Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Щёкина Вера Витальевна
Должность: Ректор
Дата подписания: 22.10.2026 09:55:10
Уникальный программный ключ:
a2232a55157e976551a8999b1190892af53989420420336ffbf573a434e57789

	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
«25» мая 2022 г.

Рабочая программа дисциплины
«ОБЩАЯ ХИМИЯ»

Направление подготовки
44.03.05 ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ОБРАЗОВАНИЕ
(с двумя профилями подготовки)

Профиль
«БИОЛОГИЯ»

Профиль
«ХИМИЯ»

Уровень высшего образования
БАКАЛАВРИАТ

Принята на заседании кафедры химии
(протокол №8 от «25» мая 2022 г.)

Благовещенск 2022

СОДЕРЖАНИЕ

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА 3

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ 5

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 (САМКОНТРОЛЯ) УСВОЕННОГО МАТЕРИАЛА 78

7 ПЕРЕЧЕНЬ ИНФОРМАЦИОННЫХ ТЕХНОЛОГИЙ, ИСПОЛЬЗУЕМЫХ В ПРОЦЕССЕ ОБУЧЕНИЯ 93

8 ОСОБЕННОСТИ ИЗУЧЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ ИНВАЛИДАМИ И ЛИЦАМИ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ 93

9 СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ И ИНФОРМАЦИОННЫХ РЕСУРСОВ 94

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА 95

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ 97

1 ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

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

1.2 Место дисциплины в структуре ООП

Дисциплина «Общая химия» относится к дисциплинам обязательной части предметно-методического модуля по профилю «Химия» блока Б1: Б1.О.08.01.

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

1.3 Дисциплина направлена на формирование следующих компетенций: УК-1; ОПК-8; ПК-2:

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

- УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.

- **ОПК-8.** Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний, **индикатором** достижения которой является:

- ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области.

- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования, **индикатором** достижения которой является:

- ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения теоретических и практических задач.

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

- **знать:**

· современную номенклатуру химических соединений;

· основные классы химических соединений и типы химических реакций;

особенности химической формы организации материи

· основы поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая химия;

· 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**:

· стандартные операции по предлагаемым методикам;

· выбирать методы диагностики веществ и материалов, проводить стан- дартные 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 интерпритировать 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 анализа, применения основ поиска, критического анализа и синтеза информации, системного подхода для решения поставленных задач в рамках дисциплины общая и неорганическая 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 7 зачетных единиц (далее – ЗЕ) (252 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 (очная форма обучения)

Вид учебной работы	Всего часов	Семестр 1
Общая трудоемкость	252	252
Контактная работа	128	128
Лекции	44	44
Лабораторные работы	84	84
Самостоятельная работа	88	88
Вид итогового контроля:	36	экзамен

2 УЧЕБНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

Учебно-тематический план
Очная форма обучения

№ п/п	Наименование тем (разделов)	Всего часов	Аудиторные занятия		Самостоятельная работа
			Лекции	Лабораторные занятия	
I семестр					
1	**Введение**	**12**	**4**	**4**	**4**
1.1	Предмет и задачи химии	6	4	-	2
1.2	*Лабораторная работа №1.* Основные приемы работы в лаборатории	6	-	4	2
2	**Основные понятия и законы химии**	**22**	**2**	**8**	**12**
2.1	Основные понятия и законы химии. Атомно-молекулярное учение	10	2	-	8
2.2	*Лабораторная работа №2.* Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)	6	-	4	2
2.3	*Лабораторная работа №3.* Определение эквивалентной массы магния	6	-	4	2
3	**Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов**	**16**	**4**	**4**	**8**
3.1	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.	4	2	-	2
3.2	Строение атома	4	2	-	2
3.1	*Лабораторная работа №4.* Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Стро-	8		4	4

	ение атома				
4	**Реакции в неорганической химии**	**24**	**4**	**12**	**8**
4.1	Реакции в неорганической химии.Классификация химических реакций. Классы неорганических соединений	6	4	-	2
4.2	*Лабораторная работа №5.* Классификация химических реакций	6	-	4	2
4.3	*Лабораторная работа №6.* Качественные реакции на катионы и анионы	6	-	4	2
4.4	*Лабораторная работа №7.* Классы неорганических соединений	6	-	4	2
5	**Химическая связь**	**6**	**2**	**-**	**4**
5.1	Химическая связь	6	2	-	4
6	**Комплексные соединения**	**22**	**6**	**8**	**8**
	Комплексные соединения. Классификация. Номенклатура. Свойства. Устойчивость	10	6	-	4
6.1	*Лабораторная работа №8* Комплексные соединения. Получение и устойчивость	6	-	4	2
6.2	*Лабораторная работа №9.* Комплексные соединения. Химические свойства	6	-	4	2
7	**Закономерности протекания и типы химических реакций**	**28**	**6**	**8**	**14**
7.1	Классификация химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций	6	2	-	4
7.2	Скорость химической реакции и факторы, влияющие на ее изменение. Энергия активации. Механизмы химических реакций	6	2	-	4
7.3	Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Смещение химического равновесия	4	2	-	2
7.4	*Лабораторная работа №10.* Скорость химической реакции.	6	-	4	2
7.5	*Лабораторная работа №11.* Химическое равновесие.	6	-	4	2
8	**Растворы. Способы выражения состава растворов**	**18**	**2**	**8**	**8**
8.1	Растворы. Способы выражения состава растворов	6	2		4
8.2	*Лабораторная работа №12.* Приготовление растворов различной концентрации	6	-	4	2
8.3	*Лабораторная работа №13.* Приготовление растительных индикаторов	6	-	4	2

9	**Свойства растворов электролитов.Теория электролитической диссоциации**	**14**	**2**	**4**	**8**
9.1	Свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации	6	2	-	4
9.2	*Лабораторная работа №14.* Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация	8		4	4
10	**Гидролиз**	**10**	**2**	**4**	**4**
10.1	Гидролиз.	4	2	-	2
10.2	*Лабораторная работа №15.* Гидролиз.	6	-	4	2
11	**Окислительно-восстановительные реакции**	**18**	**6**	**8**	**4**
11.1	Окислительно-восстановительные реакции	5	4		1
11.2	*Лабораторная работа №16.* Окислительно-восстановительные реакции	7	1	4	2
11.3	*Лабораторная работа №17.* Окислительно-восстановительные реакции	6	1	4	1
12	**Электролиз. Химические источники тока**	**26**	**4**	**16**	**6**
12.1	Электролиз. Химические источники тока. Коррозия	5	4		2
12.1	*Лабораторная работа №18* Электролиз	10	-	8	2
12.1	*Лабораторная работа №19.* Коррозия и защита металлов	9	-	8	2
	Экзамен	**36**			
	Всего:	**252**	**44**	**84**	**88**

Интерактивное обучение по дисциплине

№	Наименование тем (разделов)	Вид занятия	Форма интерактивного занятия	Кол-во часов
1.	Предмет и задачи химии	ЛК	Лекция-дискуссия	2 ч.
2.	Определение относительной молекулярной массы оксида углерода(IV)	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
3.	Определение эквивалентной массы магния	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
4.	Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева	ЛК	Лекция с ошибками	2 ч.
5.	Классы неорганических соединений	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
6.	Приготовление растворов различной концентрации	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
7.	Свойства растворов электролитов.	ЛР	Работа в малых	4 ч.

	Электролитическая диссоциация		группах	
8.	Окислительно-восстановительные реакции	ЛР	Работа в малых группах	4 ч.
9.	Электролиз. Химические источники тока. Коррозия	ЛК	Лекция-консультация	4 ч.
	Всего:	**32**/128=25 %		

3 СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ (РАЗДЕЛОВ)

1 Введение

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.

Методы познания в современной химии. Экспериментальное изучение неорганических соединений и материалов (химический анализ; дифракционные, спектральные и термические методы, микроскопия). Значение химических знаний по дисциплине для будущих учителей биологии и химии.

2 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 кислот. Соли. Средние, кислые, основные. Получение. Свойства. Номенклатура солей. 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

Открытие периодического закона Д.И. Менделеевым. Этапы открытия периодического закона. Периодический закон. Физический смысл атомного номера, номера группы, номера периода. Современная формулировка периодического закона. Периодическая си-

стема 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.

4 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.

5 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.

6 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. Гидраты (аквакомплексы). 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.

Номенклатура комплексных соединений.

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.

7 Закономерности протекания и типы химичексих реакций

Классификация химических реакций. Окислительно-восстановительные и обменные реакции. Условия протекания химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций.

Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса.

Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ; понятие об ингибиторах.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.

Принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры. Катализаторы в обратимых процессах.

8 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.

9 Свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации

Электролиты и неэлектролиты. Основные положения электролитической диссоциации. Механизм диссоциации электролитов с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Основный и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. 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.

10 Гидролиз

Реакция гидролиза. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Реакция среды в водных растворах солей. Обратимый и необратимый гидролизы солей. Степень и константа гидролиза. Объяснение гидролиза солей и амфотерности гидроксидов с точки зрения электролитической диссоциации аквакомплексов и протолитической теории кислотно-основных равновесий. Факторы, смещающие равновесие гидролиза. Роль гидролиза в химических, биологических процессах и выветривании минералов и горных пород.

Равновесие в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Реакции в растворах электролитов (ионные реакции). Механизм протекания реакций в растворах электролитов. Направленность обменных реакций в растворах электролитов.

11 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.

12 Электролиз. Химические источники тока

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.

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.).

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. (31 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.).

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 контрольные вопросы, представленные в конспекте лекций 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/или 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 работам и индивидуальных заданий 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 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 устному опросу на лабораторных занятиях, к контрольным работам, тестированию, экзамену. Она включает проработку лекционного материала – конспекты рекомендованной литературы по заданной тематике. Конспект должен быть выполнен в отдельной тетради, содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом. 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 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 учителя.

