

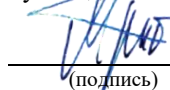


МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП


(подпись)

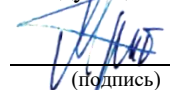
Грибиниченко М.В.

(Ф.И.О.)

« 16 » марта 2018 г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий кафедрой СЭиА


(подпись)

Грибиниченко М.В.

(Ф.И.О.)

« 16 » марта 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Специальность 26.05.06 Эксплуатация судовых энергетических установок

Специализация «Эксплуатация корабельных дизельных и дизель-электрических энергетических установок»

Форма подготовки очная

курс 1 семестр 1

лекции 18 час.

практические занятия 18 час.

лабораторные работы 18 час.

в том числе с использованием МАО лек.0 /пр.18. /лаб. 00 час.

всего часов аудиторной нагрузки 54 час.

в том числе с использованием МАО 18 час.

самостоятельная работа 90 час.

в том числе на подготовку к экзамену 0 час.

контрольные работы (количество) не предусмотрены

курсовая работа/курсовой проект не предусмотрены

зачет 1 семестр

экзамен не предусмотрен

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями федерального государственного образовательного стандарта высшего профессионального образования, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 24.12.2010 г. №2060.

Рабочая программа обсуждена на заседании департамента Химии и материалов ,
протокол № 7 от «15» марта 2018г.

Директор департамента Химии и материалов к.х.н., доцент Капустина А.А.
Составитель : к.х.н., доцент Вертинская Т.Э.

Владивосток
2018

Аннотация к рабочей программе дисциплины

«Химия»

Рабочая программа дисциплины разработана для студентов, обучающихся по специальности 26.05.06 Эксплуатация судовых энергетических установок, специализация «Эксплуатация корабельных дизельных и дизель-электрических энергетических установок» и включена в базовую часть Блока С2.Математический и естественнонаучный цикл учебного плана (С2.Б.02).

Общая трудоемкость освоения дисциплины составляет 144 часа (4 зачетные единицы). Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 часов), лабораторная работа (18 часов), практические занятия (18 часов, в том числе 18 часов в интерактивной форме) и самостоятельная работа студента (90 часов). Дисциплина реализуется на 1-ом курсе в 1-ом семестре. Форма контроля – зачет с оценкой.

Цель: химическая подготовка студентов, как основа формирования естественнонаучного мировоззрения и фундамента для решения научно-технических задач в профессиональной деятельности.

Задачи дисциплины:

-формирование знаний о строении вещества для описания характеристик, свойств и реакционной способности различных соединений и химических объектов;

-формирование знаний, умений и навыков термодинамического и кинетического подходов к описанию физико-химических процессов в технических и природных системах.

-формирование знаний и умений оценивать реальные процессы через их химические модели: растворы, газы, металлы и сплавы, электрохимические системы.

-формирование знаний и умений по химической идентификации вещества.

Планируемые результаты обучения по данной дисциплине (знания, умения, владения), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы, характеризуют этапы формирования следующих компетенций:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
ОК-3 – владением математической и естественнонаучной культурой как частью профессиональной и общечеловеческой культуры	Знает	• Основные химические и газовые законы;
	Умеет	• Использовать методы теоретического и экспериментального исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений;
	Владеет	• Методами стехиометрических расчетов и расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов;
ПК-4 – способностью и готовностью быстро идентифицировать и оценить риски, принять правильное решение	Знает	Основные закономерности протекания химических процессов
	Умеет	Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.
	Владеет	Навыками работы с химическими реактивами и лабораторным оборудованием;
ПК-5 – способностью на научной основе организовать свой труд, самостоятельно оценить результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований	Знает	основные химические законы и понятия
	Умеет	соблюдать меры безопасности при работе с химическими реактивами
	Владеет	основными приемами обработки экспериментальных данных

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Модуль 1. Строение вещества (4 час.)

Раздел 1. Теоретические основы химии. Атомный уровень строения вещества (2 час.)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (лекция-беседа) (1 час.). Основные стехиометрические законы. Газовые законы. Закон эквивалентов и его использование для расчетов. Классификация неорганических и органических соединений по составу, по функциональным признакам и их важнейшие свойства.

Тема 2. Атомный уровень строения вещества (лекция – беседа с элементами визуализации) (1 час.).

Современная квантово-механическая модель атома. Основные принципы распределения электронов в многоэлектронных атомах.

Структура периодической системы элементов. Краткая характеристика электронных семейств: s-, p-, d-, f- элементы. Оценка свойств элементов и их соединений по электронным семействам и периодичность их изменения.

Раздел .2. Уровни строения вещества (2 час.)

Тема 1. Виды взаимодействия в веществах и их характеристики (информационная лекция с элементами визуализации) (1 час.).

Основные виды связи и механизмы ее образования. Характеристики и свойства связи. Виды межмолекулярных взаимодействий. Их особенности и влияние на свойства вещества. Комплексные соединения: состав, строение, ионизация их в растворах.

Тема2. Агрегатные состояния вещества (лекция-беседа с элементами визуализации) (1 час.).

Представление о четырех состояниях вещества. Характеристика газов и жидкостей и их параметры. Особенности строения и характерные свойства твердых веществ. Строение полимерных и композитных материалов.

Модуль 2. Теоретические основы управления процессами (5 час.).

Раздел 3. Термодинамический метод описания химических систем (3 час.).

Тема 1. Химическая термодинамика (2 час.), с использованием метода активного обучения - лекция с разбором конкретных ситуаций (2 час.).

Термодинамический метод. Основные понятия и законы химической термодинамики. Энергия Гиббса как критерий возможности и направления химических процессов.

Тема 2. Энергетика процесса (1 час.).

Применение первого начала термодинамики к химическим системам
Термохимические законы. Следствия из закона Гесса. Тепловой эффект
реакции.

Раздел 4. Химическая кинетика (2 час.).

Тема 1. Кинетика химических процессов (информационная лекция с
элементами визуализации) (1 час.).

Кинетический метод описания процессов: понятие скорости и
механизма реакции. Влияние концентрации, температуры и давления на
скорость процессов. Энергия активации. Порядок и молекулярность реакции.
Катализ.

**Тема 2. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных
системах** (информационная лекция с элементами визуализации) (1 час.).

Обратимые и необратимые процессы. Способы выражения констант
химического равновесия и взаимосвязь между ними. Влияние различных
факторов на сдвиг химического равновесия, принцип Ле- Шателье.
Равновесие в гетерогенных системах.

Модуль 3. Химические системы и их модели (4 час.).

Раздел 5. Растворы и их свойства (3 час.).

Тема 1. Общие свойства растворов (лекция-беседа) (1 час.).

Понятие о растворах и их классификация. Способы выражения состава
растворов. Химические реакции в растворах. Коллигативные свойства
растворов неэлектролитов. Их использование в промышленных технологиях.

**Тема 2. Свойства растворов электролитов и виды равновесий в
них (2 час.), с использованием метода активного обучения -лекция-
беседа с разбором конкретных ситуаций (2 час.).**

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов.
Сильные и слабые электролиты и их характеристики. Закон разведения
Освальда. Водородный и гидроксильный показатели - рН и рОН. Гидролиз
солей и его количественные характеристики. Гетерогенные равновесия в
растворах. Константа растворимости.

Обменные равновесия в растворах электролитов. Лигандо-обменное
равновесие в водных растворах, содержащих комплексные ионы. Константы
устойчивости и нестойкости комплексных ионов. Окислительно-
восстановительные равновесия. Совмещенные равновесия разных типов.
Управление этими процессами.

Раздел 6. Дисперсные системы (1 час.).

Тема 1. Дисперсные системы и их использование (информационная
лекция с элементами визуализации) (1 час.).

Процессы и явления на границе раздела фаз и их характеристики. Поверхностно–активные вещества (ПАВ) и их роль в дисперсных системах. Классификация дисперсных систем. Строение коллоидных частиц. Представление об аэрозолях, эмульсиях, суспензиях, пенах, порошках. Использование их в кораблестроении.

Модуль 4. Электрохимические системы (5 час.).

Раздел 7. Процессы с переносом электронов (2 час.).

Тема 1. Окислительно-восстановительные процессы (лекция-беседа) (2 час.).

Понятие окислительно-восстановительных процессов. Возможность протекания ОВР. Электродный потенциал и уравнение Нернста. Свойства и особенности поведения s-, d- и p- металлов. Промышленная классификация металлов. Сплавы: их классификация и идентификация основных компонентов черных, цветных, легких сплавов

Раздел 8. Электрохимические процессы (3 час.)

Тема 1. Химические источники тока. Электролиз (2 час.), с использованием метода активного обучения -информационная лекция с разбором конкретных ситуаций (2 час.).

Электрохимические процессы. Состав электрохимических систем Гальванические элементы. Химические источники тока. Аккумуляторы. Электрохимические энергоустановки.

Электролиз водных растворов электролитов и расплавов. Законы электролиза. Применение электролиза в современных технологиях.

Тема 2. Коррозия металлов и способы защиты металлов от нее (1 час.) (информационная лекция с элементами визуализации).

Классификация коррозионных процессов. Характеристики коррозии. Особенности химической и электрохимической коррозии. Основные методы защиты металлов и сплавов от коррозии.

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА И САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Практические занятия (18 час.).

Занятие 1. Введение в практикум по общей химии. Основные законы и понятия химии (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Знакомство с правилами работы в химической лаборатории.
2. Современная классификация соединений .
3. Свойства основных классов соединений, их практическое применение.
4. Стехиометрические законы и их применение для расчетов.

Занятие 2. Химический элемент и его свойства (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Характеристика атома элемента по положению в ПСЭ и электронной формуле.

2. Анализ и прогнозирование реакционной способности элемента. Прогнозирование кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств его соединений теоретическим методом.

Занятие 3. Строение вещества (2час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Изучение строения и структуры молекул, сложных ионов на основании химической связи.

2. Особенности строения и характерные свойства твердых веществ.

3. Строение полимерных и композитных материалов.

4. Оценка свойств и реакционной способности вещества в различных состояниях.

Занятия 4. Основные закономерности протекания химических процессов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

Групповой разбор расчетных и экспериментальных химических задач.

1. Основные законы термодинамики: формулировки, их применение к различным системам.

2. Термодинамические функции и их применение для оценки устойчивости вещества и энергетического состояния системы.

3. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

4. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных химических реакций.

5. Термодинамический и кинетический методы оценки возможности, направления и условий протекания химических процессов.

6. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Смещение равновесия и методы управления им.

Занятие 5. Общие свойства растворов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Способы выражения состава растворов и их взаимосвязь.

2. Законы неэлектролитов и расчеты в них.

3. Растворы электролитов и расчеты их характеристик.

Занятие 6. Равновесия в растворах электролитов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

Групповой разбор расчетных и экспериментальных химических задач.

1. Основные типы равновесий в растворах электролитов.
2. Проведение расчётов с использованием констант, характеризующих равновесные процессы в водных растворах
3. Анализ основных типов равновесий в растворах электролитов.

Занятие 7. Окислительно-восстановительные процессы (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Виды окислительно-восстановительных процессов.
2. Метод электронного баланса
3. Возможность протекания окислительно-восстановительных процессов.
4. Расчет окислительно-восстановительных потенциалов. Уравнение Нернста.

Занятие 8. Общие свойства металлов и сплавов. Химическая идентификация компонентов сплавов (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

1. Общие физические и химические свойства металлов.
2. Свойства s, p d-металлов
3. Сплавы: их классификация и идентификация основных компонентов черных, цветных, легких сплавов.
4. Методы химической идентификации ионов металлов.

Занятие 9. Электрохимические процессы (2 час.), с использованием метода активного обучения – групповая дискуссия (2 час.).

Групповой разбор расчетных и экспериментальных химических задач.

1. Состав электрохимических систем и их схемы.
2. Виды электродных процессов и их последовательность.
3. Химические источники тока, принцип действия, ЭДС.
4. Виды коррозии металлов. Скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее. Способы защиты металлов от коррозии.
5. Анализ процессов, протекающих при электролизе и последовательности электродных реакций.
6. Оценка возможности и характера процессов химической и электрохимической коррозии.
7. Выбор способа защиты металлов от коррозии
- 8.

Лабораторные работы (18 час.).

Лабораторная работа №1. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.).

Знакомство с правилами работы в химической лаборатории. Освоение газометрического метода изучения химических реакций на примере определения молярной массы эквивалента металла.

Лабораторная работа №2. Строение элемента и кислотно-основные свойства его соединений (2 час.).

Изучение строения и свойств элемента по ПСЭ. Оценка кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений теоретическим и экспериментальным методами.

Лабораторная работа №3. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации (2 час.).

