Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щекина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 05.03.2026 09:19:15
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e[illegible]b1190892af53989420420336ffbf573a434e57789

	МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
	федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Благовещенский государственный педагогический университет»
	ОСНОВНАЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА **Рабочая программа дисциплины**

УТВЕРЖДАЮ
Декан естественно-географического факультета ФГБОУ ВО «БГПУ»

_____ И.А. Трофимцова
«26» марта 2025 г.

Рабочая программа дисциплины
ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

Направление подготовки
04.03.01 ХИМИЯ

Профиль
«АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ

Принята на заседании кафедры химии
(протокол № 6 от «26» марта 2025 г.)

Благовещенск 2025

СОДЕРЖАНИЕ

Ошибка! Закладка не определена.
2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ ……6
3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)……..…...8
4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ……...…...11
5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ……...……...…14
6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ …….……..52
7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ…….. 75
8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИЗДОРОВЬЯ……....76
9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ……..…..76
10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА……...…..78
11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ…….....80

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

1.1 Цель дисциплины: сформировать фундаментальные знания в области общей и неорганической химии.

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Основы общей химии» относится к дисциплинам обязательной части общепрофессионального модуля «Химия» блока Б1.О.04 (Б1.О.04.01).

Содержание дисциплины базируется на знаниях по химии, физике и математике за курс общеобразовательной школы. Глубокое усвоение данной дисциплины является основой для изучения всех дисциплин химического цикла.

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1, ОПК-1, ОПК-2, ПК-1:

-УК-1. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, **индикаторами** достижения которой является:

- УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие.
- УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи.
- УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов.
- УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата.
- УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

-ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов.
- ОПК-1.2 Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.
- ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

-ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием, **индикаторами** достижения которой является:

- ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности.
- ОПК-2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик.
- ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе.
- ОПК-2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

-ПК-1. Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов, **индикаторами** достижения которой является:

- ПК-1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования;

- ПК-1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности;
- ПК-1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

1.4 Перечень планируемых результатов обучения. В результате изучения дисциплины студент должен

- знать:

- пути поиска информации для использования полученных теоретических и практических знаний в области общей химии;
- основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая химия;
- современную номенклатуру химических соединений;
- основные классы химических соединений и типы химических реакций; особенности химической формы организации материи
- основы качественного анализа неорганических соединений;
- основные современные методы исследования неорганических веществ;
- методы и способы обработки информации результатов химического эксперимента, результатов наблюдений и измерений;
- информационные источники справочного, научного, нормативного характера;
- основные химические понятия;
- основные законы химии;
- общие сведения о химическом элементе;
- положение химического элемента в Периодической системе;
- строение атома элемента;
- свойства простого вещества, образуемого данным элементом;

- уметь:

- анализировать задачу, выделяя ее базовые составляющие и осуществляет декомпозицию задачи;
- грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- определять и оценивать практические последствия возможных решений;
- сопоставляет разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений
- стандартные операции по предлагаемым методикам;
- выбирать методы диагностики веществ и материалов, проводить стандартные измерения.
- применять и анализировать основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач;
- анализировать задачу, выделяя ее базовые составляющие, и осуществляет декомпозицию задачи;
- грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;
- определять и оценивать практические последствия возможных решений;
- сопоставляет разные источники информации с целью выявления их противоречий и поиска достоверных суждений;
- проводить анализ неорганических соединений и интерпретировать полученные результаты;
- обрабатывать, анализировать и обобщать результаты наблюдений и измерений;
- выявлять связь между физическими и химическими процессами, между строением и свойствами неорганических веществ,

- решать задачи, используя принципы и методы неорганической химии;
- объяснять и анализировать на основе экспериментальных данных свойства веществ и процессы, протекающие при их взаимодействии;
- ставить химический эксперимент, анализировать и оценивать лабораторные исследования;

- владеть:

- навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- способностью определять и оценивать практические последствия возможных решений
- навыками анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая химия;
- навыками анализа задачи, выделяя ее базовые составляющие и осуществляя декомпозицию задачи;
- навыками грамотно, логично, аргументированно формировать собственные суждения и оценки;
- навыками отличать факты от мнений, интерпретаций, оценок и т.д. в рассуждениях других участников деятельности;
- способностью определять и оценивать практические последствия возможных решений;
- навыками делать заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ по неорганической химии;
- навыками систематизировать и анализировать результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств неорганических веществ и материалов на их основе;
- основными законами и закономерностями неорганической химии и применять их при решении задач, при анализе экспериментальных данных, полученных при исследовании;
- способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы);
- навыками постановки эксперимента, анализа и оценки результатов лабораторных исследований;
- методами определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- теоретическими методами описания свойств простых и сложных веществ на основе их положения в Периодической системе химических элементов;
- способами безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов.

1.5 Общая трудоемкость дисциплины «Общая химия» составляет 5 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (180 часов).

Программа предусматривает изучение материала на лекциях и лабораторных занятиях. Предусмотрена самостоятельная работа студентов по темам и разделам. Проверка знаний осуществляется фронтально, индивидуально.

1.6 Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Объем дисциплины и виды учебной деятельности

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1
Общая трудоемкость	180	
Аудиторные занятия	86	
Лекции	42	
Лабораторные работы	44	
Самостоятельная работа	76	
Вид итогового контроля:	18	экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план

№ п/п	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	
1	**Введение**	**14**	**2**	**4**	**8**
1.1	Предмет и задачи химии. Материя. Движение. Химическая реакция	5	1		4
1.2	Правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности. Лабораторное оборудование. *Лабораторная работа №1.* Основные приемы работы в лаборатории	9	1	4	4
2	**Основные понятия и законы химии**	**32**	**6**	**12**	**14**
2.1	Основные понятия и законы химии	9	6		3
2.2	*Лабораторная работа №2.* Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).	7		4	3
2.3	*Лабораторная работа №3.* Определение эквивалентной массы магния.	8		4	4
2.4	*Лабораторная работа №4.* Основные классы химических соединений.	8		4	4
3	**Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов**	**24**	**6**		**18**
3.1	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	8	2		6
3.2	Строение атома.	8	2		6
3.3	Химическая связь.	8	2		6

4	**Реакции в неорганической химии**	**52**	**16**	**16**	**20**
4.1	Реакции в неорганической химии	24	16		8
4.2	*Лабораторная работа №5.* Качественные реакции на катионы и анионы.	6		4	2
4.3	*Лабораторная работа №6.* Окислительно-восстановительные реакции.	8		4	4
4.4	*Лабораторная работа №7.* Электролиз.	6		4	2
4.5	*Лабораторная работа №8.* Коррозия.	8		4	4
5	**Растворы. Способы выражения состава растворов**	**16**	**4**	**4**	**8**
5.1	Растворы.	4	2		2
5.2	Способы выражения состава растворов.	4	2		2
5.3	*Лабораторная работа №9.* Приготовление растворов различной концентрации.	8		4	4
6	**Комплексные соединения**	**24**	**8**	**8**	**8**
6.1	Комплексные соединения	12	8		4
6.2	*Лабораторная работа №10.* Комплексные соединения. Получение и устойчивость.	6		4	2
6.3	*Лабораторная работа №11.* Комплексные соединения. Химические	6		4	2
	Экзамен	**18**			
	Итого	**180**	42	44	76

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Тема занятия	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Предмет и задачи химии. Материя. Движение. Химическая реакция.	ЛК	Лекция-дискуссия	2 ч.
2.	Лабораторная работа №2. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
3.	Лабораторная работа №3.	ЛР	Работа в малых	4 ч.

	Определение эквивалентной массы магния.		группах	
4.	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	ЛК	Лекция с ошибками	2 ч.
5.	Лабораторная работа №5. Качественные реакции на катионы и анионы.	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
6.	Лабораторная работа №9. Приготовление растворов различной концентрации.	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
7.	Лабораторная работа №10. Комплексные соединения. Получение и устойчивость.	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
8.	Лабораторная работа №11. Комплексные соединения. Химические свойства.	ЛР	Работа в малых группах	2 ч.
9.	Реакции в неорганической химии.	ЛК	Лекция-консультация	2 ч.
	Всего:			28 ч.

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

1 Введение

Предмет и задачи химии. Материя. Движение. Химическая реакция

Предмет и задачи химии**.** Понятие о материи. Свойства материи. Вещество и поле. Элементарные частицы. Основные формы движения материи. Химическая форма движения материи. Специфика химической формы движения материи.

Правила работы в химической лаборатории. Техника безопасности. Лабораторное оборудование.

2 Основные понятия и законы химии

Основные понятия и законы химии

Атомно-молекулярное учение. Работы М.В. Ломоносова.

Стехиометрические законы химии: закон сохранения массы и энергии веществ, значение его в химии; закон постоянства состава (Ж. Пруст), бертоллиды и дальтониды; закон кратных отношений (Дж. Дальтон); закон Авогадро и следствия из него; закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак); эквивалент, закон эквивалентов (И. Рихтер).

Основные величины, применяемые в химии: атомные и молекулярные массы, число Авогадро, 1 а.е.м. (атомная единица массы), масса атома и молекулы; количество вещества, моль – единица измерения количества вещества; молярная масса, определение молярной массы вещества, молярный объем газообразных веществ.

Химический язык. Химическая номенклатура. Химическая терминология. Химическая символика. Химический знак, химическая формула (простейшая, молекулярная, структурная, стереохимическая), химическое уравнение. Расчеты по химическим формулам и химическим уравнениям.

Некоторые основные понятия химии: атом, атомные частицы (атомный радикал, атомный ион, атомный ион-радикал), молекула, молекулярные частицы (молекулярный радикал, молекулярный ион, молекулярный ион-радикал) химический элемент, формы его существования: свободные атомы, простые и сложные вещества.

Классификация простых веществ. Металлы. Неметаллы.
Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Электроотрицательность. Валентность. Валентные возможности атомов химических элементов. Степень окисления. Заряд иона. Номенклатура бинарных соединений. Трехэлементные соединения. Гидроксиды и соли.

Классификация сложных соединений по функциональным признакам. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Оксиды кислотные, основные и амфотерные. Номенклатура оксидов. Получение. Свойства.

Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Получение. Свойства. Индикаторы.

Кислоты. Бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Получение. Свойства концентрированных и разбавленных кислот.

Соли. Средние, кислые, основные. Получение. Свойства. Номенклатура солей. Качественные реакции на катионы и анионы.

Генетические ряды металлов и неметаллов. Генетическая связь между простыми веществами и классами неорганических соединений.

3 Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Этапы открытия периодического закона. Периодический закон. Физический смысл атомного номера, номера группы, номера периода.

Строение атома.

Современная формулировка периодического закона. Периодическая система химических элементов как графическое выражение периодического закона. Короткопериодный и длиннопериодный варианты периодической системы элементов. Структура периодической системы. Виды аналогий химических элементов, выделяемых в периодической системе. Причина периодичности свойств химических элементов. Физический смысл периодичности. Вторичная и внутренняя периодичность химических элементов.

Значение периодического закона и периодической системы.

Химическая связь

Образование сложных частиц. Природа химической связи. Молекулы. Виды химической связи. Электроотрицательность.

Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Форма молекул. Гибридизация. σ- и π- связи. Полярная и неполярная ковалентная связь.

Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Химическая связь и валентность.

4 Реакции в неорганической химии

Реакции в неорганической химии

Классификация химических реакций. Признаки классификации химических реакций.

Реакции, идущие без изменения состава веществ. Аллотропия и аллотропные видоизменения.

Реакции, идущие с изменением состава веществ. Реакции соединения, разложения, замещения и обмена в неорганической химии. Электрохимический ряд напряжений металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот.

Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Основные окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного и ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Основные окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного и ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.

Электролиз. Коррозия

Гальванический элемент. Электродные потенциалы. Ряд стандартных электродных потенциалов. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление и глубина окислительно-восстановительных реакций. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Количественные соотношения при электролизе. Применение электролиза. Химические источники тока. Коррозия металлов. Электрохимическая коррозия. Защита от коррозии.

5 Растворы. Способы выражения состава растворов

Вода. Состав и электронное строение молекулы воды. Полярность молекулы. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды. Вода – универсальный растворитель. Химические свойства воды. Роль воды в биологических процессах.

Растворы

Общая характеристика растворов.

Способы выражения состава растворов. Концентрация растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах. Молярная и нормальная концентрация. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления растворов разной концентрации. Переход от одного количественного выражения состава раствора к другому.

6 Комплексные соединения

Комплексные соединения

Понятие о комплексных соединениях. Основные положения координационной теории А. Вернера. Комплексообразователь и лиганды. Внешняя и внутренняя сферы комплексов. Характеристика лигандов. Координационное число комплексообразователя. Заряд комплексного иона.

Основные классы комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений. Кристаллогидраты как частный случай аквакомплексов. Ониевые ионы. Аммиакаты. Ацидокомплексы. Двойные соли как частный случай ацидокомплексов. Полигалогениды. Поликислоты и их соли.

Изомерия комплексных соединений. Гидратная и координационная изомерия. *Цис*- и *транс*-изомерия.

Природа химической связи в комплексных соединениях. Рассмотрение ее с позиций метода валентных связей. Теория кристаллического поля и поля лигандов в теории химической связи комплексных соединений. Окраска и магнитные свойства комплексных соединений.

4 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ (УКАЗАНИЯ) ДЛЯ СТУДЕНТОВ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Приступая к изучению дисциплины, необходимо в первую очередь ознакомиться с содержанием рабочей программы. Одной из форм организации учебной деятельности является лекция, имеющая целью дать систематизированные основы научных знаний по дисциплине.

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной по данной теме литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы использовать рекомендованную литературу;
- ответить на вопросы собеседования, представленные по соответствующей теме.

Лабораторные занятия проводятся с целью углубления и закрепления знаний, полученных на лекциях и в процессе самостоятельной работы. При подготовке к лабораторному занятию необходимо:

- изучить, повторить теоретический материал по заданной теме;
- изучить материалы практикума по заданной теме,
- при выполнении домашних заданий, повторить теоретический материал лекций.

Студентам рекомендуется изучить по учебной литературе и конспектам лекций конкретный вопрос и самостоятельно выполнить предложенные задания. Предлагаются алгоритмы для характеристики физических и химических свойств простых веществ, единый методический подход к изучению химических свойств классов соединений.

По окончании каждого занятия студенты получают домашнее задание, которые включают несколько вопросов и расчетных задач. Прежде чем приступить к выполнению заданий для самоконтроля, студентам необходимо изучить рекомендуемую по каждой теме литературу. Общий список учебной, учебно-методической и научной литературы представлен в отдельном разделе программы. При оформлении отчетов по лабораторным работами следует пользоваться справочной химической литературой и химической энциклопедией.

Для оперативного контроля усвоения учебного материала проводится опрос, письменное выполнение задания текущего контроля. Уровень усвоения разделов дисциплины оценивается с помощью контрольных и самостоятельных работ. Планируется проведение экзамена. Для решения задач студенты обеспечиваются справочными данными.

Построение дисциплины позволяет использовать в обучении операции мышления: анализ, синтез, сравнение и аналогию, систематизацию и обобщение.

Эффективность изучения дисциплины обеспечивается правильной организацией самостоятельной работы, алгоритм ее вырабатывается в работе с учебной и справочной литературой.

Систематическое выполнение заданий самостоятельной работы формирует навыки решения расчетных задач, составления сложных уравнений реакций.

Упражнения по номенклатуре сложных веществ, составлению уравнений окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом формируют химическое мышление и умение пользоваться химическим языком (символика, номенклатура, терминология).

Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с учебной и научной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к лабораторным занятиям, к контрольным и самостоятельным работам, тестированию, экзамену. В процессе работы с учебной и научной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана;

- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест учебника, статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);

Необходимо отметить, что работа с литературой не только полезна как средство более глубокого изучения дисциплины, но и является неотъемлемой частью профессиональной деятельности будущего химика.

Методические указания по организации внеаудиторной самостоятельной работы.

Самостоятельная работа студента способствуют организации последовательного изучения материала, вынесенного на самостоятельное освоение в соответствии с учебным планом, программой учебной дисциплины. В качестве форм самостоятельной работы при изучении дисциплины предлагаются:

- Изучение основной литературы;
- Изучение дополнительной литературы
- Оформление лабораторной работы;
- Подготовка отчета по лабораторной работе;
- Решение расчетных задач;
- Подготовка к собеседованию;
- Подготовка реферата;
- Подготовка к контрольной работе;
- Подготовка к самостоятельной работе;
- Подготовка к тестированию;
- Подготовка к экзамену.

Задачи самостоятельной работы:

- обретение навыков самостоятельной научно-исследовательской работы на основании анализа текстов источников и применения различных методов исследования;
- выработка умения самостоятельно и критически подходить к изучаемому материалу.

Используется тестовый контроль, контрольные и самостоятельные работы.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы студентов по дисциплине

№	Наименование раздела (темы) дисциплины	Формы/виды самостоятельной работы	Количество часов, в соответствии с учебно-тематическим планом
1.	Введение	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Подготовка к экзамену	8
2.	Основные понятия и законы химии	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по	14

		лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка реферата Подготовка к собеседованию, контрольной работе, самостоятельной работе, тестированию, экзамену	
3.	Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка реферата Подготовка к собеседованию, контрольной работе, тестированию, экзамену	18
4.	Реакции в неорганической химии	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка реферата Подготовка к собеседованию, тестированию, экзамену	20
5.	Растворы. Способы выражения состава растворов	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач Подготовка к собеседованию, контрольной работе, тестированию, экзамену	8
6.	Комплексные соединения	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы	8

		Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка к собеседованию, контрольной работе, тестированию, экзамену	
Итого			76

5 ПРАКТИКУМ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
План лабораторных занятий

№	Тема занятия	Литература	Задачи для самостоятельного решения
1	*Лабораторная работа №1.* Основные приемы работы в лаборатории (4 ч).	**4.** с. 6-32.	
2	*Лабораторная работа №2.* Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV) (4 ч).	**2**. с. 18-29, 34-37. **3**. с. 5-23, 204-208. **5**. 11-14, 23-25.	**5**. с. 25 № 104, 109, 113, 124, 127, 132. **5**. с. 12 № 29, 32, 35, 36, 45, 48, 57, 64, 66, 87.
3	*Лабораторная работа №3.* Определение эквивалентной массы магния (4 ч).	**2**. с. 25-27. **3**. с. 19. **5**. с. 7-9.	**5**. с. 9 № 5, 7, 8, 13, 16, 18, 38.
4	*Лабораторная работа №4.* Основные классы химических соединений (4 ч).	**3**. с. 239-292.**4.** с. 33-40. **5**. с. 29-36.	**4.** с. 47 № 1,2,4,7. **5**. с. 36 № 140, 144, 148, 160, 161, 164.
5	*Лабораторная работа №5.* Качественные реакции на катионы и анионы.	**1.** 201-210. **2.** 245-254. **3**. с. 159-162. **4.** с. 99-102. **5**. с. 29-36.	
6	*Лабораторная работа №6.* Окислительно-восстановительные реакции (4 ч).	**2.** с. 259-273. **5**. с. 151-153, 155-164.	**4.** с. 118 № 2,7 **5**. с. 148 № 580, 583, 584, 609, 611, 614, 636.
7	*Лабораторная работа №7.* Электролиз (4 ч).	**2.** с. 281-288. **3.** с. 181-185. **4.** с. 129-130. **5**. с. 179-181, 183-187.	**5**. с. 181 № 673, 674, 687,690, 963, 699, 700, 706.

8	*Лабораторная работа №8.* Коррозия (4 ч).	**1.** с. 685-693. **4.** с. 126-128.	**4.** с. 103 № 3,4,5.
9	*Лабораторная работа №9.* Приготовление растворов различной концентрации (4 ч).	**2.** с. 211-231. **3**. с. 144-152. **5.** с. 103-107.	**5**. с. 107 № 393, 400, 403, 407, 422, 429, 443, 450, 451, 479, 488.
10	*Лабораторная работа №10.* Комплексные соединения. Получение и устойчивость (4 ч).	**2.** с. 354-378. **3.** с. 103-121. **5.** с. 189-203.	**5**. с. 191 № 717, 720, 721, 722, 752.
11	*Лабораторная работа №11.* Комплексные соединения. Химические свойства (4 ч).	**2.** с.156-160.	**5**. с. 196 № 729, 731,733, 741,743,750.

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 752 с. (10 экз.).
2. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учеб.пособие для вузов] / Н. Л. Глинка ; под ред. : А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2010. – 727 с. (6 экз.).
Глинка, Н. Л.Общая химия : [учеб.пособие] / Н. Л. Глинка. – М. : КНОРУС, 2011. – 746 с. (8 экз.).
3. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2009. – 526 с. (18 экз).
4. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с.(30 экз.).
5. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для студ. вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с. (16 экз.).

Лабораторная работа №1.
Основные приемы работы в лаборатории
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории и оказание первой помощи

Цель: познакомить студентов с оборудованием лаборатории, с правилами техники безопасности, с приемами оказания первой медицинской помощи.

Работа в химической лаборатории связана с некоторой опасностью, поскольку многие вещества в той илииной степени ядовиты, огнеопасны и взрывоопасны.

Опыт показывает, что большинство несчастных случаев, происходящих в лаборатории, является следствием небрежности и невнимательности работающих.

Возможность несчастных случаев может быть исключена привыполнении всех мер предосторожности. Обычно характер предупредительных мер, обеспечивающих безопасность выполнения эксперимента, зависит от вида работы.

Однако существуют общие правила, выполнение которых обязательно для каждого работающего в лаборатории независимо от того, какойэксперимент он выполняет:

1. Работать одному в лаборатории категорически запрещается, так как в случае несчастного случая будет некому оказать помощь пострадавшему и ликвидировать последствия аварии.
2. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности, так как поспешность, неряшливость часто приводят к несчастным случаям с тяжелыми последствиями.
3. Каждый работающий должен знать, где находятся в лабораториисредства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.
4. Категорически запрещается в лаборатории курить, принимать пищу, пить воду.
5. Нельзя приступать к работе, пока учащиеся не усвоят всейтехники ее выполнения.
6. Опыты нужно проводить тольков чистой посуде. После окончания эксперимента посуду следует мыть сразу же.
7. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту, аккуратность. Следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица ирук,так какмногие вещества (галогенопроизводные, фенолы,нитросоединения, непредельные соединения и др.) вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
8. Никаких веществ в лаборатории не пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя

Первая помощь при ожогах и отравлениях.

1. При термических ожогах немедленно делают обильные примочки спиртовым раствором танина, этиловым спиртом или раствором перманганата калия.
2. При ожогах кислотами необходимо сразу же промыть пораженное место большим количеством воды, а затем 3-процентным раствором гидрокарбоната натрия и опять водой.
3. При ожогах едкими щелочами хорошо и обильно помыть пораженное место проточной водой, затем разбавленным раствором уксусной кислоты, а после этого опять большим количеством воды.
4. При попадании кислоты или щелочи в глаза следует сразу же их промыть. Для этого направляют небольшую струю воды то в один, то в другой глаз в течение 3–5 минут. Затем глаза необходимо промыть или раствором гидрокарбоната натрия (в случае кислоты), или раствором борной кислоты (в случае щелочи). После этого нужно обратиться к врачу.
5. При ожогах фенолом пораженное место обрабатывают спиртом.
6. При ожогах бромом кожи его быстро смывают спиртом или разбавленным раствором щелочи. После этого пораженное место смазывают специальной мазью от ожогов. При вдыхании паров брома нужно глубоко подышать над спиртом. А затем выпить молока и выйти на свежий воздух.
7. Кожу, пораженную сильно действующим органическим веществом, нужно быстро промыть большим количеством растворителя и пострадавшего доставить в медпункт.