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:

- работа с научной и учебной литературой;
- подготовка реферата, конспекта;
- подготовка к тестированию и экзамену.
- оформление лабораторной работы
- подготовка отчета по лабораторной работе
- решение расчетных задач

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, письменные контрольные 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	4
2.	Основные понятия и законы химии	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка реферата	12
3.	Периодический закон как основа химической систематики. Современные представления о периодичности свойств элементов	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка реферата Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	8
4.	Реакции в неорганической химии	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Решение расчетных задач	8
5.	Химическая связь	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Подготовка реферата Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка конспекта	4
6.	Комплексные соединения	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Подготовка реферата Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе	8
7.	Закономерности протекания и типы химических реакций	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач Подготовка отчета по лабораторной работе	14
8.	Растворы. Способы выражения состава растворов	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач	8

		Подготовка отчета по лабораторной работе	
9.	Свойства растворов электролитов. Теория электролитической диссоциации	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка реферата	8
10	Гидролиз	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка реферата	4
11.	Окислительно-восстановительные реакции	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Решение расчетных задач Подготовка отчета по лабораторной работе	4
12.	Электролиз. Химические источники тока	Изучение основной литературы Изучение дополнительной литературы Оформление лабораторной работы Подготовка отчета по лабораторной работе Подготовка реферата Подготовка конспекта	6

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. **4**. с.48-51.	**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. **4**. с.51-55. **5**. с. 7-9.	**5**. с. 9 № 5, 7, 8, 13, 16, 18, 38.
4	*Лабораторная работа №4.* Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Строение атома. (4 ч).	**1.** с.5-46. **2**. с. 37-96. **3**. с. 23-56. **4**. 56-60.	**4.** с. 47 № 1,2,4,7.
5	*Лабораторная работа №5.* Классификация химических реакций (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.

6	*Лабораторная работа №6.* Качественные реакции на катионы и анионы (4 ч).	**1.** с.201-210. **2.**с. 245-254. **3**. с. 159-162. **5**. с. 29-36. **6.** с. 37.	**6.** с. 37 № 1-3.
7	*Лабораторная работа №7.* Классы неорганических соединений (4 ч).	**4**. с. 40-47. **5**. с. 29-38.	**4.** с. 47 № 3,5,6.
8	*Лабораторная работа №8.* Комплексные соединения. Получение и устойчивость (4 ч).	**2.** с. 354-378. **3.** с. 103-132. **5.** с. 189-203.	**5**. с. 191 № 717, 720, 721, 722, 752.
9	*Лабораторная работа №9.* Комплексные соединения. Химические свойства (4 ч).	**1.** с. 107-114. **4.** с. 104-108.	**5**. с. 196 № 729, 731,733, 741,743,750.
10	*Лабораторная работа №10.* Скорость химической реакции (4 ч).	**1.** 212-214. **3**. с. 188-198. **4.** с. 62-70.	**4.** с. 68 № 1,4,5,6,7.
11	*Лабораторная работа №11.* Химическое равновесие (4 ч).	**1.** с.210-212. **3**. с. 198-208. **4.** с. 70-72.	**4.** с. 73 № 1-4.
12	*Лабораторная работа №12.* 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.
13	*Лабораторная работа №13.* Приготовление растительных индикаторов (4 ч).	доп. лист	
14	*Лабораторная работа №14.* Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация (4 ч).	**4**. с. 88-96. **5.** с. 120-127.	**4.** с. 94 № 4,5,6.
15	*Лабораторная работа №15.* Гидролиз (4 ч).	**1**. с. 227-234. **4.** с. 97-99. **5.** с. 141-148.	**5**. № 585, 587, 588, 591.
16	*Лабораторная работа №16.* Окислительно-восстановительные реакции (4 ч).	**1.** с. 234-240. **2.** с. 259-273. **4.** с. 114-118. **5**. с. 151-153, 155-164.	**4.** с. 118 № 2,7 **5**. с. 148 № 580, 583, 584, 609, 611, 614, 636.
17	*Лабораторная работа №17.* Окислительно-восстановительные реакции (4 ч).	**2.** с. 259-269. **3.** с. 170-174. **6.** с. 76.	**4.** с. 94 № 4,5,6. **6.** с. 75 № 1-4.
18	*Лабораторная работа №18.* Электролиз (8 ч).	**2.** с. 281-288. **3.** с. 181-185. **4.** с. 129-131. **5**. с. 179-181, 183-187.	**5**. с. 181 № 673, 674, 687,690, 963, 699, 700, 706.
19	*Лабораторная работа №19.* Коррозия и защита металлов (8 ч).	**2.** с. 685-693. **4.** с. 126-128.	**4.** с. 103 № 3,4,5.

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.).

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. (31 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.).

6. Егорова, И.В. Практикум по общей и неорганической химии: Учебное пособие для студентов вузов / И.В. Егорова, В.В. Жидков, Л.С. Дворникова. – Благовещенск: Изд-во БГПУ, 2014. - 162 с. (25 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 или иной 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 при выполнении 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, какой эксперимент 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 лаборатории средства 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 всей техники 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 и рук, так как многие 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 свежийвоздухю
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 работы:ознакомиться с основными приемами работы в лабораториии.

*Перекристаллизация.*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.

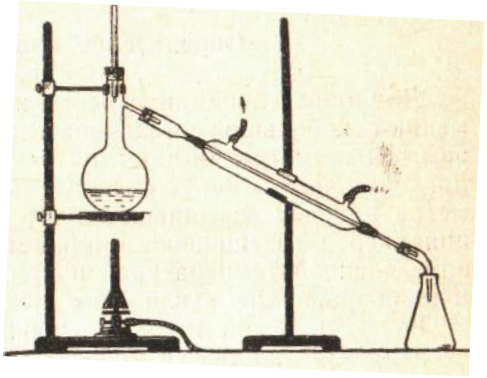
Отвесить на весах 1 г кристаллического йода, 0,1 г йодида калия и 0,5 г оксида кальция. Положить все эти вещества на дно фарфоровой чашки и перемешать стеклянной палочкой. Накрыть чашку дном конической колбы, наполненной на 1/3 холодной водой. Чашку поставить на асбестовую сетку и осторожно нагреть.

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

3. Перегонка (дистилляция) воды

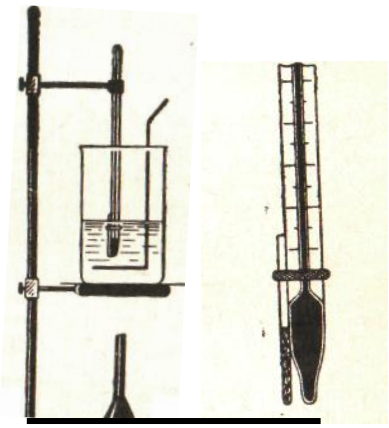
Собрать прибор для перегонки воды. В колбу Вюрца налить 1/3 ее объема водопроводной воды, добавить туда немного раствора медного купороса и на дно поместить несколько стеклянных капилляров для того, чтобы жидкость кипела равномерно. Колбу закрыть пробкой, в которую вставлен термометр таким образом, чтобы 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.

Вопросы собеседования:

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.

Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV)

Цель работы: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

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

$$V_0 = \frac{VPT_0}{TP_0}.$$

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

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

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 $M(K_2CO_3) = 2 \cdot 3{,}91 + 12 + 3 \cdot 16 = 138{,}2$. 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. углеводород имеет формулу C_xH_y. Масса углерода в этом соединении составит $12 \cdot x$, а водорода $1 \cdot y$. 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 $2 \cdot 43 = 86$.

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. $M(NO) = 2 \cdot 15 = 30$ г/моль.

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

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

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:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

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 буквой R, 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:

$$R = \frac{1{,}013 \cdot 10^5 \cdot 22{,}4 \cdot 10^{-3}}{273} \quad 1{,}013 \cdot 10^5 \cdot 22{,}4 \cdot 10^{-3} / 273 = 8{,}314 \text{ Дж/(К} \cdot \text{моль)}.$$

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. = $1{,}31 \cdot 10^{-3}$атм = 133,322 Па.

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

$$R = \frac{1 \cdot 22{,}4}{273} = 0{,}082 \text{ л} \cdot \text{атм/(К} \cdot \text{моль)}.$$

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

$$R = \frac{760 \cdot 22400}{273} = 62360 \text{ мл} \cdot \text{мм рт. ст./(К} \cdot \text{моль)}.$$

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:

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

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.

$$M = \frac{mRT}{pV} = \frac{0{,}51 \cdot 62360 \cdot 350}{700 \cdot 215} = 74 \text{ г/моль}$$

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:

$$M = \frac{73{,}3 \cdot 0{,}082 \cdot 300}{4{,}1 \cdot 10} = 44 \text{ г/моль.}$$

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

Лабораторная работа №3

Определение эквивалентной массы магния

Вопросы собеседования:

1. Химический эквивалент:
   - эквивалент элемента
   - эквивалент сложного вещества: оксида, кислоты, основания, соли
2. Эквивалентная масса.
3. Эквивалентный объем.
4. Соотношение между молярной массой, эквивалентом и эквивалентной массой вещества.
5. Методы определения эквивалента элемента:
   - метод прямого определения;
   - метод косвенного определения;
   - метод вытеснения.

Лабораторная работа

Цель работы: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

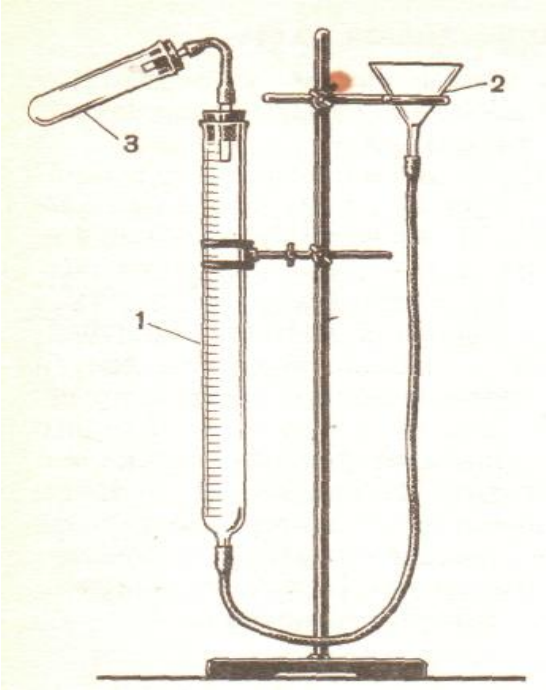
Взвесить кусочек ленты магния около 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воронки установить уровень воды в бюретке на нулевом делении или немного ниже.