Освоение методики измерения теплового эффекта реакции нейтрализации калориметрическим методом. Проведение термодинамических расчетов этого процесса.

Лабораторная работа №4. Химическая кинетика (2 час.).

Исследование зависимости скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры экспериментальным методом. Формирование умений рассчитывать энергию активации и константу скорости аналитическим и графическим методами.

Лабораторная работа №5. Равновесия в водных растворах электролитов (2 час.).

Знакомство с теоретическим и экспериментальным методами изучения химического равновесия для различных процессов в растворах .

Лабораторная работа №6. Общие свойства металлов

Изучение химических свойств металлов – важнейших конструкционных материалов. Оценка химической устойчивости металлов в различных агрессивных средах.

Лабораторная работа №7. Распознавание типа сплава (2 час.).

Знакомство с маркировкой различных типов сплавов, их свойствами и методикой химического анализа для них.

Лабораторная работа № 8. Электрохимические процессы (2 час.).

Изучение процессов взаимного превращения химической и электрической энергии на примере работы химических источников тока и процесса электролиза водных растворов.

Лабораторная работа № 9. Коррозия металлов (2час.).

Изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов. Знакомство со способами защиты металлов от коррозии и методами оценки их эффективности.

Самостоятельная работа (54 час.)

Задания для самостоятельной работы

Модуль 1. Строение вещества (16 час.)

Раздел 1. Теоретические основы химии (12 час.) - Составление конспекта-словаря терминов и формул по теме "Атомно-молекулярное учение". Выполнение ИДЗ №1 "Эквивалент", типового задания №1 по темам "Строение атома и ПСЭ, Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам. Оформление отчета по лабораторным работам №1,2.

Самостоятельная работа №1. Химический эквивалент

Требования: Задание индивидуальное (ИДЗ). Отчет по теме осуществляется в форме разноуровневых задач (ПР-11). Каждый студент получает свой вариант .

1. Знать формулы расчета фактора эквивалентности ($f_{\text{э}}$) и молярной массы эквивалента для простых и сложных веществ ($M_{\text{э}}$).
2. Знать закон эквивалентов и проводить расчеты по нему.
3. Уметь проводить расчеты $f_{\text{э}}$, $M_{\text{э}}$, массы, объема и количества реагирующих веществ.

Раздел 2. Уровни строения вещества (4 час.) – Составление конспекта по теме "Конденсированное состояние вещества", выполнение ИДЗ №2 "Строение вещества", подготовка к практическим занятиям.

Самостоятельная работа №2. Строение вещества

Требования: Задание индивидуальное (ИДЗ). Отчет по теме осуществляется в форме разноуровневых задач (ПР-11). Каждый студент получает свой вариант .

1. Знать все уровни организации вещества .
2. Знать квантово-механическую модель атома .
3. Знать структуру Периодической системы элементов (ПСЭ) и ее виды.
4. Уметь давать характеристику атома элемента по положению в ПСЭ и электронной формуле.
5. Уметь проводить анализ реакционной способности элемента и прогнозировать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства его соединений теоретическим методом.
6. Знать виды химической связи.
7. Знать особенности строения и характерные свойства твердых веществ,

полимерных и композитных материалов.

8. Уметь оценивать свойства и реакционную способность вещества в различных состояниях на основе его строения теоретическим и экспериментальным методами.

Модуль 2. Теоретические основы управления процессами (12час.)

Раздел 3. Термодинамический метод описания химических систем (6 час.). **Раздел 4. Химическая кинетика (6 час.)** - Выполнение ИДЗ №2 по теме "Химическая термодинамика" , Подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам. Оформление отчета по лабораторным работам №3,4.

Самостоятельная работа №3. Закономерности протекания процессов

Требования: Задание индивидуальное (ИДЗ). Отчет по теме осуществляется в форме разноуровневых задач (ПР-11). Каждый студент получает свой вариант .

1. Знать виды химических процессов, их термодинамические и кинетические характеристики, условия протекания.

2. Знать основные понятия и законы химической термодинамики. Возможность и направление протекания процессов в изолированных и открытых системах: энтропия и свободная энергия Гиббса.

3. Уметь использовать термодинамический метод описания химических процессов для оценки возможности и направления их протекания .

Модуль 3. Химические системы и их модели (10 час.).

Раздел 5. Растворы и их свойства (6час.). - Составление конспекта по теме "Растворы и их свойства", выполнение ИДЗ№4 по теме "Растворы", подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам. Оформление отчета по лабораторной работе №5.

Раздел 6. Дисперсные системы(4час.). - Составление конспекта по теме "Дисперсные системы", выполнение типового задания №2 по теме "Дисперсные системы".

Самостоятельная работа №4. Растворы

Требования: Задание индивидуальное (ИДЗ). Отчет по теме осуществляется в форме разноуровневых задач (ПР-11). Каждый студент получает свой вариант .

1. Знать способы выражения состава растворов и их взаимосвязь.

2. Знать общие свойства растворов.

3. Знать процессы в растворах электролитов и основные типы равновесий в них.

4. Уметь проводить анализ основных типов равновесий и делать расчёты с использованием констант, характеризующих равновесные процессы в водных растворах.

Модуль 4. Электрохимические системы (16 час.).

Раздел 7. Процессы с переносом электронов (8 час.). - Составление конспекта по темам "Окислительно-восстановительные процессы", "Металлы и основные типы сплава"; выполнение типового задания №3 по теме "Распознавание типа сплава". Оформление отчетов по лабораторным работам №6,7.

Раздел 8. Электрохимические процессы (8 час.) - Выполнение ИДЗ №5 по теме "Электрохимические системы и процессы", подготовка к практическим занятиям и лабораторным работам. Оформление отчетов по лабораторным работам №8,9.

Самостоятельная работа №5 Электрохимические системы и процессы

Требования: Задание индивидуальное (ИДЗ). Отчет по теме осуществляется в форме разно уровневых задач (ПР-11). Каждый студент получает свой вариант .

1. Знать виды и характеристики окислительно-восстановительных процессов.

2. Уметь оценивать возможность протекания окислительно-восстановительных процессов термодинамическим методом.

3. Знать общие физические и химические свойства металлов.

4. Знать виды сплавов и методы идентификация основных компонентов черных, цветных, легких сплавов.

5. Уметь проводить химическую идентификацию различных видов сплавов теоретическим и экспериментальным методами.

6. Знать состав электрохимических систем и виды электродных процессов в них.

7. Уметь записывать схемы электрохимических систем, уравнения процессов, протекающих в них, оценивать возможность их протекания теоретическим и экспериментальным методами.

8. Знать виды химических источников тока и их характеристики.

9. Знать виды коррозии металлов и способы защиты металлов от коррозии.

10. Уметь оценивать возможность и характер процессов химической и электрохимической коррозии, осуществлять выбор способа защиты металлов от коррозии .

III. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся по дисциплине "Химия" включает в себя:

- план-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине, в том числе примерные нормы времени на выполнение по каждому заданию;
- характеристика заданий для самостоятельной работы обучающихся и методические рекомендации по их выполнению;
- требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы.
- критерии оценки выполнения самостоятельной работы (контролируемая самостоятельная работа отсутствует).

План-график выполнения самостоятельной работы по дисциплине «Химия»

№ п/п	Дата/сроки выполнения	Вид самостоятельной работы	Примерные нормы времени на выполнение	Форма контроля
1	1-2 недели	конспект-словарь терминов и формул по теме "Атомно-молекулярное учение, ИДЗ №1 "Эквивалент"	2 часа	устный опрос (УО-1), отчет по ЛР №1 (ПР-6)
2	3-4 недели	типовое задание №1 по темам: "Строение атома и Периодическая система элементов".	2 часа	тест (ПР-1), отчет по ЛР №2(ПР-6)
3	5-6 недели	Конспект по теме "Конденсированное состояние вещества" и ИДЗ№2 "Строение вещества"	2 часа	конспект (ПР-7), письменная работа (ПР-11)
5	7-8 недели	ИДЗ№3 "Закономерности протекания процессов"	3 часа	отчеты по ЛР № 3,4. (ПР-6), тест (ПР-1)
6.	9-10 недели	Конспект по теме Растворы и их свойства.	1 час	конспект (ПР-7), отчет по ЛР№ 5 (ПР-6)
7	11-12 недели	Конспект по теме "Дисперсные системы". ИДЗ№4 Растворы.	2 часа	тест(ПР-1), письменная работа (ПР-11)
8	13-14 недели	Конспекты по темам "Окислительно- восстановительные процессы", Металлы и основные типы сплавов"	2 часа	конспект (ПР-7), тест(ПР-1) отчет по ЛР № 6 (ПР-6)
9	15-16 недели	типовое задание №3 по теме "Распознавание типа сплава"	1 час	отчет по ЛР № 7 (ПР-6)

10	17-18 недели	ИДЗ№5 по теме "Электрохимические системы и процессы"	3 часа	отчет по ЛР № 8,9 (ПР-6) письменная работа (ПР-11)
11	1-18 неделя	Подготовка к практическим занятиям	18 час. (2 акад. час на одно практическое занятие)	устный опрос (УО-1), письменная работа (ПР-11)
12	1-18 неделя	Подготовка к лабораторным работам	18 час. (2 акад. час на одно практическое занятие)	устный опрос (УО-1), отчет по лабораторной работе (ПР-6)
13	18	Подготовка к зачету с оценкой	36 час	устный опрос (УО-1),

Рекомендации по самостоятельной работе студентов

1. Подготовка к лабораторным занятиям.

Перед выполнением лабораторных работ необходимо пройти инструктаж по технике безопасности и правилам работы в химической лаборатории, затем расписаться в соответствующем журнале

Домашнее задание к лабораторным занятиям №1,3-5,8,9

Подробно изучите конспект лекций, учебники и дайте письменный ответ на вопросы в теоретической части отчета по данным лабораторным работам.

Домашнее задание к лабораторным занятиям № 2,6,7

Внимательно ознакомьтесь с лекционным материалом и соответствующими разделами учебников и выполните типовое задание к данной работе по многовариантной схеме. Оформите результаты этого задания в виде таблицы или текстового документа.

2. Методические рекомендации по оформлению отчета.

Отчет по лабораторной работе представляется в письменном виде. Он должен быть обобщающим документом и включать всю информацию по выполнению лабораторных опытов и заданий к ним, в том числе, уравнения реакций, наблюдения, результаты эксперимента в графической или табличной форме, расчеты и т. выводы.

Структура отчета включает следующие компоненты :

- цель работы;
- краткие теоретические основы работы;
- экспериментальную часть, в которой приводятся уравнения реакций, наблюдения, результаты эксперимента в виде графиков или таблиц, расчеты.
- выводы, где указывается метод определения, полученный результат и относительная ошибка эксперимента.

3. Подготовка к практическим занятиям.

Домашнее задание к практическому занятию №1

Подготовьте конспект-словарь терминов и формул по теме "Атомно-молекулярное учение. Повторите основные классы неорганических соединений и их взаимосвязь. Выполните ИДЗ №1.

Домашнее задание к практическому занятию №2

Изучите конспект лекций и соответствующие разделы учебника по темам "Строение атома" и "Периодическая система Д.И.Менделеева", выполните типовое задание №1.

Домашнее задание к практическому занятию №3

Подготовьте конспект лекции по теме "Конденсированное состояние вещества"; изучите материал лекций и соответствующие разделы учебника по темам: "Химическая связь", "Межмолекулярные взаимодействия", "Комплексные соединения" и "Агрегатные состояния вещества". Выполнить ИДЗ №2.

Домашнее задание к практическому занятию №4.

Изучите конспект лекций и соответствующие разделы учебника по темам "Химическая термодинамика, кинетика и равновесие". Подготовьтесь к решению расчетных задач. Решите задачи ИДЗ №3.

Домашнее задание к практическому занятию №5

Просмотрите материал лекций, разделы учебников по теме "Растворы". Подготовьтесь к решению расчетных задач по способам выражения состава растворов, коллигативным свойствам, характеристикам слабых и сильных электролитов, гидролизу солей. Выполните ИДЗ №4.

Домашнее задание к практическому занятию №6

Изучите конспект лекций и соответствующие разделы учебника по темам Равновесия в растворах электролитов и "Дисперсные системы." Выполните типовое задание №2 .

Домашнее задание к практическому занятию №7

Изучите соответствующие разделы учебника и подготовьте конспект лекции по теме "Окислительно-восстановительные процессы".

Домашнее задание к практическому занятию №8

Просмотрите материал лекции по темам "Общие свойства металлов и сплавы ; Химическая идентификация компонентов сплавов. Выполните типовое задание №3 .