Тушение местного пожара и горящей одежды.

1. При возникновении пожара немедленно отключить газ и электроприборы по всей лаборатории. Быстро убрать все горючие вещества подальше от огня, а пламя тушить огнетушителем, песком или используя противопожарное одеяло. Не следует заливать пламя водой. Во многих случаях это приводит лишь к большему распространению пламени и расширению очага пожара.
2.Если на ком-либо загорелась одежда, нужно пострадавшего повалить на пол и быстро покрыть войлочным одеялом. Ни в коем случае нельзя бежать, так как в этом случае пламя только усилиться. Можно тушить на себе одежду обливанием водой или быстрым перекатыванием по полу.

Лабораторная работа №1

Основные приемы работы в лаборатории

1. **Очистка сульфата меди(II) перекристаллизацией**

Цель: знакомство с методом очистки вещества - перекристаллизацией.

Очистка твердого вещества методом перекристаллизации основана на том, что при охлаждении насыщенного раствора основное вещество, содержащееся в избытке, раньше достигает предела растворимости и выпадает в осадок. Примесь же остается в растворе, поскольку относительно нее раствор продолжает оставаться ненасыщенным. На технических весах взвесьте примерно 3 г медного купороса, поместите в пробирку и добавьте 5 мл дистиллированной воды. Пробирку нагрейте в пламени горелки при постоянном встряхивании до кипения. После прекращения нагревания пробирку охладите до комнатной температуры на воздухе, а затем в ледяной воде. Выпавшие кристаллы отфильтруйте на складчатом фильтре.

Кристаллы медного купороса с фильтра высушите между листами фильтровальной бумаги до полного удаления влаги (пока на бумаге не перестанут появляться сырые пятна). Взвесьте полученный кристаллогидрат и определите массовую долю выхода.

Перекристаллизация дихромата калия

Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ часто содержит примесь сульфата калия, от которого он может быть очищен перекристаллизацией.

Взвесить на весах 9 г дихромата калия и высыпать в химический стакан. Рассчитать, какое количество воды надо прибавить, чтобы получить насыщенный при 70 °С раствор. Отмерить мерным цилиндром воду и вылить ее в стакан с навеской дихромата калия. Нагреть стакан с приготовленной смесью до кипения, помешивая раствор стеклянной палочкой. Если в полученном растворе есть нерастворимые примеси, то его надо профильтровать, пользуясь воронкой для горячего фильтрования. Горячий раствор охладить, поместив стакан с раствором в чашку с холодной водой. Измерить температуру охлажденного раствора. Образующиеся кристаллы отфильтровать, высушить между двумя листами фильтровальной бумаги и поставить на 30-40 мин в сушильный шкаф, нагретый до 100 °С. После охлаждения полученный дихромат взвесить. Определить выход в процентах по отношению к исходной навеске.

Исследовать маточный раствор и очищенную соль на присутствие там сульфата калия. Для этого в одну пробирку налить немного маточного раствора, в другой растворить в воде несколько кристаллов перекристаллизованной соли. К полученным растворам прибавить по 1 - 2 капли концентрированной соляной кислоты и раствора хлористого бария. Наличие осадка свидетельствует о присутствии сульфата калия.

2. Возгонка (Работа производится под тягой)

Йод часто содержит влагу и соединения ICl, IBr, ICl3 и т. д. Для того чтобы очистить его от этих примесей, возгонку проводят в присутствии оксида кальция и йодида калия.

Отвесить на весах 1 г кристаллического йода, 0,1 г йодида калия и 0,5 г оксида кальция. Положить все эти вещества на дно фарфоровой чашки и перемешать стеклянной палочкой. Накрыть чашку дном конической колбы, наполненной на 1/3 холодной водой. Чашку поставить на асбестовую сетку и осторожно нагреть.

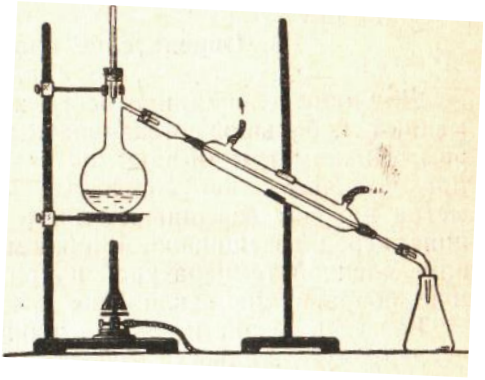
Возогнанные кристаллы йода собрать с наружной стенки дна колбы и взвесить. Рассчитать процент выхода йода.

3.Перегонка (дистилляция) воды

Собрать прибор для перегонки воды. В колбу Вюрца налить 1/3 ее объема водопроводной воды, добавить туда немного раствора медного купороса и на дно поместить несколько стеклянных капилляров для того, чтобы жидкость кипела равномерно. Колбу закрыть пробкой, в которую вставлен термометр таким образом, чтобы ртутный шарик его был немного ниже уровня отводной трубки колбы. Заполнить холодильник водой, и в продолжение всего опыта вода должна подаваться в

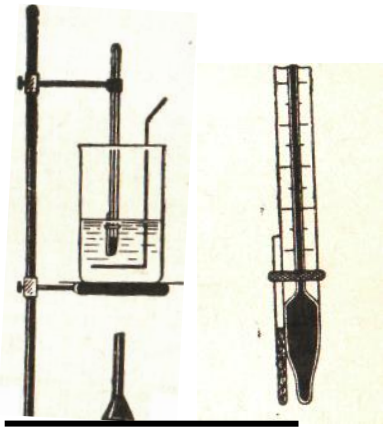
нижнее его отверстие и выходить через верхнее. Нагреть раствор до кипения и отогнать 25-30 мл воды.

На часовое стекло налить несколько капель полученной дистиллированной воды и выпарить на горелке. На другом стекле сделать то же с исходной жидкостью. Сравнить результаты выпаривания.



4. Определение температуры плавления

Собрать установку по рисунку



Тонко растереть в ступке тиосульфат натрия и заполнить им кончик тонкостенного, запаянного с одной стороны капилляра. Затем прикрепить последний резиновым кольцом к термометру, как указано на рисунке. Термометр опустить в стакан с водой. Медленно нагревать воду, перемешивая ее все время мешалкой, и наблюдать за веществом в капилляре. Как только содержимое последнего станет прозрачным, отметить температуру, которая и будет температурой плавления исследуемого вещества. Сравнить полученную величину с указанной в справочнике.

5. Определение процентного содержания оксида меди в малахите

При прокаливании малахит разлагается на оксид меди, воду и диоксид углерода

$$(CuOH)_2CO_3 = 2\ CuO + H_2O \uparrow + CO_2. \uparrow$$

Два последних вещества летучие. Оксид меди нелетучий, он остается в тигле в виде черного порошка. Зная массу малахита и массу оксида меди, можно вычислить процентное содержание CuO в малахите.

Взвесить пустой тигель с точностью до 0,01 г. Насыпать 1-2 г малахита в тигель и взвесить с точностью до 0,01 г. Вставить тигель в керамический треугольник, поместить на треножник и приступить к прокаливанию.

Вначале нагревать медленно, не выпуская горелки из рук, так как при бурном разложении малахита улетучивающиеся газы могут увлечь часть вещества. Прокалив 15 - 20 мин., охладить и взвесить тигель. Затем вторично прокалить тигель 5 мин, охладить и взвесить. Если два последних взвешивания расходятся не более чем на 0,02

г, приступить к вычислениям; если расхождение более 0,02 г, прокаливание и взвешивание продолжать до постоянной массы.

Форма записи наблюдений

1. Масса пустого тигля, г
2. Масса тигля с малахитом, г
3. Масса малахита, г
4. Масса тигля с оксидом меди, г
5. Масса оксида меди, г
6. Экспериментальный процент CuO
7. Теоретический процент CuO
8. Относительная ошибка, %

Вычисления

Во время прокаливания вычисляют теоретический процент оксида меди в малахите. Для этого в справочнике находят относительные молекулярные массы малахита и оксида меди, составляют пропорцию и производят стехиометрические вычисления.

Аналогично вычисляют процент оксида меди по экспериментальным данным. Зная теоретический и найденный практически проценты CuO в $(CuOH)_2CO_3$, можно вычислить относительную ошибку в %

$$К = \frac{(Т - Э) \times 100\%}{Т}$$

где К - относительная ошибка, %; Т - теоретический процент оксида меди в малахите; Э - экспериментальный процент оксида меди в малахите.

При правильной и тщательной работе относительная ошибка не должна превышать ± 1 %.

Лабораторная работа №2.

Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)

Цель: изучить метод определения относительной молекулярной массы вещества в газовом состоянии.

Ход работы.

1. Сухую колбу (200 – 250 мл) плотно закрыть крышкой, отметить карандашом уровень. Взвесить колбу с воздухом -m_1.
2.Наполнить колбу CO_2 из аппарата Киппа (4 - 5 мин). Закрыть пробкой и взвесить.
3.Повторно заполнить и взвесить (г) – m_2.
4. Измерить объем колбы, наполнив ее водой и вылить в мерный цилиндр - V (мл).
5. Температуру перевести в (К)- T.
6. Давление отметить в (кПа) – P.
7. По уравнению Менделеева – Клайперона рассчитать массу воздуха -m_3.
8. Рассчитать массу колбы$m_4 = m_1 - m_3$.
9. Определить массу $CO_2 m_5 = m_2 - m_4$.
10. Привести объем газа к стандартным

$$\frac{V_0 P_0}{T_0} = \frac{VP}{T},$$

$$V_0 = \frac{VPT_0}{TP}.$$

11. Вычислить молярную массу CO_2:

1) по относительной плотности по воздуху

$$M(CO_2) = \frac{m_5 M_{возд}}{m_3};$$

2) по молярному объему газа

$$M(CO_2) = \frac{m_5 22{,}4}{V_0};$$

3) по уравнению Менделеева – Клайперона

$$M(CO_2) = \frac{m_5 RT}{PV}.$$

12. Рассчитать среднее значение молярной массы CO_2
13. Вычислить относительную ошибку

$$\overline{\varepsilon} = \frac{M_{теор} - M_{пр}}{M_{теор}} 100\%.$$

14. Результаты оформить в виде таблицы

m_1 (г)	m_2 (г)	m_3 (г)	m_4 (г)	m_5 (г)	V (мл)	t (^{0}C)	T (K)	P (кПа)	V_0 (л)	$M_{ср}$ (г/моль)

Простейшие стехиометрические расчеты

Пример.

Вычислим процентный состав карбоната калия. Молекулярная масса $M(K_2CO_3) = 2 \bullet 3{,}91 + 12 + 3 \bullet 16 = 138{,}2$. Следовательно, содержание калия равно 56,59 % $\left(\frac{78{,}2}{138{,}2} \cdot 100\right)$, содержание углерода — 8,68 % $\left(\frac{12}{138{,}2} \cdot 100\right)$, содержание кислорода — 34,73 % $\left(\frac{48}{138{,}2} \cdot 100\right)$.

Если известно процентное содержание каждого элемента, входящего в состав данного вещества, можно установить формулу этого вещества.

Пример.

Выведем формулу углеводорода, содержащего 83,72 % углерода и 16,28 % водорода. Плотность паров этого углеводорода по водороду равна 43.

Предположим, что в молекулу этого углеводорода входят x атомов углерода и y атомов водорода, т. е. углеводородимеет формулу C_xH_y. Масса углерода в этом соединении составит 12x, а водорода 1y. Очевидно, соотношение масс углерода и водорода будет равно соотношению процентного содержания этих элементов в углеводороде:

$$12x : y = 83{,}72 : 16{,}28.$$

Разделим соответствующие члены этой пропорции на атомные массы углерода и водорода:

$$\frac{12x}{12} : \frac{y}{1} = \frac{83{,}72}{12} : \frac{16{,}28}{1}.$$

Разделим в правой части пропорции на меньшее из них:

$$x : y = 1 : 2{,}33,$$

а затем умножим числа в правой части пропорции на 3:

$$x : y = 3 : 6{,}99.$$

Из найденного видно, что в исходном углеводороде на 3 атома углерода приходится 7 атомов водорода. Этому условию отвечает ряд соединений: C_3H_7, C_6H_{14}, C_9H_{21} и т. д.

Химическая формула, показывающая соотношение атомов в молекуле, выраженное минимальными числами, называется *простейшей*. Следовательно, C_3H_7 является простейшей формулой искомого углеводорода.

Для нахождения *истинной* химической формулы соединения необходимо знать его молекулярную массу. По условию задачи плотность углеводорода по водороду равна 43. Следовательно, его молекулярная масса согласно уравнению $M = 2\ D_H$ будет равна $2 \bullet 43 = 86$.

Найденная величина вдвое превышает молекулярную массу, отвечающую простейшей формуле C_3H_7, следовательно, истинная формула искомого углеводорода C_6H_{14}.

Пример.

Выведем простейшую формулу соединения, содержащего 17,1 % кальция, 1,7 % водорода, 26,5 % фосфора и 54,7 % кислорода. Запишем формулу искомого соединения следующим образом: $Ca_xH_yP_zO_v$. Принимая во внимание процентный состав соединения, записываем:

$$40x : y : 31z : 16v = 17,1 : 1,7 : 26,5 : 54,7,$$

и далее:

$$x : y : z : v = \frac{17,1}{40} : \frac{1,7}{1} : \frac{26,5}{31} : \frac{54,7}{16}$$

$$x : y : z : v = 0,43 : 1,7 : 0,86 : 3,42.$$

Разделив числа в правой части соотношения на меньшее из них, получим:

$$x : y : z : v = 1 : 3,85 : 2 : 7,95.$$

Полученные данные позволяют заключить, что простейшая формула искомого соединения — $CaH_4P_2O_8$ или $Ca(H_2PO_4)_2$.

Газовые законы

Пример.

Вычислить молярную массу монооксида азота, плотность которого по водороду равна 15. M(NO) = 2•15 = 30 г/моль.

Вычислить молярную массу бутана, если его плотность по воздуху равна 2. $M(C_4H_{10})$ = 2•29 = 58 г/моль.

Для определения молярной массы газа можно использовать представление о его молярном объеме. Моль любого газа про нормальных условиях занимает объем 22,4 л. Следовательно, если известна масса m некоторого объема V газа при нормальных условиях, то M можно вычислить по пропорции:

V л газа имеют массу m г

22,4 л-”-x г

$$x = \frac{22,4 \cdot m}{V};\ M = x \text{ г/моль}$$

Пример.

Вычислить молярную массу этана 5,6 л которого при нормальных условиях имеют массу 7,5 г.

5,6 л этана имеют массу 7,5 г,

а 22,4 л-”-x г

$$x = \frac{22,4 \cdot 7,5}{5,6} = 30 \text{ г.}$$

Зная молярную массу газа легко вычислить его плотность по водороду, воздуху или любому другому газу, молярная масса которого известна.

Вычислить плотность по водороду гемиоксида азота.

$$D_H(N_2O) = \frac{M(N_2O)}{2} = \frac{(2 \cdot 14 + 16)}{2} = 22$$

Найти плотность по воздуху тетрафторида кремния.

$$D_{возд.}(SiF_4) = \frac{M(SiF_4)}{29} = \frac{(28 + 4 \cdot 19)}{29} = 3,59.$$

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличных от нормальных. Для приведения объема газа к нормальным условиям используют уравнение объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

В этом уравнении V — объем данной массы газа при заданных давлении p и температуре T (в Кельвинах); V_o — объем этой же массы газа при нормальных условиях (при давлении 101325 Па, или 760 мм рт. ст. и температуре 273 К).

Если V_o означает объем, занимаемый при нормальных условиях 1 молем газа, т. е. 22,4 л, то для всех газов соотношение $\frac{P_0V_0}{T_0}$ будет постоянной величиной. Эта величина называется *универсальной газовой постоянной,* обозначается буквойR, имеет размерность единица энергии/(Кельвин•моль). Численное значение R зависит от единиц, в которых выражается объем и давление газа.

В Международной системе единиц (СИ) давление выражается в паскалях (Па, 1 Па = 1 Н/м^2), объем в кубических метрах (м^3), следовательно, значение универсальной газовой постоянной определяется значением:

$$R = \frac{1{,}013\cdot10^5\cdot22{,}4\cdot10^{-3}}{273} 1{,}013\bullet10^5\bullet22{,}4\bullet10^{-3} / 273 = 8{,}314 \text{ Дж/(К•моль)}.$$

В практике химических исследований объем и давление часто выражают в единицах других систем: объем — в литрах или миллилитрах, давление — в атмосферах или миллилитрах ртутного столба. Для перевода результатов измерений в единицы СИ пользуются соотношениями:

1 атм = 760 мм рт. ст. = 101325 Па

1 мм рт. ст. = $1{,}31\bullet10^{-3}$ атм = 133,322 Па.

Если давление p_o выражено в атмосферах, а объем V_o — в литрах, то:

$$R = \frac{1\cdot22{,}4}{273} = 0{,}082 \text{ л•атм/(К•моль)}.$$

Для случая, когда p_o выражено в миллиметрах ртутного столба, а объем V_6 — в миллилитрах, получим:

$$R = \frac{760\cdot22400}{273} = 62360 \text{ мл•мм рт. ст./(К•моль)}.$$

Подставим в уравнение $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$ вместо $\frac{P_0V_0}{T_0}$ постоянную R и получим уравнение для 1 моля газа:

$$\frac{PV}{T} = R, \text{ или } pV = RT$$

Для n молей газа это уравнение приобретает следующий вид:

$$pV = nRT$$

Это уравнение получило название *уравнение Клапейрона–Менделеева.* Учитывая, что число молей газа n равно отношению массы газа в граммах к его мольной массе, т. е. n = m/M, уравнение Клапейрона–Менделеева часто применяют в виде:

$$p\bullet V = \left(\frac{m}{M}\right) RT.$$

Уравнение Клапейрона–Менделеева позволяет рассчитать молярную массу, а следовательно и молекулярную массу любого вещества, находящегося в газообразном состоянии:

$$M = \frac{mRT}{pV}.$$

Пример.

Вычислить молекулярную массу диэтилового эфира, если 215 мл его паров при 77 °С и давлении 700 мм рт. ст. имеют массу 0,51 г.

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{0{,}51\cdot62360\cdot350}{700\cdot215} = 74 \text{ г/моль}$$

Молярная масса диэтилового эфира равна 74 г/моль, следовательно, его молекулярная масса 74 а.е.м.

Найти молекулярную массу оксида углерода (IV), если 73,3 г его при 27 °С находясь в сосуде емкостью 10 л, создают давление 4,1 атм:

$$M = \frac{73{,}3\cdot0{,}082\cdot300}{4{,}1\cdot10} = 44 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, молекулярная масса диоксида углерода равна 44 а.е.м.

Лабораторная работа №3

Определение эквивалентной массы магния

Цель: изучить метод определения молярной массы эквивалента металла.

Ход работы.

1. Рассчитать необходимое количество серной кислоты

$$Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow.$$

2. Проверить прибор на герметичность.
3. Поместить металл в пробирку и плотно закрыть пробку.
4. Произвести взаимодействие металла с кислотой.
5. Измерить объем выделившегося газа.

Собрать прибор по рисунку. Прибор, состоящий из бюретки 1 (емкостью 50 мл), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой 2и пробиркой 3,укрепить в штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками, через которые проходят стеклянные трубки.

Перед началом опыта проверить прибор на герметичность.

Проведение опыта

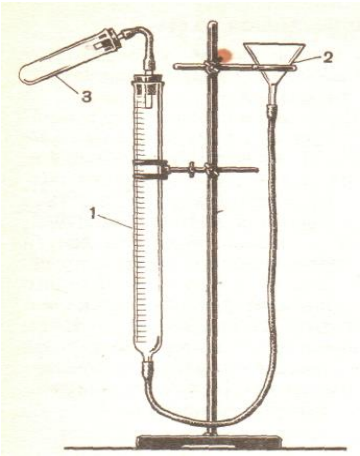
Взвесить кусочек ленты магния около 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

Отмерить 5 мл разбавленной серной кислоты и влить в пробирку через воронку (почему?). Положить ленту магния на сухую стенку пробирки так, чтобы магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв ее пробкой. Затем передвижением воронки привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню (зачем?). Отметить и записать уровень воды в бюретке, произведя отсчет по нижнему мениску жидкости с точностью до 0,1 мл.

Стряхнуть магний в серную кислоту. Что происходит?

По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Отметить и записать показания комнатного термометра и барометра (1 мм рт. ст. = 133,3 Па) во время опыта.



Прибор для определения эквивалентной массы металла:

1 - Бюретка; 2 - воронка; 3 - пробирка.

Для того, чтобы проверить прибор на герметичность, необходимо в бюретку налить воду, которая заполняет также и резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закрыть пробкой, соединить с пробиркой и заметить уровень воды в бюретке. Опусканием кольца штатива переместить воронку вниз. Если прибор герметичен, то в первый момент при опускании воронки уровень воды в бюретке немного понижается, но потом остается постоянным. Если же уровень воды будет понижаться непрерывно, это означает, что прибор пропускает воздух и следует исправить дефекты, допущенные при его сборке.

Форма записи наблюдений

1. Масса магния — m(г).
2. Температура — t°(С).
3. Атмосферное давление — р(кПа).
4. Давление насыщенного водяного пара (табл. 1) — h(кПа).
5. Уровень воды в бюретке до реакции — a_1(мл).
6. Уровень воды в бюретке после реакции — a_2(мл).

Обработка результатов

1. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием при температурет и давлении р.
2. Вычислить парциальное давление водорода: $P_н = P$ атм - h
3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение газового состояния. Следует учесть, что водород собран над водой, поэтому в уравнение вместор следует поставить $p_н$.
4. Вычислить массу выделившегося водорода.
5. Рассчитать эквивалентную массу магния.
6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

Расчеты по уравнениям химических реакций

Пример.

Определить количество граммов фосфата калия, который получится при нейтрализации фосфорной кислоты 42 г гидроксида калия.

В соответствии с приведенным выше химическим уравнением решим пропорцию:

168 г гидроксида калия образуют 212 г фосфата калия,

а 42 ггидроксида–“–х гфосфата

х = 42•212/168 = 53 г.

В уравнении реакции коэффициенты перед газообразными веществами показывают не только соотношение масс реагирующих газов, но и их объемные соотношения. Это позволяет рассчитать объемы участвующих в реакции газов непосредственно по уравнению минуя вычисления массы газа.

Пример.

При взаимодействии металлического натрия с водой выделилось 280 мл водорода (при н. у.). Сколько граммов натрия вступило в реакцию?