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°(C).
3. Атмосферное давление — p(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 температуре t и давлении p.
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 г гидроксида –“– х г фосфата

$x = 42 \cdot 212/168 = 53$ 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:

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

46 36 80 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

$x = 46 \cdot 0{,}28/22{,}4 = 0{,}575$ г.

Лабораторная работа №4.

Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева.

Строение атома

Вопросы собеседования:

1. Экспериментальные обоснования представлений об атоме как сложной системе. Открытие электрона.

2. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α-частиц. Планетарная модель атома. Ее достоинства и недостатки. Исходные теоретические и экспериментальные предпосылки разрешения внутренних противоречий планетарной модели.

3. Корпускулярно-волновой дуализм излучения. Кванты. Уравнение Планка.

Объяснение фотоэффекта Эйнштейном. Фотоны.

4. Теория атома водорода по Н. Бору (основные постулаты). Спектры атомов. Объяснение спектра атома водорода. Внутренние противоречия теории атома водорода по Н. Бору и попытки их устранения.

5. Корпускулярно-волновой дуализм частиц. Волны Луи де Бройля. Принцип неопределенностей Гейзенберга.

6. Квантово - механическая модель атома водорода. Квантовые числа как параметры, определяющие состояние электрона в атоме. Главное(n), орбитальное (l), магнитное (m_l). Физический смысл квантовых чисел.

7. Атомные орбитали (АО). Основное и возбужденное состояние. Вырожденные состояния. Вид атомных*s*-, *p*-, *d*-, *f*-орбиталей.

8. Собственный угловой и магнитный моменты электрона (спин) и спиновое квантовое число m_s. Емкость электронных слоев.

9. Многоэлектронные атомы. Три принципа заполнения орбиталей в атомах: принцип наименьшей энергии, принцип (запрет) Паули, правило Хунда. Порядок заполнения атомныхорбиталей. Правила Клечковского. Электронные формулы. Символическая и графическая формы записи электронных формул.

10. Свойства изолированных атомов:

а) атомные радиусы (ковалентные, металлические);

б) энергия ионизации;

в) сродство к электрону;

г) электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.

д) магнитные свойства атомов. Диамагнетизм, парамагнетизм.

11. 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.

12. Вопросы, поставленные периодическим законом и периодической системой, их разрешение с позиций представлений о строении атомов. Современная формулировка периодического закона.

13. Периодическая система как естественная система элементов. Длинная и короткая формы периодических таблиц. Периоды, группы, подгруппы.

14. 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.

15. 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.

16. Периодичность изменения свойств элементов как проявление периодичности изменения электронных конфигураций атомов. Эффект проникновения электронов к ядру, кайносимметрия, *d*- и *f*- сжатие.

Строение вещества и определение свойств атомов и веществ, связанных с их строением.

При квантовом переходе из одного энергетического состояния в другое выделяется или поглощается энергия, что объясняет происхождение атомных спектров. Спектр служит одной из важнейших характеристик атома и отражает его внутреннее строение.

Например, при внесении металла или его соли в пламя горелки образующийся пар взятого вещества, состоящий из атомов или ионов металлов, поглощает и испускает фотоны с определенной длиной волны λ.Если λ соответствует видимой области спектра, то пламя окрашивается в определенный цвет. По цвету пламени, сравнивая его со спектром видимой области (рис. 1, *а*), определяем λ и рассчитываем энергию активации E_aэлектронов в атомах или ионах исследуемого металла по формуле Планка:

$$E_a = h\upsilon = hc/\lambda,$$

где $h = 6{,}626 \cdot 10^{-34}$ Дж · с – постоянная Планка; $c = 3 \cdot 10^8$ м/с – скорость света.

Многие физико-химические свойства кристаллических веществ определяются типом химической связи между образующими их частицами. В соответствии с этой классификацией кристаллы подразделяют на молекулярные, атомные, ионные, металлические.

Наиболее прочные кристаллические решетки – атомные и ионные – придают веществам тугоплавкость. Атомные кристаллы нерастворимы, а ионные кристаллы растворяются только в полярных растворителях (например, в воде). Кристаллические решетки типичных металлов придают им легкоплавкость и растворимость в жидкой ртути с образованием амальгам. Наименее прочные кристаллические решетки – у молекулярных сталлов, что объясняет их легкоплавкость и рошую растворимость либо в полярных (волибо в неполярных (бензол) растворителях зависимости от полярности своих молекул).

ра-

кри-

хо-

да),

(в

ис-

ше-

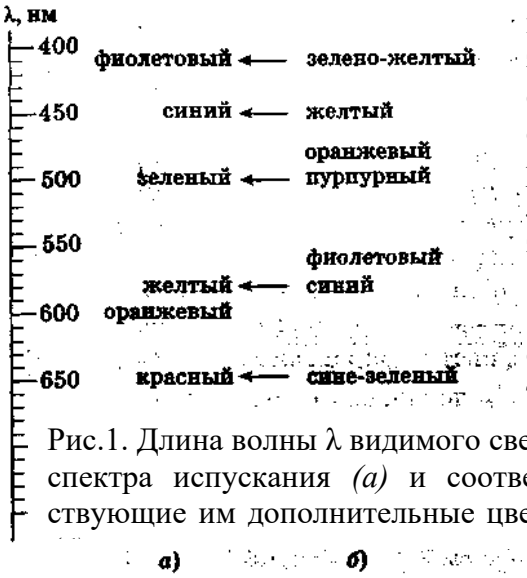


Рис.1. Длина волны λ видимого света спектра испускания *(а)* и соответствующие им дополнительные цвета

Цель работы:

Расчет энергии активации электронов, следование прочности кристаллических реток разного типа.

Оборудование и реактивы:

Газовая горелка. Пробирки. Тигель. Стальная проволока. Насыщенные растворы со-

лей: лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария, меди. Оксид кремния (IV). Оксид алюминия. Сахароза (в виде сахарного песка). Иод. Олово. Медный купорос. Хлорид натрия.

ОПЫТ 1. Определение энергии активации (возбуждения) электронов E_a (по цвету пламени)

Чистую и предварительно прокаленную стальную проволоку погрузить в насыщенный раствор соли металла, а затем внести в некоптящее пламя газовой горелки. Отметить цвет пламени. Пользуясь рис. 1, *а* (спектром видимой области), определить длину волны испускаемых фотонов и рассчитать энергию активации электронов атома исследуемого металла. Результаты наблюдений и расчетов занести в таблицу по форме:

Катион металла Me^+	Цвет пламени	Длина волны λ, нм	Энергия активации электронов E_a, Дж

Проделать опыты с насыщенными растворами солей лития, натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, стронция, бария и меди. Для каждой соли использовать чистую стальную проволоку.

Сравнить E_aдля щелочных ищелочно-земельных металлов.

ОПЫТ 2. Исследование физических свойств кристаллов различного типа

*А.*В две пробирки поместить несколько крупинок исследуемого вещества. В одну добавить воду, в другую – бензол.

Взболтать. Вывод о растворимости занести в таблицу: + хорошо, ± слабо и – нерастворимо.

Для исследования взять оксид кремния (IV) SiO_2 (в виде песка), оксид алюминия $A1_2O_3$, хлорид натрия NaCl, кристаллогидрат сульфата меди $CuSO_4 \cdot 5H_20$ (медный купорос), сахарозу $C_{12}H_{22}O_{11}$ (в виде сахарного песка), иод и олово.

Вещество	Цвет	Испытание		
		на плавкость	на растворимость	
			в воде	в бензоле
SiO_2 $A1_2O_3$ NaCl $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ $C_{12}H_{22}O_{11}$ I_2 Sn				

Б. Поместить вещество в тигель и, нагрев его на пламени горелки, проверить, способно ли оно плавиться. Результаты наблюдений отметить в таблице.

На основании результатов эксперимента сделайте вывод о том, у каких веществ кристаллическая решетка наиболее и у каких наименее прочная, имея в виду, что оксиды кремния и алюминия имеют атомные решетки; хлорид натрия и сульфат меди – ионные; медный купорос, сахар и иод – молекулярные, а олово – металлическую решетку.

Задачи по теме: Строение атома

1. Напишите полные электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 25. Назовите формирующие электроны этих атомов.

2. Напишите электронные формулы атомов кремния и титана. К какой группе элементов (по формирующим электронам) относится каждый из этих элементов?

3. Напишите полные электронные формулы атомов железа и фосфора. Назовите формирующие электроны этих атомов.

4. Напишите полные электронные формулы атомов алюминия и скандия и ионов Al^{3+}, Sc^{2+} и Sc^{3+}.

5. Какова электронная формула атома кислорода? Сколько электронных пар и неспаренных электронов у атома кислорода и какие атомные орбитали они занимают?

Задача 1. Напишите электронные конфигурации атомов следующих элементов в основном состоянии: N, Si, Fe, Kr, Te, W.

Решение. Энергия атомныхорбиталей увеличивается в следующем порядке:

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d.

На каждой *s*-оболочке (одна орбиталь) может находиться не более двух электронов, на *p*-оболочке (три орбитали) - не более шести, на *d*-оболочке (пять орбиталей) - не более 10 и на *f*-оболочке (семь орбиталей) - не более 14.