Домашнее задание к практическому занятию №9

Изучите соответствующие разделы учебника и просмотрите материал лекций по теме "Электрохимия": химические источники тока, электролиз,

коррозия. металлов и сплавов. Подготовьтесь к решению расчетных задач. Выполните ИДЗ №5.

Требования к представлению и оформлению результатов самостоятельной работы

Все ИДЗ и контрольные задания по дисциплине оформляются студентом в письменной форме в одной тетради и являются обучающими материалами при подготовке к зачету. Письменные работы следует выполнять аккуратно, оставляя поля для замечаний рецензента.

Структура письменной работы включает:

- полный текст заданий с указанием варианта;
- решение расчетных задач в общем виде и лишь затем в цифровых значениях;
- ответы к каждому вопросу или задаче.

Критерии оценки результатов самостоятельной работы

Таковыми критериями являются: – уровень освоения студентом учебного материала;

- умения студента использовать теоретические знания при выполнении практических задач;
- обоснованность и четкость изложения ответа;
- оформление материала в соответствии с требованиями.

Лабораторные работы оцениваются по следующим критериям:

- теоретическое обоснование (изложено в разделе отчета "краткие теоретические основы работы");
- полнота и качество выполненных опытов и заданий к ним;
- качество оформления отчета;
- правильность сделанных расчетов и выводов в работе;
- отсутствие фактических ошибок, связанных с пониманием темы.

Если работа не зачтена, то её выполняют повторно, исправляя ошибки, указанные преподавателем и предоставляют вместе с предыдущей работой.

Индивидуальные задания, оформленные без соблюдения указанных требований, а также работы, выполненные не по своему варианту, не проверяются и не оцениваются.

Критерии оценки индивидуальных домашних заданий (ИДЗ)

- уровень освоения учебного материала;
- умение применять теоретические знания при решении задач;
- обоснованность и четкость изложения ответа;
- оформление материала в соответствии с требованиями.

Каждое задание в ИДЗ оценивается отдельно и выводится средняя итоговая оценка за письменную работу.

Если работа не зачтена, то её выполняют повторно, исправляя ошибки, указанные преподавателем и предоставляют вместе с предыдущей работой.

Индивидуальные задания, оформленные без соблюдения указанных требований, а также работы, выполненные не по своему варианту, не проверяются и не оцениваются.

Задачи для самостоятельного решения

1. Определите молярную массу эквивалента металла, если на растворение $1,686 \cdot 10^{-2}$ кг металла потребовалось $1,47 \cdot 10^{-2}$ кг серной кислоты. Молярная масса эквивалента серной кислоты равна 49 г/моль.

а) 56,3 г/моль; б) 51,3 г/моль; в) 112,4 г/моль.

2. Гидроксид какого элемента: В, С, N является более сильной кислотой? а) В; б) С; в) N.

3. Ковалентная полярная связь возникает между атомами элементов:

а) О и N; б) Na и Cl; в) N и H.

4. Какая координационная формула у соединения $3\text{KI} \cdot \text{BiI}_3$:

а) $\text{K}_3[\text{BiI}_6]$; б) $\text{K}_3[\text{BiI}_3]\text{I}_3$; в) $\text{Bi}[\text{KI}_6]$

5. Определите, какая из реакций протекает самопроизвольно:

а) $\text{NO}_{(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)} = \text{NO}_{2(г)}$ $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = -34,9$ КДж ;

б) $\text{N}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{(г)}$ $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = 173,2$ КДж ;

в) $\text{N}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)} = \text{N}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta G^0_{\text{x.p.}} = 104,1$ КДж.

6. Как изменяется константа скорости реакции при повышении температуры на каждые 10°C , если повышение температуры на 40°C увеличивает скорость этой реакции в 81 раз : а) 4; б) 3 ; в) 2.

7. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 20 до 30°C , скорость ее возрастает в 3 раза?

а) 81 кДж/мол; б) 53,6 кДж/моль; в) 162,5 кДж/моль.

8. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону увеличения выхода продуктов реакции: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$? $\Delta H^0_{298} = -92$ КДж

а) понижение температуры, увеличение давления; б) повышение давления, повышение температуры; в) понижение температуры, уменьшение давления.

9. Водный раствор неэлектролита замерзает при температуре $-1,86^\circ\text{C}$. Какова молярная концентрация этого раствора?

а) 1 моль/кг ; б) 0,1 моль/кг ; в) 1 моль/л.

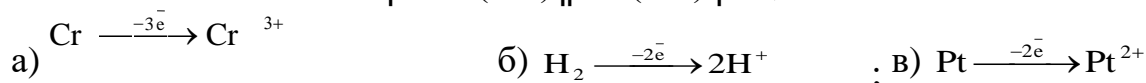
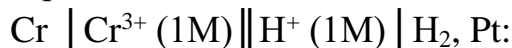
10. Чему равна концентрация ионов водорода, если в растворе $\text{pH} = 5$?

а) 10^{-5}M ; б) 10^{-6}M ; в) 10^{-4}M .

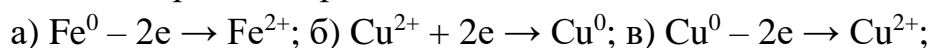
11. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза NaNO_2 : а) NaOH ; б) KNO_2 ; в) HNO_2 .

12. Укажите, какая из предложенных частиц: O_2 , NH_3 , I_2 проявляет свойства только окислителя: а) O_2 ; б) KI в) Cl_2 .

13. Какой процесс протекает на аноде в гальваническом элементе



14. При нарушении медного покрытия на железе во влажном воздухе ($pH=7$) на аноде протекает реакция



15. Какой метод защиты от коррозии в морской воде стального корпуса крана ($pH>7$) используется на причалах

а) протекторная защита; Zn – протектор ;б) покрытие из цинка;в) обработка среды инертным газом; г) катодная защита.

IV. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

№ п/п	Контролируемые модули/разделы / темы дисциплины	Код индикатора достижения компетенции	Результаты обучения	Оценочные средства – наименование	
				текущий контроль	промежуточная аттестация
1	Модуль 1. Строение вещества Раздел 1. Атомный уровень строения вещества Раздел 2. Уровни строения вещества	ОК-3 – владением математической и естественнонаучной культурой как частью профессиональной и общечеловеческой культуры	• Основные химические и газовые законы;	Собеседование (УО-1). Тест (ПР-1)	вопросы к зачету № №1-8
			• Использовать методы теоретического и экспериментального исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений;	Выполнение ТЗ (ПР-11).	
			• Методами стехиометрических расчетов и расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов;	лабораторная работа №1 (ПР-6)	
		ПК-4 – способностью и готовностью быстро идентифицировать и оценить риски, принять правильное решение	Основные закономерности протекания химических процессов	Собеседование (УО-1).	вопросы к зачету № №1-8
Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.	Выполнение ИДЗ №1 (ПР-11).				
			Навыками работы с химическими реактивами	лабораторная работа	

			и лабораторным оборудованием;	№2 (ПР-6)	
2	Модуль 2. Теоретические основы управления процессами Раздел 3. Термодинамический метод описания химических систем. Раздел 4. Химическая кинетика.	ПК-5 – способностью на научной основе организовать свой труд, самостоятельно оценить результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований	основные химические законы и понятия	Собеседование (УО-1). Тест (ПР-1)	Вопросы к зачету №9 -13
			соблюдать меры безопасности при работе с химическими реактивами	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			основными приемами обработки экспериментальных данных	лабораторная работа №3 (ПР-6)	
		ОК-3 – владением математической и естественнонаучной культурой как частью профессиональной и общечеловеческой культуры	• Основные химические и газовые законы;	Собеседование (УО-1).	Вопросы к зачету №9 -13
			• Использовать методы теоретического и экспериментального исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений;	Выполнение ТЗ№2. (ПР-11)	
			• Методами стехиометрических расчетов и расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов;	Выполнение ИДЗ №3 (ПР-11).	
3	Модуль 3. Химические системы и их модели . Раздел 5. Растворы и их свойства Раздел 6. Дисперсные системы	ПК-4 – способностью и готовностью быстро идентифицировать и оценить риски, принять правильное решение	Основные закономерности протекания химических процессов	Собеседование (УО-1). Тест (ПР-1).	Вопросы к зачету №14 -19
			Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.	Выполнение ТЗ№3. (ПР-11)	
			Навыками работы с химическими реактивами и лабораторным оборудованием;	Выполнение ИДЗ №4 (ПР-11).	
		ПК-5 – способностью на научной основе организовать свой труд, самостоятельно оценить результаты своей деятельности, владеть навыками	основные химические законы и понятия	Собеседование (УО-1).	Вопросы к зачету №14 -19
			соблюдать меры безопасности при работе с химическими реактивами	разноуровневые задачи и задания (ПР-11)	
			основными приемами обработки экспериментальных	Выполнение ИДЗ №4 (ПР-11).	

		самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований	данных		
4	Модуль 4. Электрохимические системы. Раздел 7. Процессы с переносом электронов Раздел 8. Электрохимические процессы.	ОК-3 – владением математической и естественнонаучной культурой как частью профессиональной и общечеловеческой культуры	• Основные химические и газовые законы;	Собеседование (УО-1); Тест (ПР-1)	Вопросы к зачету №20 -26
			• Использовать методы теоретического и экспериментального исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений;	Выполнение ИДЗ №5 (ПР-11)	
			• Методами стехиометрических расчетов и расчетов термодинамических и кинетических характеристик химических процессов;	Выполнение ТЗ и ИДЗ (ПР-11)	
		ПК-4 – способностью и готовностью быстро идентифицировать и оценить риски, принять правильное решение	Основные закономерности протекания химических процессов	Собеседование (УО-1); Тест (ПР-1)	Вопросы к зачету №20 -26
	Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.	Выполнение ТЗ №4. (ПР-11)			
	Навыками работы с химическими реактивами и лабораторным оборудованием;	лабораторная работа №6			

V. СПИСОК УЧЕБНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Общая химия. Теория и задачи / Н.В. Коровин, Н.В. Кулешов, О.Н. Гончарук, В.К. Камышова. — СПб.: Лань, 2014.— 491 с. Режим доступа: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1_id=51723
2. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2018. – 750с. Режим доступа: <https://www.book.ru/view4/926479/1>
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: КноРус, 2014. – 240с. Режим доступа: <https://lib.dvfu.ru:8443/lib/item?id=chamo:729121&theme=FEFU>

Дополнительная литература

1. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440 с. Режим доступа:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:281661&theme=FEFU>

2. Константы неорганических веществ: справочник / Р. А. Лидин, Л. Л. Андреева, В.А. Молочко ; под ред. Р. А. Лидина. -М.: Дрофа, 2006.-686с.

Режим доступа:

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:243816&theme=FEFU>.

3. Вертинская, Т.Э. Общая химия: методические указания к лабораторным работам ч.2 / Т. Э. Вертинская, Н. И. Ляпунова и др., под ред. Т.Э. Вертинской. -Владивосток: Изд-во ДВГТУ,2004.-49с. - Режим доступа :

<http://lib.dvfu.ru:8080/lib/item?id=chamo:411364&theme=FEFU>.

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет"

1. <http://e.lanbook.com/>

2. <http://www.studentlibrary.ru/>

3. <http://znanium.com/>

4. <http://www.nelbook.ru/>

5. база данных о веществах и их свойствах <http://www.chemspider.com/>

6. поисковая система печатных материалов <http://www.scopus.com>

VI. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Основными видами учебной деятельности студентов являются: изучение материала по учебникам, учебным пособиям и конспектам лекций, выполнение лабораторного практикума; выполнение индивидуальных заданий на практических занятиях и дома (ИДЗ); сдача зачета по дисциплине. К необходимым условиям успешной учебной деятельности следует отнести: посещение лекций и консультаций и постоянную самостоятельную работу над материалом.

1. Лекционные занятия.

Лекционные занятия помогают разобраться с терминами, систематизировать материал, установить связи между отдельными темами и разделами. Для успешного усвоения знаний нужно совмещать проработку лекций с самостоятельным изучением теоретического материала по учебникам и пособиям.

2. Подготовка к лабораторным занятиям.

Лабораторные занятия проводятся по наиболее значимым и проблемным разделам курса и направлены на формирование практических умений.

Перед выполнением лабораторных работ необходимо познакомиться с лекционным материалом и соответствующими разделами учебников и ответить на вопросы в теоретической части отчета, выполнить типовое задание к данной работе по многовариантной схеме. Оформить результаты этого задания в виде таблицы или текстового документа.

Выполнение лабораторных работ.

Перед выполнением лабораторных работ необходимо:

- получить допуск к работе в лаборатории, ознакомившись с инструкцией по технике безопасности на кафедре;
- познакомиться с контрольными вопросами к данной работе и подготовить ответы на них;
- познакомиться с методикой проведения опытов, изложенной в методических указаниях к лабораторным работам;
- оформить отчет о выполненной работе.