Запишем уравнение реакции взаимодействия натрия с водой:

$$2\ Na + 2\ H_2O = 2\ NaOH + H_2$$

463680 22,4

Из уравнения следует, что 2 моля натрия (2•23 г) вытесняют из воды 1 моль водорода (22,4 л при н. у.). Количество вступившего в реакцию натрия можно найти по пропорции

46 г натрия вытесняет из воды 22,4 л водорода,

а х г натрия–“–0,28 л

х = 46•0,28/22,4 = 0,575 г.

Лабораторная работа №4.

Основные классы химических соединений

Цель: знакомство с основными классами неорганических соединений и их свойствами.

Заполнить таблицу 1. Отметить знаком «+» графы, если между реагентами возможно химическое взаимодействие. Химические свойства веществ подтвердить уравнениями реакций, используя предложенные реагенты: CuO, ZnO, CO_2, NaOH, $Ca(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, NH_4OH, HCl, H_2SO_4,CH_3COOH,Zn, Al, $CuSO_4$, $CaCO_3$, $BaCl_2$.

В графах «Индикатор» отметить изменение цвета.

В графе «Получение» ставить «+»,а реакции получения соединений привести под таблицей.

Таблица 1. Свойства классов неорганических соединений

Реагенты / Классы		Оксиды			Основания	Кислоты	Соли	Индикатор			Металлы	Получение
		основные	кислотные	амфотерные				фенолфта-леин	метиловый оранжевый	лакмус		
Оксиды	основные											
	кислотные											
	амфотерные											
Основания												
Кислоты												
Соли												

Лабораторная работа №5.
Качественные реакции на катионы и анионы.

Цель: знакомство с качественным анализом на примере ионных реакций, используемых для обнаружения некоторых ионов в растворе и изменением окраски индикаторов в разных средах.

Аналитические признаки веществ и аналитические реакции

При проведении качественного и количественного анализа используют *аналитические признаки веществ и аналитические реакции.*

Аналитические признаки– такие свойства анализируемого вещества или продуктов его превращения, которые позволяют судить о наличии в нем тех или иных компонентов. *Характерные аналитические признаки* – цвет, запах, угол вращения плоскости поляризации света, радиоактивность, способность к взаимодействию с электромагнитным излучением (например, наличие характеристических полос в ИК-спектрах поглощения или максимумов в спектрах поглощения в видимой и УФ-области спектра) и др.

Аналитическая реакция– химическое превращение анализируемого вещества при действии аналитического реагента с образованием продуктов с заметными аналитическими признаками. В качестве аналитических реакций чаще всего используют реакции образования окрашенных соединений, выделение или растворение осадков, газов, образование кристаллов характерной формы, окрашивание пламени газовой горелки, образование соединений, люминесцирующих в растворах. На результаты проведения аналитических реакций влияют температура, концентрация растворов, pH среды, присутствие других веществ (мешающих, маскирующих, катализирующих процессы).

Например:

Образование окрашенных соединений.

Ионы меди Cu^{2+}в водных растворах, в которых они существуют в форме аквакомплексов $[Cu(H_2O)_n]^{2+}$, при взаимодействии с аммиаком образуют растворимый комплекс $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ яркого сине-голубого цвета, окрашивающий раствор в тот же цвет:

$$[Cu(H_2O)_n]^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+} + nH_2O$$

С помощью этой реакции можно идентифицировать ионы меди Cu^{2+} в водных растворах.

Если в водном растворе присутствуют ионы трехвалентного железа Fe^{3+} (также в форме аквакомплекса $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, то при введении тиоцианат-ионов (роданид-ионов)

NCS^- раствор окрашивается в красный цвет вследствие образования комплексов $[Fe(NCS)_n(H_2O)_{6-n}]^{3-n}$ красного цвета:

$$[Fe(H_2O)_6]^{3+} + nNCS^- = [Fe(NCS)_n(H_2O_{6-n}]^{3-n} + nH_2O$$

где n<6. При этом, в зависимости от отношения концентраций $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$ и NCS^-, образуется равновесная смесь комплексов с n = 1; 2; 3; 4; 5; 6. Все они окрашены в красный цвет. Эта реакция используется для открытия ионов железа(III).

Заметим, что индивидуальные многозарядные ионы, например, Cu^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}, Co^{3+}, Ni^{2+} и т. д., так же, как и ионы водорода H^+ (т. е. протоны – ядра атома водорода), в водных растворах в обычных условиях существовать не могут, так как они термодинамически неустойчивы и взаимодействуют с молекулами воды или с другими частицами с образованием аквакомплексов (или комплексов иного состава):

$$M^{m+} + nH_2O = [M(H_2O)n]^{m+} \text{ (аквакомплекс)}$$

$$H^+ + H_2O = H_3O^+ \text{ (катион гидроксония)}$$

Для краткости в химических уравнениях не всегда указывают молекулы воды, входящие в состав аквакомплексов, следует помнить, однако, что на самом деле в реакциях в растворах участвуют соответствующие комплексы, а не «голые» катионы металлов или водорода. Так, для простоты, пишут H^+, Cu^{2+}, Fe^{2+} и т. д. вместо более правильного H_3O^+, $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$, $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$, соответственно, и т. д.

Выделение или растворение осадков.

Ионы Ba^{2+}, присутствующие в водном растворе, можно осадить, прибавляя раствор, содержащий сульфат-ионы SO^{2+}в форме малорастворимого белого осадка сульфата бария:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow \text{ (белый осадок)}$$

Аналогичная картина наблюдается при осаждении ионов кальция Ca^{2+} растворимыми карбонатами:

$$Ca^{2+} + CO_3^{\,2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow \text{ (белый осадок)}$$

Белый осадок карбоната кальция растворяется при действии кислот, например, по схеме:

$$CaCO_3 + 2HC1 \rightarrow CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

При этом выделяется газообразный диоксид углерода.

Хлороплатинат-ионы $[PtCl_6]^{2-}$ образуют осадки желтого цвета при прибавлении раствора, содержащего катионы калия K^+ или аммония NH^-. Если на раствор хлороплатината натрия $Na_2[PtCl_6]$ (эта соль довольно хорошо растворима в воде) подействовать раствором хлорида калия KCl или хлорида аммония NH_4Cl, то выпадают желтые осадки ге-ксахлороплатината калия $K_2[PtCl_6]$ или аммония $(NH_4)_2[PtCl_6]$, соответственно (эти соли малорастворимы в воде):

$$Na_2[PtCl_6] + 2KCl \rightarrow K_2[PtCl_6]\downarrow +2NaCl$$

$$Na_2[PtCl_6]+ 2NH_4C1 \rightarrow (NH_4)_2[PtCl_6]\downarrow +2NaCl$$

Реакции с выделением газов (газовыделительные реакции)

Выше уже приводилась реакция растворения карбоната кальция в кислотах, при которой выделяется газообразный диоксид углерода. Укажем еще на некоторые газовыделительные реакции.

Если к раствору какой-либо соли аммония прибавить щелочь, то выделяется газообразный аммиак, что можно легко определить по запаху или по посинению влажной красной лакмусовой бумаги:

$$NH_3 + OH^- = NH_3{\cdot}H_2O \rightarrow NH_3\uparrow +H_2O$$

Эта реакция используется как в качественном, так и в количественном анализе.

Сульфиды при действии кислот выделяют газообразный сероводород:

$$S^{2-} + 2H^+ \rightarrow H_2S\uparrow$$

что ощущается по специфическому запаху сероводорода.

Образование кристаллов характерной формы (микрокристаллоскопические реакции).

Ионы натрия Na^+ в капле раствора при взаимодействии с гексагидроксостибат(V)-ионами $[Sb(OH)_6]^-$ образуют белые кристаллы гексагидроксостибата(V) натрия $Na[Sb(OH)_6]$ характерной формы:

$$Na^+ + [Sb(OH)_6]^- = Na[Sb(OH)_6]$$

Форма кристаллов хорошо видна при рассмотрении их под микроскопом. Эта реакция используется в качественном анализе для открытия катионов натрия.

Ионы калия K^+ при реакции в нейтральных или уксуснокислых растворах с растворимым гексанитрокупратом(II) натрия и свинца $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ образуют черные (или коричневые) кристаллы гексанитрокупрата(II) калия и свинца $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ характерной кубической формы, которые также можно увидеть при рассмотрении под микроскопом. Реакция протекает по схеме:

$$2K^+ + Na_2Pb[Cu(NO_2)_6] = K_2Pb[Cu(NO_2)_6] + 2Na^+$$

Она применяется в качественном анализе для открытия катионов калия.

Микрокристаллоскопический анализ впервые ввел в аналитическую практику в 1794−1798 гг. член Петербургской академии наук Т. Е. Ловиц.

Окрашивание пламени газовой горелки.

При внесении соединений некоторых металлов в пламя газовой горелки наблюдается окрашивание пламени в тот или иной цвет в зависимости от природы металла. Так, соли лития окрашивают пламя в карминово-красный цвет, соли натрия − в желтый, соли калия − в фиолетовый, соли кальция − в кирпично-красный, соли бария − в желто-зеленый и т.д. Это явление можно объяснить следующим образом. При введении в пламя газовой горелки соединения данного металла (например, его соли) это соединение разлагается. Атомы металла, образующиеся при термическом разложении соединения, при высокой температуре пламени газовой горелки термически возбуждаются, т.е., поглощая определенную порцию тепловой энергии, переходят в какое-то возбужденное электронное состояние, обладающее большей энергией по сравнению с невозбужденным (основным) состоянием. Время жизни возбужденных электронных состояний атомов ничтожно мало (очень малые доли секунды), так что атомы практически мгновенно возвращаются в невозбужденное (основное) состояние, испуская поглощенную энергию в виде светового излучения с той или иной длиной волны, зависящей от разности энергии между возбужденным и основным энергетическими уровнями атома. Для атомов разных металлов эта разность энергий неодинакова и соответствует световому излучению определенной длины волны. Если это излучение лежит в видимой области спектра (в красной, желтой, зеленой или какой-то другой ее части), то человеческий глаз фиксирует ту или иную окраску пламени горелки. Окрашивание пламени − кратковременно, так как атомы металла уносятся с газообразными продуктами горения.

Окрашивание пламени газовой горелки соединениями металлов используется в качественном анализе для открытия катионов металлов, дающих излучение в видимой области спектра.

В таблице 2 приведены примеры окрашивания пламени горелки некоторыми элементами.

Таблица2. Окрашивание пламени соединениями некоторых элементов

Элемент	Цвет пламени	Элемент	Цвет пламени
Литий	Карминово-красный	Индий	Сине-фиолетовый
Натрий	Желтый	Таллий	Изумрудно-зеленый
Калий	Фиолетовый	Свинец	Бледно-синий
Рубидий	Розово-фиолетовый	Мышьяк	Бледно-синий
Цезий	Розово-фиолетовый	Сурьма	Бледно-синий
Кальций	Кирпично-красный	Селен	Бледно-синий

Стронций	Карминово-красный	Теллур	Изумрудно-зеленый
Барий	Желто-зеленый	Медь	Зеленый, голубой
Бор	Зеленый	Молибден	Желто-зеленый

Образование соединений, люминесцирующих в растворах

Иногда в качественном или количественном анализе проводят аналитические реакции, продукты которых обладают свойством люминесценции в растворах, т. е. при облучении их светом в ультрафиолетовой или видимой области спектра (возбуждающее облучение) они испускают световое излучение в видимой области спектра с несколько большей длиной волны по сравнению с возбуждающим облучением. Визуально это наблюдается как окрашенное свечение раствора, в котором проведена люминесцентная аналитическая реакция.

Так, при взаимодействии катиона лития Li^+ с 8-оксихинолином или уранилацетатом цинка образуются продукты реакции, обладающие соответственно голубой и зеленой люминесценцией. При реакции катионов натрия Na^+ с уранилацетатом цинка в уксуснокислой среде развивается желто-зеленая люминесценция. Подобных реакций известно много.

Различные вещества люминесцируют в той или иной части видимой области спектра, т.е. их излучение люминесценции селективно − окрашено поразному. По характеру окраски (желтая, зеленая и т.д.) судят о присутствии в растворе соответствующего соединения, а по интенсивности излучения люминесценции делают вывод о количественном содержании этого соединения в растворе.

В некоторых случаях, напротив, используют гашение люминесценции. Например, люминесцентное свечение ацетата уранила исчезает (гасится) в присутствии хлорид-, бромид- или иодид-анионов ($C1^-$, Br^-, I^-), что можно использовать для открытия этих анионов.

Люминесценция может активироваться и вследствие протекания определенных химических процессов. В этих случаях ее называют *хемилюминесценцией.* Так, люминол (3-аминофтальгидразид) в щелочных растворах в присутствии пероксида водорода H_2O_2 генерирует яркую хемилюминесценцию, усиливающуюся под воздействием катализаторов (соли меди, марганца, железа, кобальта и др.). Хемилюминесцентные реакции также используются в химическом анализе.

Типы аналитических реакций и реагентов

Аналитические реакции и аналитические реагенты часто подразделяют на *специфические (специфичные, характерные), селективные (избирательные), групповые.*

Специфические реагенты и реакции позволяют обнаруживать данное вещество или данный ион в присутствии других веществ или ионов.

Так, например, если в растворе присутствует молекулярный йод 12 (точнее − трийодид-ион I_3^-, то при прибавлении свежеприготовленного водного раствора крахмала исходный раствор окрашивается в синий цвет. Процесс − обратимый; при исчезновении в растворе молекулярного иода (например, при его окислении до иодид-ионов I^-) синяя окраска также исчезает и раствор обесцвечивается. Эта реакция широко используется в качественном и количественном химическом анализе. Впервые ее описал в 1815 г. немецкий химик Ф. Штромейер.

Синее окрашивание раствора крахмала в присутствии иода (трийодид-ионов; чистый молекулярный иод I_2 в отсутствии йодид-ионов I^- не окрашивает крахмал) объясняют образованием адсорбционного комплекса между коллоидными макромолекулами крахмала (фракциями неразветвленной амилозы) и трийодид-ионами.

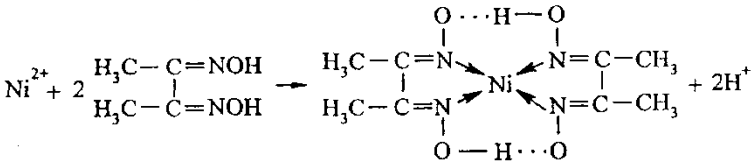
Специфическим реагентом на нитрит-ионы NO_2^-является реактив Грисса−Илошвая (смесь α-нафтиламина $C_{10}H_7NH_2$ и сульфаниловой кислоты

$HO_3SC_6H_4NH_3$), с которым нитрит-ион (обычно в присутствии уксусной кислоты) образует азокраситель $HO_3SC_6H_4N{=}NC_{10}H_7NH_2$красного цвета:

$$HO_3SC_6H_4NH_2 + HNO_2 + C_{10}H_7NH_2 \rightarrow HO_3SC_6H_4N{=}NC_{10}H_6NH_2 + 2H_2O$$

Смесь α-нафтиламина с сульфаниловой кислотой в качестве специфического реагента на нитриты была впервые предложена в 1879 г. немецким химиком П. Гриссом. Позднее эта реакция изучалась венгерским химиком Л. Илошваем. В современной аналитической химии указанную смесь обычно называют «реактив (реагент) Грисса−Илошвая» или просто «реактив Грисса», а соответствующую реакцию − «реакцией Грисса−Илошвая» или «реакцией Грисса». Вместо *α*-нафтиламина применяют также нафтолы.

В качестве специфического реагента на ионы никеля Ni^{2+} используют реактив Чугаева − диметилглиоксим, который в присутствии катионов Ni^{2+} в аммиачной среде образует малорастворимый в воде комплекс красного цвета − бисдиметилглиоксимат никеля(II), который традиционно называют никельдиметилглиоксимом:



Диметилглиоксим как специфический и очень чувствительный реагент на ионы никеля Ni^{2+} был впервые предложен русским химиком Л.А. Чугаевым в 1905 г. и назван впоследствии его именем («реактив Чугаева»).

Специфических аналитических реагентов и реакций известно мало.

Селективные реагенты и реакции позволяют обнаруживать несколько веществ или ионов. Таких реагентов и реакций известно значительно больше, чем специфических.

Групповые реагенты и реакции (частный случай селективных) позволяют обнаруживать ионы определенной аналитической группы.

Так, например, хлороводородная кислота HCl и растворимые в воде хлориды (NaCl, KCl, NH_4Cl и т.д.) являются групповыми реагентами на группу катионов, состоящую из ионов одновалентного серебра Ag^+, ртути Hg_2^+в степени окисления +1 и двухвалентного свинца Pb^{2+}. Точнее говоря, в роли группового реагента здесь выступают хлорид-ионы Cl^-, образующие с указанными катионами металлов малорастворимые в воде белые осадки хлоридов этих катионов:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

$$Hg_2^{2+} + 2Cl^- \rightarrow Hg_2Cl_2\downarrow$$

$$Pb^{2+} + 2Cl^- \rightarrow PbCl_2\downarrow$$

Аналогично серная кислота H_2SO_4 и растворимые сульфаты (Na_2SO_4, K_2SO_4, $(NH_4)_2SO_4$ и т.д.) являются групповыми реагентами на группу двухвалентных катионов кальция Ca^{2+}, стронция Sr^{2+} и бария Ba^{2+}. С указанными катионами сульфат-анион SO^{2-} (собственно групповой реагент) дает малорастворимые в воде сульфаты, выпадающие в виде белых осадков:

$$Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4\downarrow$$

$$Sr^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow SrSO_4\downarrow$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$$

Существуют групповые реагенты и для других групп катионов и анионов.

Цель работы: ознакомиться с реакциями для определения катионов и анионов в растворах.

Опыт 1. Реакции с образованием осадка

А. С помощью таблицы растворимости решить, какие реактивы можно использовать для осаждения ионов Ca^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{2+}. Проделать эти реакции. Указать цвет осадков. Написать уравнения в ионном виде.

Б. Подействовать раствором сульфида натрия Na_2S или сульфида аммония $(NH_4)_2S$ на растворы, содержащие следующие катионы: Zn^{2+}, Cd^{2+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Sb^{3+}. Указать цвет осадков. Написать уравнения реакций в ионном виде. Перечисленные катионы могут быть обнаружены в растворе по характерному цвету их сульфидов, что используется в аналитической химии при качественном анализе веществ.

В. По реакции обмена получить осадок хлорида свинца $PbCl_2$, действуя раствором хлорида натрия на раствор соли свинца $Pb(NO_3)_2$. Дать осадку осесть. Слить маточный раствор (надосадочную жидкость). В жидкости допускается небольшая масса взвеси. Затем в этот раствор добавить раствор иодида калия KI. Дать осадку осесть. Снова слить маточный раствор и добавить к нему раствор сульфида натрия Na_2S или сульфида аммония $(NH_4)_2S$. Указать цвет получающихся осадков. Объяснить возможность протекания этих реакций на основании произведения растворимости (ПР) образующихся солей свинца. Написать уравнения реакций в ионном виде.

Опыт 2. Частные реакции катиона Ca^{2+}

Оксалат аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ (и другие растворимые соли щавелевой кислоты) образуют с катионом Ca^{2+} белый кристаллический осадок:

$$CaC1_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \rightarrow CaC_2O_4 + 2NH_4C1$$

$$Ca^{2+} + C_2O_4^{2-} \rightarrow CaC_2O_4.$$

В пробирку налейте 3 капли раствора $CaC1_2$ и добавьте каплю раствора уксусной кислоты, затем прилейте 3 капли оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ и 1-2 капли раствора аммиака. Выпадает белый кристаллический осадок.

Опыт 3.Частные реакции катиона Mg^{2+}

Фосфат натрия Na_3PO_4 образует с катионом Mg^{2+} белый осадок:

$$3MgCl_2 + 2Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6NaCl$$

В пробирку налейте 2-3 капли раствора хлорида магния $MgCl_2$, прибавьте 2-3 капли раствора фосфата натрия. Выпадет белый осадок.

Опыт 4. Частные реакции катииона железа Fe^{3+}

Роданид калия KSCNобразует с ионом железа Fe^{3+} соединения, окрашенные в красный цвет:

$$3KSCN + FeCl_3 \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3KCl$$

$$3(SCN)^- + Fe^{3+} \rightarrow Fe(SCN)_3$$

В пробирку налейте 2-3 капли раствора хлорида железа и прибавьте 2-3 капли раствора роданида калия. Обратите внимание на цвет раствора.

Опыт 5. Частные реакции катииона меди Cu^{2+}

Аммиак водный NH_4OHобразует с катионом меди (II) раствор интенсивно-синего цвета.

$$CuSO_4 + 4NH_4OH \rightarrow [Cu(NH_3)_4SO_4] + 4H_2O$$

В пробирку налейте 2-3 капли раствора сульфата меди и прилейте 6-7 капель раствора аммиака. Обратите внимание на цвет раствора. Затем прилейте несколько капель концентрированного раствора аммиака NH_4OH. Отметьте цвет образовавшегося раствора комплексной соли.

Опыт 6.Частные реакции хлорид-аниона Cl^-

Нитрат серебра $AgNO_3$образует с анионом Cl^- белый творожистый осадок хлорида серебра, нерастворимый в воде и в кислотах.

В пробирку налейте 2-3 капли раствора хлорида натрия и прибавьте по каплям раствор нитрата серебра. Образуется белый творожистый осадок. К осадку прилейте 1 мл водного раствора аммиака, при этом образуется комплексная соль серебра $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Подействуйте на образовавшееся соединение 1мл концентрированной

азотной кислотой. Комплексный ион разрушается и хлорид серебра снова выпадает в осадок. Реакции протекают в такой последовательности:

$$Cl^- + Ag^+ \rightarrow AgCl\downarrow$$

$$AgCl + 2NH_4OH \rightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl + 2H_2O$$

$$[Ag(NH_3)_2]Cl + 2\ H^+ \rightarrow AgCl\downarrow + 2NH_4^+$$

Опыт 7. Частные реакции бромид-аниона Br^-

Нитрат серебра $AgNO_3$образует с бромид-анионом желтоватый осадок бромида серебра AgBr, растворимый в азотной кислоте и плохо растворимый в аммиаке.

$$AgNO_3 + KBr \rightarrow AgBr\downarrow + KNO_3$$

$$Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr\downarrow$$

В пробирку налейте 2-3 капли раствора бромида натрия иприбавьте по каплям раствор нитрата серебра. Образуется желтоватый творожистый осадок.

Опыт 8. Частные реакции иодид-аниона I^-

Нитрат серебра $AgNO_3$образует с йодид-анионом желтый осадок иодида серебра, AgI не растворимый в азотной кислоте и в растворе аммиака.

$$AgNO_3 + KI \rightarrow AgI\downarrow + KNO_3$$

$$Ag^+ + I^- \rightarrow AgI\downarrow$$

В пробирку налейте 2-3 капли раствора иодида натрия иприбавьте по каплям раствор нитрата серебра. Образуется желтый творожистый осадок.

Опыт 9. Частные реакции сульфат-аниона SO_4^{2-}

Хлорид бария $BaC1_2$образует с анионом SO_4^{2-} белый осадок $BaSO_4$:

$$BaC1_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

В пробирку налейте 3-4 капли раствора сульфата натрия Na_2SO_4 и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария $BaC1_2$. Обратите внимание на характер осадка и его растворимость.