В основном состоянии атома электроны занимают орбитали с наименьшей энергией (см. приведенный выше ряд). Число электронов равно заряду ядра (атом в целом нейтрален) и порядковому номеру элемента.

Например, в атоме азота - 7 электронов, два из которых находятся на 1 *s*-орбитали, два - на 2*s*-орбитали, и оставшиеся три электрона - на 2*p*-орбиталях. Электронная конфигурация атома азота:

+7 N: $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$.

Электронные конфигурации остальных элементов:

+ 14 Si: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2$,

+ 26 Fe: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$,

+ 36 Kr: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2 4s^2 3d^{10} 4p^6$,

+ 52 Te: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^4$,

+ 74 W: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^2 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$.

Задача 2. Какой инертный газ и ионы каких элементов имеют одинаковую электронную конфигурацию с частицей, образующейся в результате удаления из атома кальция всех валентных электронов?

Решение. Электронная оболочка атома кальция имеет структуру $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$. При удалении двух валентных электронов образуется ион Ca^{2+} с конфигурацией $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$. Такую же электронную конфигурацию имеют атом Ar и ионы S^{2-}, Cl^-, K^+, Sc^{3+} и др.

Задача 3. Могут ли электроны иона Al^{3+} находиться на следующих орбиталях: а) *2p*; б) *1p*; в) *3d*?

Решение. Электронная конфигурация атома алюминия: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. Ион Al^{3+} образуется при удалении трех валентных электронов из атома алюминия и имеет электронную конфигурацию $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$.

а) На *2p*-орбитали электроны уже находятся.

б) В соответствии с ограничениями, накладываемыми на квантовое число *l* (*l*= 0, 1,… n-1), при n = 1 возможно только значение *l*= 0, следовательно, *1p*-орбиталь не существует.

в) На *3d*-орбитали электроны могут находиться, если ион - в возбужденном состоянии.

Задача 4. Напишите электронную конфигурацию атома неона в первом возбужденном состоянии.

Решение. Электронная конфигурация атома неона в основном состоянии – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$. Первое возбужденное состояние получается при переходе одного электрона с высшей занятой орбитали (*2p*) на низшуюсвободнуюорбиталь (*3s*). Электронная конфигурация атома неона в первом возбужденном состоянии - $1s^2\ 2s^2\ 2p^5\ 3s^1$.

Задача 5. Каков состав ядер изотопов ^{12}Си ^{13}C, ^{14}N и ^{15}N?

Решение. Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента и одинаково для всех изотопов данного элемента. Число нейтронов равно массовому числу (указываемому слева вверху от номера элемента) за вычетом числа протонов. Разные изотопы одного и того же элемента имеют разные числа нейтронов.

Состав указанных ядер:

^{12}C:*6p + 6n;*

^{13}C:*6p + 7n;*
^{14}N: *7p + 7n;*
^{15}N: *7p + 8n.*

Лабораторная работа №5.
Классификация химических реакций.

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. – с. 33.

Лабораторная работа №6
Качественные реакции на катионы и анионы.

Цель работы: 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 краткостив 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:

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

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

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

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

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

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 гексахлороплатината 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 $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ характер-

ной 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.

Таблица 2. 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 наблюда-

ется 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 по разному. 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 молекулярногоиода (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.

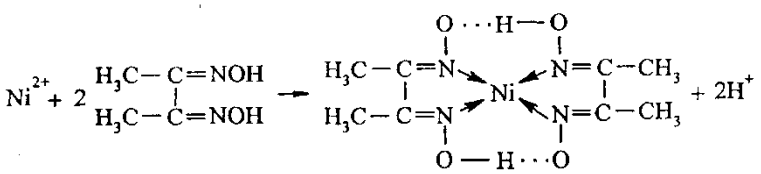
Синее окрашивание раствора крахмала в присутствии иода (трийодид-ионов; чистый молекулярный иодI_2 в отсутствии йодид-ионовI^- не окрашивает крахмал) объясняют образованием адсорбционного комплекса между коллоидными макромолекулами крахмала (фракциями неразветвленной амилозы) и трийодид-ионами.

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^+, «одновалентной» ртути Hg_2^+ 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.

Вопросы собеседования:

1. Что называется аналитическими признаками и аналитической реакцией?
2. Какие вам известны аналитические реакции? Приведите примеры.
3. Приведите типы аналитических реакций и реагентов.

***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:

$$3KSCN + FeCl_3 \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3KC1$$

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

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-анионаI$^-$

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-анионаSO_4^{2-}

Хлорид бария $BaCl_2$образует с анионом SO_4^{2-} белый осадок $BaSO_4$:

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

В пробирку налейте 3-4 капли раствора сульфата натрия Na_2SO_4 и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария $BaCl_2$. 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 №7.

Классы неорганических соединений

Вопросы собеседования:

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.

Цель работы: ознакомиться со свойствами основных классов химических соединений.

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				фенолфталеин	метиловый оранжевый	лакмус		
оксиды	основные											
	кислотные											
	амфотерные											
Основания												
Кислоты												

Лабораторная работа №8.

Комплексные соединения. Получение и устойчивость

Вопросы собеседования:

1. Сформулируйте определение *комплексное соединение* и рассмотрите строение комплексного соединения согласно теории Альфреда Вернера (1892 г) на примере $K_3[Fe(CN)_6]$ и $[Fe(NH_3)_6]Cl_3$. Определите понятия: *комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения, степень окисления и координационное число комплексообразователя.*
2. Дайте классификацию комплексных соединений по характеру заряда. Каково отличие в их строении. Сформулируйте правила номенклатуры комплексных соединений на примере: $[Al(H_2O)_6]Cl_3$, $Na_2[Zn(OH)_4]$, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$, $K_2[Be(CO_3)_2]$, Na_2SO_4, $H_2[SiF_6]$, $K_3[Ag(S_2O_3)_2]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Co(NH_3)_6][Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2](OH)$, $H[AuCl_4]$. Проанализируйте их принадлежность к определенному классу соединений: комплексным кислотам, комплексным основаниям или комплексным солям.
3. Какова классификация лигандов. Среди указанных примеров выделите комплексы с моно- и бидентатнымилигандами.

4. Объясните образование комплексов $[Co(H_2O)_6]^{3+}$ и $[Au(CN)_2]^-$ с позиций теории валентных связей. Определите понятия *внешнеорбитальные*и *внутриорбитальные комплексы*. В чем причина *парамагнетизма* и *диамагнетизма* комплексов? Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома, принимающим участие в образовании связи, и какова пространственная конфигурация данных комплексов?

5. Напишите диссоциацию комплексного соединения $[Ag(NH_3)_2](OH)$. Диссоциация на ионы внешней и внутренней сферы. Диссоциация комплексного иона в водном растворе как реакция замещения лигандов молекулами воды. Выразите *константу нестойкости* комплексного иона.

6. Устойчивость комплексных ионов в растворах. Образование и разрушение комплексных ионов в растворах. Используя табличные значения констант нестойкости, определите какие комплексы наиболее устойчивы.

7. Перечислите виды изомерии комплексных соединений. Приведите примеры.

8. Какова биологическая роль комплексных соединений?

Цельработы: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 какимилигандами 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 ЛеШателье. 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) Изменение степени окисления с разрушением комплекса в 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. Для этого добавьте несколько капель концентрированного раствора 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 Co и Co равно 6.)

Опыт 7. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Налейте в пробирку 10-12 капель раствора $CoCl_2$, добавьте по каплямнасыщенный 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 №9.

Комплексные соединения. Химические свойства

Цель работы: получитькомплексыразлинного 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(II) (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(III) (0,1 М), сульфата кобальта (0,1 М), хлорида кобальта (насыщ.), сульфата никеля (0,1 М), соляной кислоты (конц.), аммиака (0,1 М), гексацианоферрата(III) калия, гексациа-ноферрата(Ш) 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 $[Ag(NH_3)]C1$ 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(III) 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(Ш) 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(П). 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(1). К растворам полученных комплексных соединений прилейте по каплям раствор хлорида натрия. В две пробирки, в которых не выпал осадок, добавьте раствор бромида калия. В по

следнюю 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 $K_3[Pe(CN)_6]$ (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.

Лабораторная работа №10.
Скорость химической реакции
Вопросы собеседования:

Закономерности протекания и типы химических реакций

1.Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.

2. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса. Расчет энергии химической связи газообразных веществ с одинарной связью. Расчет энергии кристаллической решетки.

3. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы. Изобарно-изотермический потенциал.

Химическая кинетика

1. Скорость химической реакции. Ее количественное выражение. Истинная и средняя скорости.

2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Его применение для гомогенных и гетерогенных систем. Константа скорости реакции. Влияние фактора поверхности на скорость реакции в гетерогенной среде.

3. Зависимость скорости реакции от температуры, температурный коэффициент. Понятие об активных молекулах и энергии активации процесса.

4. Простой, ионный и радикальный механизмы химических реакций.

5. Влияние катализаторов на скорость реакции. Виды катализа: гомогенный, гетерогенный и микрогетерогенный катализ, автокатализ, положительный и отрицательный катализ; понятие об ингибиторах.

Химическое равновесие

1. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия,

2. Принцип ЛеШателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

3. Катализаторы в обратимых процессах.

Цель работы:

Экспериментально доказать зависимость скорости химической реакции от различных факторов и проанализировать смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

Приборы и посуда:

Весы с разновесом. Секундомер. Термометр на 100 °С. Штатив с пробирками. Пробирки емкостью 50 мл с номерами (3 шт.). Мерный цилиндр для воды на 25 мл. Мерные цилиндры для раствора тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ емкостью 25 мл (1 шт.) и для раствора серной кислоты H_2SO_4 емкостью 25 мл (1 шт.). Химические стаканы емкостью 200 мл (2 шт.) и емкостью 25 мл (1 шт.). Ступка. Пипетка. Шпатель.

Реактивы и материалы:

Цинк гранулированный (протравленный) и в порошке. Нитрат свинца $Pb(NO_3)_2$. Иодид калия KI. Мел.