3. Оформление отчета и защита лабораторных работ.

Отчет по лабораторной работе представляется в письменном виде. Он должен быть обобщающим документом и включать всю информацию по выполнению лабораторных опытов и заданий к ним, в том числе, уравнения реакций, наблюдения, результаты эксперимента в графической или табличной форме, расчеты и выводы.

Защита лабораторных работ проводится как в письменном виде с помощью приведенных в методических указаниях к лабораторным работам контрольных вопросов, так и устной форме - во время беседы с преподавателем.

4. Подготовка к практическим занятиям.

Перед практическим занятием необходимо изучить конспект лекций и соответствующие разделы учебника по темам занятий. Отметить трудные для понимания места в конспекте. Подготовиться к решению расчетных задач: выписать основные формулы по изучаемому разделу, познакомиться с методикой решения типовых задач. Выполнить ИДЗ по теме занятия.

5. Самостоятельная работа

Особо значимой для профессиональной подготовки студентов является *самостоятельная работа* по курсу. В ходе этой работы студенты отбирают необходимый материал по изучаемому вопросу и анализируют

его. Студентам необходимо ознакомиться с основными источниками, без которых невозможно полноценное понимание проблематики курса.

Работа с литературой. Рекомендуется использовать различные возможности работы с литературой: фонды научной библиотеки ДВФУ и электронные библиотеки (<http://www.dvfu.ru/library/>), а также доступные для использования другие научно-библиотечные системы.

Освоение курса способствует развитию навыков обоснованных и самостоятельных оценок фактов и концепций. Поэтому во всех формах контроля знаний, особенно при сдаче зачета, внимание обращается на понимание проблематики курса, на умение практически применять знания и делать выводы.

6. Получение зачета по дисциплине

К сдаче зачета допускаются студенты, которые полностью выполнили лабораторный практикум, защитили отчёты, выполнили индивидуальные задания по основным разделам курса и посетившие не менее 85% аудиторных занятий.

VII. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое и программное обеспечение дисциплины

Наименование специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
690922, Приморский край, г. Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, корпус Е, ауд. №951, учебная аудитория для проведения практических и лекционных занятий и для самостоятельной работы.	Мультимедийная аудитория: Помещение укомплектовано специализированной учебной мебелью (посадочных мест – 24) Экран с электроприводом 236*147 см Trim Screen Line; Проектор DLP, 3000 ANSI Lm, WXGA 1280x800, 2000:1 EW330U Mitsubishi; Подсистема специализированных креплений оборудования CORSA-2007 Tuagex; Подсистема видеокмутации: матричный коммутатор DVI DXP 44 DVI Pro Extron; удлинитель DVI по витой паре DVI 201 Tx/Rx Extron; Подсистема аудиокмутации и звукоусиления; акустическая система для потолочного монтажа SI 3CT LP Extron; цифровой аудиопроцессор DMP 44 LC Extron; расширение для контроллера управления IPL T CR48	1. Academic Campus 500 2. Inventor Professional 2020 3. AutoCAD 2020 4. MAYA 2018 5. VideoStudio Pro x10 Lite 6. CorelDraw 7. Academic Mathcad License 14.0 8. MathCad Education University Edition 9. Компас 3D Система прочностного анализа v16 10. Компас 3D модуль ЧПУ. Токарная обработка v16 11. SolidWorks Campus 500
690922, Приморский край, г. Владивосток, о. Русский, п. Аякс, д. 10,	Мультимедийная аудитория: Помещение укомплектовано специализированной учебной мебелью (посадочных мест – 44) Проектор 3-chip DLP, 10 600 ANSI-лм,	1. Academic Campus 500 2. Inventor Professional 2020 3. AutoCAD 2020 4. MAYA 2018

Наименование специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Оснащенность специальных помещений и помещений для самостоятельной работы	Перечень лицензионного программного обеспечения. Реквизиты подтверждающего документа
корпус Е, ауд. №848, учебная аудитория для проведения практических занятий	WUXGA 1 920x1 200 (16:10) PT-DZ110XE Panasonic; экран 316x500 см, 16:10 с эл. приводом; подсистема видеисточников документ-камера CP355AF Avervision; подсистема видеокмутации; подсистема аудиокмутации и звукоусиления; подсистема интерактивного управления; беспроводные ЛВС обеспечены системой на базе точек доступа 802.11a/b/g/n 2x2 MIMO(2SS). Ноутбук Lenovo idea Pad S 205 Bra	5. VideoStudio Pro x10 Lite 6. CorelDraw 7. Academic Mathcad License 14.0 8. MathCad Education University Edition 9. Компас 3D Система прочностного анализа v16 10. Компас 3D модуль ЧПУ. Токарная обработка v16 11. SolidWorks Campus 500
690922, Приморский край, г. Владивосток, остров Русский, полуостров Саперный, поселок Аякс, 10, корпус Е, ауд. №967, учебная аудитория для проведения практических и лекционных занятий и для самостоятельной работы.	Мультимедийная аудитория: Помещение укомплектовано специализированной учебной мебелью (посадочных мест – 26) Оборудование: Проектор 3-chip DLP, 10 600 ANSI-лм, WUXGA 1 920x1 200 (16:10) PT-DZ110XE Panasonic; экран 316x500 см, 16:10 с эл. приводом; крепление настенно-потолочное Elpro Large Electrol Projecta; профессиональная ЖК-панель 47", 500 Кд/м2, Full HD M4716CCBA LG; подсистема видеисточников документ-камера CP355AF Avervision; подсистема видеокмутации; подсистема аудиокмутации и звукоусиления; подсистема интерактивного управления; беспроводные ЛВС обеспечены системой на базе точек доступа 802.11a/b/g/n 2x2 MIMO(2SS).	1. Academic Campus 500 2. Inventor Professional 2020 3. AutoCAD 2020 4. MAYA 2018 5. VideoStudio Pro x10 Lite 6. CorelDraw 7. Academic Mathcad License 14.0 8. MathCad Education University Edition 9. Компас 3D Система прочностного анализа v16 10. Компас 3D модуль ЧПУ. Токарная обработка v16 11. SolidWorks Campus 500

В целях обеспечения специальных условий обучения инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья в ДВФУ все здания оборудованы пандусами, лифтами, подъемниками, специализированными местами, оснащенными туалетными комнатами, табличками информационно-навигационной поддержки.

VIII ФОНДЫ ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

Шкала оценивания уровня сформированности компетенций

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции		Критерии	Показатели
ОК-3 – владением математической и естественнонаучной культурой как частью профессиональной	Знает (пороговый уровень)	<ul style="list-style-type: none"> • Основные химические и газовые законы; 	Знание основы математической и естественнонаучной культуры	Способность перечислить основные факторы математическое моделирование и естественнонаучн

и общечеловеческой культуры				ую культуру как частью профессионально й и общечеловеческо й культуры
	Умеет (продвин утый)	• Использовать методы теоретического и экспериментально го исследования в химии, элементарные методы химического исследования веществ и соединений;	Умение обнаруживать и объяснять философское содержание математических и естественнонаучн ых дисциплин	Способность владеть навыками участия в научных дискуссиях, выступать с сообщениями и докладами, устного, и письменного и виртуального (размещение в информационных сетях) представления материалов собственного исследования.
	Владеет (высокий)	• Методами стехиометрически х расчетов и расчетов термодинамическ их и кинетических характеристик химических процессов;	Владение навыками философского анализа математических и естественных наук	Способность владением математической и естественнонаучн ой культурой как частью профессионально й и общечеловеческо й культуры
ПК-4 – способностью и готовностью быстро идентифицировать и оценить риски, принять правильное решение	Знает (порогов ый уровень)	Основные закономерности протекания химических процессов	Знание химических процессов	Способность определять закономерности в химических процессах
	Умеет (продвин утый)	Применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин и в практической деятельности.	Умение индифицировать и оценивать риски	Способен принимать правильные решение на основе рисков
	Владеет (высокий)	Навыками работы с химическими реактивами и лабораторным оборудованием;	Владение навыками работы с лабораторным оборудованием	Способен обучить работе на лабораторном оборудовании
ПК-5 – способностью на научной основе	Знает (порогов ый уровень)	основные химические законы и понятия	Знание правил организации своего труда	Способность организовать свой труд на нацной основе

организовать свой труд, самостоятельно оценить результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований	Умеет (продвинутый)	соблюдать меры безопасности при работе с химическими реактивами	Умение трезво оценить результаты своей деятельности	Способность оценивать свою и чужую работу
	Владеет (высокий)	основными приемами обработки экспериментальных данных	Владение навыками самостоятельной работы	Способность самостоятельно проводить научные исследования

Для дисциплины "Химия" используются следующие оценочные средства

I. Устный опрос

1. Собеседование (УО-1) (Средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы, связанные с изучаемой дисциплиной, и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося по определенному разделу, теме, проблеме и т.п.) - Вопросы по темам/разделам дисциплины.

2. Зачет– Вопросы к зачету.

II. Письменные работы

1. Тест (ПР-1) (Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося) - Фонд тестовых заданий.

2. Контрольная работа (ПР-2). (Средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу) - Комплект контрольных заданий по вариантам.

3. Лабораторная работа (ПР-6). (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу) - Комплект лабораторных заданий .

4. Конспект (ПР-7). Продукт самостоятельной работы обучающегося, отражающий основные идеи заслушанной лекции, сообщения и т.д.

5. Разноуровневые задачи и задания (ПР-11) (Частично регламентированное задание, имеющее нестандартное решение и позволяющее диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения) – Комплект

6. Индивидуальное домашнее задание (ИДЗ) -Комплект.

I. Промежуточная аттестация студентов.

Промежуточная аттестация студентов по дисциплине "Химия" проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной.

К аттестации по дисциплине допускаются студенты, выполнившие все лабораторные и практические работы и защитившие отчеты по ним.

Форма аттестация студентов по дисциплине – зачет (2-й, весенний семестр). Зачет по дисциплине включает ответы на 2 вопроса. Один из вопросов теоретического характер. Он направлен на раскрытие студентом знаний по основным разделам курса. Второй вопрос - типовое задание, ответ на которое позволяет оценить уровень сформированных умений.

Вопросы к зачету

1. Основные стехиометрические законы химии.
2. Классификация неорганических соединений по составу, по функциональным признакам и их важнейшие свойства.
3. Современная квантово-механическая модель атома. Основные правила и принципы распределения электронов в многоэлектронных атомах.
4. Положение химического элемента в периодической системе Д.И. Менделеева. Периодическое изменение окислительно-восстановительных свойств элемента и его соединений, а так же кислотно-основных свойств соединений в группах и периодах
5. Валентность элемента: ковалентность и координационная валентность. Свойства элементов и их соединений в различных валентных состояниях.
6. Агрегатные состояния вещества: особенности строения газов, жидкостей и твердых тел, их свойства и применение .
7. Комплексные соединения: строение, свойства, направления использования в технике и анализе веществ.
8. Строение твердых веществ: аморфное и кристаллическое состояние и их свойства. Их использование в современных производственных технологиях.
9. Химические процессы и их характеристики. Классификация, термодинамические и кинетические характеристики реакций, условия их протекания.
10. Термодинамический метод описания химических процессов: понятие химической термодинамики. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Законы термохимии. Тепловой эффект. Термодинамические функции и законы термодинамики .
11. Возможность и направление протекания процессов в изолированных и открытых системах: энтропия и свободная энергия Гиббса.
12. Химическое равновесие Кинетический подход к процессам: скорость и механизм протекания процессов. Влияние различных факторов на скорость. Энергия активации: обратимые и необратимые процессы.

Термодинамический и кинетический подходы. Управление процессами принцип: Ле - Шателье.

13. Растворы: классификация, состав и общие свойства растворов. Растворимость веществ, нормы ПДК.

14. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Их использование в современных технологиях.

15. Химическое равновесие в растворах: процессы диссоциации, гидролиза, обмена и их характеристики. Условия их протекания.

16. Кислотно-основные свойства растворов: сильные, слабые электролиты. Их характеристики. Водородный показатель. Влияние среды на технологические и природные процессы.

17. Дисперсные системы: виды, состав, условия получения, строение и свойства.

18. Коллоидные системы: состав, устойчивость, строение частиц, коагуляция. Примеры использования в технологиях .

19. Окислительно-восстановительные реакции. Направление процессов Окислительно-восстановительный потенциал.

20. Классификация металлов . Строение и свойства металлов, области их применения и правила эксплуатации.

21. Виды сплавов и их маркировка. Растворение сплавов и их основные компоненты.

22. Электрохимические системы: состав, виды, последовательность протекания процессов в них. Законы электролиза.