Опыт 10. Частные реакции фосфат-аниона PO_4^{3-}

Молибдат аммония $(NH_4)_2MoO_4$образует с анионом PO_4^{3-}желтый осадок.

$$H_3PO_4 + 12(NH_4)_2MoO_4 + 21HNO_3 \rightarrow (NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_4)_6]\downarrow + 21NH_4NO_3 + 10H_2O$$

В пробирку налейте 3-4 капли раствора фосфата натрия, прибавьте 7-8 капель концентрированной азотной кислоты и раствор молибдата аммония. Выпадает желтый осадок.

Опыт 11. Изменение окраски индикаторов в растворах кислот и щелочей

1. Налейте в три пробирки по 1 мл дистиллированной воды и прибавьте раствор лакмуса до хорошо заметной окраски. Отметьте цвет лакмуса в водной среде. В одну из пробирок с раствором лакмуса прибавьте несколько капель кислоты,в другую щелочи. Наблюдайте изменение цвета индикатора.
2. Проделайте то же самое, взяв вместо лакмуса фенолфталеин, а затем повторите опыт с метиловым оранжевым. Наблюдения поместите в таблицу:

Индикатор	Окраска индикатора		
	в воде	в щелочи	в кислоте
лакмус			
фенолфталеин			
метиловый оранжевый			

Напишите уравнения реакций электролитической диссоциации кислоты и щелочи. Укажите, какие ионы влияют на изменение цвета индикаторов.

Лабораторная работа №6.
Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы:проверить действие законов окисления и восстановления в лабораторных условиях

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Растворы йодида калия(0,1М),сульфита натрия, серной кислоты (2М), перманганата калия (0,05 М), дихромата калия (1 М), гидроксида калия (40 %-ный), нитрита натрия (0,1М).

Опыт 1.Окислительные свойства перманганата калия в разных средах

В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора перманганата калия $KMnO_4$. Затем в первую добавить 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4, во вторую – 3 – 4 капли воды, в третью – 3 – 4 капли концентрированного раствора КОН.

В каждую пробирку внести раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Отметить наблюдаемые изменения. Написать уравнения реакций между $KMnO_4$ и Na_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах. Сделать заключение об окислительной способности перманганата в разных средах.

Опыт 2.Окислительные свойства дихромата калия

Определить возможность протекания реакции

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- = 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

при использовании в качестве восстановителей – иодида калия KI и нитрита натрия $NaNO_2$. В три пробирки внести по 3 – 4 капли раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и по 3 – 4 капли разбавленного раствора H_2SO_4. В первую пробирку добавить раствор иодида калия KI, во вторую – раствор нитрита натрия $NaNO_2$ до появления устойчивой окраски. Записать наблюдения, составить уравнения реакций.

Опыт 3.

Заполнить таблицу 1, отметить цвет растворов, основной продукт и составить уравнения электронно-ионного баланса для следующих веществ:

Таблица 1. Окислительно-восстановительные свойства некоторых веществ.

Восстановители / Окислители, pH	KI	KNO_2	K_2SO_3	H_2O_2
$KMnO_4$, pH<7				
$KMnO_4$, pH>7				
$KMnO_4$, pH=7				
$K_2Cr_2O_7$				
KNO_2				
K_2SO_3				
H_2O_2				

Приложение к лабораторной работе №6

1. $2KMnO_4 + 5NaNO_2 + 3H_2SO_4 \rightarrow 2MnSO_4 + 5NaNO_3 + 3H_2O + K_2SO_4$,

$(MnO_4)^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \mid 2$

$(NO_2)^- + H_2O - 2e \rightarrow (NO_3)^- + 2H^+ \mid 5$

$2(MnO_4)^- + 16H^+ + 5(NO_2)^- + 5H_2O \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5(NO_3)^- + 10H^+$

2. $KMnO_4 + 3NaNO_2 + 2H_2O \rightarrow MnO_2 + 3NO_2 + 3NaOH + KOH$,

$(MnO_4)^- + 2H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4OH^- \mid 1$

$(NO_2)^- - e \rightarrow NO_2 \mid 3$

3. $KMnO_4 + NaNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + NaNO_3 + H_2O$,

$(MnO_4)^- + e \rightarrow (MnO_4)^{2-}$| 2
$(NO_2)^- + 2OH^- - 2e \rightarrow NO_3^- + H_2O$| 1

4. $2NaNO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \rightarrow I_2 + 2NO + 3H_2O + K_2SO_4 + Na_2SO_4$,
$(NO_2)^- + 2H^+ + e \rightarrow NO + H_2O$| 2
$2(I^-) - 2e \rightarrow I_2$| 1

5. $KMnO_4 + 3MnSO_4 + 2H_2O \rightarrow 5MnO_2 + K_2SO_4 + 2H_2SO_4$,
$(MnO_4)^- + 2H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$| 2
$Mn^{2+} + 2H_2O - 2e \rightarrow MnO_2 + 4H^+$| 3

6.$2KMnO_4 + 10KI + 8H_2SO_4 \rightarrow 2MnO_2 + 3I_2 + 8KOH$,
$(MnO_4)^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$| 2
$2(I^-) - 2e \rightarrow I_2$| 5

7.$2KMnO_4 + 6KI + 4H_2O \rightarrow 2MnSO_4 + 5I_2 + 8H_2O + 6K_2SO_4$,
$(MnO_4)^- + 2H_2O + 3e \rightarrow MnO_2 + 4OH^-$| 2
$2(I^-) - 2e \rightarrow I_2$| 3

8. $2NaNO_2 + 2KI + 2H_2O \rightarrow I_2 + 2NO + 3H_2O + 2KOH + 2NaOH$,
$(NO_2)^- + H_2O + e \rightarrow NO + 2OH^-$| 2
$2(I^-) - 2e \rightarrow I_2$| 1

9.$K_2Cr_2O_7 + 6NaNO_2 + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6NO_2 + 7H_2O + K_2SO_4 + 3Na_2SO_4$,
$(Cr_2O_7)^{2-} + 14H^+ + 6e \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$| 1
$(NO_2)^- - e \rightarrow NO_2$| 6

10.

$$2\overset{+}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + 5\overset{+}{K_2}\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_3} + 3\overset{+}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} = 2\overset{+2}{Mn}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 6\overset{+}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 3\overset{+}{H_2}\overset{-2}{O}$$

малиновый бесцветный

$$\begin{array}{l|l|l} MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O & 10 & 2 \text{ – окислитель, восстановился} \\ SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ & & 5 \text{ – восстановитель, окислился} \end{array}$$

$$2MnO_4^- + \overset{6}{\cancel{16}}H^+ + 5SO_3^{2-} + \cancel{5H_2O} \rightarrow 2Mn^{2+} + \overset{3}{\cancel{8}}H_2O + 5SO_4^{2-} + \cancel{10H^+}$$

11.

$$2\overset{+}{K}\overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4} + 2\overset{+}{K_2}\overset{+4}{S}\overset{-2}{O_3} + \overset{+}{H_2}\overset{-2}{O} = 2\overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2} + 2\overset{+}{K_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4} + 2\overset{+}{K}\overset{-2}{O}\overset{+}{H}$$

малиновый бурый

$$\begin{array}{l|l|l} MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^- & 6 & 2 \text{ – окислитель, восстановился} \\ SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ & & 3 \text{ – восстановитель, окислился} \end{array}$$

$$2MnO_4^- + \cancel{4}H_2O + 3SO_3^{2-} + \cancel{3H_2O} \rightarrow 2MnO_2 + 3SO_4^{2-} + \underbrace{\overset{2}{\cancel{8}}\cancel{OH^-} + \cancel{6H^+}}_{\cancel{6H_2O}}$$

12.

$$2K\overset{+7}{Mn}O_4^{-2} + K_2\overset{+4}{S}O_3^{-2} + 2K^{+}O^{-2}H^{+} = 2K_2^{+}\overset{+6}{Mn}O_4^{-2} + K_2^{+}\overset{+6}{S}O_4^{-2} + H_2^{+}O^{-2}$$

малиновый зеленый

$$MnO_4^- + 1\bar{e} \longrightarrow MnO_4^{2-}$$ | 2 – окислитель, восстановился

$$SO_3^{2-} + 2OH^- - 2\bar{e} \longrightarrow SO_4^{2-} + H_2O$$ | 1 – восстановитель, окислился

$$2MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2OH^- \longrightarrow 2MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$$

Опыт 4.

Сравнительная активность металлов.

Налить в отдельные пробирки по 1 мл растворов солей цинка, железа (II), олова, кадмия, меди(II) и серебра. Опустить в растворы (кроме раствора с одноименными ионами) пластики металлического цинка. Отметить наблюдения. Повторить опыты с пластинками железа, свинца и меди. Из каких растворов вытесняются металлы? Написать уравнения соответствующих реакций. Записать металлы оп убыванию их восстановительной способности, определенной экспериментально. Выписать значения их стандартных потенциалов из приложения.

Соответствует ли экспериментальный ряд металлов их положению в электрохимическом ряду напряжений?

Опыт 5.

Измерение ЭДС гальванического элемента и определение ΔG в окислительно-восстановительной реакции.

Собрать гальванический элемент по схеме:

(-)Zn| $ZnSO_4$||$CuSO_4$|Cu (+)

1M 1M

при заданных концентрациях солей $ZnSO_4$ и $CuSO_4$.

В указанном гальваническом элементе протекает процесс:

$Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu$

Для этого в стаканы с растворами солей металлов опустить пластины соответствующих металлов, замкнуть полуэлементы солевым мостиком и соединить электроды с помощью проводников с милливольтметром. Измерить ЭДС после установления стационарного значения напряжения на шкале прибора.

Сравнить опытные данные с теоретически вычисленными. Определить процент ошибки.

По найденному значению ЭДС гальванического элемента рассчитать изменение энергии Гиббса в окислительно-восстановительной реакции.

Результаты измерений и рассчитанные данные представить в форме протокола:

Концентрация раствора $ZnSO_4$, моль/л …

Концентрация раствора $CuSO_4$, моль/л …

$ЭДС_{эксп}$ медно-цинкового элемента, В …

$\Delta G_{эксп}$, Дж …

ЭДСтеор, медно-цинкового элемента, В …

Погрешность П, % …

$\Delta G_{теор}$, Дж … .

Погрешность П, % …

Опыт 6.

Исследование зависимости ЭДС гальванического элемента от концентрации соли.

Работу проводят с гальваническим элементом.

$Zn^0|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu^0$

В стакан налить 10-20 мл 1М раствора $CuSO_4$, концентрация которого в ходе измерений не изменяется. В остальные стаканы налить растворы $ZnSO_4$ в порядке возрастания

концентрации (0,01, 0,1 и 1М). В раствор $CuSO_4$ опустить медный электрод; цинковый электрод опустить в раствор $ZnSO_4$ наименьшей концентрации. Полуэлементы соединить солевым мостиком и измерить ЭДС гальванического элемента с помощью милливольтметра.
Не отключая милливольтметр, перенести цинковый электрод и соответствующий конец солевого мостика в более концентрированный раствор $ZnSO_4$ и снова измерить ЭДС, затем тоже проделать с 1М $ZnSO_4$.

Результаты измерений и рассчитанные данные записать в таблицу по форме:

$C(Cu^{2+})$, моль/л	$C(Zn^{2+})$, моль/л	$\Delta E_{эксп}$, В	$\Delta G_{эксп}$, В	$\Delta E_{теор}$, В	$\Delta G_{теор}$, В	П, %
1	1 0,1 0,01					

Какой из факторов – природа металла или концентрация его ионов в растворе в большей мере определяет значение электродного потенциала металла и, следовательно, ЭДС гальванического элемента?

Лабораторная работа №7.
Электролиз

Цель: Изучить электролиз, как окислительно-восстановительный процесс.
Опыт 1.
Опыт проводится в электролизере, представляющем собой U – образный сосуд с раствором электролита, в который погружено два электрода, один из которых подключен к положительному, другой – к отрицательному полюсам источника постоянного тока.
Электролиз раствора $CuSO_4$. В электролизер налить 0,5 М раствор сульфата меди (II). Опустить в оба колена электролизера угольные электроды, присоединить их к источнику постоянного тока и пропускать ток в течение 5-10 мин. К раствору на анодном участке добавить раствор лакмуса. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах. Промыть электроды и электролизер.
Опыт 2.
Электролиз раствора Na_2SO_4
В электролизер налить 0,5 М раствор сульфата натрия, прибавить в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора лакмуса и пропускать ток в течение 5-1 мин. Как изменится окраска раствора на катодном и анодном участках? Какие газы выделяются на электродах? Написать уравнения электродных процессов.
В. Электролиз раствора KI. В электролизер налить 0,5 М раствор иодида калия, прибавить в оба колена сосуда по 3-4 капли раствора фенолфталеина. Пропускать ток в течение 5-10 мин. Наблюдать выделение пузырьков газа и окрашивание раствора у катода. К раствору в анодной части прибавить 2 капли раствора крахмала. Отметить наблюдения. Составить уравнения реакций, протекающих на электродах.

Лабораторная работа №8.
Коррозия

Биокоррозия (от греч. bios - жизнь и позднелат. corrosio - разъедание), разрушение конструкционных материалов и противокоррозионных защитных покрытий под действием присутствующих в среде микроорганизмов (бактерий, грибов, водорослей, дрожжей). Первые сведения об участии микроорганизмов в коррозии материалов появились в конце 19 в. Освоение воздушного и водного пространств, недр Земли сопровождается неизбежным распространением микроорганизмов и увеличением масштабов биокоррозии. Заметный ущерб наносит биокоррозия в нефте-

и газодобывающей промышленности(около 70% всех коррозионных разрушений), трубопроводному транспорту, морскому флоту, средствам связи и водоснабжения.
В процессе жизнедеятельности микроорганизмов образуются продукты обмена веществ, повышающие коррозионную активность среды (минеральные и органические кислоты, щелочи, пероксиды, H_2S и др.). В частности, быстрый выход из строя нефте- и газопроводов обусловлен деятельностью сульфатвосстанавливающих бактерий, повышающих агрессивность грунта и грунтовых вод в результате продуцирования H_2S. Некоторые виды тионовых бактерий вырабатывают H_2SO_4, понижая pH почвы и грунта до ~ 0,5. Грибы, присутствующие в водной фазе авиационного топлива, приводят к биокоррозии алюминиевых баков самолетов. Биокоррозия полимерных материалов связана с вырабатываемыми микроорганизмами ферментами, резко ускоряющими деструкцию макромолекул.

Понятие биокоррозии.

Биокоррозия (биологическая коррозия) -тип коррозионного разрушения в условиях воздействия микроорганизмов. Продукты жизнедеятельности различных микроорганизмов, которые присутствуют в воде, грунте, интенсифицируют процесс коррозии.
Биокоррозию можно рассматривать, как самостоятельный вид разрушения, но чаще всего процессы биологической коррозии протекают параллельно с другими, например, почвенной (грунтовой), морской, атмосферной, коррозией в не электролитах, водных растворах.
Повреждениям от биокоррози и подвергаются различные подземные конструкции (трубопроводы, резервуары, сваи, метро и т.п.), сооружения и трубопроводы, находящиеся вводе. Биокоррозия – неотъемный спутник нефте- и газопромышленности.
Первые догадки о влиянии на процесс коррозионного разрушения биологических организмов появились только в концеXIX века.
В результате протекания биокоррозии на поверхности металла появляются небольшие углубления (блестящие либо шероховатые), раковины, неровности, которые могут быть заполнены продуктами коррозии. Биокоррозия в большинстве случаев носит язвенный либо питтинговый характер. Чаще всего биокоррозия является локальным разрушением.
Виды биологической коррозии(биокоррозии).
Биокоррозия подразделяется на бактериальную, микологическую. Иногда разрушение может быть вызвано присутствием в коррозионной среде дрожжей, других микроорганизмов. Все микроорганизмы делятся на аэробные и анаэробные. Аэробные существуют и размножаются только при наличии кислорода. Анаэробным же для нормальной жизнедеятельности кислород не требуется. Среди аэробных микроорганизмов наиболее опасными являются серобактерии и железобактерии (обитают в почве). В природных средах аэробные и анаэробные микроорганизмы существуют совместно.
Чаще всего протекает бактериальная биокоррозия. Она же и наиболее разрушительна. Данный вид встречается в воде, почве, топливе при наличии бактерий. Бактерии очень быстро размножаются и легко приспосабливаются к всевозможным условиям окружающей среды. Бактериальная биокоррозия может протекать при pH среды от 1 до 10,5 и температуре (чаще всего) 6 – 40 °C при наличии различных органических и неорганических веществ, содержащих кислород, углерод, водород, железо, азот, калий, серу и т.д.

Цель: Изучить коррозию, как окислительно-восстановительный процесс.

ОПЫТ 1.

Коррозия оцинкованного и луженого железа

В скрепку для бумаги вставить тонкий кусочек металлического цинка, в другую – такой же кусочек олова. В две пробирки налить воды и добавить 2-3 капли разбавленной серной кислоты и раствора красной кровяной соли – $K_3[Fe(CN)_6]$ –вещества, которое является реактивом на ионы Fe^{2+}, образуя с ним соединение синего цвета.
Обе скрепки опустить в приготовленные растворы. Какую окраску приобретает жидкость, в которое опущено перо с оловом, через несколько минут?
Какие ионы появились в растворе, и на что это указывает?
В другой пробирке окрашивание можно наблюдать только после растворения всего цинка. Разобрать все протекающие реакции, принимая во внимание величины стандартных электродных потенциалов Fe, Zn, Sn.
Составить уравнения реакций анодных и катодных процессов при действии гальванопар - Fe–Zn и Fe–Sn с водородной деполяризацией.
Для сравнения составить схему действия гальванопары Fe–Sn с кислородной деполяризацией.
ОПЫТ 2.
Влияние гальванопары, возникающей в результате химической реакции ,на процесс растворения металла.
Внести в пробирку 5-6 капель разбавленного раствора H2SO4 и гранулу цинка. Отметить выделение водорода и объяснить возможность протекания реакции с помощью значения стандартного электродного потенциала. Коснуться медной проволокой гранулы цинка. На каком металле будет наблюдаться выделение водорода? Записать схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента с водородной деполяризацией на катоде.
Опыт3.
Протекторная защита
В стакан с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавить несколько капель раствора KI и поместить в него пластины цинка и свинца в контакте друг с другом. Ионы I- играют роль индикатора на ионы Pb2+ , образуя с ними малорастворимое соединение PbI2 желтого цвета. Для сравнение в пробирку с таким же раствором поместить только свинец. В каком случае скорее образуется иодид свинца? Составить схему действия гальванопары Pb – Zn. Какой металл играет роль протектора?
Опыт4.
Пассивирование металлов и роль защитных пленок в процессе коррозии.
А. Очистить наждаком два стальных гвоздя. Один гвоздь пассивировать, опустив его в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты HNO3. Записать свои наблюдения. Ополоснуть гвоздь водой и вновь опустить в азотную кислоту.
Промыть пассивированный гвоздь и опустить в пробирку с разбавленным раствором серной кислоты H2SO4. Отметить скорость выделения водорода.
Для сравнения опустить в раствор серной кислоты необработанный гвоздь. На каком образце скорее выделяется водород? Отметить роль оксидной пленки, образованной на металле при обработке концентрированной азотной кислотой, по отношению к коррозии.
Б. алюминий способен проявлять высокую химическую активность, если с его поверхности снять защитную оксидную пленку. Чтобы удалить оксидную пленку, опустить алюминиевую пластинку в раствор щелочи, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой.
Затем поместить на 1 мин в раствор соли ртути(II) и вновь промыть пластинку водой. При этом идет реакция

$$Al + 3Hg^{2+} = 2Al^{3+} + 3Hg$$

и на поверхности алюминия образуется амальгама - его раствор в металлической ртути. На амальгамированном алюминии оксидная пленка не удерживается и поверхность металла на воздухе быстро покрывается хлопьями. Снять хлопья фильтровальной

бумагой и поместить пластинку в пробирку с водой. Написать уравнения соответствующих реакций. Ускоряющее влияние на коррозию алюминия оказывает также возникающая гальванопара Al–Hg. Написать схему ее действия.

ОпытТ 5.

Термическое оксидирование стали

Нанесение оксидных пленок на металлы называется оксидированием, а в случае стали – воронением. Очистить наждаком две стальные пластинки. Провести термическое оксидирование одной из них, для чего нагреть пластинку в пламени горелки до появления цветов побежалости, т.е. до появления оксидных пленок, которые ввиду своей различной толщины вызывают интерференцию света и потому окрашиваются в разные цвета. Нанести по 1 капле раствора сульфата меди CuSO4 на оксидированный и неоксидированный образцы. По скорости появления темного пятна меди на образцах оценить защитные свойства образованной пленки.

Лабораторная работа №9.
Приготовление растворов различной концентрации

Растворимостью вещества называется его способность образовывать однородную систему с другим веществом, являющимся растворителем.

Растворимость жидкостей в жидкости бывает неограниченной и ограниченной. Для первого вида это система «спирт – вода», для второго – «эфир – вода». После встряхивания эфира с водой происходит расслоение, что можно наблюдать на опыте по образованию границы раздела между двумя растворами: водный раствор эфира (внизу) и эфирный раствор воды (вверху).

Растворимостью вещества можно также назвать его концентрацию в насыщенном растворе. *Концентрация раствора* – это количество растворенного вещества в системе в определенном объеме или массе раствора или растворителя. От концентрации зависят многие свойства растворов.

Применяются различные способы выражения концентрации растворов, используемые преимущественно в конкретных областях науки и техники. К ним относят следующие:

1) *массовая доля растворенного вещества*: отношение (процентное) массы растворенного вещества к массе раствора. Этот способ выражения концентрации часто используется в технике, химической технологии, строительной практике.

2) в химических исследованиях и лабораторной практике чаще применяют *молярность*, или *молярную концентрацию*. Молярностью раствора (М) называется количество молей вещества, содержащееся в 1 л раствора.

3) в аналитических измерениях и расчетах применяют *нормальную*, или *эквивалентную*, концентрацию. Нормальная концентрация раствора определяется количеством эквивалентов растворенного вещества в 1 л раствора.

Растворы равной молярности взаимодействуютдруг с другом в объемах, пропорциональных стехиометрическим коэффициентам в уравнениях реакций. Растворы одинаковой нормальности реагируют в одинаковых объемах (в соответствии с законом эквивалентов). Вообще же растворы реагируют в химических реакциях согласно правилу нормальностей

4) в химическом анализе (в том числе состава воды) используют *титр раствора* – Т, который показывает количество растворенного вещества, содержащегося в 1 мл раствора.

5) *моляльная концентрация*, или *моляльность* раствора, выражается числом молей растворенного вещества в 1 кг (1000 г) растворителя. Эта величина, в отличие от других способов выражения концентрации, не изменяется с температурой, так как для ее определения не используют объем. Масса вещества и растворителя, в отличие от объема, не зависят от температуры.

По массе растворенного вещества растворы подразделяют на *разбавленные* и *концентрированные* (условно). К разбавленным можно отнести растворы, содержащие один или менее моль растворенного вещества в 1 л раствора. При этом насыщенным называется раствор, концентрация которого при определенной температуре отвечает растворимости вещества. Если для растворения взято больше этого количества, то избыток будет находиться в осадке. Между осадком и раствором устанавливается подвижное равновесие. В ненасыщенном растворе концентрация растворенного вещества ниже его растворимости. В зависимости от растворимости содержание растворенных веществ может быть очень разным, например, в растворах Ag_2CrO_4 или $AgNO_3$.