Растворы:

Уксусная кислота CH_3COOH (0,1н.). Соляная кислота HCl(0,1н.). Серная кислота H_2SO_4 (2н. и 1:200). Хлорид железа(III) $FeCl_3$ (0,001н. и насыщ.). Роданид калия KSCN (0,001н. и насыщ.). Тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3$ (1н. и 1:200).

ОПЫТ 1.Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции

Для проведения опыта одну пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором уксусной кислоты, затем внести туда 2 – 3 гранулы цинка, предварительно промытые водой и высушенные фильтровальной бумагой. Вторую пробирку заполнить на 2/3 объема 0,1н. раствором соляной кислоты, добавить 2 – 3 гранулы цинка. (Масса цинка должна быть одинакова и в первой и во второй пробирках).

Сравнить скорости взаимодействия с цинком соляной и уксусной кислот одинаковой концентрации и объяснить наблюдаемые явления.

По окончании опыта вылить кислоту, промыть цинк, высушить его фильтровальной бумагой.

ОПЫТ 2. Зависимость скорости реакции от концентрацииреагирующих веществ

а) К 1н. раствору тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ прилить 2н. раствор серной кислоты H_2SO_4.

Наблюдать помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:

$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2 + H_2O + S$

Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость реакции.

б) В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$: в первую –5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить затем 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. В три другие пробирки налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором $Na_2S_2O_3$ прилить при помешивании по 5 мл приготовленной H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора в каждой пробирке.

Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора	Объем H_2O,	Объем раствора	Общий объем раство-	Условная концентрация $Na_2S_2O_3$	Время протекания реак-	Скорость реакции в услов-

	$Na_2S_2O_3$, мл	мл	H_2SO_4, мл	ра, мл		ции до появления мути, τ	ных единицах, $v = 1/\tau$.
1	5	1	5	20	1С		
2	10	0	5	20	2С		
3	15	5 -	5	20	3С		

Те же результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $Na_2S_2O_3$, а на оси ординат – скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Согласуются ли ваши наблюдения с законом действия масс?

ОПЫТ 3. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4. Налить в три большие нумерованные пробирки по 10 мл раствора $Na_2S_2O_3$, в другие три пробирки – по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке с раствором $Na_2S_2O_3$ и H_2SO_4 в каждой паре.

Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пробирок, встряхнуть и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10 °С выше комнатной. За температурой следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время от слива до появления мути.

Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры на 20 °С выше комнатной. Записать результаты по следующей форме:

№ пробирки	Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4, мл	Температура, °С	Время до появления мути, τ	Скорость реакции в условных единицах, $v = 1/\tau$.
1	10	10	°С		
2	10	10	°С + 10°		
3	10	10	°С + 20°		

Составить график, иллюстрирующий зависимость скорости реакции от температуры для данного опыта. Для этого на оси абсцисс нанести в определенном масштабе значения температуры опытов, а на оси ординат – величины скорости реакции $v = 1/\tau$.

Сделать вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры. Какие значения принимает температурный коэффициент для большинства химических реакций?

ОПЫТ 4. Влияние поверхности реагирующих веществ на скорость гетерогенной реакции

Уравновесить на технохимических весах кусочек мрамора (или мела) и такую же массу порошка мрамора (или мела) – приблизительно 0,5 г. В две пробирки налить по 5 мл разбавленной соляной кислоты и внести в них одновременно навески мрамора или мела: кусочек – в одну пробирку, порошок – в другую. Отметить время, которое потребуется для полного растворения мрамора (мела). В какой пробирке реакция протекает быстрее и почему?

Написать уравнение реакции и математическое выражение закона действующих масс. Сделать вывод о влиянии поверхности реагирующих веществ на скорость реакции, протекающей в гетерогенной системе.

ОПЫТ 5. Скорость гетерогенных химических реакций

а) В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и иодида калия. Происходит ли изменение окраски?

Энергично растирать кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько капель воды; обратить внимание на изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

Лабораторная работа №11.

Химическое равновесие

Вопросы собеседования:

1. Необратимые и обратимые химические реакции. Условия обратимости и необратимости химических процессов. Химическое равновесие. Константа химического равновесия,

2. Принцип ЛеШателье. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ, давления и температуры.

3. Катализаторы в обратимых процессах.

ОПЫТ 1. Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ

В небольшом стаканчике смешать по 10 мл 0,001н. растворов хлорида железа (III) $FeCl_3$ и роданида калия KSCN. Написать уравнение этой обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа (III), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – немного кристаллического хлорида калия, а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках.

По изменению интенсивности окраски судят об изменении концентрации роданида железа(III) $Fe(SCN)_3$, т.е. о смещении равновесия. Объяснить изменение цвета на основании закона действия масс. Сместится ли равновесие при разбавлении полученных растворов?

Тема: Химическая кинетика. Химическое равновесие

1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций в системе

$$2SO_2(г) + O_2(г) \rightleftarrows 2SO_3(г),$$

если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

2. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2?

3. Константа равновесия гомогенной системы

$$CO(г) + H_2O(г) \rightleftarrows CO_2(г) + H_2(г)$$

при 850°С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации $C_{(CO)\,исх}$=3 моль/л, $C_{(H2O)исх}$ = 2 моль/л.

4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению

$$PCl_5(г) \rightleftarrows PCl_3(г) + Cl_2(г)\ ;\ \Delta H^0_{298} = 92{,}59\ кДж/моль.$$

Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону реакции разложения PCl_5?

Лабораторная работа №12.

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 равноймолярностивзаимодействуютдруг 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 (%) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$вр растворе. 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, определитьω (%) 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.

Найтиω (%) 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:

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

Нахождение массы растворенного вещества по известной массовой доле вещества:

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

Нахождение массы раствора:

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

Нахождение массы растворителя:

m (р-ля) = m (р-ра) – m (в-ва) (4)

Нахождение массовой доли растворителя:

$$\omega\%\ (\text{р-ля}) = 100\% - \omega\%\ (\text{в-ва}) \qquad (5)$$

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:

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

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:

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

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):

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

2. Найдем объем раствора:

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

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:

$$\omega\%\ (KNO_3) = \frac{m(KNO_3) \cdot 100\%}{m(p-pa)}$$

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

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 гKNO_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 = $\frac{180}{18} = 10(моль)$**,**

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:

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

2. Вычислим молярные массы: M ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) = 246 г/моль; M ($MgSO_4$) = 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 ω(в-ва)$_1$, массу раствора – m (р-ра)$_1$, а массу растворенного вещества - m (в-ва)$_1$. В результате разбавления получим новый раствор с параметрами ω (в-ва)$_2$;m (р-ра)$_2$; m (в-ва)$_2$.

Тогда:

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

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

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:

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

2. Подставим в эту формулу данные из условия задачи:

$$\omega\%(в-ва)_2 = \frac{120 \cdot 15}{(120+80)} = 9(\%)$$

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

Упаривание

Задача 4.

Из 400 г 20%-ного раствора соли упариванием удалили 100 г воды. Чему стала равна 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:

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

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

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

После сокращений можем записать:

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

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

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

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

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

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

2. Подставим в полученное выражение числовые значения:

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

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 (в-ва)$_3$ = m (в-ва)$_1$ + m (в-ва)$_2$;

m (р-ра)$_3$ = m (р-ра)$_1$ + m (р-ра)$_2$.

Тогда массовая доля вещества в образовавшемся растворе равна:

$$\omega\%(в-ва)_3 = \frac{m(в-ва)_3 \cdot 100\%}{m(р-ра)_3}$$

Сделаем соответствующую подстановку:

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

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

2. Подставим в полученное выражение значения величин:

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

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:

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

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

3. Найдем количество вещества хлорида калия:

M (KCl) = 39 + 35,5 = 74,5(г/моль);

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

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

Вопросы собеседования:

1. Дайте определение раствор, растворенное вещество, растворитель.
2. Приведите факты, которые указывают на то, что в водных растворах существуют химические соединения растворенного вещества с водой, и факты, которые сближают растворы с механическими смесями.
3. Сольватация. Сольватированные ионы. Кристаллогидраты.
4. Растворимость. Коэффициент растворимости.
5. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы. Концентрированный и разбавленный растворы.
6. Количественное выражение состава раствора:

- массовая доля ω (%) вещества в растворе;
- молярная доля N вещества в растворе;
- молярная концентрация раствора См;
- нормальная концентрация раствора Сн;
- титр раствора Т;
- моляльность раствора $См_л$.

Задачи для самостоятельного решения

1. В химический стакан, содержащий 200 мл воды, последовательно внесли 28,4 г фосфорного ангидрида и 33,6 г гидроксида калия. Вычислите массовые доли веществ, содержащихся в растворе по окончании всех реакций.

Ответ: ω% (KH_2PO_4) = 10,38%; ω% (K_2HPO_4) = 13,28%.

2. Коэффициент растворимости хлорида аммония при 100°С составляет 77 г, а при 0 °С – 37 г в 100 г воды. Сколько соли выделится при охлаждении 60 г насыщенного при 100°С раствора хлорида аммония до 0 °С? Ответ: 13,6 г.

3. При осторожном упаривании 120 г 16%-ного раствора хлорида кальция было получено 37,9 г кристаллогидрата. Определите его формулу.

Ответ: $CaCl_2 \cdot 6H_2O$.

4. Требуется приготовить 1 кг 15%-ного раствора аммиака. Сколько нужно взять для этого воды и концентрированного 25%-ного раствора аммиака?

Ответ: 600 г 25%-ного раствора аммиака и 400 г воды.

5. 120 г 10%-ного раствора поваренной соли упарили до 80 г. Какова массовая доля соли в растворе после упаривания? Ответ: 15%.

6. Плотность 20%-ного водного раствора хлорида бария при 20°С равна 1,2 г/мл. Вычислите молярную концентрацию этого раствора.

Ответ: 1,15 М.