23. Химические источники тока (ХИТ): виды, характеристика, электродные процессы. Электрохимические энергоустановки.

24. Коррозия металлов и сплавов: виды, механизмы, методы защиты от коррозии.

25. Методы химической идентификации вещества.

Типовые задания к зачету

1. Определять строение атома по его электронной формуле или положению в периодической системе элементов.

2. Определять валентность и характеризовать свойства элемента, а также кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства его соединений по электронной формуле или положению в периодической системе элементов.

3. Описывать различные агрегатные состояния вещества и их свойства.

4. Прогнозировать свойства твердых веществ по типу химических связей и кристаллических решеток и оценивать возможность их использования в современных производственных технологиях.

5. Использовать термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических и физико-химических процессов и определения устойчивости химических объектов в различных условиях;

6. Рассчитывать и оценивать качественные и количественные характеристики растворов и процессов в них: диссоциации, гидролиза, осаждения.

7. Оценивать равновесия в растворах электролитов теоретическим и экспериментальным методами; приводить выражение количественных характеристик этих равновесий:

8. Проводить химическую идентификацию металлов, типов сплавов и их основных компонентов и оценивать их устойчивость в различных средах с помощью окислительно-восстановительных потенциалов.

9. Объяснять работу химических источников тока, записывать уравнения электродных реакций, протекающих в них, рассчитывать ЭДС.

10. Давать характеристику процессов коррозии металлов, сплавов и конструкций из них; оценивать возможность коррозионного процесса в различных средах, выбирать оптимальные методы защиты конструкций от коррозии.

Критерии оценки знаний умений и навыков для промежуточной аттестации.

Отметка "Зачтено"

1. Выполнены и защищены все лабораторные работы.

2. Выполнены тестовые и контрольные задания по темам практических занятий и ИДЗ.

3. Дан полный и правильный ответ на теоретический вопрос билета к зачету, но допущены 1-2 несущественные ошибки, исправленные по требованию преподавателя.

4. Материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком, возможна "шероховатость" в изложении материала.

5. В решении задач и их объяснении допущено не более одной существенной ошибки. Ход решения задач проведен в общем виде

Отметка "Не зачтено"

1. Не выполнены и не защищены лабораторные работы.

2. Не выполнены тестовые и контрольные задания по темам практических занятий и ИДЗ.

3. Незнание или непонимание большей или наиболее существенной части теоретического материала.

4. Допущены существенные ошибки, которые не исправляются после уточняющих вопросов, материал изложен несвязно.

5. Решение задач осуществлено только с помощью преподавателя, объяснение задач построены не верно, допущены существенные ошибки.

Текущая аттестация студентов.

Текущая аттестация студентов по дисциплине проводится в соответствии с локальными нормативными актами ДВФУ и является обязательной. Текущая аттестация проводится в форме контрольных мероприятий (собеседования, лабораторных работ, тестов, контрольных работ по оцениванию фактических результатов обучения студентов и осуществляется ведущим преподавателем.

Объектами оценивания выступают:

– учебная дисциплина (активность на занятиях, своевременность выполнения различных видов заданий, посещаемость всех видов занятий по аттестуемой дисциплине);

– степень усвоения теоретических знаний;

– уровень овладения практическими умениями и навыками по всем видам учебной работы;

– результаты самостоятельной работы.

Составляется календарный план контрольных мероприятий по дисциплине. Оценка посещаемости, активности обучающихся на занятиях, своевременность выполнения различных видов заданий ведётся на основе журнала, который ведёт преподаватель в течение учебного семестра.

Устный опрос

Вопросы собеседований

Модуль 1. Строение вещества .

1. Укажите, по каким признакам современная химия классифицирует неорганические соединения. Назовите эти классификации и приведите примеры.

2. Охарактеризуйте свойства важнейших классов неорганических соединений.

3. Приведите основные положения атомно-молекулярного учения. Сформулируйте стехиометрические законы .

4. Изложите суть квантово- механической модели атома.

5. Сформулируйте принципы и правила заполнения атомных орбиталей многоэлектронных атомов.

6. Дайте определение понятию валентность и приведите пример различных валентных состояний для s-, p-, d-элементов.

7. Укажите типы химических связей в молекулах, комплексных соединениях, кристаллах. Изложите основы координационной теории Вернера.

8. Установите связь между типом кристаллической решетки вещества и его свойствами на основании природы частиц в узлах и типа химической связи между ними.

Модуль 2. Теоретические основы управления процессами

1. Перечислите важнейшие термодинамические параметры и функции состояния системы. Какова связь между ними?

2. Сформулируйте суть термодинамического и кинетического подходов к описанию химических процессов.

3. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применение к различным системам.

4. Химическая кинетика. Понятие скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость гомогенных и гетерогенных процессов.

5. Назовите кинетические и термодинамические условия, а также критерии возможности самопроизвольного протекания процесса в различных системах.

6. Химическое равновесие. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Виды констант равновесия и взаимосвязь

7. Сделайте вывод о смещении равновесия в гомогенных и гетерогенных системах под действием различных факторов.

Модуль 3. Химические системы и их модели .

1. Перечислите основные способы выражения количественного состава растворов и приведите формулы для их расчета.

2. Охарактеризуйте физико - химические свойства растворов неэлектролитов и приведите примеры их практического использования в биологических и технических системах.

3. Какие количественные характеристики позволяют разделить электролиты на сильные и слабые.

4. Изложите суть теории электролитической диссоциации Аррениуса и закона разведения Освальда.

5. Перечислите типы кислотно-основных равновесий в растворах электролитов и приведите их количественные характеристики.

6. Назовите теоретические и экспериментальные методы оценки кислотности среды. Проведите расчеты водородного и гидроксильного показателей.

7. Перечислите типы ионообменных реакций.

8. Как применить принцип Ле - Шателье для описания равновесий в растворах электролитов.

9. Охарактеризуйте процессы и явления на границе раздела фаз и оцените их роль в дисперсных системах.

10. Перечислите виды классификаций дисперсных систем и их отличительные признаки.

11. Приведите теоретические основы использования дисперсных систем в машиностроении.

Модуль 4. Электрохимические системы .

1. Охарактеризуйте суть термодинамического подхода к ОВР, а именно возможность и направленность процесса.

2. Объясните восстановительные свойства металлов и окислительные свойства катионов водорода (H^+), серы(VI), азота (V).

3. Назовите особенности электрохимических процессов. Охарактеризуйте типы химических источников тока.

4. Перечислите электродные реакции при электролизе и оцените последовательность их протекания на аноде и катоде.

5. Охарактеризуйте виды коррозионных процессов

6. Объясните процессы, протекающие при электрохимической коррозии в различных средах.

7. Перечислите и охарактеризуйте способы защиты металлов от коррозии.

Критерии оценки устных ответов

Отметка "Отлично"

1. Дан полный и правильный ответ на основе изученного теоретического материала.
2. Материал изложен в определенной логической последовательности, литературным языком.
3. Ответ самостоятельный.

Отметка "Хорошо".

1, 2, 3 – аналогично отметке "Отлично".

4. Допущены 1-2 несущественные ошибки, исправленные по требованию преподавателя, наблюдалась "шероховатость" в изложении материала.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Учебный материал, в основном, изложен полно, но при этом допущены 1-2 существенные ошибки (например, неумение применять законы и теории к объяснению новых фактов).

2. Ответ неполный, хотя и соответствует требуемой глубине, построен нелогично.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Незнание или непонимание большей или наиболее существенной части учебного материала.
2. Допущены существенные ошибки, которые не исправляются после уточняющих вопросов, материал изложен несвязно.

II. Письменные работы

1. Тест (ПР-1) (Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося) - Фонд тестовых заданий.

Тестовые задания для текущей проверки

Строения вещества

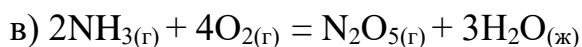
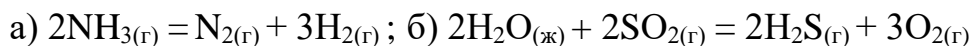
1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$: а) Mg б) S; в) Cr
2. Атому какого элемента, находящемуся в возбужденном состоянии, соответствует электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1 4p^2$: а) Ga; б) V; в) As
3. Гидроксид, какого элемента: Na, Mg, Al является более сильным основанием: а) Na; б) Mg; в) Al
4. Гидроксид, какого элемента: Si; P; Cl является более сильной кислотой? а) B; б) C; в) N
5. Выберите те вещества, все связи которых ковалентные: а) KCl, HCl, Fe, H₂O₂; б) NO₂, CH₄, H₂SO₃, Cl₂; в) NO₂, HNO₃, KOH, SnO.
6. Какие из частиц могут быть донорами, а какие- акцепторами электронов: а) H₂O; б) Fe²⁺; в) OH⁻; г) BeF₂.
7. Из приведенных ниже частиц укажите возможные комплексообразователи объясните почему? а) K⁺, Ca²⁺; б) Fe²⁺, Al³⁺; в) Ca²⁺, Cl⁻
8. Какие, из перечисленных ниже веществ, имеют только
1) молекулярную ; 2) атомную кристаллические решетки:
а) CO₂, KCl, CaO, Zn; б) NO₂, CH₃COOH, Cl₂, H₂O₂;
в) SiO₂, Ge, CaC₂, ZnS; г) Cu, H₂O, Na₃CO₃, C_(алмаз)

Закономерности протекания процессов

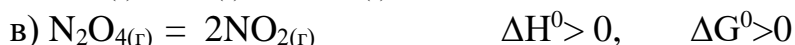
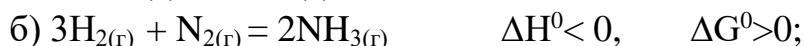
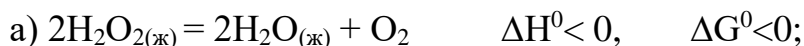
1. Тепловой эффект реакции $Fe_2O_{3(к)} + 3C_{(к)} = 2Fe_{(к)} + 3CO_{(г)}$ можно рассчитать используя стандартные энтальпии образования по уравнению:
а) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{Fe} + 3\Delta H^0_{CO} - \Delta H^0_{Fe_2O_3} - 3\Delta H^0_C$
б) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{Fe} + 3\Delta H^0_{CO}$

в) $\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} + 3\Delta H^0_{\text{C}} - 2\Delta H^0_{\text{Fe}} - 3\Delta H^0_{\text{CO}}$

2. Не производя вычислений определите, для какой из реакций энтропия будет иметь наименьшее значение



3. Какая из реакций не протекает самопроизвольно и является экзотермической:



4. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы начальная скорость образования CO_2 по реакции: $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{r})}$ возросла в 27 раз?

а) Увеличить в 3 раза; б) Увеличить в 4 раза; в) Увеличить в 9 раз

5. Как изменяется константа скорости реакции при повышении температуры на каждые 10°C , если повышение температуры на 40°C увеличивает скорость этой реакции в 256 раз? а) 4; б) 3; в) 2

6. Какие воздействия на реакцию: $4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$ приведут к смещению равновесия влево:

а) увеличение концентрации HCl ; б) увеличение концентрации хлора;

в) повышение давления; г) понижение давления.

Растворы и их свойства.

1. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре $373,52 \text{ K}$.

Какова молярная концентрация этого раствора?

а) 1 моль/кг; б) 0,1 моль/кг; в) 0,01 моль/л

2. Какова концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе HCN , если константа диссоциации кислоты равна $7,2 \cdot 10^{-10}$?

а) $8,5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$; б) $8,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$; в) $8,5 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

3. Если pH изменится на три единицы, во сколько раз изменится концентрация ионов водорода:

а) в 10^3 раз; б) в три раза; в) в 0,3 раза?

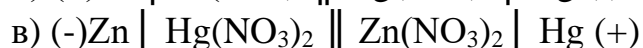
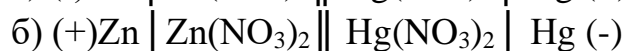
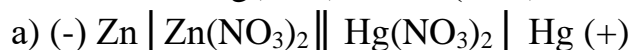
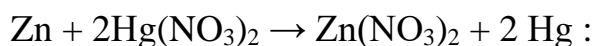
4. Чему равна степень гидролиза в 0,1 М растворе NaJO_3 , если $K_{\text{д}} \text{HJO}_3 = 0,16$? а) $7,9 \cdot 10^{-7}$; б) $1,9 \cdot 10^{-6}$; в) $4,5 \cdot 10^{-5}$

5. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза хлорида аммония:

а) NaOH ; б) NH_4OH ; в) HCl .

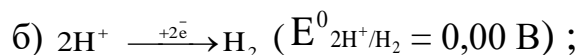
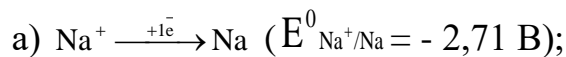
Электрохимические системы.