Содержание вещества в насыщенном растворе при данной температуре является критерием его растворимости. Чаще всего эту величину выражают как массу в граммах безводного вещества, содержащегося в 100 г растворителя в насыщенном растворе. Ее называют *коэффициентом растворимости.*

В некоторых случаях возможно также образование *пересыщенных* растворов, которые содержат избыток растворенного вещества. Такие растворы образуются путем длительного охлаждения насыщенных растворов и представляют собой неустойчивые (лабильные) системы, при внесении в которые затравки в виде кристаллика соли или другого соединения, а также при встряхивании или сотрясении раствора происходит лавинная кристаллизация основной массы растворенного в избытке вещества.

По характеру взаимодействия растворенного вещества с растворителем различают *ионные* и *молекулярные* растворы. В первых растворяемое вещество представлено в виде молекул и продуктов их диссоциации на ионы. Во вторых – в виде молекул и их ассоциатов. Например, водные растворы соляной кислоты, сульфата кальция, гидроксида калия – ионные, растворы глюкозы, альбумина, кислорода в воде – молекулярные.

Ионные растворы, или растворы электролитов, относятся к проводникам электричества II рода, т. е. им присуща ионная проводимость. Это растворы солей, кислот, оснований, а также их расплавы и некоторые соединения в виде твердых тел.

«Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества в растворе»

Цель: научиться приготавливать растворы с заданной концентрацией.

а) Приготовление растворов из твердого вещества и воды

Приготовить 200 **г** 5%-ного раствора карбоната натрия из кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ и воды.

Вычислить, какая масса $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ требуется для приготовления 200 г 5%-ного раствора в расчете на безводную соль Na_2CO_3.

Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, которая указана в таблице, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и определить с помощью ареометра его плотность. Ареометр промыть водой, вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку.

По найденной плотности, пользуясь таблицей, определить ω (%) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ врастворе. Сравнить полученную величину с заданной.

Рассчитать молярную и нормальную концентрации приготовленного раствора.

б) Приготовление раствора из концентрированного раствора и воды

1. Приготовить 250 г 10%-иого раствора кислоты из имеющегося в лаборатории раствора.

Определить ареометром плотность раствора серной (или соляной) кислоты, имеющейся в лаборатории.

Найти в таблице ω (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления 250 г 10%-ного раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объем.

Рассчитать нужный объем воды, отмерить его мерным цилиндром и влить в стакан.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты, влить его в воду (в случае серной кислоты выливать тонкой струей при помешивании) и тщательно перемешать раствор.

Охладив его до температуры, указанной в таблице, перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.

Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку.

Пользуясь таблицей, определить ω (%) полученного раствора и проверить, таким образом, точность выполнения опыта.

Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

2. Приготовить 200 мл раствора гидроксида натрия (p=1,050 г/см^3) из концентрированного раствора и воды.

Определить ареометром плотность концентрированного раствора.

Найти ω (%) гидроксида натрия (таблица) в исходном и получаемом растворах.

Вычислить массу раствора. Рассчитать навеску, а затем объем концентрированного раствора и объем воды, необходимые для приготовления заданного раствора.

Отмерить мерным цилиндром вычисленные объемы концентрированного раствора и воды, слить их, тщательно перемешать жидкость, после охлаждения вылить в сухой высокий цилиндр и определить ареометром плотность полученного раствора, а затем вылить его в склянку.

Определить расхождение найденной плотности и заданной в процентах.

Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

Задачи по теме: «Растворы»

Раствор – это многокомпонентная гомогенная физико-химическая система, состоящая из равномерно распределенных частиц двух или нескольких веществ. Одно из этих веществ – растворитель, а другие - растворенные вещества. Граница между растворителем и растворенным веществом достаточно условна (особенно, если оба компонента жидкости). Но если в растворе протекает какая-либо химическая реакция, то растворителем считают компонент, не принимающий в ней участия.

Важнейшая характеристика раствора – его количественный состав. Относительное содержание растворенного вещества в растворе называют концентрацией. Способов выражения концентрации существует много, но чаще применяется процентная концентрация или массовая доля вещества в растворе.

Массовая доля вещества в растворе

Формулы для расчетов массовой доли вещества в растворе:

Нахождение массовой доли растворенного вещества:

$$\omega\% \text{ (в-ва)} = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\% \quad (1)$$

Нахождение массы растворенного вещества по известной массовой доле вещества:

$$\text{m (в-ва)} = \frac{\omega\%(\text{в-ва}) \cdot m(\text{р-ра})}{100\%} \quad (2)$$

Нахождение массы раствора:

$$\text{m (р-ра)} = \frac{m(\text{в-ва}) \cdot 100\%}{\omega\%(\text{в-ва})} \quad (3)$$

Нахождение массы растворителя:
m (р-ля) = m (р-ра) – m (в-ва)(4)
Нахождение массовой доли растворителя:

ω% (р-ля) = 100% - ω% (в-ва)(5)

Задачи первого типа – определение массовой доли вещества в растворе по известным массам растворителя и растворенного вещества

Задача 1.

Вычислите массовую долю (в %) хлорида натрия в растворе, полученном в результате растворения 44 г поваренной соли в двух литрах воды?

Решение:

1. Масса растворенного вещества известна из условия задачи: 44 г. Зная массу растворителя [$\rho(H_2O)$ = 1 кг/л]; m (H_2O) = $\rho \cdot V$; m (H_2O) = 1 · 2 = 2 (кг), и используя формулу (4), рассчитаем массу раствора:

m (р-ра) = 44 + 2000 г = 2044 (г).

2. Применяя формулу (1), найдем массовую долю хлорида натрия:

$$\omega\% \text{ (NaCl)} = \frac{44 \cdot 100}{2044} = 2{,}15(\%).$$

Ответ: ω% (NaCl) = 2,15%.

Задачи второго типа, в которых требуется вычислить массу растворенного вещества

Задача 2.

Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 300 г раствора с массовой долей соли 15%.

Решение:

1. Используем формулу (2) для решения этой задачи:

$$\text{m (соли)} = \frac{300 \cdot 15}{100} = 45 \text{ (г)}.$$

2. Массу воды (р-ля) вычислим по формуле (4):

m (H_2O) = 300 – 45 = 255 (г).

Ответ: масса соли 45 г; масса воды 255 г.

Задачи третьего типа, в которых требуется найти массу раствора по его параметрам

Задача 3.

Уместится ли в мерной колбе на 500 мл 20%-ный раствор соли, содержащий 120 г растворенного вещества? Плотность раствора равна 1,15 г/мл?

Решение:

1. Массу раствора с заданными параметрами можно рассчитать по формуле (3):

$$\text{m (р-ра)} = \frac{120 \cdot 100}{20} = 600 \text{ (г)}.$$

2. Найдем объем раствора:

$$\text{V (р-ра)} = \frac{600}{1{,}15} = 522 \text{ мл}.$$

Ответ: в колбе объемом 500 мл столько раствора не поместится.

Задачи по теме: «Растворимость»

Процесс растворения – сложный физико-химический процесс. Растворимость веществ различна и зависит от их физических и химических свойств. Следует помнить, что раствор, в котором достигнута максимально возможная при данных условиях массовая доля растворенного вещества или раствор, находящийся в равновесии с растворенным веществом, называют насыщенным.

Задача 1.

Растворимость дихромата калия в воде при 80 °С составляет 73 г в 100 г воды (коэффициент растворимости). Рассчитайте массовую долю насыщенного при данной температуре раствора дихромата калия.

Решение:

Находим массу раствора $K_2Cr_2O_7$:

$$m\ (р\text{-}ра) = m\ (в\text{-}ва) + m\ (р\text{-}ля);$$

m (р-ра) = 100 + 73 = 173 (г);

отсюда по формуле (1) рассчитываем массовую долю дихромата калия:

$$\omega\%\ (K_2Cr_2O_7) = \frac{73 \cdot 100}{173} = 42{,}2(\%).$$

Обратная задача.

Рассчитайте коэффициент растворимости нитрата калия при 20 °С, если массовая доля насыщенного при данной температуре раствора этой соли равна 24%.

Решение:

Способ 1.

Коэффициент растворимости показывает, сколько соли может раствориться при данных условиях в 100 г воды, поэтому масса растворителя равна 100 г.

Обозначим массу растворенного вещества *x* (г). Тогда масса раствора составит (100 + *x*) г. Учитывая, что массовая доля нитрата калия известна, с помощью формулы (1) можно записать уравнение:

$$\omega\%\ (KNO_3) = \frac{m(KNO_3) \cdot 100\%}{m(р\text{-}ра)}$$

$$24\% = \frac{x \cdot 100\%}{(100+x)}$$

$x = 31{,}6$ г.

Способ 2.

В 100 г раствора содержится 24 г нитрата калия, значит в 76 г воды (100 г – 24 г) растворяется 24 г нитрата калия.

Рассуждаем так:

в 76 г воды растворяется 24 г KNO_3

в 100 г воды растворяется x *г* KNO_3

составив пропорцию, находим, что $x = 31{,}6$ г.

Кристаллогидраты

Раствор – это физико-химическая система. В результате взаимодействия молекул растворителя и растворенного вещества возникают соединения, называемые сольватами (в водных растворах – гидратами). Иногда такие соединения оказываются настолько устойчивыми, что могут быть выделены из раствора при осторожном выпаривании. Содержащаяся в них вода называется кристаллизационной, а сами образующиеся соединения – кристаллогидратами. По своему строению кристаллогидраты различны: одни содержат воду непосредственно в кристаллической решетке и тем самым полностью соответствуют своему названию (мирабилит $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$), другие представляют собой координационные соединения (например, формулу медного купороса правильнее записывать в виде $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$). Вне зависимости от строения, кристаллогидраты – соединения, легко обезвоживающиеся при нагревании.

Задачи на определение формулы кристаллогидрата

Задача 1.

При полном обезвоживании 48,3 г кристаллогидрата получено 21,3 г сульфата натрия. Определите формулу кристаллогидрата.

Решение:

1. Из условия задачи следует, что формула кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot xH_2O$.

Находим молярные массы сульфата натрия и воды:

M (Na_2SO_4) = 142 г/моль;M (H_2O) = 18 г/моль.

В 48,3 г кристаллогидрата содержится 21,3 г сульфата натрия, остальное (27 г) – вода.

2. Найдем, сколько воды приходится на 1 моль сульфата натрия: на 21,3 г сульфата натрия приходится 27 г воды

на 142 г сульфата натрия – у г воды;

у = 180 г

Вычисляем, сколько молей содержится в 180 г воды

$$n = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)},$$

$$n = \frac{180}{18} = 10(\text{моль}),$$

т.е. на 1 моль сульфата натрия приходится 10 моль воды.

Ответ: формула кристаллогидрата $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

Задачи на приготовление растворов кристаллогидратов

При растворении кристаллогидратов кристаллизационная вода переходит в раствор и тем самым увеличивает массу растворителя.

Задача 2.

Сколько воды и английской соли $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ необходимо взять для приготовления 440 г раствора сульфата магния с массовой долей равной 8%.

Решение:

1. Начнем решать задачу с конца.

По формуле (2) в растворе должно содержаться:

$m(MgSO_4) = \frac{m(\text{р-ра}) \cdot \omega\%}{100\%}; \frac{440 \cdot 8}{100} = 35{,}2$ (г).

2. Вычислим молярные массы: М ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) = 246 г/моль; М ($MgSO_4$) = 120 г/моль.

3. Найдем массу английской соли, требуемой для приготовления раствора. Рассуждаем следующим образом:

в 246 г английской соли содержится 120 г $MgSO_4$

в х г английской соли – 35,2 г $MgSO_4$

составляем пропорцию и находим х:

$x = \frac{35{,}2 \cdot 246}{120} = 72{,}2$(г).

Найдем массу воды для приготовления раствора:

m (H_2O) = m (р-ра) – m ($MgSO_4$);

m (H_2O) = 440 – 72,2 = 367,8 (г).

Ответ: масса английской соли – 72,2 г;масса воды – 367,8 г.

Действия с растворами

Очень часто в повседневной жизни приходится проводить различные действия с растворами, не сопровождающиеся протеканием химических реакций: разбавление, упаривание и т.д. При этом нужно уметь производить вычисления массовой доли вещества в растворе.

Разбавление

Задача 3.

К 120 г 15%-ного раствора соли добавили 80 г воды. Вычислите массовую долю соли во вновь полученном растворе.

Решение:

1. Выведем формулу для расчета массовой доли вещества в разбавленном растворе. Обозначим ее $\omega(\text{в-ва})_1$, массу раствора – m $(\text{р-ра})_1$, а массу растворенного вещества - m $(\text{в-ва})_1$. В результате разбавления получим новый раствор с параметрами ω $(\text{в-ва})_2$;m $(\text{р-ра})_2$; m $(\text{в-ва})_2$.

Тогда:

$$\omega\%(\text{в} - \text{ва})_2 = \frac{m(\text{в} - \text{ва}) \cdot 100\%}{m(\text{р} - \text{ра})_2}$$

$$m(\text{в} - \text{ва})_1 = \frac{m(\text{р-ра})_1 \cdot \omega\%(\text{в-ва})_1}{100\%}.$$

При добавлении воды масса растворенного вещества не изменится, следовательно, m (в-ва)$_1$ = m (в-ва)$_2$, а масса вновь полученного раствора будет равна сумме масс исходного раствора и прилитой воды. Воспользовавшись формулой для определения массовой доли, после сокращения получим:

$$\boldsymbol{\omega}(\text{в}-\text{ва})_{\mathbf{2}} = \frac{\mathbf{m}(\text{р}-\text{ра})_{\mathbf{1}} \cdot \boldsymbol{\omega}(\text{в}-\text{ва})_{\mathbf{1}}}{\mathbf{m}(\text{р}-\text{ра})_{\mathbf{1}} + \mathbf{m}(\mathbf{H_2O})}$$

2. Подставим в эту формулу данные из условия задачи:

$$\boldsymbol{\omega}\%(\text{в}-\text{ва})_{\mathbf{2}} = \frac{\mathbf{120 \cdot 15}}{(\mathbf{120+80})} = \mathbf{9}(\%)$$

Ответ: ω% (соли) в новом растворе равна 9%.

Упаривание

Задача 4.

Из 400 г 20%-ного раствора соли упариванием удалили 100 г воды. Чему сталаравна массовая доля соли в полученном растворе?

Решение:

1. Возьмем все условные обозначения из предыдущей задачи, m (H_2O) - это масса выпаренной воды. В этой задаче, как и в рассмотренной ранее, масса растворенного вещества неизменна, следовательно:

$$m(\text{в}-\text{ва})_1 = m(\text{в}-\text{ва})_2 = \frac{m(\text{р}-\text{ра})_1 \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})_1}{100\%}$$

А так как m (р-ра)$_2$ = m (р-ра)$_1$- m (H_2O), то получим:

$$\omega\%(\text{в}-\text{ва})_2 = \frac{m(\text{в}-\text{ва})_2 \cdot 100\%}{m(\text{р}-\text{ра})_2} = \frac{m(\text{в}-\text{ва})_1 \cdot 100\%}{m(\text{р}-\text{ра})_1 - m(H_2O)}$$

После сокращений можем записать:

$$\omega(\text{в}-\text{ва})_2 \frac{m(\text{р}-\text{ра})_1 \cdot \omega(\text{в}-\text{ва})_1}{m(\text{р}-\text{ра})_1 - m(H_2O)}$$

2. Подставим в полученное выражение числовые значения величин: $\omega\%(\text{в}-\text{ва})_2 = \frac{400 \cdot 20}{400-100} = 27{,}6(\%)$.

Ответ: массовая доля вещества в растворе равна 27,6%.

Концентрирование

Задача 5.

К 200 г 4%-ного раствора гидрокарбоната натрия добавили 5 г гидрокарбоната натрия. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.

Решение:

1. Введем обозначение: m_c – масса добавленной соли. Масса растворителя в данном случае не меняется, значит:

m (р-ра)$_2$ = m (р-ра)$_1$+ m_c;

m (в-ва)$_2$ = m (в-ва)$_1$ + m_c, а так как

$$m(\text{в}-\text{ва})_1 = \frac{m(\text{р}-\text{ра})_1 \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})_1}{100\%}$$

$$\omega\%(\text{в}-\text{ва})_2 = \frac{m(\text{в}-\text{ва})_2 \cdot 100\%}{m(\text{р}-\text{ра})_2} = \frac{m(\text{в}-\text{ва})_1 + m_c}{m(\text{р}-\text{ра})_1 + m_c \cdot 100\%} =$$

$$\frac{m(\text{р}-\text{ра})_1 \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})_1}{100\%} + \frac{m_c}{m(\text{р}-\text{ра})_1 + m_c \cdot 100\%}$$

2. Подставим в полученное выражение числовые значения:

$$\omega\%(\text{в}-\text{ва})_2 = \frac{200 \cdot 4}{100} + \frac{5}{200+5 \cdot 100} = 6{,}3(\%).$$

Ответ: массовая доля гидрокарбоната натрия в полученном растворе равна 6,3%.

Сливание двух растворов

Задача 6.

К 120 г 20%-ного раствора серной кислоты добавили 40 г 50%-ного раствора серной кислоты. Какова массовая доля вещества во вновь получившемся растворе?

Решение:

1. В данном случае изменяется все: масса растворенного вещества, масса растворителя и масса раствора:

$$m\ (\text{в-ва})_3 = m\ (\text{в-ва})_1 + m\ (\text{в-ва})_2;$$

$$m\ (\text{р-ра})_3 = m\ (\text{р-ра})_1 + m\ (\text{р-ра})_2.$$

Тогда массовая доля вещества в образовавшемся растворе равна: $\omega\%(\text{в}-\text{ва})_3 = \frac{m(\text{в}-\text{ва})_3 \cdot 100\%}{m(\text{р}-\text{ра})_3}$

Сделаем соответствующую подстановку:

$$\omega\%(\text{в}-\text{ва})_3 = \frac{m(\text{р}-\text{ра})_1 \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})_1}{100\%} : m(\text{р}-\text{ра})_1 + \\ + \frac{m(\text{р}-\text{ра})_2 \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})_2}{100\%} : m(\text{р}-\text{ра})_2 \cdot 100\%$$

2. Подставим в полученное выражение значения величин:

$$\omega(\text{в}-\text{ва})_3 = \frac{120 \cdot 20}{100} + \frac{40 \cdot 50}{100} : 120 + 40 \cdot 100 = 27{,}5(\%).$$

Ответ: ω (в-ва) в новом растворе равна 27,5%.

Другие способы выражения концентрации

Иногда в задачах содержание растворенного вещества выражают в других единицах измерения. В первую очередь это молярная концентрация ($C_м$), которая равна отношению количества растворенного вещества (в молях) к объему раствора, равному 1л:

$$C_м = \frac{n}{V}$$

Задача 7.

Вычислите молярную концентрацию 20%-ного раствора хлорида калия (ρ= 1,13г/мл).

Решение:

1. Найдем массу одного литра раствора хлорида калия:

m (р-ра)= 1000 · 1,13 = 1130 (г).

2. Найдем массу вещества – хлорида калия:

$$m(\text{в}-\text{ва}) = \frac{m(\text{р}-\text{ра}) \cdot \omega\%(\text{в}-\text{ва})}{100\%}$$

$$m(\text{в}-\text{ва}) = \frac{1130 \cdot 20}{100} = 226\ (\text{г}).$$

3. Найдем количество вещества хлорида калия:

M (KCl) = 39 + 35,5 = 74,5(г/моль);

$n = \frac{m}{M}$;n (KCl) $= \frac{226}{74{,}5} = 3(\text{моль})$

Ответ: концентрация KCl в растворе составляет 3 М, или $C_м$ (KCl) = 3 моль/л.

Лабораторная работа №10.

Комплексные соединения. Получение и устойчивость

Цель: Получить комплексные соединения и изучить их устойчивость.

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные палочки, пипетки.

Реактивы: бензол, гексацианоферрат(III) калия кристалический, роданид аммония кристаллический, растворы: нитрат висмута 0,5 н, иодид калия 0,5 н и 0,1 н, нитрат ртути(II) 0,5 н, гидроксид натрия 2 н, сульфат (или хлорид) никеля(II) 0,5 н, 25% раствор аммиака, гекса-цианоферрат(II) калия 0,5 н. сульфат меди 0,5 н, соляная кислота 2 н, перманганат калия 0,5 н, хлорид (сульфат) кобальта(II) 0,5 н.

Ход работы:

Опыт 1. Получение соединений с комплексным анионом.

а)Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5 н. раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5 н. раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска обусловливаться присутствием ионов K^+, I^-, $B1^{3+}$? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б)Получение тетраиодомеркурата(III) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н. раствора нитрата ртути(II). Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5 н. раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов Hg^{2+}, добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона Hg^{2+} равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли - тетраиодрмеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

Опыт 2: Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля.

Получите осадок гидроксида никеля(II), внеся в пробирку 1-2 мл 0,5 н. раствора сульфата никеля и такой же объем 2 н. раствора гидроксида натрия. К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов Ni^{2+} в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов обусловливает окраску раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций образования комплексного соединения никеля.

Опыт 3. Получение координационного соединения с комплексными анионом и катионом.

В пробирку внесите 1 мл 0,5 н. раствора гексацианоферрата(II) калия, $K_4[Fe(CN)_6]$, и двойное количество 0,5 н. раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку прилейте раствор аммиака (25 %) до полного растворения осадка. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой.

Наблюдайте постепенное образование мелких бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[Ni(NH_3)_6]_2[Fe(CN)_6]$. Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.

Получение и разрушение комплексных соединений

Образование и разрушение комплекса объясняется смещением равновесия его диссоциации и объясняется принципом Ле Шателье. Равновесие диссоциации иона $[Ag(NH_3)_2]^+ = Ag^+ + 2NH_3$ смещается в сторону образования комплекса (влево) при увеличении концентрации ионов Ag^+ и NH_3.При этом образуются соединения, в которых центральный атом или лиганд связаны более прочно, чем в исходном комплексе. Многие комплексные соединения хорошо растворимы в воде, поэтому комплексообразование используется для перевода в раствор труднорастворимых соединений.