7. Какая масса цинка может прореагировать с соляной кислотой объемом 50 мл и плотностью 1,1 г/мл, массовая доля соляной кислоты в котором составляет 20%. Какой объем водорода (н.у.) выделится при этом?

Ответ: 9,8 гZn; 3,4 лH_2.

8. Сколько граммов 5 %-ного раствора нитрата серебра требуется для обменной реакции со 120 мл 0.6 Н раствора хлорида алюминия?

9. Вычислите $C_м$, $C_н$ и $C_{мл}$ 98 %-ного раствора серной кислоты (ρ = 1.84 г/мл).

10. Сколько литров 0.1 Н раствора серной кислоты можно приготовить из 70 мл ее 50 %-ного раствора?

Лабораторная работа №13.

Приготовление растительных индикаторов

Вопросы собеседования:

1. Индикаторы.
2. Типы индикаторов.

Индикаторы (от лат. Indicator – указатель) – соединение, позволяющее визуализировать изменение концентрации какого-либо вещества или компонента.Чтобы какое-либо вещество могло служить индикатором, оно должно удовлетворять следующим необходимым условиям: должно быть слабой кислотой или слабым основанием; его молекулы и ионы должны иметь разную окраску; окраска их должна быть чрезвычайно интенсивной, чтобы быть заметной при добавке к испытуемому раствору малого количества индикатора. Проблема получения индикаторов достаточно актуальна, так как природные индикаторы играют большую роль и широко используются при химических исследованиях. Индикаторы широко используют в титровании в аналитической химии и биохимии. Их преимуществом является дешевизна, быстрота и наглядность исследования.

Самый часто используемый и известный в химии растительный кислотно-основной индикатор – лакмус. Он был известен уже в Древнем Египте и в Древнем Риме, где его использовали в качестве фиолетовой краски - заменителя дорогостоящего пурпура.

Позже лакмус был открыт в 1663 году. Он представлял собой водный раствор лишайника, растущего на скалах в Шотландии. Роберт Бойль приготовил водный раствор лакмусового лишайника для своих опытов. Склянка, в которой он хранил настой, понадобилась для соляной кислоты. Вылив настой, Бойль наполнил склянку кислотой и с удивлением обнаружил, что кислота покраснела. Заинтересовавшись этим явлением, Бойль на пробу добавил несколько капель к водному раствору гидроксида натрия и обнаружил, что в щелочной среде лакмус синеет. Так был открыт первый индикатор для обнаружения кислот и щелочей, названный по имени лишайника лакмусом. С тех пор этот индикатор является одним из незаменимых индикаторов в различных исследованиях в области химии.

Существуют следующие виды химических индикаторов:

- Кислотно-основные.
- Универсальные
- Комплексонометрические
- Адсорбционные
- Флуоресцентные
- Хемилюминесцентные

Кислотно-основные – это органические соединения, способные изменять цвет в растворе при изменении кислотности. Такие индикаторы резко изменяют свой цвет в достаточно узких границах pH.

Универсальные индикаторы – это смесь нескольких индивидуальных индикаторов, подобранных так, что их раствор поочередно меняет окраску, проходя все цвета.

Комплексонометрические индикаторы – вещества, образующие с ионами металлов, окрашенные комплексные соединения.

Адсорбционные индикаторы – индикаторы, когда некоторые вещества адсорбируются на поверхности осадка, изменяя его окраску.

Флуоресцентные индикаторы – такие индикаторы светятся (флуоресцируют) разным цветом в зависимости от pH раствора. Они удобны при исследовании мутных или окрашенных растворов, в которых практически невозможно заметить изменение окраски обычными кислотно-основными индикаторами.

Хемилюминесцентные индикаторы — вещества, способные в точке эквивалентности светиться видимым светом и используемые при титровании сильно окрашенных растворов.

Причина изменения цвета индикаторов в том, что присоединение или отдача протонов его молекулами связаны с заменой одних хромофорных групп другими или с появлением новых хромофорных групп.

Хромофо́ры — ненасыщенные группы атомов, обуславливающие цвет химического соединения. К хромофорам относят азогруппу —N=N—, нитрогруппу —NO_2, нитрозогруппу —N=O, карбонильную группу =C=O, сопряженные системы двойных связей, хиноидные группировки и др.

Введение других групп, называемых ауксохромами (—OH, —NH_2 и др.), способствует углублению окраски.

Если индикатор - слабая кислота HIn, то в водном растворе имеет место равновесие: HIn + $H_2O/In^- + H_3O^+$. Если индикатор - слабое основание In, то: In + $H_2O/HIn^+ + OH^-$. В общем виде можно записать: $In_a + H_2O/In_b + H_3O^+$, где In_a и In_b - соотв. кислая и основная формы индикатора, которые окрашены различно. Константа равновесия этого процесса $K_{In} = [In_b][H_3O^+]/[In_a]$ называется константой индикатора. Цвет раствора зависит от соотношения $[In_a]/[In_b]$, которое определяется pH раствора. Считают, что цвет одной формы индикатора заметен, если ее концентрация в 10 раз превышает концентрацию другой формы, то есть если отношение $[In_a]/[In_b] = [H_3O^+]/K_{In}$ равно <0,1 или >10. Изменение наиболее отчетливо, когда $[In_a] = [In_b]$ и $K_{In} = [H_3O]^+$, т.е. при pH = pK_{In}. К сожалению, природные индикаторы не имеют интервала перехода из-за своего сложного состава. Интервалы перехода некоторых известных синтетических индикаторов смотри ниже (рис. 1).

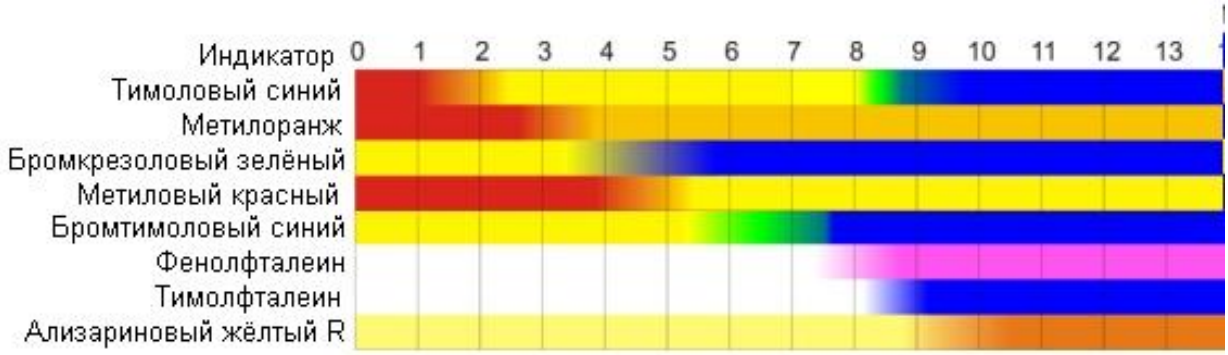


Рис. 1. Изменение цвета синтетических индикаторов в зависимости от pH.

Кислотно-основные индикаторы можно найти среди природных объектов. Пигменты многих растений способны менять цвет в зависимости от кислотности клеточного сока. Следствие, пигменты являются индикаторами, которые можно применить для исследования кислотности других растворов. Общее название таких растительных пигментов флавоноиды. Флавоноиды (от лат. flavus - желтый) – группа природных биологически активных соединений – производных бензогаммапирона, в основе которых лежит фенилпропановый скелет. Это гетероциклические соединения с атомом кислорода в кольце.

Кольцо А синтезируется из трех активированных молекул малоновой кислоты.

Кольцо В (см. рис.2) и примыкающий к нему трехуглеродный фрагмент (атомы С-2, С-3 и С-4 и О, образующие кольцо С) синтезируются из шикимовой кислоты и фосфоенолпировиноградной кислоты с промежуточным образованием через фенилаланинкоричную кислоту.

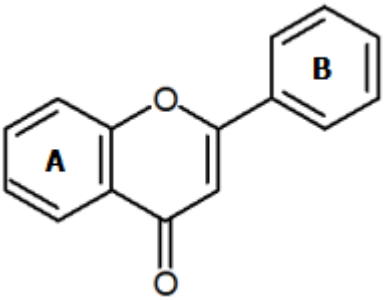


Рис. 2. Общая структура флавонов (имена ароматических колец: A - C - B).

Производными этих веществ являются катехины,бетацианины, антоцианы и антоцианидины. Антоцианы – общее название флавоноидного пигмента. Они состоят из углевода (сахара) и агликона – неуглеводной составляющей, в качестве которого у антоцианов выступают антоцианидины – 2-фенилхромены, кроме того, во многих случаях они имеют ацильную группу (рис. 3).

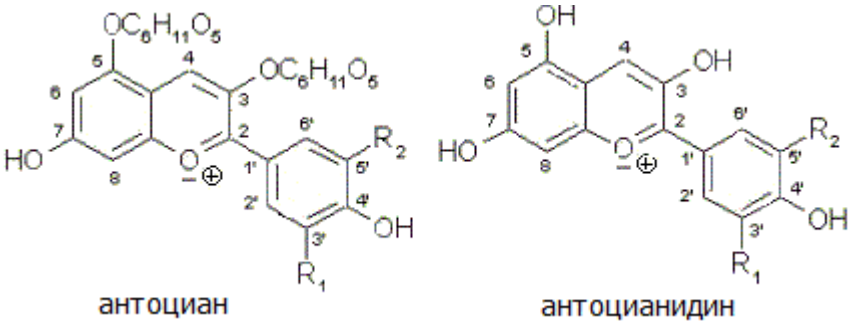


Рис. 3. Структурные формулы антоциана и антоцианидина.

Наиболее распространенными являются цианидин, дельфинидин, пеонидин (табл. 1).