1. Какая схема будет соответствовать гальваническому элементу, в основе работы которого лежит токообразующая реакция :



2. Какое значение имеет стандартная электродвижущая сила (ΔE^0) в гальваническом элементе Cr | Cr³⁺ (1M) || H⁺ (1M) | H₂, Pt ($E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0,71 \text{ В}$; $E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00 \text{ В}$): а) + 0,71В; б) + 1,42 В ; в) - 0,71 В

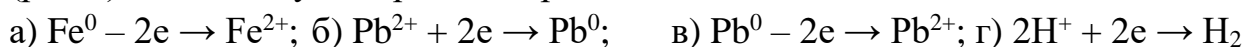
3. При электролизе водного раствора сульфата натрия на катоде протекает процесс:



4. Укажите механизм коррозионного процесса бронзовых деталей (сплав цинк-олово) в воде:

- а) электрохимическая; б) химическая; в) контактная; г) биохимическая.

5. При нарушении свинцового покрытия на железе во влажном воздухе (рН=7) на аноде будет протекать реакция:



2. Разно уровневые задачи и задания (ПР-11) (Частично регламентированное задание, имеющее нестандартное решение и позволяющее диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения) – Комплект разно уровневых задач.

Комплект разно уровневых задач и заданий

Строение вещества.

1. Валентный энергетический подуровень атома имеет следующую электронную конфигурацию: **3s²3p³**. Охарактеризуйте его положение в ПСЭ. Укажите возможные валентности и степени окисления элемента. Приведите формулы всех возможных оксидов и гидроксидов и укажите их КОС и ОВС.

2. Укажите виды ХС, тип КР в веществах и предскажите их свойства: SiO₂, CoCl₂, SiF₄, HNO_{3(г)}, Na [AlSiO₄], Si – Se, К,

3. Напишите уравнения реакции комплексообразования в молекулярном и ионном видах: AgNO₃+KI (изб.) →... Укажите составные части полученного комплексного соединения. Запишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для K_н.

Закономерности протекания процессов.

1. Рассчитайте, сколько тепла выделится при сгорании 1 м^3 C_2H_2 (н.у.). Запишите термохимическое уравнение реакции.

2. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;

$\Delta H^0 = +34,55$ кДж. Определите K_p при стандартных условиях.

3. Реакция при 30^0 С завершается за 60 с. Сколько для этого потребуется времени при 50^0 С, если энергия активации равна 33,4 кДж/моль?

4. Как изменится состояние равновесия в системе :

$\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$. при: а) повышении Т и б) понижении давления?

3. Индивидуальное домашнее задание (ИДЗ). Комплект ИДЗ№1 Структура вещества

1. Валентный энергетический подуровень атома имеет следующую электронную конфигурацию: $4s^1 3p^4$. Охарактеризуйте его положение в ПСЭ. Укажите его валентности и степени окисления элемента. Приведите формулы всех оксидов и гидроксидов и укажите их КОС и ОВС.

2. Укажите виды ХС, тип КР в веществах и предскажите их свойства: PbO_2 , CuCl_2 , $\text{H}_2\text{SiO}_{3(\text{т})}$, $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})}$, $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, Sn– Se, Al,

3. Напишите уравнения реакции комплексообразования в молекулярном и ионном видах: $\text{FeCl}_3 + \text{KCN}$ (изб.) $\rightarrow \dots$ Укажите состав комплексного соединения. Запишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для K_H .

ИДЗ№2 Закономерности протекания процессов.

1. Рассчитайте, сколько тепла выделится при сгорании 100 м^3 C_2H_6 (н.у.). Запишите термохимическое уравнение реакции.

2. Определите, при какой температуре начнется реакция восстановления Fe_3O_4 , протекающая по уравнению: $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$. Определите K_p при стандартных условиях.

3. Реакция при 20^0 С завершается за 40 с. Сколько для этого потребуется времени при 60^0 С, если энергия активации равна 33,4 кДж/моль?

4. Как изменится состояние равновесия в системе :

$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} = 3\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$; $\Delta H^0 = +34,55$ кДж. при: а) повышении Т и б) понижении давления?

ИДЗ №3 Растворы и их свойства.

1. При какой температуре замерзает 5%-ный раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$) в воде, $K_{(\text{H}_2\text{O})} = 1,86 \text{ град.} \cdot \text{кг/моль}$. Рассчитайте осмотическое давление этого раствора при 273°C .

2. Составьте уравнение гидролиза соли K_2S и объясните, почему $\text{pH} \approx 10$? Что произойдет с системой, если к ней добавить HCl ?

3. Какое значение pH имеет $0,1 \text{ M}$ раствор HNO_2 ? Рассчитайте концентрацию гидроксильных ионов в нём.

ИДЗ №4 Электрохимические системы и процессы.

1. Составьте схему гальванического элемента, используя электроды $\text{Fe}|\text{FeSO}_4$ ($c = 0,1 \text{ M}$); $\text{Zn}|\text{ZnSO}_4$ ($c = 0,01 \text{ M}$). Запишите уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде и токообразующей реакции (ТОР). Рассчитайте ЭДС гальванического элемента и энергию Гиббса ТОР.

2. Составьте уравнения электродных процессов при электролизе раствора CuSO_4 с угольными электродами и запишите полное уравнение электролиза.

3. Рассчитайте, сколько и каких веществ выделится на катоде и аноде, если электролиз вести при силе тока, равной $I = 10 \text{ A}$, в течение $2,5$ часов.

4. Для пары металлов $\text{Zn} - \text{Sn}$ определите, возможность коррозии в среде с $\text{pH} = 5$ при контакте с воздухом. Запишите уравнения анодного и катодного процессов. Предложите для данной пары анодное и катодное покрытие.

4. Конспект (ПР-7). Продукт самостоятельной работы обучающегося, отражающий основные идеи заслушанной лекции, сообщения и т.д.-

Критерии оценки письменных работ

Критерии оценки ответов на теоретические вопросы письменных работ те же, что и при оценке устных ответов. Ниже приведены критерии оценки умения решать задачи. Итоговая оценка за письменную работу выводится как средняя из оценок за каждый вопрос.

Критерии оценки умения решать задачи:

Отметка "Отлично"

1. В решении и объяснении нет ошибок.
2. Ход решения рациональный, проведен в общем виде.
3. Если необходимо, решение произведено несколькими способами.
4. Допущены ошибки по невнимательности (оговорки, описки).

Отметка "Хорошо"

1. Существенных ошибок нет.
2. Допущены 1-2 несущественные ошибки или неполное объяснение, или использование 1 способа при заданных нескольких.

Отметка "Удовлетворительно"

1. Допущено не более одной существенной ошибки, записи неполные, есть неточности.
2. Решение выполнено с ошибками в математических расчетах.

Отметка "Неудовлетворительно"

1. Решение осуществлено только с помощью преподавателя.
2. Допущены существенные ошибки.
3. Решение и объяснение построены не верно.
5. **Лабораторная работа (ПР-6).** (Средство для закрепления и практического освоения материала по определенному разделу)

Комплект лабораторных заданий

Лабораторная работа № 1

Тема: Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.)

Цель работы: познакомиться с газометрическим методом изучения химических реакций на примере определения молярной массы эквивалента металла.

Перечень изучаемых вопросов: понятие эквивалента и связанные с ним понятия: фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества, эквивалентный объём, закон эквивалентов и газовые законы.

Следует уметь: давать определение важнейшим понятиям темы; определять эквивалент вещества в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; рассчитывать молярные массы эквивалентов веществ ($M_{\text{э}}$); пользоваться для расчетов законом эквивалентов и газовыми законами.

Экспериментальная часть

В работе для нахождения молярной массы эквивалента металла используется метод вытеснения водорода из кислоты с последующим измерением его объёма. Необходимо учитывать, что водород находится в смеси с парами воды, поэтому требуется ввести поправку на парциальное давление водяных паров при температуре проведения опыта.

Методика выполнения опыта

В коническую пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора соляной кислоты при помощи дозатора. Пробирку с кислотой осторожно наклоните и положите навеску металла, следя за тем, чтобы металл преждевременно не попал в кислоту. В таком положении пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, ранее присоединенной к бюретке (1). Необходимо отметить уровень жидкости в бюретке (1) до начала реакции. Встряхнув пробирку, погрузите металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода и

вытеснение воды из рабочей бюретки в сообщающуюся с ней напорную бюретку (2). По окончании реакции определите конечный уровень воды в бюретке (1) и рассчитайте объём выделившегося водорода. Результаты эксперимента оформите в виде таблицы (таблица 1).

Расчёты и обсуждение результатов

Расчёт $M(1/z Me)$ можно выполнить двумя способами.

Первый способ:

1. Применяя уравнение состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева $PV = \frac{m}{M}RT$ и, введя поправку на парциальное давление водяного пара ($P - h$), вычислите массу водорода в измеренном вами объёме.

$$\begin{aligned} \text{Значения универсальной газовой постоянной } R &= 8,314 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} = \\ 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} &= 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 0,082 \frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 62,36 \\ \frac{\text{мм.рт.ст.} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} &= 1,986 \frac{\text{ккал}}{\text{моль} \cdot \text{К}}. \end{aligned}$$

2. На основании закона эквивалентов вычислите молярную массу эквивалента металла:

3. Рассчитайте атомную массу металла, воспользовавшись валентностью металла и, следовательно, фактором эквивалентности:

$M(1/z Me) = 1/z \cdot A$, где A – атомная масса металла; z – число электронов, участвующих в реакции.

4. Сравните полученную экспериментальную величину молярной массы эквивалента металла с теоретическим ее значением, найденным по периодической системе, вычислите относительную ошибку (Δ) опыта: Δ

5. Все теоретические и экспериментальные данные занесите в таблицу 1

Второй способ:

1. Используя уравнение объединенного газового закона $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, приведите объём выделившегося водорода к н.у. ($V_0(H_2)$).

2. Замените массу водорода и $M(1/zH_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объёмные значения и получите расчетную формулу: , где $V(1/zH_2)$ – эквивалентный объём водорода, равный 11200мл. Далее расчёт продолжайте с пункта 3 предыдущего способа.

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определения атому, молекуле, иону, эквиваленту.
2. Почему эквивалент является условной частицей? Поясните термин «фактор эквивалентности».

3. Определите фактор эквивалентности серной кислоты и гидроксида натрия в кислотнo-основных реакциях.

4. Рассчитайте молярные массы эквивалентов в реакциях обмена, для веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

5. Вычислите молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях обмена, если известно, что образуются только кислые соли.

6. 4,08г металла вытесняют из кислоты 1,4л водорода, измеренного при н.у. Эта же масса металла вытесняет 12,95г свинца из растворов его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.

7. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в каждом оксиде.

Лабораторная работа №2.

Тема: Строение элемента и кислотнo-основные свойства его соединений (2 час.)

Цель работы: научиться давать характеристику строения атома элемента, определять его положение в ПСЭ; устанавливать кислотнo-основные свойства его соединений теоретическим и экспериментальным методами.

Перечень изучаемых вопросов : порядок заполнения электронами атомных орбиталей ; положение элемента в ПСЭ, понятие валентности ; кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов элементов; взаимосвязь строения атома с его положением в ПСЭ и свойствами элемента периодический закон ; периодичность изменения свойств элемента и его соединений.

Следует уметь: записывать электронные и электронно-графические формулы атомов; определять валентность элемента и его положение в ПСЭ на основе его строения; составлять химические и структурные формулы соединений; определять кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений теоретическим и экспериментальным методами; подтверждать их молекулярными и ионными уравнениями.

Теоретические предположения (гипотеза)

Задание 1. Строение и свойства химического элемента

Выберите элемент согласно вашему варианту. По его электронной формуле укажите положение элемента в ПСЭ, его характеристики, строение и свойства.

Задание 2. Строение и поведение оксидов элемента

Запишите формулы оксидов элемента в различных валентных состояниях. Сделайте прогноз кислотно-основных свойств этих соединений на основе периодического закона (используйте таблицу растворимости).

Задание 3. Строение и поведение гидратов оксида элемента

Составьте формулы гидратов оксида элемента в различных валентных состояниях. Определите прочность связей О-Э и О-Н на основе расчета разницы электроотрицательностей этих элементов. Сделайте прогноз кислотно-основных свойств этих соединений.

Сделайте вывод об изменении характера оксидов элемента и их гидратов по мере увеличения валентности элемента, а также о взаимодействии кислотных, основных и амфотерных соединений с веществами различных классов.

Экспериментальная часть

Методика выполнения.

