сульфата меди (II)?

- а) Zn
- б) Hg
- в) Fe
- г) Ag

14. Формула вещества, с которым взаимодействует нитрат алюминия в растворе, имеет вид...

- а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- в) KCl
- г) KOH

15. Формулы ионов, с помощью которых можно установить качественный состав хлорида железа (III), имеют вид...

- а) SCN^-
- б) Ba^{2+}
- в) SO_4^{2-}
- г) Ag^+
- д) Cl^-

16. Для смещения химического равновесия в системе $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2 + Q$ в сторону образования продуктов реакции необходимо...

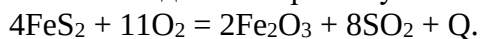
- а) понизить температуру
- б) понизить давление
- в) увеличить концентрацию кислорода
- г) повысить давление

- д) повысить температуру
17. Укажите характеристики, которыми можно классифицировать химическую реакцию

$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q:$$
 а) окислительно-восстановительная
 б) замещения
 в) обратимая
 г) эндотермическая
 д) экзотермическая
18. Соли, подвергающиеся гидролизу
 а) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ б) BaCl_2 в) Na_2CO_3 г) CuSO_4
19. Амфотерным гидроксидом является:
 а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ б) $\text{Al}(\text{OH})_3$ в) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ г) $\text{Be}(\text{OH})_2$
20. Установите соответствие между формулой вещества и его названием
- | Молекулярная формула: | Название вещества: |
|-----------------------|--------------------|
| а) I_2 | А) бром |
| б) PH_3 | Б) фосфин |
| в) FeS_2 | В) аммиак |
| г) NH_3 | Г) йод |
| | Д) пирит |
21. Установите соответствие между видом химической связи и веществом
- | Вид химической связи: | Название вещества: |
|-----------------------|--------------------|
| а) ионная | А) цинк |
| б) ковалентная | Б) хлорид натрия |
| в) водородная | В) аммиак |
| г) металлическая | Г) метан |
22. Установите соответствие между химическим элементом и количеством нейтронов в ядре атома
- | Химический элемент: | Число протонов: |
|---------------------|-----------------|
| а) фосфор | А) 14 |
| б) натрий | Б) 26 |
| в) титан | В) 16 |
| г) алюминий | Г) 12 |
23. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности
 а) Al б) F в) B г) N д) O
24. Расположите элементы в порядке увеличения восстановительной способности их атомов.
 а) P б) Al в) Cl г) F д) Si
25. Расположите элементы в порядке ослабления кислотных свойств образуемых ими высших оксидов:
 а) Si б) S в) Al г) P д) Cl
26. Масса нитрата натрия, необходимая для приготовления 300 мл 0,2М раствора, равна _____ г
27. Рассчитать нормальную концентрацию раствора серной кислоты, если его молярная концентрация равна 0,1 моль/л.
28. Массовая доля (в) серы в оксиде серы (VI) SO_3 равна _____ %.
29. Рассчитать температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры от 240 °C до 210 °C скорость реакции уменьшилась в 8 раз
30. Рассчитайте pH 0,001М раствора серной кислоты
31. Среда в водном растворе карбоната натрия имеет _____ реакцию
32. В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO_2), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ

окисляется до серного ангидрида (SO_3), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума.

Задание: Одной из промежуточных стадий получения серной кислоты является

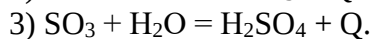
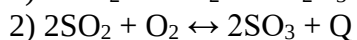
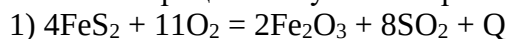


Для повышения скорости данной реакции необходимо...

- а) понизить давление
- б) увеличить площадь поверхности пирита
- в) повысить концентрацию кислорода
- г) понизить температуру

33. В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO_2), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ окисляется до серного ангидрида (SO_3), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума.

Задание: Процесс получения серной кислоты из пирита включает следующие стадии:



Суммарное уравнение имеет вид $4\text{FeS}_2 + 15\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{H}_2\text{SO}_4.$

Масса 98%-ного раствора серной кислоты, полученная из 2,4 т пирита, равна ____ тонне(-ам).

34. *Нужное значение pH растворов создают и поддерживают постоянным с помощью ... (ед.ч.)*

35. В промышленности 90% от общего объема производства серной кислоты получают контактным способом. В качестве сырья в основном применяются элементарная сера и пирит. Принцип контактного способа заключается в пропускании смеси воздуха и сернистого газа (SO_2), полученного при обжиге пирита или сжигании серы, над катализатором. В результате сернистый газ окисляется до серного ангидрида (SO_3), который затем поглощается концентрированной серной кислотой с образованием олеума.