Антоцианидин	**R1**	**R2**	**R3**	**R4**	**R5**	**R6**	**R7**
Аурантинидин	-H	-OH	-H	-OH	-OH	-OH	-OH
Цианидин	-OH	-OH	-H	-OH	-OH	-H	-OH
Дельфинидин	-OH	-OH	-OH	-OH	-OH	-H	-OH
Европинидин	$-OCH_3$	-OH	-OH	-OH	$-OCH_3$	-H	-OH
Лютеолинидин	-OH	-OH	-H	-H	-OH	-H	-OH
Пеларгонидин	-H	-OH	-H	-OH	-OH	-H	-OH
Мальвидин	$-OCH_3$	-OH	$-OCH_3$	-OH	-OH	-H	-OH
Пеонидин	$-OCH_3$	-OH	-H	-OH	-OH	-H	-OH
Петунидин	-OH	-OH	$-OCH_3$	-OH	-OH	-H	-OH
Розинидин	$-OCH_3$	-OH	-H	-OH	-OH	-H	$-OCH_3$

Табл. 1. Типичные представители антоцианов.

Цвет антоцианидинов является pH зависимым. Антоцианидиновая система претерпевает различные молекулярные преобразования, связанные с изменением pH. В водных растворах существует пять молекулярных видов химического равновесия антоцианидинов: красная пирилиевая соль, бесцветное псевдооснование, синяя хиноидная форма, пурпурный фенолят хиноидной формы, желтый халкон (рис. 4).

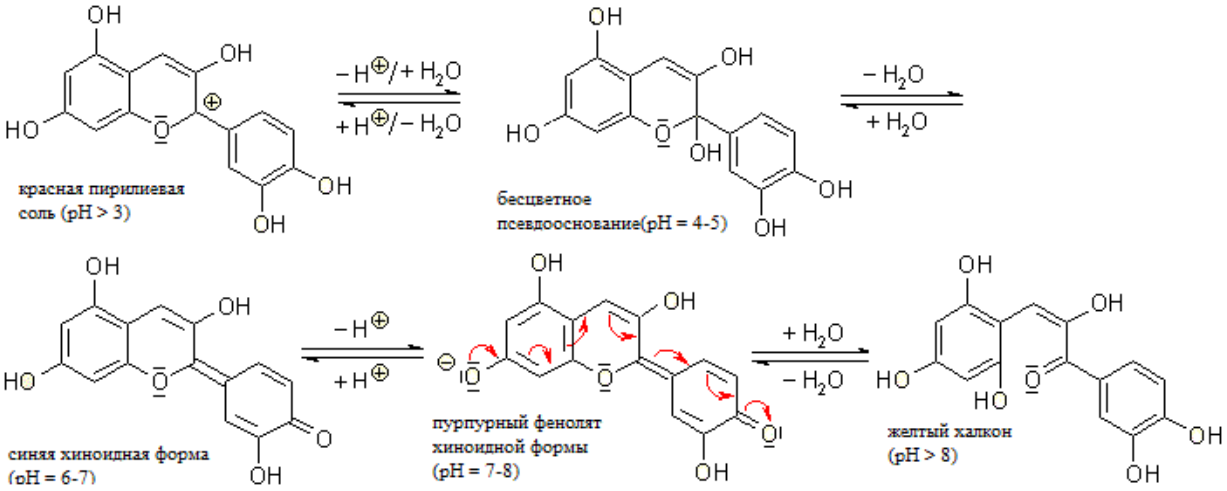


Рис. 4. Пять молекулярных видов химического равновесия антоцианидинов.

На кислых pH = 1-3, антоцианидин существует преимущественно в виде красной пирилиевой соли. Увеличение pH приводит к снижению интенсивности цвета, так как первая форма подвергается гидратации, вследствие которой получается бесцветная. Из-за нуклеофильной атаки воды на 2-положение антоцианидинового скелета и быстрой потери протона у флавилиевых катионов равновесие смещается в сторону синей хиноидной формы при pH <7 и к пурпурному феноляту хиноидной формы при pH <8. При дальнейшем увеличении pH получается светло-желтыйхалкон. Данное превращение происходит за счет открытия центрального кольца. Цвет щелочным растворам могут быть возвращены путем изменения pH к кислой. Антоцианидиновая форма равновесия переход к равновесию, где концентрация красных ионов флавилиевого катиона преобладает. Однако, если значение pH слишком высоко и неустойчивая ионная форма халкона уже сформирована, восстановление в форму красной пирилиевой соли не может быть достигнуто путем простого повторного подкисления. В этом случае халкон преобразуется в дикетон за счет кето-енольной таутомерии (рис. 5).

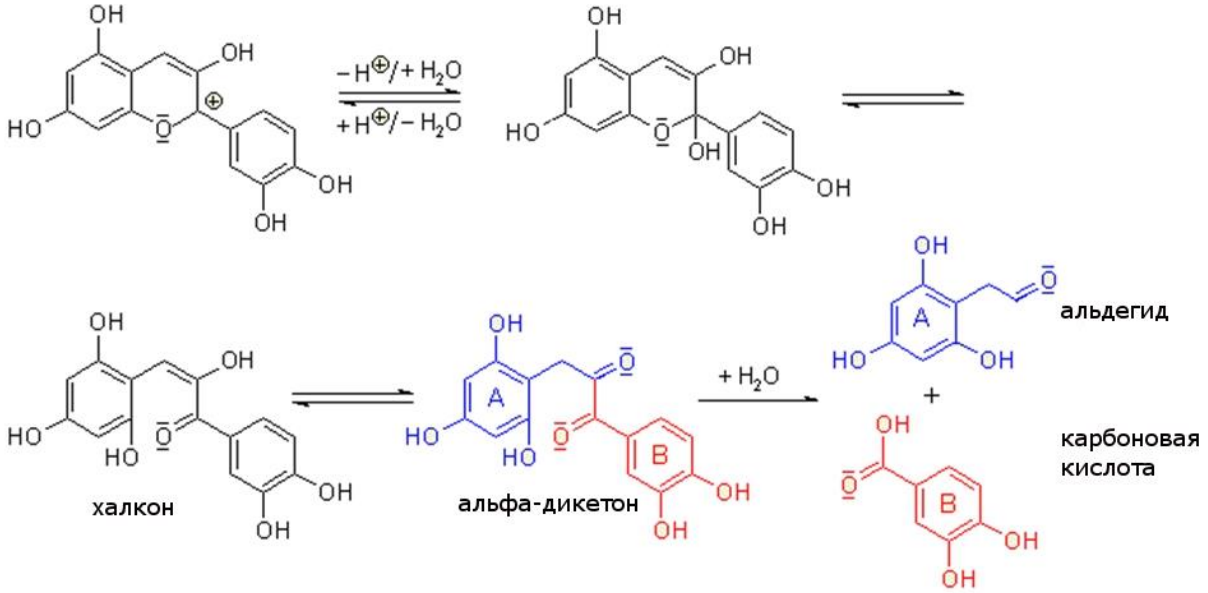


Рис. 5. Общая схема преобразования халкона

Некоторые металлы, такие как Fe^{3+} и Al^{3+} образуют стабильные глубоконасыщенные цветные координационные комплексы с антоцианами, которые несут дигидроксифенил структуры в орто-положении B-кольца (рис. 6). Это приводит к батохромным сдвигам[1] в их спектрах поглощения. Комплексы тоже являются pH зависимыми. Они прини-

---

Красный, или батохромный, сдвиг – сдвиг полосы в сторону длинных волн.

мают участи как в образовании цветных, так и бесцветной формы. Таким образом, различные факторы, включая концентрацию и природу антоцианидинового, антоцианидинового равновесия формы, степени гликозилирования антоцианов, ацилирование, природа и концентрация пигментов, металлические комплексы, внутри- и межмолекулярных механизмы ассоциации – влияют на изменение цвета и его насыщенность.

Главная роль антоцианов в образовании цвета в цветках растений – привлечение опылителей. В плодах же – для привлечения внимания животных, которые могут съесть их и тем самым помочь в распространении семян. В фотосинтетических тканях (таких как листья) антоцианы имеют «солнцезащитную» функцию, поглощая сине-зеленый и ультрафиолетовый свет, защищая ткани от фотоингибирования. В клетке антоцианы расположены в вакуолях. Увеличение вакуолярной pH в лепестках цветов связано с активным транспортом Na^+ и/или K^+ из цитозоля в мембрану вакуоли через натрий-калиевый канал. Эта систематическая транспортировка ионов поддерживает слабощелочную pH вакуоли, производя небесно-голубые лепестки.

Катехины – полифенольные соединения в составе чая. Типичные представители – танины. Также меняют свою окраску в зависимости от различных значений pH. В кислой среде они светлеют, в щелочной – темнеют. Близкие по окраске к антоцианам пигменты

Бетацианины (betterave – свекла (фр.)) никогда не встречаются вместе с антоцианами в одних и тех же растениях. Структура бетацианинов долгое время не поддавалась расшифровке и была одной из самых загадочных тайн биохимии растений. Несмотря на сходство в окраске, хромофорный фрагмент бетацианинов совершенно не похож на хромофор антоцианов, хотя тоже имеет положительный заряд. Бетацианины очень хорошо растворимы в воде и более устойчивы, чем антоцианы. Наиболее известный источник бетацианино-обычная столовая свекла.

Антоцианы содержатся в вакуолях клеток растений, где поддерживается постоянныйpH. Для того чтобы получить индикатор требуется извлечь их из клетки. Существует несколько способов сделать это: с помощью механического воздействия (разрезать), с помощью теплового шока (отварить), с помощью экстрагирования (лучше всего использовать полярный растворитель).