Работа проводится по многовариантной системе. Экспериментально проверяется выдвинутая в домашнем задании гипотеза о кислотно-основных свойствах оксида и гидроксида элемента.

Опыт 1. Установление химического характера оксида элемента

В три пробирки поместите небольшое количество оксида элемента (согласно варианту). В каждую из них добавьте по 2-3 мл реагента: в первую – дистиллированную воду; вторую – хлороводородную кислоту (разбавленную); в третью – гидроксид натрия (концентрированный). Будет ли растворяться оксид? Если реакция пойдет медленно, нагрейте пробирку и увеличьте количество реагентов.

Определите характер среды в первой пробирке с помощью индикатора. Подтвердите кислотные (основные, амфотерные) свойства оксида реакциями с BaO , CO_2 . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, сформулируйте вывод о характере свойств соединения и правильности выдвинутой вами гипотезы.

Опыт 2. Получение и установление химического характера гидрата оксида элемента

Получение. Растворите небольшое количество оксида элемента (согласно варианту) в 5 мл дистиллированной воды. Если вещество не растворилось, то отметьте это и проведите реакцию гидрата оксида действием концентрированного раствора гидроксида натрия на раствор соли данного металла. Определите характер среды с помощью индикатора.

Пробирку с гидратом оксида сохраните. Запишите уравнения реакции получения и наблюдения.

Свойства. Раствор гидрата оксида, полученный ранее, разбавляют равным объемом воды и делят на четыре равные части. В первые две пробирки добавляют растворы соляной кислоты и гидроксида натрия соответственно. Отмечают скорость реакций в обеих пробирках. В двух других пробирках проводят реакции с оксидом бария и углекислым газом, подтверждающие кислотные (основные) свойства гидрата оксида элемента. Запишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, сделайте обобщающий вывод.

Контрольные вопросы и задания.

1. Составьте полные электронные формулы атомов элементов: а) N 33; б) ...4d⁴5s². Охарактеризуйте положение указанных элементов в ПСЭ

2. Какими валентными возможностями обладают элементы, имеющие сокращенную электронную структуру: а) ...3s²3p²; б) ...3d²4s²?

3. У какого элемента, мышьяка или висмута – сильнее проявляются неметаллические свойства? Запишите формулы водородных соединений этих элементов. Какой элемент из них является наиболее сильным восстановителем?

4. Определите, какую высшую степень окисления проявляют кремний, молибден, аргон. Почему? Запишите формулы оксидов и гидроксидов этих элементов, отвечающих данной степени окисления. Укажите их КОС, уравнения реакций и вывод о правильности выдвинутой гипотезы, о характере свойств оксида и гидроксида элемента.

Лабораторная работа №3.

Тема: Определение теплового эффекта реакции нейтрализации (2 час.)

Цель работы: измерение теплового эффекта реакции нейтрализации калориметрическим методом и проведение термодинамических расчетов этого процесса.

Перечень изучаемых вопросов: основные понятия и законы химической термодинамики. Понятия и законы термохимии, сущность калориметрического метода определения энергетических эффектов процессов; уравнения теплового баланса.

Следует уметь: объяснять все важнейшие понятия термохимии и давать им определения; определять тип системы, записывать термохимические уравнения; рассчитывать тепловой эффект химических и физико-химических процессов; оценивать термическую устойчивость соединений на основании закона Гесса; рассчитывать изменение энтропии и свободной энергии Гиббса

в различных процессах; определять возможность самопроизвольного протекания процесса термодинамическим методом.

Экспериментальная часть

Методика проведения опыта

Тепловой эффект реакции нейтрализации определяется в простейшем калориметре. Объемы исходных веществ приведены в таблице 1 согласно варианту.

Таблица 1. Объемы исходных веществ

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Объем кислоты, мл	60	65	75	70	70	75	55
Объем щелочи, мл	60	65	60	70	65	75	65

При помощи мерного цилиндра поместите раствор одного из реагирующих веществ во внутренний стакан калориметра. Термометром измерьте начальную температуру раствора T_n . После этого через воронку прилейте второй компонент реакции, отмеренный также с помощью мерного цилиндра. После немедленного перемешивания отметьте самую высокую температуру T_k . Результаты измерений и расчетов оформите в виде таблицы

2. Обработка результатов эксперимента

1. Определите изменение температуры раствора $\Delta T = T_k - T_n$

2. Рассчитайте количество теплоты Q (Дж), выделившейся в ходе реакции: $Q = (m_{\text{кис}} + m_{\text{шел}}) \Delta T \cdot C + W \cdot \Delta T$, где $m_{\text{кис}}$ и $m_{\text{шел}}$ – массы кислоты и щелочи, численно равные их объемам ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$); C – удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,184 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; ΔT – изменение температуры; W – постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

3. Вычислите опытное изменение энтальпии (кДж/моль):

, где v – количество образовавшейся воды.

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %: Δ

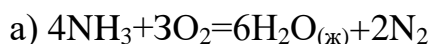
Сделайте выводы по работе, обсудите источники погрешностей.

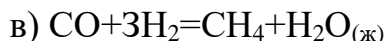
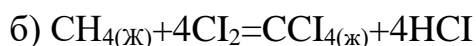
Контрольные вопросы и задания.

1. Как изменяется энтальпия системы, если реакция идет с поглощением тепла?

2. Вычислите тепловой эффект реакции $\text{NaN}_{(к)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{NaOH}_{(р)} + \text{H}_2(\text{г})$ по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, если $\Delta H_{298}^0(\text{NaN}_{(к)}) = -56,94 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{298}^0(\text{NaOH}_{(р)}) = -469,47 \text{ кДж/моль}$, $\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) = -285,84 \text{ кДж/моль}$.

3. Определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:





4. В каком направлении нижеприведенная реакция будет протекать самопроизвольно? $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_2$, если $\Delta G^0_{298}(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G^0_{298}(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = -228,8 \text{ кДж/моль}$.

Лабораторная работа №4.

Тема : Химическая кинетика (2 час.)

Цель работы: исследование зависимости скорости гомогенной реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Перечень изучаемых вопросов: истинная и средняя скорости, константа скорости, кинетическое уравнение, молекулярность, порядок реакции, энергия активации, кинетические условия самопроизвольных процессов, механизм реакции, обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, смещение равновесия.

Следует уметь: записывать кинетическое уравнение реакции; рассчитывать скорость химической реакции и определять ее изменение при изменении концентрации вещества, температуры и давления; рассчитывать энергию активации и константы скорости; записывать выражения константы равновесия; рассчитывать и связывать ее со свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле Шателье.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Для исследования предлагается реакция:



Реакция в ионно-молекулярном виде:



Прежде чем приступать к выполнению эксперимента, рассмотрите применимость закона действующих масс для данной реакции (для упрощения используйте уравнение реакции в ионно-молекулярном виде). Изобразите графически вид зависимости скорости реакции при увеличении концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как 1С, 2С, 3С (при постоянной концентрации серной кислоты). Определите порядок реакции по тиосульфат-ионам. Обсудите также вид зависимости скорости реакции этой зависимости, если концентрацию тиосульфат-ионов считать постоянной. Укажите порядок реакции по ионам водорода.

Методика выполнения опыта

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три пробирки налейте: в первую – 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 мл H_2O ; во вторую – 2 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 мл H_2O ; в третью – 3 мл того же раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора H_2SO_4 и измерьте время в секундах от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения вследствие образования серы. Результаты опытов занесите в таблицу 1 и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Исследуется полуэмпирическое правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, графическое решение которого позволяет определить величину энергии активации реакции.

Методика выполнения опыта

В четыре пробирки налейте по 2 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, каждую поставьте в стакан с горячей водой, соблюдая интервал температур воды в 10°C , и через 3 – 5 минут измерьте температуру в стаканах термометром. Добавьте в каждую пробирку по 1 мл раствора H_2SO_4 и отметьте время от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения. Результаты опытов внесите в таблицу 2 и постройте график, откладывая по оси абсцисс – температуру, а по оси ординат относительную скорость (величину, обратную времени). Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции, используя правило Вант-Гоффа в заданном интервале температур. Для графического расчета энергии активации постройте зависимость $\ln v = f(1/T)$ и по тангенсу угла наклона прямой определите энергию активации данной реакции.

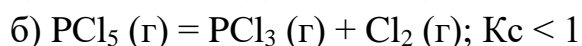
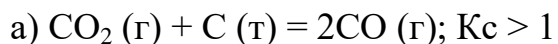
Контрольные вопросы и задания

1. В чем отличие понятий средней и истинной скоростей реакции. Какова размерность скорости гомогенной и гетерогенной реакций?

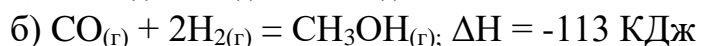
2. Какие факторы влияют на скорость гомогенной и гетерогенной реакций? Скорость реакции $\text{A} + 3\text{B} = \text{AB}_3$ определяется уравнением $V = kC_A \cdot C_B$. Определите общий и частный порядки реакции. Как вы думаете, эта реакция протекает в одну или несколько стадий?

3. При 150° реакция заканчивается за 30 с. Сколько времени потребуется для этой реакции, если $\gamma = 2$?

4. Запишите выражение константы равновесия: K_c и K_p для реакций и определите их направление протекания если известна величина K_c :



5. Как влияет изменение внешних условий (С, Р, Т,) на состояние равновесия в обратимых системах:



Лабораторная работа №5.

Тема: Равновесия в водных растворах электролитов (2 час.)

Цель работы: познакомиться с основными типами ионообменных реакций на примере гомогенных и гетерогенных равновесий и причин их смещения.

Перечень изучаемых вопросов: понятия сильных и слабых электролитов, процесс их диссоциации ; водородный и гидроксильный показатели среды, методы оценки рН среды, химическое равновесие равновесия в растворах электролитов: условия, виды и характеристики; смещение равновесия -принцип Ле-Шателье-Брауна; типы ионообменных реакций.

Следует уметь: записывать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения процессов протекающих в растворах электролитов; рассчитывать константы равновесия и энергию Гиббса ; рассчитывать и экспериментально определять рН и рОН в растворах сильных и слабых электролитов; оценивать направление смещения равновесия по принципу Ле-Шателье и экспериментально по характеру аналитического сигнала.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение характера среды. Сравнение силы CH_3COOH и HCl .

Определите рН следующих растворов с помощью универсального индикатора: H_2O (дист), HCl (0,1М); CH_3COOH (0,1 М). Рассчитайте равновесные концентрации H^+ и OH^- . Сделайте вывод о характере диссоциации сильных и слабых электролитов. Результаты опыта представьте в табл.1.

Таблица 1.

Описание процесса	Сравниваемые кислоты	
	HCl	CH ₃ COOH
Уравнение диссоциации		
Выражение для константы диссоциации	$K_d =$	$K_d =$
рН		
$[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] =$ $[\text{OH}^-] =$	$[\text{H}^+] =$ $[\text{OH}^-] =$
Уравнение реакции с Zn		
Ионное уравнение		
Наблюдения		

Вывод:

Опыт 2. Определение характера среды в реакциях гидролиза.

Определите рН с помощью универсального индикатора в 1М растворах сульфатов алюминия и натрия. Объясните различие рН. Составьте ионные уравнения гидролиза. Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия. Результаты опыта приведите в таблице 2

Таблица 2

№	Соединение	рН среды	Уравнение реакций и выражение констант гидролиза
1	Na ₂ SO ₄	рН=	K _г =
2	Al ₂ (SO ₄) ₃	рН=	K _г =

Опыт 3. Образование труднорастворимого соединения.

Получите гидроксиды меди (II) и никеля (II) из растворов их солей и щелочи. Отметьте цвет осадка и сохраните для опыта 4.

Наблюдения:

осадок Cu(OH)₂, _____

осадок Ni(OH)₂ _____

Запишите молекулярные уравнения реакций и сформулируйте условия протекания ионных реакций практически необратимо и до конца.

Запишите ионные уравнения реакций

Запишите выражения $\Delta G_{x,p}$ для них:

Вычислите $\Delta G_{x,p}$ в с. у. _____

Запишите выражения для $K_{равн}$ этих реакций и вычислите их :

Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Вывод: _____

Опыт 4. Образование газообразных и летучих соединений.

Внесите в пробирку 1мл раствора карбоната натрия и такой же объем раствора серной кислоты.

Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия:

Запишите молекулярное уравнение реакции:

Запишите ионно-молекулярное уравнение реакции:

Выводы: _____

Контрольные вопросы и задания

1. Перечислите виды химических равновесий. Приведите примеры. Сформулируйте условия протекания практически необратимых ионных реакций.

2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между:

а) K_2SiO_3 и HCl ; б) $Cr(OH)_3$ и KOH ;
в) NH_4Cl и $Ba(OH)_2$; г) $NaHCO_3$ и H_2SO_4

Приведите количественные характеристики кислотных и щелочных свойств раствора.