Хлорид серебра растворяется в избытке цианида калия:

$AgCl + 2KCN = K[Ag(CN)_2] + KCl$

$AgC1 + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^- + CГ$
Это связано с тем, что ион серебра в ионе $[Ag(CN)_2]^-$ связан более прочно, чем в$AgCl = Cl^- + Ag^+ + 2CN^- = [Ag(CN)_2]^-$
$ПР(AgCl) = 5\cdot10^{-8}K_н[Ag(CN)_2]- = 1\cdot10^{-21}$
При добавлении азотной кислоты к $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$ происходит разрушение комплекса, о чем свидетельствует изменения окраски раствора. Это связано с образованием катиона аммония, в котором аммиак связан с катионом водорода более прочно, чем с катионом никеля.
$[Ni(NH_3)_6]^{2+} = Ni^{2+} + 6NH_3 + 6H^+ = 6NH_4^+ + Ni^{2+}$
$K_H[Ni(NH_3)_6]^{2+}= 1\cdot10^{-8}K_H[NH_4]^+ = 6\cdot10^{-10}$
При избытке Н+ комплексные соединения могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях. При этом изменяется степень окисления центрального атома.
Возможны реакции двух типов:
а) Изменение степени окисления без разрушения комплекса
$2K_3[Fe^{3+}(CN)_6] + 2KI = 2K_3[Fe^{3+}(CN)_6] + I_2$
б)Измененииестепениокислениясразрушениемкомплексав результате восстановления центрального иона до металла
$Zn + 2K_3[Au(CN)_2] = 2Au° + K_2[Zn(CN)_4]$
Порядок выполнения работы
Опыт 4. Различие между двойной и комплексной солью.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора $FeCl_3$ и добавьте по каплям раствор роданида калия KCNS. Наблюдайте появление кроваво-красного окрашивания вследствие образования роданида железа $Fe(CNS)_3$. Данная реакция позволяет обнаружить в растворе ионы железа Fe^{3+}.
В одну пробирку налейте 10-12 капель калия гексацианоферрата (III) $K_3[Fe(CN)_6]$, а в другую - 10-12 капель раствора железо-аммонийных квасцов $(NH_4)_2SO_4\cdot Fe_2(SO_4)_3$. В обе пробирки по каплям добавьте раствор KCNS. Наблюдайте цвет растворов в пробирках. На основании этого сделать заключение, какая из взятых солей является двойной, а какая - комплексной.
Опыт 5. Образование и разрушение комплексных ионов.
Получение аммиачного комплекса меди.
а)Налейте в пробирку 10-12 капель раствора сульфата меди(II) и добавьте по каплям 25%-й раствор аммиака. Наблюдайте первоначальное образование осадка гидроксосульфата меди и последующее его растворение в избытке аммиака с образованием окрашенного раствора комплексной соли.
б) К полученному раствору добавьте небольшое количество раствора соляной кислоты. Наблюдайте изменение окраски раствора.
(Координационное число Cu^{2+}равно 4.)
Получение аммиачного комплекса серебра.
а) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора нитрата серебра и столько же раствора хлорида натрия. Полученный осадок растворите, получив раствор комплексной соли серебра.Дляэтогодобавьтенесколькокапельконцентрированногораствора аммиака.
б) Полученный раствор комплексной соли серебра разлейте в две пробирки. В одну пробирку добавьте раствор хлорида натрия, в другую - раствор йодида калия. Наблюдайте отсутствие осадка в первой пробирке и его наличие во второй.
(Координационное число Ag^+ равно 2, $ПР(AgCl) = 1\cdot10^{-10}$, $ПР(AgI) = 1\cdot10^{-16}$,
Получение гидроксокомплекса цинка.
а) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора сульфата цинка и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до появления осадка. К раствору с осадком добавьте избыток щелочи до полного растворения осадка в результате образования раствора комплексной соли.

б)К полученному раствору добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты. Наблюдайте появление осадка в виде помутнения раствора.
(Координационное число Zn^{2+} равно 4.)
Получение роданидного комплекса железа.
В первую пробирку налейте 2-3 мл раствора хлорида железа (III), а во вторую -столько же раствора калия гексацианоферрита (3+). В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора роданида калия. Наблюдайте изменение цвета раствора только в первой пробирке. На основании опыта сделайте вывод о том, какой из двух комплексов железа (3+) более устойчив - цианидный или роданидный?
Получение аммиачного комплекса никеля.
Налейте в пробирку 1 мл раствора сульфата никеля и добавьте по каплям концентрированный раствор аммиака. Наблюдайте осадок сульфата никеля и последующее его растворение вследствие образования раствора комплексной соли.
К полученному раствору добавьте равный объем насыщенного раствора бромида калия и наблюдайте образование осадка гексааминникеля (2+) бромида. Затем к осадку добавьте раствор соляной кислоты. Отметьте растворение осадка и изменение цвета раствора. На основании результатов опыта сделайте вывод о том, какое соединение аммиака $[NH_4]^+$ или $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ более устойчиво в данных условиях.
Опыт 6. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений.
а)Налейте в пробирку 1 мл раствора перманганата калия, добавьте равный объем раствора серной кислоты, а затем по каплям раствор калия гексацианоферрата (2+). Наблюдайте изменение окраски раствора.
б)Получите диаминаргенто(1+) хлорид (Опыт 3.2.2а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается?
в)Получите тетрааминмеди (2+) сульфат (Опыт 3.2.1.а). В раствор опустите кусочек металлического цинка. Что наблюдается на поверхности цинка?
г) Налейте в пробирку 1 мл раствора хлорида кобальта и 2 мл раствора аммиака. Отметьте цвет образовавшегося аммиачного комплекса кобальта(2+).К полученному раствору добавьте 1 мл раствора хлорида аммония и 2 мл раствора пероксида водорода. Содержимое пробирки нагрейте. Как изменяется цвет раствора вследствие окисления Co^{2+}до Co^{3+} ?(Координационное число Сои Соравно 6.)
Опыт 7. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.
Налейтевпробирку10-12капельраствора$CoCl_2$,добавьтепокаплямнасыщенный раствор KCNS. Наблюдайте изменение цвета раствора.
К полученному раствору по каплям добавляйте дистиллированную воду и наблюдайте за изменением цвета.(Координационное число Co^{2+} равно 4.)

Лабораторная работа №11.

Комплексные соединения. Химические свойства

Цель работы: получить комплексы различного типа и ознакомиться со свойствами комплексных соединений и двойных солей.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Хлорид хрома(III). Тиоцианат аммония. Растворы: хлорида аммония (насыщ.), тиоцианата аммония (0,1 М), хлорида натрия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), тиоцианата калия (0,1 М), тиосульфата натрия (0,1 М), сульфита натрия (0,1 М), иодида кадия. (0,1 М), сульфата меди (0,1 М), нитрата серебра (ОД М), сульфата цинка (0,1 М), сульфата кадмия (0,1 М), нитрата ртути(П) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М), сульфата алюминия (0,1 М), хлорида олова(II) (0,1 М), нитрата свинца (0,1 М), сульфата хрома (0,1 М), соли Мора (0,1 М), хлорида железа(Ш) (0,1 М), сульфата кобальта (0,1 М), хлорида кобальта (насыщ.), сульфата никеля (ОД М), соляной кислоты (конц.), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(III) калия, гексациа-ноферрата(III) калия, аммониево-железных квасцов. Сероводородная вода.

Опыт 1. Свойства двойных и комплексных солей

В три пробирки поместить по 3 капли раствора аммониево-железных квасцов $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. В четвертую пробирку поместить 3 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. В первую пробирку прибавить 2 капли раствора тиоцианата аммония NH_4SCN, во вторую - 2 капли раствора хлорида бария $BaCl_2$, в третью - 3 капли раствора гидроксида натрия (содержимое этой пробирки нагреть до появления запаха аммиака), в четвертую - 2 капли тиоцианата аммония.

Во всех ли пробирках происходит реакция? Написать уравнения диссоциации двойной и комплексной солей, молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых обнаруживались ионы солей в растворе. Написать выражение константы нестойкости комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{3-}$, найти в таблице ее числовое значение и сделать вывод об устойчивости этого иона в растворе.

Опыт 2. Свойства аквакомплексов

А. Поместить в небольшой тигель 1 микрошпатель медного купороса. Слабо прокалить содержимое тигля. Обратить внимание на изменение цвета кристаллов. После того как тигель остынет, добавить 1-2 капли воды, отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций.

Б. В пробирку поместить 1 микрошпатель кристаллогидрата хлорида кобальта(II) $CoCl_2 \times 6H_20$, осторожно нагреть. Наблюдать изменение цвета, соответствующее реакции отщепления воды.

$2[Co(H_2O)_6]Cl_2 \rightarrow Co[CoCl_4] + 12H_2O$

Охладить пробирку и прибавить несколько капель раствора NaOH. Записать наблюдения.

Опыт 3. Получение и свойства некоторых аммиакатов

А. Поместить в пробирку 3 капли сульфата меди(II) $CuSO_4$, затем прибавить 2 капли гидроксида аммония NH_4OH.

Наблюдать выпадение осадка гидроксида меди $Cu(OH)_2$. Отметить цвет осадка и записать уравнение реакции.

К полученному осадку прибавить избыток концентрированного раствора NH_4OH. Что наблюдается? Записать уравнение реакции получения сульфата тетрамминомеди(II) $[Cu(NH_3)_4]SO_4$.

Прибавить к полученному раствору 3-5 капель сероводородной кислоты H_2S. Написать уравнение реакции и объяснить выпадение черного осадка, учитывая, что

Б. К 1 капле раствора нитрата серебра $AgNO_3$ прибавить 2 капли раствора хлорида калия KCl или натрия NaCl. К полученному осадку прибавить раствор гидроксида аммония NH_4OH до полного растворения осадка хлорида серебра AgCl. Написать уравнения реакций.

В пробирку с полученным раствором хлорида диамминосеребра $[Ag(NH_3)_2]C1$ прибавлять по каплям разбавленной азотной кислоты (3-5 капель). Написать уравнение реакции и объяснить образование осадка при прибавлении HNO_3.

В. К 3 каплям раствора соли никеля(II) добавлять по каплям водный раствор аммиака NH_4OH до растворения выпадающей в осадок основной соли. Отметить цвет получившегося раствора. Записать уравнения реакций (координационное число M^{2+} равно 6).

Опыт 4. Получение и свойства ацидокомплексов

А. В пробирку внести 2-3 капли раствора нитрата ртути(II) $Hg(NO_3)_2$ и добавлять по каплям раствор иодида калия К1, до образования осадка иодида ртути $Hg1_2$. Отметить цвет осадка. К осадку добавить избыток раствора К1 до растворения осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия $Hg1_2$ с избытком иодида калия (координационное число Hg^{2+} равно 4). Написать уравнение диссоциации полученного комплексного иона.

Полученный раствор тетраиодогидраргирата(II) калия $K_2[Hg1_4]$ разделить на две части. К одной части добавить несколько капель раствора щелочи, а к другой - сероводородной воды H_2S. Отметить наблюдения и объяснить полученные результаты.
Б. Получить осадок AgC1. Затем по каплям прибавлять раствор тиосульфата натрия до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции получения дитиосульфатоаргентата натрия. (Координационное число иона Ag^+ равно 2.)
В. К 1 - 2 каплям раствора сульфата меди $CuSO_4$ добавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметить цвет образовавшегося осадка и написать уравнения реакций.
Г. К 1 - 2 каплям раствора хлорида железа(III) $FeC1_3$ прибавить столько же раствора гексацианоферрата(II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$
К 1 - 2 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа(II) $FeSO_4$ прибавить 1-2 капли гексацианоферрата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметить наблюдения и написать для обоих опытов уравнения реакций, учитывая, что в первом опыте получится гексацианоферрат(II) железа(III) калия $KFe[Fe(CN)_6]$ («берлинская лазурь»), а во втором — гексацианоферрат(Ш) железа(П) калия («турнбуллева синь»), имеющего такую же формулу.

Опыт 5. Образование гидроксокомплексов

В три пробирки поместить раздельно растворы солей цинка, хрома(Ш) и алюминия. В каждую из них добавлять по каплям раствор щелочи. Наблюдать вначале выпадение осадков, а затем их растворение в избытке щелочи. Написать уравнение реакции образования растворимых гидроксокомплексов, содержащих ионы $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$ $[A1(OH)_6]^{3-}$.

Опыт 6. Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II).

В пробирку внесите 1-1,5 мл 0,5 н. раствора сульфата меди и добавьте такой же объем 0,5 н. раствора комплексной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. Отметьте цвет образовавшегося осадка гесацианоферрата(II) меди. Напишите молекулярное и ионное уравнение реакции.

Опыт 7. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) Восстановление гексацианоферрата(III) калия.

В пробирку внесите 1,5-2 мл 0,1 н. раствора иодида калия, 0,5-1 мл 2 н. соляной кислоты и 0,5 мл бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли железа(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного иода.

Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что $K_3[Fe(CN)_6]$ переходит при этом в $K_4[Fe(CN)_6]$. Указать окислитель и восстановитель.

Какие ионы в комплексном соединении изменили степень окисления?

б) Окисление гексацианоферрата(III) калия

Поместите в пробирку 0,5-1 мл 0,5 н. раствора перманганата калия, добавьте несколько капель 2 н. раствора серной кислоты и добавить по каплям 0,5 н. раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора.

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления перманганата калия до сульфата марганца(II). При этом комплексное соединение $K_4[Fe(CN)_6]$ окисляется до $K_3[Fe(CN)_6]$.

Напишите уравнение реакции окисления. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 8. Устойчивость комплексного иона. Реакции обмена лигандами. Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(П) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония NH_4CNS. Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:

$[Co(H_2O)_4]Cl_2 + 4NH_4CNS = (NH_4)_2[Co(CNS)_4] + 2NH_4Cl + 4H_2O$.

Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

Комплексные соединения d-металлов

Опыт 9. Влияние электронной конфигурации комплексообразователя на окраску комплексов

В сильно подкисленные растворы соединения титана(IV), молибдата (полимолибдата) аммония и вольфрамата аммония внесите по одной грануле цинка. При необходимости растворы кратковременно нагрейте до кипения. Объясните изменение окраски растворов, имея в виду восстановление Ti^{4+} до Ti^{3+}, MoO_4^{2-} до MoO_3^- и WO^{4+}до WO^{3+},

Опыт 2. а) Влияние природы лигандов на окраску комплексов

Безводный сульфат меди(П) растворите в воде. Затем к полученному раствору прилейте раствор аммиака. Объясните окраску полученных растворов. Напишите реакции образования соответствующих комплексных катионов.

б) Сравнение окраски кристаллогидратов и безводных солей. В фарфоровых тиглях (лодочках) нагревайте кристаллогидраты состава $CoCl_2 \cdot 6H_2O$, $CoSO_4 \cdot 7H_2O$, $CrCl_3 \cdot 6H_2O$, $NiSO_4 \cdot 7H_2O$ до образования безводных солей. Отметьте различие в окраске исходных кристаллогидратов и образовавшихся безводных солей. После охлаждения смочите безводные соли водой. Объясните наблюдаемые изменения окраски.

Опыт 10. Растворение осадков малорастворимых соединении за счет компдексообразования

а) Осадок AgBr, полученный по обменной реакции, разделите пополам и поместите в две пробирки. На одну часть подействуйте раствором аммиака на вторую - раствором тиосульфата натрия. Объясните происходящее и напишите реакции.

б)Объясните, почему из раствора, содержащего комплексные ионы состава $[Ag(CN)_2]^-$, серебро(I) в форме AgCl не осаждается, тогда как взаимодействие с сульфид-ионами приводит к образованию осадка Ag_2S.

Опыт 11. Сравнительная устойчивость комплексов. В трех пробирках получите аммиачный, тиосульфатный и нитритный комплексы серебра(I). К растворам полученных комплексных соединений прилейте по каплям раствор хлорида натрия. В две пробирки, в которых не выпал осадок, добавьте раствор бромида калия. В последнюю пробирку без осадка прилейте раствор иодида калия. Объясните наблюдаемое с учетом различий в значениях общих констант устойчивости комплексов и произведений растворимости галогенидов серебра(I). Опыт 5. Окислительные свойства перманганат-иона.

а)В три пробирка поместите равные объемы разбавленного раствора $KMnO_4$. Затем в одну из них прилейте разбавленную серную (или соляную) кислоту, во вторую - воду и в третью - концентрированный раствор щелочи. Затем в каждую из пробирок прилейте раствор Na_2SO_3. (В пробирку со щелочным раствором следует добавить большой избыток Na_2SO_3). Объясните различное поведение раствора $KMnO_4$ в зависимости от pH среды и напишите соответствующие реакции.

б) Окисление производных Mn перманганат-ионами. К разбавленному раствору $KMnO_4$ прилейте раствор $MnSO_4$. Объясните происходящее, напишите и уравняйте соответствующую реакцию.

Опыт 12. Свойства соединений железа(II) и железа(III)

а)Восстановительные свойства соединений железа(II). К растворам соли железа(II) подкисленным разбавленной серной кислотой, в отдельных пробирках прилейте раствор $KMnO_4$ и $K_2Cr_2O_7$. Опишите наблюдаемые изменения и запишите соответствующие реакции.

б)Сравнительная устойчивость роданидного, фторидного и цианидного комплексов железа(III). К раствору соли железа(III) прилейте несколько капель раствора роданида

калия или аммония. К полученному раствору добавьте фторид натрия. Объясните наблюдаемые изменения и запишите реакции.
в)К раствору гексацианоферрата(III) калия добавьте раствор роданида калия или аммония. Объясните неизменность окраски раствора.
г)Качественные аналитические реакции на железо(II) и железо(III)
К свежеполученному растворе $FeSO_4$ прилейте в отдельных пробирках растворь $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль) и $K_3[Fe(CN)_6]$ (красная кровяная соль). В каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию.
Те же самые опыты проведите в отношении раствора соли железа(III). Отметьте, в каком случае наблюдаются изменения и в чем их причина. Приведите соответствующую химическую реакцию. Укажите, какая из комплесных солей является селективным качественным реагентом на железо (II) и железо (III). Приведите названия образующихся осадков характерного цвета.

6 ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ КОНТРОЛЯ(САМКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА

6.1 Оценочные средства, показатели и критерии оценивания компетенций

Индекс компетенции	Оценочное средство	Показатели оценивания	Критерии оценивания сформированности компетенций
УК-1, ОПК-1, ОПК-2, ПК-1	Отчет по лабораторной работе	Низкий – неудовлетворительно	ставится, если допущены существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые не исправляются даже по указанию преподавателя.
		Пороговый – удовлетворительно	ставится, если допущены одна-две существенные ошибки (в ходе эксперимента, в объяснении, в оформлении работы, по технике безопасности, в работе с веществами и приборами), которые исправляются с помощью преподавателя.
		Базовый – хорошо	а) работа выполнена правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) допустимы: неполнота проведения или оформления эксперимента, одна-две несущественные ошибки в проведении или оформлении эксперимента, в правилах работы с веществами и приборами
		Высокий – отлично	а) работа выполнена полно, правильно, без существенных ошибок, сделаны выводы; б) эксперимент осуществлен по плану с учетом техники безопасности и правил работы с веществами и приборами; в) имеются организационные навыки (поддерживается чистота рабочего места

			и порядок на столе, экономно используются реактивы).
	Тест	Низкий – до 60 баллов (неудовлетворительно)	за верно выполненное задание тестируемый получает максимальное количество баллов, предусмотренное для этого задания, за неверно выполненное – ноль баллов. После прохождения теста суммируются результаты выполнения всех заданий. Подсчитывается процент правильно выполненных заданий теста, после чего этот процент переводится в оценку, руководствуясь указанными критериями оценивания.
		Пороговый – 61-75 баллов (удовлетворительно)	
		Базовый – 76-84 баллов (хорошо)	
		Высокий – 85-100 баллов (отлично)	
	Контрольная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Собеседование	Низкий – неудовлетворительно	- незнание программного материала; - при ответе возникают ошибки; - затруднения при выполнении практических работ.
		Пороговый – удовлетворительно	- усвоение основного материала; - при ответе допускаются неточности; - при ответе недостаточно правильные формулировки; - нарушение последовательности в изложении программного материала; - затруднения в выполнении практических заданий.
		Базовый – хорошо	- знание программного материала; - грамотное изложение, без

			существенных неточностей в ответе на вопрос; - правильное применение теоретических знаний; - владение необходимыми навыками при выполнении и практических задач.
		Высокий – отлично	- глубокое и прочное усвоение программного материала; - полные, последовательные , грамотные и логически излагаемые ответы при видоизменении задания; - свободно справляющиеся с поставленными задачами, знания материала; - правильно обоснованные принятые решения; - владение разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.
	Расчетные задачи	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Реферат	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата или при ответе на дополнительные вопросы; во время защиты отсутствует вывод.
		Базовый – хорошо	основные требования к реферату и его защите выполнены, но при этом

			допущены недочеты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объем реферата; имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата: обозначена проблема и обоснована ее актуальность, сделан краткий анализ различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция, сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объем, соблюдены требования к внешнему оформлению, даны правильные ответы на дополнительные вопросы.
	Самостоятельная работа	Низкий – неудовлетворительно	допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3»
		Пороговый – удовлетворительно	если студент правильно выполнил не менее половины работы или допустил: не более двух грубых ошибок; или не более одной грубой и одной негрубой ошибки и одного недочета; или не более двух-трех негрубых ошибок; или одной негрубой ошибки и трех недочетов; или при отсутствии ошибок, но при наличии четырех-пяти недочетов.
		Базовый – хорошо	студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочета или не более двух недочетов
		Высокий – отлично	работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты

6.2 Промежуточная аттестация студентов по дисциплине

Промежуточная аттестация является проверкой всех знаний, навыков и умений студентов, приобретённых в процессе изучения дисциплины. Формой промежуточной аттестации по дисциплине является экзамен.

Для оценивания результатов освоения дисциплины применяется следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

Оценка «5» (отлично) ставится, если студент:

1. полно раскрыто содержание материала билета;

2. материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология;
3. показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации;
4. продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков;
5. ответ прозвучал самостоятельно, без наводящих вопросов;
6. допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов, которые исправляются по замечанию.
7. правильно решена расчетная задача.

Оценка «4» (хорошо) ставится, если:
ответ студента удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков:
1. в изложении допущены небольшие пробелы, не исказившие содержание ответа;
2. допущены один – два недочета при освещении основного содержания ответа, исправленные по замечанию экзаменатора;
3. допущены ошибка или более двух недочетов при освещении второстепенных вопросов, которые легко исправляются по замечанию экзаменатора.
4. в расчетной задаче допущена ошибка.

Оценка «3» (удовлетворительно) ставится, если:
1. неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала;
2. имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов;
3. при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.
4. решение расчетной задачи вызывает затруднения.

Оценка «2» (неудовлетворительно) ставится, если:
1. не раскрыто основное содержание учебного материала;
2. обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала;
3. допущены ошибки в определении понятий, при использовании терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов.
4. не сформированы компетенции, умения и навыки.
5. расчетная задача не решена.

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ

1. Предмет и задачи химии. Понятие о материи. Свойства материи. Вещество и поле. Элементарные частицы. Основные формы движения материи. Химическая форма движения материи. Специфика химической формы движения материи.
2. Атомно-молекулярное учение. Работы М.В. Ломоносова.
3. Стехиометрические законы химии: закон сохранения массы и энергии веществ, значение его в химии; закон постоянства состава (Ж. Пруст), бертоллиды и дальтониды; закон кратных отношений (Дж. Дальтон); закон Авогадро и следствия из него; закон объемных отношений (Ж. Гей-Люссак); эквивалент, закон эквивалентов (И. Рихтер).
4. Основные величины, применяемые в химии: атомные и молекулярные массы, число Авогадро, 1 а.е.м. (атомная единица массы), масса атома и молекулы; количество вещества, моль – единица измерения количества вещества; молярная масса, определение молярной массы вещества, молярный объем газообразных веществ.