Задание: Горение серы в избытке воздуха происходит согласно уравнению реакции $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Объем воздуха, необходимый для сгорания 10 г серы, содержащей 4% негорючих примесей, равен ____ л. (ответ привести с точностью до целых. Объемную долю кислорода в воздухе принять равной 21%.)

36. Для производства чугуна в доменных печах необходимы следующие исходные материалы (шихта): железные руды, топливо и флюсы. Основные железные руды представляют собой оксиды, карбонаты и другие соединения железа: Fe_2O_3 – красный железняк, Fe_3O_4 – магнитный железняк, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – бурый железняк, FeCO_3 – шпатовый железняк и другие. Топливом для доменной плавки служит кокс – продукт сухой перегонки каменного угля. При сжигании топлива в доменной печи происходит сгорание углерода согласно уравнению реакции $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Q}$. Образующийся оксид углерода (IV) взаимодействует с раскаленным углем согласно уравнению $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$. Оксид углерода (II) и твердый углерод являются основными восстановителями железа из его оксидов. Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит последовательно $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 (\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}) \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$.

Задание: Восстановление магнитного железняка включает стадию, которая протекает согласно уравнению реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{CO} \rightarrow 3\text{FeO} + \text{CO}_2 - \text{Q}.$

Для увеличения выхода конечного продукта необходимо...

- а) повысить концентрацию оксида углерода (II)
- б) повысить температуру
- в) повысить концентрацию оксида углерода (IV)
- г) понизить температуру

37. Для производства чугуна в доменных печах необходимы следующие исходные материалы (шихта): железные руды, топливо и флюсы. Основные железные руды представляют собой оксиды, карбонаты и другие соединения железа: Fe_2O_3 – красный железняк, Fe_3O_4 – магнитный железняк, $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ – бурый железняк, FeCO_3 – шпатовый железняк и другие. Топливом для

доменной плавки служит кокс – продукт сухой перегонки каменного угля. При сжигании топлива в доменной печи происходит сгорание углерода согласно уравнению реакции $C + O_2 \rightarrow CO_2 + Q$. Образующийся оксид углерода (IV) взаимодействует с раскаленным углем согласно уравнению $CO_2 + C \rightarrow 2CO$. Оксид углерода (II) и твердый углерод являются основными восстановителями железа из его оксидов. Восстановление железа оксидом углерода (II) происходит последовательно $Fe_2O_3 \rightarrow Fe_3O_4 (Fe_2O_3 \cdot FeO) \rightarrow FeO \rightarrow Fe$.

Задание: Суммарное уравнение восстановления железа из магнитного железняка имеет вид $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$.

Масса магнитного железняка с массовой долей примесей 13%, необходимая для получения 10 т железа, равна ____ тонне(-ам). (Ответ привести с точностью до целых).

38. Что такое основание по теории Бренстеда-Лоури?

39. Физический смысл номера периода в периодической системе.

40. Чем отличаются атомы изотопов одного элемента?

41. Принадлежность атома к определенному химическому элементу определяется...

42. Взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы – это ...

43. Перечислите достоинства химических методов анализа.

44. Сформулируйте принцип эквивалентности, используемый в титриметрическом анализе.

45. С какой целью вся мерная посуда разделена на классы точности?

46. Объясните разницу между методом анализа и методикой анализа

Ответы на задания тестового типа

№	ОТВЕТ	№	ОТВЕТ
1	а	24	г в а д б
2	б	25	д б г а в
3	в	26	0,7147
4	г	27	0,2 моль/л
5	г	28	40
6	в	29	2
7	б	30	2,7
8	б	31	щелочную
9	а	32	б в
10	г	33	4
11	б	34	буферного раствора
12	б	35	32
13	а в	36	а б
14	а г	37	16
15	а г	38	Молекулы или ионы, присоединяющие протоны
16	а в г	39	Число электронных уровней в атомах равно номеру периода.
17	а в д	40	Числом нейтронов
18	а в г	41	Зарядом ядра
19	а б г	42	Химическая связь
20	а – Г б – Б в – Д г – В	43	Простота, не требуют дорогого оборудования и градуировок по стандартным образцам, высокая точность.
21	а – Б б – Г в – В г – А	44	В точке эквивалентности число моль эквивалентов титранта точно равно числу моль эквивалентов реагирующего с ним аналита
22	а – В б – Г в – Б г – А	45	Для определения величины погрешности измерения объема мерной посуды

23	б д г в а	46	Метод анализа применяется безотносительно к объекту анализа, а методика в подробной форме описывает все операции анализа конкретного объекта.
----	-----------	----	---