3. Вычислите pH и pOH в 0,1 М растворах NH_4OH и HNO_3
4. Какова равновесная концентрация ионов H^+ и OH^- растворов:
а) $NaOH$ ($pH=12$) ; б) HNO_2 ($pH=3$).
5. Рассчитайте величины $G_{x,p}$ и $K_{рав}$ реакций:
а) $ZnCl_2 + NaOH = Zn(OH)_2 + 2NaCl$
б) $NaOH_{(ж)} + HCl_{(ж)} = NaCl_{(ж)} + H_2O_{(ж)}$
в) $Na_2CO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$.

Лабораторная работа №6.

Тема: Общие свойства металлов (2 час.)

Цель работы: изучить химические свойства металлов – важнейших конструкционных материалов. Оценить химическую устойчивость металлов в различных агрессивных средах.

Перечень изучаемых вопросов: характеристика положения металлов в ПСЭ, строение атомов металлов и химическая связь, общие физические и химические свойства металлов, количественная характеристика окислительно-восстановительных свойств металлов; взаимодействие металлов с кислородом, водой, с кислотами, с растворами солей и щелочей; особенности взаимодействия металлов с азотной и серной кислотами

Следует уметь: определять положение s,p,d-металлов в ПСЭ, оценивать их реакционную способность по отношению к кислороду, воде, кислотам и другим окислителям; оценивать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства их соединений.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Ряд напряжений металлов

Установите сравнительную активность некоторых металлов на основании реакций вытеснения металлов из их солей другими металлами.

Для этого налейте в пробирки растворы следующих солей: сульфата цинка, нитрата свинца, сульфата железа, сульфата меди и опустите в каждую пробирку по кусочку цинка. Через 2 – 3 минуты наблюдайте изменения, происходящие на поверхности цинка.

Аналогичные опыты проделайте с железом, свинцом и медью. Результаты наблюдений занесите в таблицу 10.1, ставя знак плюс там, где данный металл восстанавливает ион металла из раствора, а если нет, то знак

минус. Для реакций, указанных преподавателем, напишите уравнение реакций окисления-восстановления и объясните его.

Таблица 1.

Металлы	Ионы металлов			
	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Cu ²⁺
Zn				

На основании таблицы 1 составьте ряд активности указанных металлов, определяя место металла в ряду по числу знаков плюс. Сравните полученный ряд с рядом напряжений в приложении (см. приложение 1).

Опыт 2. Действие кислот на металлы

Характер действия кислот на металлы зависит от свойств и концентрации кислоты, а также от химического характера металла, определяемого положением металла в ряду напряжений.

В две пробирки опустите по кусочку цинка и прилейте в одну пробирку 1-2 мл концентрированной, а в другую – разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? Занесите результаты наблюдений в таблицу 2, отметив характерные газообразные продукты реакции. Аналогичные опыты проделайте с металлами: Fe, Cu.

Таблица 2

Металлы	Кислоты			
	H ₂ SO ₄		HNO ₃	
	разб.	конц.	разб.	конц.
Zn				
Fe				
Cu				

Составьте окислительно-восстановительные реакции, указанные преподавателем.

Опыт 3. Действие щелочей на металлы

Испытайте действие щелочей на следующие металлы: алюминий, цинк и медь. Для этого в отдельные пробирки поместите по кусочку названных металлов и прилейте в каждую немного концентрированного раствора NaOH.

Если реакция не идет или идет очень медленно, то содержимое пробирки нагрейте в пламени спиртовки. Укажите, какие из приведенных металлов растворяются в щелочи. Запишите уравнения реакций.

Выводы :

Контрольные вопросы

1. Почему все металлы обладают восстановительными свойствами?
2. Составьте электронные формулы атомов Fe, Zn, Cu, Al. Какой из них является наиболее сильным восстановителем.

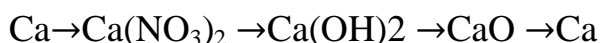
3. Какие свойства проявляют катионы металлов при взаимодействии с металлами?

4. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.

5. Объясните действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.

6. Реагирует ли медь, серебро, золото с концентрированной серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

6. Как осуществить следующие химические превращения:



Лабораторная работа №7.

Тема: Распознавание типа сплава (2час.)

Цель работы: познакомиться с методами химического анализа объектов на примере сплава и методами идентификации их макрокомпонентов в растворах.

Перечень изучаемых вопросов: классификация сплавов и их состав; области их применения, устойчивость; химические свойства металлов.

Следует уметь: классифицировать сплавы по различным признакам, подбирать растворитель, проводить реакции растворения сплава; составлять молекулярные и ионные уравнения реакций металлов с кислотами и щелочами.

Экспериментальная часть

Методика проведения.

Кусочек сплава выданного преподавателем помещают в пробирку и растворяют в подходящем растворителе при нагревании. После полного растворения отмечают цвет полученного раствора. По окраске раствора выдвигают гипотезу об основном компоненте и типе сплава, а также о присутствии в нем ионов металлов. Разбавляем полученный раствор дистиллированной водой до обесцвечивания.

Далее проводят качественные реакции обнаружения ионов основного компонента сплава и фиксируют аналитический сигнал. Составляют уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. На основании полученных реакций формулируют вывод о типе выданного сплава.

Вывод.

Контрольные вопросы и задания.

1. Назовите методы качественного анализ и охарактеризуйте химический и физико-химический методы.

2. Объясните термин аналитические реакции.

3. Определите характеристики качественной реакции: специфичность и чувствительность.
4. Перечислите виды реакций, используемые в качественном химическом анализе и требования к ним.
5. Приведите виды классификаций сплавов.
6. Укажите возможные растворители для легких, цветных и черных сплавов и запишите реакции их растворение.

Лабораторная работа № 8.

Тема : Электрохимические процессы (2час.)

Цель работы: познакомиться с процессами взаимного превращения химической и электрической энергии на примере работы химических источников тока и процесса электролиза.

Перечень изучаемых вопросов: электрохимическая система стандартные и равновесные электродные потенциалы; электрохимическая система; анод, катод; электродвижущая сила элемента (ЭДС); химические источники тока (ХИТ); классификация ХИТ : гальванические элементы, аккумуляторы ;электролиз, электрохимический эквивалент; выход по току.

Следует уметь: рассчитывать равновесные электродные потенциалы, ЭДС и энергию Гиббса ОВР.; записывать электрохимическую схему уравнения электродных реакций, протекающих в ХИТ и при электролизе растворов и расплавов.; определять последовательность электродных процессов при электролизе.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Медно - цинковый гальванический элемент

В два микростакана налейте 1М растворы: в первый – раствор $ZnSO_4$ и туда же опустите зачищенный цинковый электрод, во второй – раствор $CuSO_4$ с опущенным в него зачищенным медным электродом. Гальванометр, встроенный в цепь, покажет наличие электрического тока в цепи. Опыт повторите с другой концентрацией катодного раствора (0,1 М).

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Соберите такую же схему, что и в опыте 1, но в качестве катодного раствора взять 1М раствора H_2SO_4 . Замкнуть внутреннюю цепь и убедиться в наличии электрического тока во внешней цепи.

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия

В электролизер налейте раствор Na_2SO_4 , опустить угольные электроды, подключенные к выпрямителю электрического тока. В прикатодное пространство электролизера добавьте несколько капель фенолфталеина и

включить выпрямитель. Какие процессы на катоде и аноде протекают при электролизе раствора сульфата натрия?

Опыт 4. Электролиз водного раствора йодистого калия

В электролизер поместите раствор KI и опустите угольные электроды. Пропустите через систему электрический ток. Что наблюдаете ?

Опыт 5. Электролиз раствора серной кислоты с активным (растворимым) анодом

В электролизер поместите 2М раствор серной кислоты. В качестве катода использовать угольный электрод, анода - медный. Включите выпрямитель. Какие процессы протекают на электродах? Что наблюдаете?

Результаты опытов 3,4,5 оформите в виде схем.

Контрольные вопросы и задания

1. Каковы причины возникновения электродного потенциала?
2. Вычислите с помощью формулы Нернста электродный потенциал цинка, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,01 моль/л.
3. Определите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов H^+ в растворе равна $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
4. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.
5. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк – отрицательный электрод, в другом – положительный.
6. Запишите схему электролиза водного раствора $ZnSO_4$, анод – инертный.
7. При токе силой 2 А в течение 40 минут выделилось на катоде 4,54 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в г/(А · ч).

Лабораторная работа № 9.

Тема: Коррозия металлов (2час.)

Цель работы: познакомиться с основными типами коррозии металлов, влиянием различных факторов на скорость коррозии и методы защиты от неё.

Перечень изучаемых вопросов: химическая и электрохимическая коррозия; термодинамика и кинетика процесса коррозии; механизм электрохимической коррозии; влияние разных факторов на скорость коррозии; методы защиты конструкционных материалов от коррозии.

Следует уметь: определять тип коррозии; оценивать возможность и скорость протекания процесса коррозии в разных средах; записывать

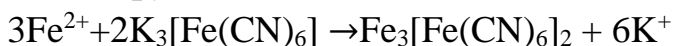
электрохимическую схему, уравнения анодных и катодных процессов при коррозии; выбрать метод защиты металла или сплава от коррозии в данной среде.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов.

Возьмите два одинаковых куска железной проволоки (гвозди). Очистите их наждачной бумагой. Один из них покройте медью в растворе соли меди. Второй гвоздь оставьте без изменений для контроля. Возьмите такой же по размерам кусочек оцинкованного железа. Опустите все три проволоки (гвозди) в пробирки, содержащие по 2 мл 0,02 н раствора HCl. Через пять минут проволочки выньте и добавьте к каждому раствору по 2 – 3 капли реактива на ион железа (II) $K_3[Fe(CN)_6]$.

Реакция обнаружения ионов железа (II):



темно-синего цвета

Хорошо перемешайте и по интенсивности окраски сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии меди и цинка на скорость коррозии железа. Составьте схемы гальванических элементов. Запишите уравнения реакций на электродах.

Опыт 2. Влияние хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,5 М раствора $CuSO_4$ и в каждую поместите по образцу алюминиевой стружки. Какие изменения произошли в пробирках? В одну из пробирок внесите кристаллы хлорида натрия. Что наблюдаете?

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий. Коррозия оцинкованного и луженого железа.

В две пробирки налейте по 4 – 5 мл 0,1 М раствора серной кислоты и по 0,5 мл $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну из пробирок погрузите пластинку оцинкованного железа, в другую – пластинку луженого железа. В какой пробирке появляется синие окрашивание? Напишите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа.

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах.

В две пробирки поместите по грануле цинка и по несколько капель HCl. Когда начнется реакция, в одну пробирку добавьте несколько кристалликов уротропина. Запишите уравнение реакции цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии.

Контрольные вопросы и задания.

1. Какая коррозия протекает при контакте стали с воздухом при $T=C$:
а) электрохимическая; б) химическая; в) газовая.?
2. Как меняются термодинамические функции ΔG и ΔS при коррозии:
а) $\Delta G > 0$, $\Delta S > 0$; б) $\Delta G < 0$, $\Delta S > 0$; в) $\Delta G < 0$, $\Delta S < 0$?
3. Какие уравнения выражают процесс водородной деполяризации:
а) $O_2 + 4H^+ + 4e = 2H_2O$; б) $2H^+ + 2e = H_2$; в) $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$
4. В каком интервале pH среды возможен процесс $O_2 + 2H_2O + 4e = 4OH^-$ на катодных участках: а) $pH > 7$; б) $7 > pH > 0$; в) $pH \geq 7$?
5. Какой из металлов подвергается коррозии, если они находятся в контакте?
а) Fe-Cu; б) Cr-Cu; в) Al-Fe; г) Mg-Cr?

Критерии оценки лабораторных работ

Обязательным условием оценки лабораторных работ является выполнение экспериментальной части и защита письменного отчета.

Лабораторные работы оцениваются по следующим критериям:

- теоретическое обоснование (изложено в разделе отчета "краткие теоретические основы работы");

- полнота и качество выполненных опытов и заданий к ним;

- качество оформления отчета;

- правильность сделанных расчетов и выводов в работе;

- отсутствие фактических ошибок, связанных с пониманием темы.

Если работа не зачтена, то её выполняют повторно, исправляя ошибки, указанные преподавателем и предоставляют вместе с предыдущей работой.

Отчет по лабораторной работе представляется в письменном виде. Он должен быть обобщающим документом и включать всю информацию по выполнению лабораторных опытов и заданий к ним, в том числе, уравнения реакций, наблюдения, результаты эксперимента в графической или табличной форме, расчеты и т. выводы.