5. Химический язык. Химическая номенклатура. Химическая терминология. Химическая символика. Химический знак, химическая формула (простейшая, молекулярная, структурная, стереохимическая), химическое уравнение. Расчеты по химическим формулам и химическим уравнениям.
6. Основные понятия химии: атом, атомные частицы (атомный радикал, атомный ион, атомный ион-радикал), молекула, молекулярные частицы (молекулярный радикал, молекулярный ион, молекулярный ион-радикал) химический элемент, формы его существования: свободные атомы, простые и сложные вещества.
7. Классификация простых веществ. Металлы. Неметаллы.
8. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Электроотрицательность. Валентность. Валентные возможности атомов химических элементов. Степень окисления. Заряд иона. Номенклатура бинарных соединений. Трехэлементные соединения. Гидроксиды и соли.
9. Классификация сложных соединений по функциональным признакам.
10. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Оксиды кислотные, основные и амфотерные. Номенклатура оксидов. Получение. Свойства.
11. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Получение. Свойства. Индикаторы.
12. Кислоты. Бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Получение. Свойства концентрированных и разбавленных кислот.
13. Соли. Средние, кислые, основные. Получение. Свойства. Номенклатура солей. Качественные реакции на катионы и анионы.
14. Генетические ряды металлов и неметаллов. Генетическая связь между простыми веществами и классами неорганических соединений.
15. Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Этапы открытия периодического закона. Периодический закон. Физический смысл атомного номера, номера группы, номера периода. Современная формулировка периодического закона. Значение периодического закона и периодической системы.
16. Классификация химических реакций. Признаки классификации химических реакций.
17. Окислительно-восстановительные реакции. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окисление и восстановление, окислитель и восстановитель. Основные окислители и восстановители. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного и ионно-электронного баланса. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных процессов.
18. Образование сложных частиц. Природа химической связи. Молекулы. Виды химической связи. Электроотрицательность.
19. Ковалентная связь. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Форма молекул. Гибридизация. σ- и π- связи. Полярная и неполярная ковалентная связь.
20. Ионная связь. Водородная связь. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Химическая связь и валентность.
21. Вода. Состав и электронное строение молекулы воды. Полярность молекулы. Физические свойства воды. Аномалии физических свойств воды. Вода – универсальный растворитель. Химические свойства воды. Роль воды в биологических процессах. Растворы. Общая характеристика растворов.
22. Способы выражения состава растворов. Концентрация растворов. Массовая доля растворенного вещества в процентах. Молярная и нормальная концентрация. Расчеты для приготовления растворов различной концентрации. Методика приготовления

растворов разной концентрации. Переход от одного количественного выражения состава раствора к другому.
23. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения электролитической диссоциации. Механизм диссоциации электролитов с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
23. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основный и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды.
24. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролизы солей. Ступенчатый гидролиз. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Совместный гидролиз солей разных типов. Роль гидролиза в химических и биологических процессах. Реакции в растворах электролитов. Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца.
25. Гальванический элемент. Электродные потенциалы. Ряд стандартных электродных потенциалов. Окислительно-восстановительные потенциалы. Направление и глубина окислительно-восстановительных реакций. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Количественные соотношения при электролизе. Применение электролиза. Химические источники тока.
26. Коррозия металлов. Электрохимическая коррозия. Защита от коррозии

6.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки результатов освоения дисциплины

Тесты содержат следующие типы заданий

Тип задания	№ задания	Вес задания (балл)	Результат оценивания (баллы, полученные за выполнение задания / характеристика правильности ответа)
задания закрытого типа с выбором одного правильного (1 из 4)	1, 2, 3	1 балл	1 б - полное правильное соответствие; 0 б - остальные случаи
задания закрытого типа с выбором нескольких правильных ответов (3 из 6)	4, 5, 6, 7	2 балла	2 б – полное правильное соответствие (последовательность вариантов ответа может быть любой); 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания закрытого типа на установление соответствия (4 на 4)	8, 9	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задание закрытого типа на установление последовательности	10, 11	2 балла	2 б – полное правильное соответствие; 1 б – если допущена одна ошибка / ответ правильный, но не полный; 0 б – остальные случаи
задания открытого типа с кратким ответом	12, 13	3 балла	3 б – полное правильное соответствие; 0 б – остальные случаи.
задания открытого типа с развернутым	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность /

ответом			ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Компетенция	Индикатор
- **УК-1.** Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	• УК-1.1 Анализирует задачу, выделяя ее базовые составляющие. • УК-1.2 Определяет, интерпретирует и ранжирует информацию, требуемую для решения поставленной задачи. • УК-1.3 Осуществляет поиск информации для решения поставленной задачи по различным типам запросов. • УК-1.4 При обработке информации отличает факты от мнений, интерпретаций, оценок, формирует собственные мнения и суждения, аргументирует свои выводы и точку зрения, в том числе с применением философского понятийного аппарата. •УК-1.5 Рассматривает и предлагает возможные варианты решения поставленной задачи, оценивая их достоинства и недостатки.

Задание 1. При титровании 20,0 мл раствора HCl раствором NaOH (0,1 М) изменение окраски фенолфталеина произошло после добавления 25,0 мл щелочи. Какова концентрация HCl?

1. 0,125 М
2. 0,100 М
3. 0,080 М
4. 0,150 М

Ответ: 1

Задание 2. При проведении реакции нейтрализации температура раствора повысилась с 20°С до 26°С. Какой вывод можно сделать о тепловом эффекте реакции?

1. Реакция экзотермическая
2. Реакция эндотермическая
3. Тепловой эффект отсутствует
4. Измерения проведены неверно

Ответ: 1

Задание 3. При приготовлении 10% раствора NaCl студент взял 10 г соли и 100 г воды. Какая массовая доля раствора получилась фактически?

1. 9,1%
2. 10,0%
3. 11,1%
4. 12,5%

Ответ: 1

Задание 4. При анализе результатов окислительно-восстановительной реакции какие параметры следует учитывать для ее интерпретации? (Выберите 3 варианта)

1. Изменение цвета раствора
2. Выделение газа
3. Масса исходных реагентов
4. pH среды
5. Цвет исходных реагентов
6. Температура помещения

Ответ: 1, 2, 4

Задание 5. Какие выводы можно сделать из результатов измерения электропроводности растворов? (Выберите 3 варианта)

1. Степень диссоциации электролита
2. Концентрация ионов в растворе
3. Цвет раствора
4. Наличие посторонних примесей
5. Вязкость раствора
6. Температура кипения

Ответ: 1, 2, 4

Задание 6. При анализе результатов определения растворимости вещества, какие данные необходимы для расчета? (Выберите 3 варианта)

1. Масса насыщенного раствора
2. Масса сухого остатка после выпаривания
3. Температура опыта
4. Цвет раствора
5. Время выпаривания
6. Давление

Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. При интерпретации результатов качественного анализа на катионы, какие факторы могут повлиять на достоверность? (Выберите 3 варианта)

1. Концентрация анализируемого раствора
2. pH среды
3. Наличие мешающих ионов
4. Цвет осадка
5. Температура раствора
6. Освещение в лаборатории

Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между экспериментальным фактом и выводом:

Раствор проводит электрический ток : Присутствуют ионы
Раствор окрашивает пламя в желтый цвет : Присутствуют ионы натрия
Раствор меняет окраску лакмуса на красный : Кислая среда

При нагревании раствора выпадает осадок : Уменьшение растворимости с ростом температуры

Задание 9. Установите соответствие между результатом эксперимента и его интерпретацией:

Появление синего окрашивания с крахмалом : Наличие иода
Выпадение белого осадка при добавлении $BaCl_2$: Наличие сульфат-ионов
Выделение бесцветного газа с запахом тухлых яиц : Наличие сульфид-ионов
Растворение осадка в избытке аммиака : Наличие ионов серебра

Задание 10. Восстановите последовательность этапов обработки результатов количественного анализа:

1 : Проведение серии измерений
2 : Расчет среднего значения
3 : Определение погрешности
4 : Формулирование вывода о точности

Задание 11. Восстановите последовательность действий при анализе результатов титрования:

1 : Запись объема титранта в точке эквивалентности
2 : Расчет концентрации анализируемого вещества
3 : Оценка точности титрования
4 : Сравнение с паспортными данными

Задание 12. Величина, характеризующая отклонение результата измерения от истинного значения, называется _____.
Ответ: погрешность

Задание 13. Отношение массы вещества, фактически полученной в эксперименте, к теоретически возможной массе, выраженное в процентах, называется _____.
Ответ: выход

Задание 14. При исследовании влияния температуры на скорость реакции разложения пероксида водорода получены данные: при 20°C время разложения 50 мл раствора составило 120 с, при 30°C – 60 с, при 40°C – 30 с. Рассчитайте температурный коэффициент реакции. Проанализируйте полученные результаты.
Ответ: Температурный коэффициент $\gamma = (60/120) / 10°C = 2$ (или по другим парам точек). Это означает, что скорость реакции увеличивается в 2 раза при повышении температуры на 10°C, что соответствует правилу Вант-Гоффа.

Задание 15. При изучении комплексообразования ионов меди с аммиаком было установлено, что с увеличением концентрации аммиака окраска раствора меняется от голубой до интенсивно-синей. Объясните это явление на основе координационной теории Вернера. Какие практические выводы можно сделать из этих наблюдений?
Ответ: Изменение окраски связано с образованием различных комплексов: $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ (голубой) → $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ (интенсивно-синий). Это демонстрирует переход аквакомплекса в аммиакат (аммиачный комплекс). Практический вывод: аммиак можно использовать как аналитический реагент для обнаружения ионов меди.

Компетенция	Индикатор
- **ОПК-1.** Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	• ОПК-1.1 Систематизирует и анализирует результаты химических экспериментов, наблюдений, измерений, а также результаты расчетов свойств веществ и материалов. • ОПК-1.2 Предлагает интерпретацию результатов собственных экспериментов и расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии. • ОПК-1.3 Формулирует заключения и выводы по результатам анализа литературных данных, собственных экспериментальных и расчетно-теоретических работ химической направленности.

Задание 1. Как называется реакция обмена между кислотой и основанием с образованием соли и воды?

1. Окислительно-восстановительная
2. Реакция нейтрализации
3. Реакция замещения
4. Реакция соединения

Ответ: 2

Задание 2. Какой тип химической связи возникает между атомами с большой разностью электроотрицательностей?

1. Ковалентная неполярная
2. Ковалентная полярная
3. Ионная
4. Металлическая

Ответ: 3

Задание 3. Какой процесс сопровождается увеличением степени окисления элемента?

1. Восстановление
2. Окисление
3. Гидратация
4. Диссоциация

Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных величин используются для выражения состава растворов? (Выберите 3 варианта)

1. Массовая доля
2. Молярная концентрация
3. Температура кипения
4. Нормальная концентрация

5. Плотность
6. Цвет
Ответ: 1, 2, 4

Задание 5. Какие из перечисленных реакций относятся к окислительно-восстановительным? (Выберите 3 варианта)

1. Нейтрализация
2. Горение
3. Разложение перманганата калия
4. Гидролиз
5. Взаимодействие цинка с кислотой
6. Гидратация

Ответ: 2, 3, 5

Задание 6. Какие из перечисленных факторов влияют на скорость химической реакции? (Выберите 3 варианта)

1. Концентрация реагентов
2. Температура
3. Природа растворителя
4. Цвет реагентов
5. Катализатор
6. Запах продуктов

Ответ: 1, 2, 5

Задание 7. Какие из перечисленных веществ являются амфотерными? (Выберите 3 варианта)

1. ZnO
2. $NaOH$
3. Al_2O_3
4. HCl
5. H_2SO_4
6. Cr_2O_3

Ответ: 1, 3, 6

Задание 8. Установите соответствие между классом соединений и примером:

Основной оксид : CaO
Кислотный оксид : SO_2
Амфотерный оксид : Al_2O_3
Несолеобразующий оксид : CO

Задание 9. Установите соответствие между комплексным соединением и его типом:

$K_4[Fe(CN)_6]$: Комплексная соль
$[Cu(NH_3)_4]SO_4$: Аммиакат
$Na_3[AlF_6]$: Ацидокомплекс
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$: Кристаллогидрат

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы приготовления раствора заданной концентрации:

1 : Расчет массы вещества
2 : Взвешивание вещества
3 : Растворение в мерной колбе

4 : Доведение до метки

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:
1 : Определение степеней окисления
2 : Составление полуреакций окисления и восстановления
3 : Уравнивание числа электронов
4 : Расстановка коэффициентов
Задание 12. Процесс распада электролита на ионы в растворе называется _____.
Ответ: диссоциация

Задание 13. Соединения, содержащие комплексный ион, называются _____.
Ответ: комплексные

Задание 14. Объясните, как влияет реакция среды на протекание окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата калия.
Ответ: В кислой среде перманганат восстанавливается до Mn^{2+}, в нейтральной – до MnO_2, в щелочной – до MnO_4^{2-}.

Задание 15. Опишите, как можно экспериментально определить направление протекания реакции между металлом и раствором соли другого металла.
Ответ: Используют ряд активности металлов. Если металл в ряду стоит левее, он может вытеснять металл, стоящий правее, из раствора его соли. Например, цинк вытесняет медь из раствора $CuSO_4$, что наблюдается по изменению цвета раствора и образованию меди.

Компетенция	Индикатор
- **ОПК-2.** Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	• ОПК-2.1 Работает с химическими веществами с соблюдением норм техники безопасности. • ОПК-2.2 Синтезирует вещества и материалы разной природы с использованием имеющихся методик. • ОПК-2.3 Проводит стандартные операции для определения химического и фазового состава веществ и материалов на их основе. • ОПК-2.4 Исследует свойства веществ и материалов с использованием серийного научного оборудования.

Задание 1. При работе с концентрированной серной кислотой необходимо использовать:
1. Резиновые перчатки и защитные очки
2. Только хлопчатобумажный халат

3. Только вытяжной шкаф
4. Лабораторный фартук из полиэтилена
Ответ: 1

Задание 2. Для безопасного нагрева жидкости в пробирке следует:
1. Направлять отверстие пробирки на себя
2. Нагревать дно пробирки
3. Нагревать верхнюю часть пробирки
4. Направлять отверстие пробирки в сторону от себя и окружающих
Ответ: 4

Задание 3. При попадании щелочи на кожу необходимо:
1. Протереть сухой тканью
2. Промыть большим количеством воды, затем слабым раствором уксусной кислоты
3. Нейтрализовать концентрированной кислотой
4. Посыпать сухим порошком
Ответ: 2

Задание 4. Какие меры безопасности необходимо соблюдать при проведении синтеза с выделением токсичных газов? (Выберите 3 варианта)
1. Работа в вытяжном шкафу
2. Использование противогаза
3. Наличие газовой маски
4. Закрытые окна в лаборатории
5. Работа без вентиляции
6. Использование респиратора
Ответ: 1, 2, 6

Задание 5. Какие операции входят в методику синтеза комплексных соединений? (Выберите 3 варианта)
1. Смешивание растворов реагентов
2. Нагревание на водяной бане
3. Фильтрование полученного осадка
4. Взрывные работы
5. Нагревание открытым пламенем
6. Работа без защиты
Ответ: 1, 2, 3

Задание 6. Какие правила техники безопасности необходимо соблюдать при работе с электрооборудованием? (Выберите 3 варианта)
1. Проверка исправности изоляции
2. Работа мокрыми руками
3. Использование удлинителей с поврежденной изоляцией
4. Заземление приборов
5. Отключение от сети после работы
6. Ремонт включенных приборов
Ответ: 1, 4, 5

Задание 7. Какие меры предосторожности необходимы при работе с легковоспламеняющимися жидкостями? (Выберите 3 варианта)
1. Хранение вдали от источников огня
2. Использование на водяной бане

3. Нагревание на открытом огне
4. Работа в вытяжном шкафу
5. Использование стеклянной посуды без трещин
6. Хранение в холодильнике
Ответ: 1, 2, 4

Задание 8. Установите соответствие между операцией и применяемым оборудованием:
1. Точное измерение объема – Мерная колба
2. Фильтрование осадка – Воронка и фильтр
3. Нагревание при постоянной температуре – Водяная баня
4. Измельчение твердых веществ –Фарфоровая ступка

Задание 9. Установите соответствие между реактивом и мерой предосторожности:
1. Концентрированная серная кислота – Работа в перчатках и очках
2. Аммиак – Работа в вытяжном шкафу
3. Бензол – Защита от открытого огня
4. Фтороводород – Использование платиновой посуды

Задание 10. Восстановите последовательность этапов приготовления стандартного раствора:
1 : Взвешивание навески на аналитических весах
2 : Перенос навески в мерную колбу
3 : Растворение в дистиллированной воде
4 : Доведение объема до метки

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы определения температуры плавления:
1 : Заполнение капилляра веществом
2 : Закрепление капилляра у термометра
3 : Нагревание прибора
4 : Отсчет температуры плавления

Задание 12. Прибор для измерения плотности жидкостей называется _____.
Ответ: ареометр

Задание 13. Защитное устройство для работы с летучими веществами называется _____ шкаф.
Ответ: вытяжной

Задание 14.
Опишите последовательность действий и меры безопасности при синтезе хлорида аммония из аммиака и хлороводорода в лабораторных условиях.
Ответ: 1. Работа в вытяжном шкафу. 2. Использование защитных очков и перчаток. 3. Подача газов через газоподводящие трубки в колбу. 4. Контроль скорости подачи газов. 5. Наблюдение за образованием белого дыма (NH_4Cl). 6. Сбор продукта на фильтре. 7. Промывка и сушка.

Задание 15.

Опишите технику безопасности при работе с металлическим натрием. Какие операции запрещены и какие средства защиты необходимы?
Ответ: Запрещено: контакт с водой, хранение на воздухе, работа без защиты. Необходимо: защитные очки, перчатки, вытяжной шкаф, пинцет для работы, хранение в керосине. Утилизация остатков натрия – обработка спиртом.

Компетенция	Индикатор
- **ПК-1.** Владеет системой фундаментальных химических понятий и законов.	• ПК-1.1 Понимает основные принципы, законы, методологию изучаемых химических дисциплин, теоретические основы физических и физико-химических методов исследования; • ПК-1.2 Использует фундаментальные химические понятия в своей профессиональной деятельности; • ПК-1.3 Интерпретирует полученные результаты, используя базовые понятия химических дисциплин.

Задание 1. Какой закон химии устанавливает, что массы веществ, вступающих в химическую реакцию, равны массам веществ, образующихся в результате реакции?
1. Закон постоянства состава
2. Закон Авогадро
3. Закон сохранения массы
4. Закон кратных отношений
Ответ: 3

Задание 2. Какой принцип позволяет предсказать направление смещения химического равновесия при изменении условий?
1. Правило Вант-Гоффа
2. Принцип Ле Шателье
3. Закон действующих масс
4. Правило октета
Ответ: 2

Задание 3. Какой закон описывает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ?
1. Закон Фарадея
2. Закон действующих масс
3. Закон Рауля
4. Закон Генри
Ответ: 2

Задание 4. Какие из перечисленных понятий используются для описания химической связи? (Выберите 3 варианта)

1. Валентность
2. Степень окисления
3. Электроотрицательность
4. Молярная масса
5. Координационное число
6. Число Авогадро
Ответ: 1, 3, 5

Задание 5. Какие из перечисленных принципов лежат в основе периодической системы? (Выберите 3 варианта)
1. Периодичность свойств элементов
2. Заряд атомного ядра
3. Строение электронных оболочек
4. Атомный радиус
5. Температура плавления
6. Цвет соединений
Ответ: 1, 2, 3

Задание 6. Какие из перечисленных принципов используются при расчётах по уравнениям химических реакций? (Выберите 3 варианта)
1. Закон сохранения массы
2. Закон эквивалентов
3. Закон Авогадро
4. Закон Рауля
5. Правило Вант-Гоффа
6. Принцип Ле Шателье
Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие из перечисленных понятий используются в координационной химии? (Выберите 3 варианта)
1. Комплексообразователь
2. Лиганды
3. Координационное число
4. Степень окисления
5. Электроотрицательность
6. Валентность
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между законом и его формулировкой:
1. Закон сохранения массы – Масса веществ до реакции равна массе веществ после реакции
2. Закон постоянства состава – Каждое химическое соединение имеет постоянный качественный и количественный состав
3. Закон Авогадро – В равных объёмах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул
4. Закон эквивалентов – Массы реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам

Задание 9. Установите соответствие между понятием и его определением:
1. Моль – Количество вещества, содержащее число частиц, равное числу Авогадро

2. Молярная масса – Масса одного моля вещества
3. Число Авогадро – Число частиц в одном моле вещества
4. Концентрация – Количество растворённого вещества в единице объёма раствора

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы развития атомно-молекулярного учения:
1 : Атомистика Демокрита
2 : Работы Ломоносова
3 : Атомная теория Дальтона
4 : Современная квантовая теория

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы развития координационной химии:
1 : Эмпирическое изучение комплексных соединений
2 : Координационная теория Вернера
3 : Теория кристаллического поля
4 : Теория поля лигандов

Задание 12. Совокупность атомов с определённым ядерным зарядом называется химический _____.
Ответ: элемент

Задание 13. Вещества, ускоряющие химическую реакцию, но не расходующиеся в процессе, называются _____.
Ответ: катализаторы

Задание 14. Объясните, как закон Авогадро используется для определения молекулярной массы газа. Приведите пример расчёта.
Ответ: Согласно закону Авогадро, 1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объём 22,4 л. Зная массу определённого объёма газа, можно рассчитать его молярную массу: $M = (m \cdot 22{,}4) / V$. Например, если 1,12 л газа имеют массу 2,2 г, то $M = (2{,}2 \cdot 22{,}4) / 1{,}12 = 44$ г/моль, что соответствует CO_2.

Задание 15. Опишите применение закона действующих масс для расчёта константы равновесия реакции синтеза аммиака. Как изменится равновесие при увеличении давления?
Ответ: Для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ константа равновесия $K = [NH_3]^2 / ([N_2][H_2]^3)$. Согласно принципу Ле Шателье, при увеличении давления равновесие сместится в сторону уменьшения объёма, то есть вправо (так как слева 4 моля газов, а справа – 2).

ТРЕБОВАНИЯ К ФОРМЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

Форма отчета. Отчет должен содержать название, цель работы, описание хода работы, схемы приборов, расчеты, таблицу, графики зависимости, вывод. К лабораторной работе должны быть разобраны вопросы к занятию.

КОМПЛЕКТ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

ТЕСТ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ №1

Инструкция для студентов

Тест состоит из частей А, В, С и содержит 25 заданий, из них 15 заданий – часть А, 5 заданий – часть В, 5 заданий – часть С. На его выполнение отводится 135 минут. Задания рекомендуется выполнять по порядку, не пропуская ни одного, даже

самого легкого. Если задание не удается выполнить сразу, перейдите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенному заданию.

Часть*А*

К каждому заданию части А дано несколько ответов, из которых только один ответ верный. Выберите верный, по Вашему мнению, ответ. В бланке ответов напротив номера задания поставьте номер или букву, которые соответствуют номеру или букве выбранного Вами ответа.

А1. При сгорании 5.00 г металла образуется 9.44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла:

а) 4.50 г/моль; б) 9.01 г/моль; в) 18.02 г/моль?

А2. При 7°С давление газа в закрытом сосуде равно 96.0 кПа. Каким станет давление, если охладить сосуд до -30°С:

а) 41,2 кПа; б) 82,3 кПа; в) 112.4 кПа?

А3. Выразите в граммах массу одной молекулы оксида серы (IV):

а) $2.12 \cdot 10^{-22}$; б) $1.06 \cdot 10^{-22}$; в) $6.02 \cdot 10^{-23}$?

А4. Определите реакцию среды в растворе после взаимодействия 90 гNaOHс73 гHCl:

а) нейтральная; б) кислая; в) щелочная?

А5. Какая из перечисленных кислот образует кислые соли:

а) HNO_3, б) H_2S, в) HCl, г) CH_3COOH?

А6. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы As и Cr соответственно:

а) 3 и 6; б) 5 и 4; в) 3 и 4?

А7. Какой характер имеют связи в молекулах: а) CS_2 и б) OF_2:

1) а- ионная, б- ковалентная полярная; 2) а-, б- ковалентная полярная;

3) а- ковалентная неполярная, б- ковалентная полярная?

А8. Укажите тип гибридизации АО кремния в молекуле SiH_4. Полярна ли эта молекула:

а)*sp*- гибридизация, неполярна; б) sp^2-гибридизация, полярна;

в) sp^3-гибридизация, неполярна; г) sp^3-гибридизация, полярна?

А9. Почему (с позиций метода МО) не может существовать устойчивая молекула Be_2?

Потому что: а) молекула содержит четное число электронов; б) суммарный спин молекулы равен нулю; в) число электронов на связывающих МО равно числу электронов на разрыхляющих МО.

А10. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию СО увеличили от 0.03 до 0.12 моль/л, а концентрацию хлора – от 0.02 до 0.06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции:

а) 4; б) 8; в) 12?

А11. Увеличение скорости реакции с повышением температуры, вызывается главным образом:

а) увеличением средней кинетической энергии молекул; б) возрастанием числа активных молекул; в) ростом числа столкновений?

А12. Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl $5.0 \cdot 10^{-8}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.2 Н растворе:

а) $5 \cdot 10^{-4}$; б) $6 \cdot 10^{-3}$; в) $7 \cdot 10^{-2}$?

А13. Какое молекулярно-ионное уравнение гидролиза ацетата натрия CH_3COONa является верным? Вычислите константу гидролиза данной соли.

1) $CH_3COONa + H_2O = CH_3COOH + NaOH$

$CH_3COO^- + H_2O = CH_3COOH + OH^-$

2) $CH_3COONa + H_2O = CH_3COOH + NaOH$

$Na^+ + H_2O = NaOH + H^+$.

а) Кг = $5.88 \cdot 10^{-10}$; б) Кг = $7.2 \cdot 10^{-10}$; в) Кг = $5.9 \cdot 10^{-19}$.

А14. Из 400 г 50 %-ного (по массе) раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе:

а) 66.7 %; б) 77.4 %; в) 82.6 %?

А15. Найдите массу $NaNO_3$, необходимую для приготовления 300 мл 0.2 М раствора:

а) 3.2 г; б) 4.5 г; в) 5.1 г?

Часть*В*

Будьте внимательны! Задания части В могут быть 3-х типов:

1) задания, содержащие несколько верных ответов;

2) задания на установление соответствия;

3) задания, в которых ответ должен быть дан в виде числа, слова, символа, формулы.

Ответы заданий части В запишите на бланке ответов напротив номера задания.

В1. Какое воздействие на систему 4 HCl (г.) + O_2 (г.) = 2 Cl_2 (г.) + 2 H_2O (г.) приведет к смещению равновесия влево:

а) увеличение концентрации O_2; б) повышение давления; в) возрастание объема реакционного сосуда; г) увеличение концентрации Cl_2?

В2. Водные растворы каких солей имеют щелочную реакцию среды:

а) NaF; б) $(NH_4)_2SO_4$; в) KI; г) K_2S?

В3. Напишите формулу следующего соединения: тетрагидроксоцинкат (+2) натрия.

В4. Установите соответствие между столбиками. В строгом соответствии с последовательностью номеров левого столбика выпишите буквы выбранных ответов из правого столбика. Перенесите полученную последовательность **букв** в бланк ответов (без цифр, запятых и пропусков). Например, ВАБ.

Вещество	**Свойства**
1. H_2S 2. $NaNO_2$ 3. $KMnO_4$	**А.** Окислительные **Б.** Восстановительные **В.** Окислительно-восстановительная двойственность

В5. Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении реакции:

$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 = KNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ равна:

а) 18; б) 21; в) 26?

Часть*С*

Ответы к заданиям части С формулируйте в свободной краткой форме и записывайте в бланк ответов.

С1. Напишите уравнение электролитической диссоциации Cu(OH)Cl.

С2. Напишите молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции:

$AgNO_3 + FeCl_3 =$

С3. Составьте в молекулярной форме уравнение реакции, которое выражается следующим ионно-молекулярным уравнением: $NO_2^- + H^+ = HNO_2$.

С4. Назовите комплексное соединение: $[Ag(NH_3)_2]Cl$. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона в водном растворе как реакцию замещения лигандов молекулами воды. Выразите константу нестойкости комплексного иона.

С5. Закончите уравнение реакции и подберите коэффициенты ионно-электронным методом: $KI + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 = I_2 + \ldots$

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №1

Вариант 1

1. Выразите в граммах: а) массу $1 \cdot 10^{22}$ атомных единиц массы; б) массу электрона, составляющую 0,00055 атомной единицы массы; в) во сколько раз α- частица тяжелее электрона (масса α- частицы составляет 4,002 атомной единицы массы)?
2. Вычислить молекулярную массу эквивалента H_3PO_4 при реакциях обмена в результате которых образуются кислые и нормальные соли.
3. Найдите простейшую формулу соединения, имеющего следующий состав (%): меди 25,48, серы 12,82, кислорода 25,64, воды 36,06.
4. Атому, какого элемента отвечает электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?
5. Каков состав ядер изотопов ^{16}O и ^{17}O , ^{3}He и ^{4}He?

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №2

Вариант №1

Задача 1.

Проанализировать с позиций метода ВС электронное строение и геометрию молекулы CCl_4.

Задача 2.

Через некоторое время после начала реакции 3 A + B = 2 C + D концентрации веществ составляли: [A]=0,03 моль\л, [B]=0,01 моль\л, [C]=0,008 моль\л. Каковы исходные концентрации веществ A и B? Рассчитайте константу химического равновесия.

Задача №3.

Назовите комплексное соединение $K_3[Fe(CN)_6]$ и укажите:

а) центральный ион,

б) лиганды,

в) внутреннюю и внешнюю координационные сферы,

г) заряд комплексного иона,

д) координационное число центрального иона.

Проанализируйте строение комплексного иона с позиции МВС. Определите его тип гибридизации, геометрию, магнитные свойства.

Задача №4.

Назовите соединения: $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $K_2[PtCl_6]$, $K[Ag(CN)_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водном растворе.

Задача №5.

Из частиц Cr^{3+}, H_2O, Cl^- и K^+ можно составить четыре формулы комплексных соединений хрома (с указанием химических связей), одна из которых $[Cr(H_2O)_6]I_3$. Составьте формулы других соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах. Назовите соединения.

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА №3

Вариант №1

Задача №1

Константа диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl равна $5.0 \cdot 10^{-8}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0.2н. растворе.

Задача №2

Составьте молекулярное и ионные уравнения гидролиза карбоната лития. Вычислите константу гидролиза и pH 0.2M раствора данной соли по первой ступени.

Задача №3

Расставьте коэффициенты в уравнениях ионно-электронным методом:

$KNO_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 = KNO_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$

$Cl_2 + H_2S + H_2O = H_2SO_4 + ...$

Задача №4

Можно ли перманганатом калия окислить нитрат кобальта (II) в кислой среде?

Задача №5

Напишите уравнения электролитической диссоциации $Cu(OH)Cl$, $KHSO_4$, $KHSO_3$, $Fe(OH)_3$.

ВОПРОСЫ СОБЕСЕДОВАНИЯ

Вопросы раздела: «Основные понятия и законы химии»

1. Основные положения атомно-молекулярное учение. Атомистика Дальтона.
2. Основные законы химии. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон объемных отношений.

3. Основные понятия химии. Атомные и молекулярные массы. Количество вещества. Молярная масса и молярный объем вещества. Определение молярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии.

Газовые законы: закон Бойля-Мариотта; закон Гей-Люссака-Шарля; закон Авогадро и выводы из него.

4. Моль – единица количества вещества.
5. Структура неорганических веществ. Постоянный и переменный состав. Формульная масса.
6. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Определение относительных атомных и молекулярных масс.
7. Химический эквивалент: эквивалент элемента, эквивалент сложного вещества: оксида, кислоты, основания, соли.
8. Эквивалентная масса. Эквивалентный объем. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой вещества.
9. Методы определения эквивалента элемента: метод прямого определения, метод косвенного определения, метод вытеснения.

1. Химический язык. Химическая номенклатура. Химическая терминология. Химическая символика. Химический знак, химическая формула (простейшая, молекулярная, структурная, стереохимическая), химическое уравнение. Расчеты по химическим формулам и химическим уравнениям.
2. Классификация неорганических соединений. Классификация простых веществ. Металлы. Неметаллы.
3. Классификация сложных веществ по составу. Бинарные соединения. Электроотрицательность. Валентность. Валентные возможности атомов химических элементов. Степень окисления. Заряд иона. Номенклатура бинарных соединений. Трехэлементные соединения. Гидроксиды и соли.
4. Классификация сложных соединений по функциональным признакам. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Оксиды кислотные, основные и амфотерные. Номенклатура оксидов. Получение. Свойства.
5. Основания. Одно- и многокислотные основания. Щелочи. Номенклатура оснований. Получение. Свойства. Индикаторы.
6. Кислоты. Бескислородные и кислородсодержащие. Одно- и многоосновные кислоты. Номенклатура кислот. Получение. Свойства концентрированных и разбавленных кислот.
7. Соли. Средние, кислые, основные. Получение. Свойства. Номенклатура солей. Качественные реакции на катионы и анионы.
8. Генетические ряды металлов и неметаллов. Генетическая связь между простыми веществами и классами неорганических соединений.

Вопросы раздела: «Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов»

1. Открытие периодического закона Д. И. Менделеевым. Принцип построения естественной системы элементов. Использование Д. И. Менделеевым метода интерполяции для исправления атомных масс и предсказания свойств еще не открытых элементов.

Экспериментальное подтверждение теоретических предсказаний Д. И. Менделеева.

1. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.
2. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы.
3. Физическая основа периодического закона. Связь положения элемента в периодической системе с электронным строением его атома. Особенности электронных конфигураций атомов элементов главных и побочных подгрупп. Элементы *s*-, *p*-, *d*- и *f*- семейств.
4. Связь свойств элементов с их положением в периодической системе. Изменение величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов элементов с ростом зарядов их ядер.
5. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Эффект проникновения электронов к ядру, кайносимметрия, *d*- и *f*- сжатие.

РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Строение атома

1. Напишите электронные конфигурации следующих элементов: N, Si, Fe Kr, Te, W.
1. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомыB, S, As,Cr?
2. Какие элементы могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства? Приведите не менее трех примеров.
3. Как изменяются неметаллические свойства элементов в периодах периодической системы? Приведите конкретные примеры соединений элементов, подтверждающие эти свойства.
4. В атоме какого элемента - лития или цезия - связь валентного электрона с ядром сильнее? Объясните, почему.
5. Почему в группы лантаноидов и актиноидов входит по 14 элементов?
6. Какие общие свойства имеют элементы *Mn* и *Cl*, находящиеся в одной группе периодической системы?
7. Каков состав ядер изотопов ^{16}O и ^{17}O , ^{3}He и ^{4}He?
8. Изотоп ^{210}Po, излучающий α-частицы, используется в смеси с бериллием в нейтронных источниках. Через какое время интенсивность таких источников уменьшится в 32 раза? Период полураспада ^{210}Po равен 138 дням.

ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ

1. Ван-дер-Ваальсовы взаимодействия
2. Водородная связь
3. Комплексные соединения. История открытия.
4. Клатраты
5. Кристаллическое состояние вещества
6. Бертоллиды
7. Дальтониды
8. Радиоактивный распад веществ
9. Комплексные соединения. Биологическая роль.
10. Трансурановые элементы
11. Значение электролитической диссоциации для живых систем.
12. Электролиз. История открытия

КОМПЛЕКТ ЗАДАНИЙ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Самостоятельная работа

«Основные законы атомно-молекулярного учения»

Вариант № 1

Задача 1.

Сформулируйте закон постоянства состава и решите задачу:

соединение содержит 54.50% углерода, 36.34% кислорода и водород. Это соединение массой 0.39 г при 27 °С и давлении 1.013×10^3 Па имеет объем 220 мл. Найдите молекулярную формулу соединения.

Задача 2.

Определите массу металла, вступившего в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 260 мл (н.у.) водорода. Эквивалентная масса металла 9 г/моль.

Задача 3.

Вычислите массу молекулы азота и диоксида азота.

Самостоятельная работа

«Номенклатура и классификация химических соединений»

Вариант 1

Задание 1.

Назовите соединения:

1. NaH_2SbO_4
2. $KH_2P_2O_7$
3. $Al(OH)_2NO_3$
4. $CaCrO_4$
5. K_3AsO_4
6. K_2O_2
7. $K_2[Pt(OH)_5Cl]$
8. Mg_3N_2
9. NOF
10. $UO_2(NO_3)_2$

Задание 2.

Приведите формулы следующих соединений:

1. Тетраборат калия
2. Гипохлорит калия
3. Метаарсенит кальция
4. Двухромовая кислота
5. Дигидрофосфат-ион
6. Манганат-ион
7. Фосфит калия
8. Тиосульфат калия
9. Тиокарбонат калия
10. Вольфрамовая кислота.

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ

Информационные технологии– обучение в электронной образовательной среде с целью расширения доступа к образовательным ресурсам, увеличения контактного взаимодействия с преподавателем, построения индивидуальных траекторий подготовки, объективного контроля и мониторинга знаний студентов.

В образовательном процессе по дисциплине используются следующие информационные технологии, являющиеся компонентами Электронной информационно-образовательной среды БГПУ:

- Официальный сайт БГПУ;
- Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
- Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru»;
- Система «Антиплагиат.ВУЗ»;
- Электронные библиотечные системы;
- Мультимедийное сопровождение лекций.

•

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья применяются адаптивные образовательные технологии в соответствии с условиями, изложенными в разделе «Особенности реализации образовательной программыдля инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья» основной образовательной программы (использование специальных учебных пособий и дидактических материалов, специальных технических средств обучения коллективного и индивидуального пользования, предоставление услуг ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь и т. п.) с учётом индивидуальных особенностей обучающихся.

Для обучающихся с ограниченными возможностями здоровья предусмотрены следующие формы организации педагогического процесса и контроля знаний:

- для слабовидящих:

обеспечивается индивидуальное равномерное освещение не менее 300 люкс;

для выполнения контрольных заданий при необходимости предоставляется увеличивающее устройство;

задания для выполнения, а также инструкции о порядке выполнения контрольных заданий оформляются увеличенным шрифтом (размер 16-20);

- для глухих и слабослышащих:

обеспечивается наличие звукоусиливающей аппаратуры коллективного пользования, при необходимости обучающимся предоставляется звукоусиливающая аппаратура индивидуального пользования;

- для лиц с тяжелыми нарушениями речи, глухих, слабослышащих все контрольные задания по желанию могут проводиться в письменной форме.

Основной формой организации педагогического процесса является интегрированное обучение инвалидов, т.е. все обучающиеся учатся в смешанных группах, имеют возможность постоянно общаться со сверстниками, легче адаптируются в социуме.

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ

9.1 Литература

Основная литература

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник / Н.С. Ахметов. – 8-е изд., испр. – М. : Лань, 2014. – 752 с. (10 экз.).

2. Глинка, Н. Л. Общая химия : [учеб.пособие для вузов] / Н. Л. Глинка ; под ред. : А. И. Ермакова. – 30-е изд., испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2010. – 727 с. (6 экз.).

3. Глинка, Н. Л.Общая химия : [учеб.пособие] / Н. Л. Глинка. – М. : КНОРУС, 2011. – 746 с. (8 экз.).

4. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для студ. вузов, обучающихся по направлению и спец. «Химия» / Я.А. Угай. – 4-е изд., стер. – М. : Высш. шк., 2004. – 526 с. (18 экз.).

5. Задачи и упражнения по общей химии : учеб.пособие для студ. вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - М. : Интеграл-Пресс, 2011. - 240 с. (16 экз.).

Дополнительная литература

1. Артеменко, А.И. Справочное руководство по химии / А.И. Артеменко, И.В. Тикунова, В.А. Малеванный. – 2-е изд., перераб. и доп. – М. : Высш. шк., 2003. – 368 с. (27 экз.).

2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – 26-е изд., стереотип. – Л. : Химия, 1988. – 272 с. (15 экз.).
3. Ерыгин, Д.П. Методика решения задач по химии: учеб. пособие для студ. пед. ин-тов по биол. и хим. спец. / Д.П. Ерыгин, Е.А. Шишкин. – М. : Просвещение, 1989. – 173 с. (15 экз.).
4. Зайцев, О.С. Исследовательский практикум по общей химии: учеб. пособие для студ. по спец. «Химия» / О.С. Зайцев. – М. : Изд-во МГУ, 1994. –480 с. (1 экз.).
5.Кнотько, А.В. Химия твердого тела: учеб. пособие для студ., обучающихся по спец. «Химия» / А.В. Кнотько, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. – М. : Академия, 2006. – 301 с. (19 экз.).
6. Координационная химия: учеб. пособие для студ. вузов / В.В. Скопенко [и др.]. – М. : Академкнига, 2007. – 487 с. (10 экз.).
7. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для студ. вузов / Н.В. Коровин. – 10-е изд., перераб. – М. : Высш. шк., 2008. – 556 с. (5 экз.).
8. Лидин, Р.А. Неорганическая химия в реакциях: справочник / Р.А. Лидин, В.А. Молочко, Л.Л. Андреева. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2007. – 637 с. (5 экз.).
9. Фролов, В.И. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для студ. вузов, обучающихся по направлению «Металлургия», «Химическая технология и биотехнология» / В.И. Фролов, Т.М. Курохтина, З.Н. Дымова ; под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. – 2-е изд., перераб., доп. – М. : Дрофа, 2002. – 301 с. (30 экз.).
10. Хаускрофт, К. Современный курс общей химии. В 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констебл ; под ред. В.П. Зломанова ; пер. с англ. – М. : Мир, 2002. – (Лучший зарубежный учебник). – Т. 1. – 539 с. (13 экз.), Т. 2 – 528 с. (14 экз.).

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии http://www.xumuk.ru
2. Каталог образовательных интернет-ресурсов http://www.edu.ru
3. Электронная библиотека по химии http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/
4. Портал научной электронной библиотеки http://elibrary.ru/defaultx.asp

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Полпред (обзор СМИ). - Режим доступа: https://polpred.com/news
2. ЭБС «Юрайт» https://urait.ru

Электронные журналы

Журнал неорганической химии
- https://sciencejournals.ru/journal/nergkhim/

– ежемесячное периодическое издание, которое выходит с 1956 года. Тематика журнала: синтез и свойства неорганических соединений, координационные соединения, высокотемпературные сверхпроводники, физикохимический анализ неорганических систем, физические методы исследования и физическая химия растворов. Регулярно появляются тематические обзоры, рецензии на книги и сообщения о конференциях. Полнотекстовая электронная версия доступна по подписке с сайта научной электронной библиотеки http://elibrary.ru

Журнал общей химии http://genchem.ru/ – это крупнейший журнал в области научной химии. Предшественником этого журнала был первый российский химический журнал «Журнал русского химического общества», основанный в 1869 для освещения всех проблем в области химии. В настоящее время журнал ориентируется на междисциплинарные области химии (металлоорганические соединения, органические соединения металлоидов, органические и неорганические комплексы, механохимия, нанохимия и т. д.), новые достижения и долгосрочные результаты в каждой области. В журнале публикуются обзоры, текущие научные статьи, письма к редактору, дискуссионные статьи, обзоры книг, сообщения и доклады о научных конференциях.

Содержания и аннотации статей русской версии журнала можно посмотреть на сайте http://elibrary.ru. Полнотекстовые версии статей доступны на сайте по подписке.

Успехи химии https://www.uspkhim.ru/ - сайт журнала Российской Академии Наук имеет наивысший импакт-фактор среди российских научных журналов по химии

Химия и жизнь - XXI век https://www.hij.ru/ ежемесячный научно-популярный журнал.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используются аудитории, оснащенные учебной мебелью, аудиторной доской, компьютером(рами) с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением, коммутатором для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ, мультимедийными проекторами, экспозиционными экранами, учебно-наглядными пособиями (таблицы, мультимедийные презентации). Для проведения лабораторных занятий также используется:

Ауд. 103 «А» Учебная лаборатория неорганической химии

- Стол письменный 2-мест. (12 шт.)
- Стул (25 шт.)
- Стол преподавателя (1 шт.)
- Стул преподавателя (1 шт.)
- Пюпитр (1 шт.)
- Стол лабораторный (3 шт.)
- Аудиторная доска (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер «Samsung» (1 шт.)
- 8 - портовый коммутатор D-Link для выхода в электронно-библиотечную систему и электронную информационно-образовательную среду БГПУ (1 шт.)
- Мультимедийный проектор SHARP -10 X(1 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Химическая посуда
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ

Ауд. 118 «А». Лаборатория естественнонаучной направленности педагогического технопарка «Кванториум» им. С.В. Ланкина

- Микроскоп биологический Микромед 1
- Лупы ручные
- Цифровая лаборатория по химии для учителя STEM
- Цифровая лаборатория по экологии для реализации сети школьного экологического мониторинга STEM
- Робототехнический комплекс НАУРОБО «Умная теплица»
- Микролаборатория для химического эксперимента
- Столик подъемный
- Набор реактивов для ГИА по химии
- Прибор для получения галоидоалканов и сложных эфиров

- Пчелка-У/хим мини-экспресс лаборатория учебная
- КПЭ комплект-практикум экологический
- Учебно-лабораторный комплекс «Химия в школе»
- Наконечники
- Бюретка 25 мл.

Биологическая микролаборатория и т.д.

Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Основы общей химии»

Самостоятельная работа студентов организуется в аудиториях, оснащенных компьютерной техникой с выходом в электронную информационно-образовательную среду вуза, в специализированных лабораториях по дисциплине, а также в залах доступа в локальную сеть БГПУ, в лаборатории психолого-педагогических исследований и др.

Лицензионное программное обеспечение: операционные системы семейства Windows, Linux; офисные программы Microsoft office, Libreoffice, OpenOffice; Adobe Photoshop, Matlab, DrWeb antivirus и т.д.

Разработчик: Егорова И.В., доктор химических наук, профессор кафедры химии.

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2026/2027 уч. г.

РПД пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2026/2027 уч. г. на заседании кафедры химии (протокол № 8 от 28 мая 2026 г.).