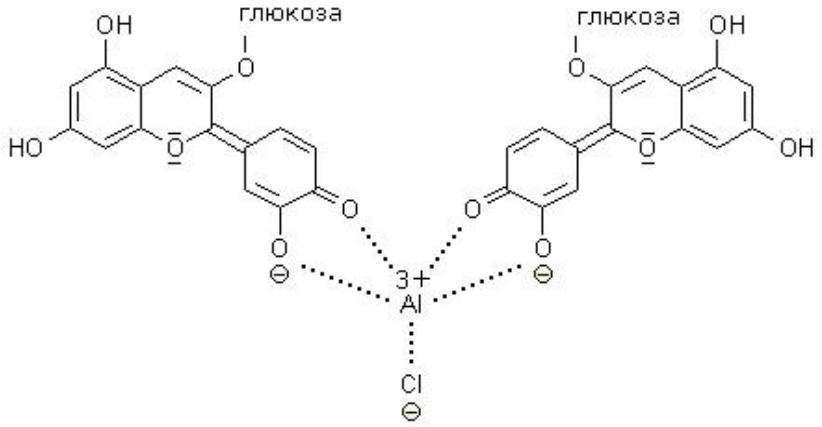


Рис. 6. Пример комплекса, образованного металлами и антоцианами.

В качестве сырья лучше всего использовать лепестки или зрелые плоды. В то же время можно использовать заготовленные на зиму варенья, компоты, которые сохраняют окраску раствора, например, черную смородину, малину. Некоторые сорта чая тоже являются индикаторами. Неплохо подходят различные соки (желательно свежеприготовленные), например, из винограда (Конкорда или мускатного) или вишни.

К сожалению, из-за неустойчивости антоцианов, отвары быстро плесневеют и скисают, поэтому готовить такие индикаторы надо непосредственно перед работой с ними.

Методик для получения растворов природных индикаторов:

1) Взять немного запасенного сырья (точное количество не имеет значения), положить в пробирку, налить воды, поставить на водяную баню и нагревать до тех пор, пока раствор не окрасится. Каждый раствор после охлаждения необходимо профильтровать и слить в приготовленную заранее чистую склянку с этикеткой.
2) Взять немного запасенного сырья (в данном случае лепестков), растолочь их в ступке и экстрагировать в этиловом спирте или уайт-спирите. Полученный раствор профильтровать и слить в заранее подготовленную чистую подписанную пробирку.
Так же можно изготовить индикаторную бумагу, пропитав полоски фильтровальной бумаги растворами полученных экстрактов (универсальным индикатором). Для более точного определения полученный при нанесении капли раствора цвет индикаторной бумаги необходимо немедленно сравнить с эталонной цветовой шкалой. Кроме того для использования индикаторов из природного сырья нужно знать, что некоторые индикаторы можно использовать только один раз, так как после первого же изменения разрушаются и перестают реагировать (цветки кипрея), а другие – многократно (к примеру, экстракт цветов колокольчика).
3) Сырьем для извлечения антоцианового красителя служат измельченные ягоды черники, плод свеклы, краснокочанной капусты, морковный и вишневый сок, варенье из клюквы, листья черного чая, соцветия каркаде. В качестве экстрагентов применяли дистиллированную воду, а также бутанол-1.
Навеску сырья массой 10 г погружают в экстрагент объемом 120 см^3. Полученные экстракты фильтруют с помощью фильтровальной бумаги и полученный фильтрат наливали в заранее подготовленную колбу.
Определение эффективности индикатора – аналитическая реакция, которую необходимо проводить при строго определенном значении pH, которое должно сохраняться всего процесса проведения реакции. Для сохранения постоянного значения pH применяют буферные растворы. Универсальный буферный раствор (т.е. буферный раствор, обладающий большой буферной емкостью) из H_3PO_4, CH_3COOH, H_3BO_3, молярность 0,04 моль/л, концентрация кислот 100%. Данный раствор имеет буферную емкость от pH = 2 до pH = 12 (по Лурье).
Расчеты для буферных растворов:
При расчете на 0,1 л буферного раствора имеем:
m (H_3PO_4) = 0,04 моль/л × 0,1л × 98 г/моль = 0,392 г;
m (CH_3COOH) = 0,04 моль/л × 0,1л × 60 г/моль = 0,240 г;
m (H_3BO_3) = 0,04 моль/л × 0,1л × 62 г/моль = 0,248 г.
В качестве титранта использовался NaOHмолярностью 0,2 моль/л.
m (NaOH) = 0,2 моль/л × 0,1 л × 40 г/моль = 0,8 г.
Для приготовления буферных растворов используют смесь кислот. С помощью весов отмерить необходимую, согласно расчетам, массу кислот, смешать их в мерном стакане с 0,1 л дистиллированной воды. К полученному раствору добавить необходимое количество NaOH (см. табл. 2). Затем взять аликвоту (10 мл) полученного буферного раствора. Последние 2 операции повторять еще 10 раз для буферных растворов с различнымpH.
Приготовление буферных растворов:

V смеси кислот (первоначального буфера), мл	V NaOH, мл	V полученного буфера, мл	pH
100	5	105	2
95	11,8	106,8	3
96,8	4,9	101,7	4
91,7	8,1	98,9	5

88,9	4,7	93,6	6
83,6	6,2	89,8	7
79,8	4	83,8	8
73,8	3,7	77,5	9
67,5	4	71,5	10
61,5	1,9	63,4	11
53,4	4,84	58,2	12

Таблица 2. Расчетная таблица для приготовления буферных растворов.

1.Черника.

Образец ягод черники экстрагировть водой (25°С) в течение 10 мин. Добавить в пробирки по 0,5 мл буферного раствора и 0,8 мл полученного экстракта. Наблюдать изменение цвета (рис. 7).

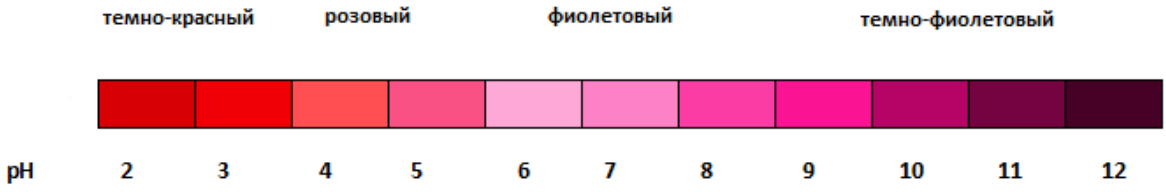


Рис. 7. Изменение окраски экстракта черники в зависимости от различных значений pH

2. Каркаде (гибискус).

Образец соцветий гибискуса экстрагировть водой (85°С) в течение 5 мин. Добавить в пробирки по 0,5 мл буферного раствора и 0,8 мл полученного экстракта. Наблюдать изменение цвета (рис. 8).

Рис. 8. Изменение окраски экстракта гибискуса в зависимости от различных значений pH

3. Свекла.

Плод свеклы порезать на кусочки и экстрагироваьб водой (25°С) в течение 20 мин. Добавить в пробирки по 0,5 мл буфера и 0,8 мл полученного раствора. Наблюдть изменение цвета (рис. 9).

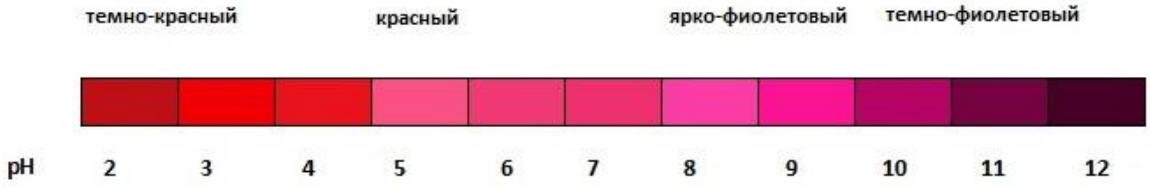


Рис. 9. Изменение окраски экстракта свеклы в зависимости от различных значений pH

4. Чай черный

Образец листьев черного чая экстрагировать водой (85°С) в течение 5 мин. Добавить в пробирки по 0,5 мл буферного раствора и 0,8 мл полученного экстракта. Наблюдть изменение оттенка исходного цвета (рис. 10).

Рис. 10. Изменение окраски экстракта чая в зависимости от различных значений pH

5. Сок вишневый

Сок разбавить дистиллированной водой в 10 раз. Добавить в пробирки по 0,5 мл буфера и 0,8 мл полученного раствора. Наблюдать изменение цвета (рис. 11).

Рис. 11. Изменение окраски экстракта вишни в зависимости от различных значений pH

6. Клюквенное варенье

Экстрагировать спиртовым раствором. Добавить в пробирки по 0,5 мл буфера и 0,8 мл полученного раствора. Наблюдать изменение цвета (рис. 13).

Рис. 12. Изменение окраски экстракта клюквы в зависимости от различных значений pH

7. Краснокочанная капуста

Образец листьев краснокочанной капусты мелко порезть и экстрагировать спиртовым раствором. Добавить в пробирки по 0,5 мл буфера и 0,8 мл полученного раствора. Наблюдать изменение цвета (рис. 13).

Рис.13. Изменение окраски экстракта краснокочанной капусты в зависимости от различных значений pH

8. Комплексный индикатор с ионами Al^{3+}.

Приготовить растворы с ионами Al^{3+}. Объем раствора 0,01 л. Молярность растворов равна 0,1 моль/л, 0,01 моль/л, 0,001 моль/л и 0,0001 моль/л.

Расчеты для приготовления раствора.

В пересчете на $AlCl_3 \times 6H_2O$

$m(AlCl_3) = (131,5 + 6 \times 18)$ г/моль $\times$ 0,015л $\times$ 0,1 моль/л = 0,36 г

Кристаллогидрат массой 0,36 г растворить в 0,015 л дистиллированной воды. Получить раствор молярностью 0,1 моль/л. Растворы с меньшей молярностью получать последовательным разведением (брали 10 мл раствора с большей молярностью и разбавляли его 90 мл дистиллированной воды). Добавлять полученные растворы к экстракту из краснокочанной капусты. Проверить действие полученных растворов на буферах с pH = 7 (нейтральная среда), pH = 3 (кислая среда), pH = 9 (щелочная среда). Наблюдать изменение окраски, отличное от остальных (рис. 15).

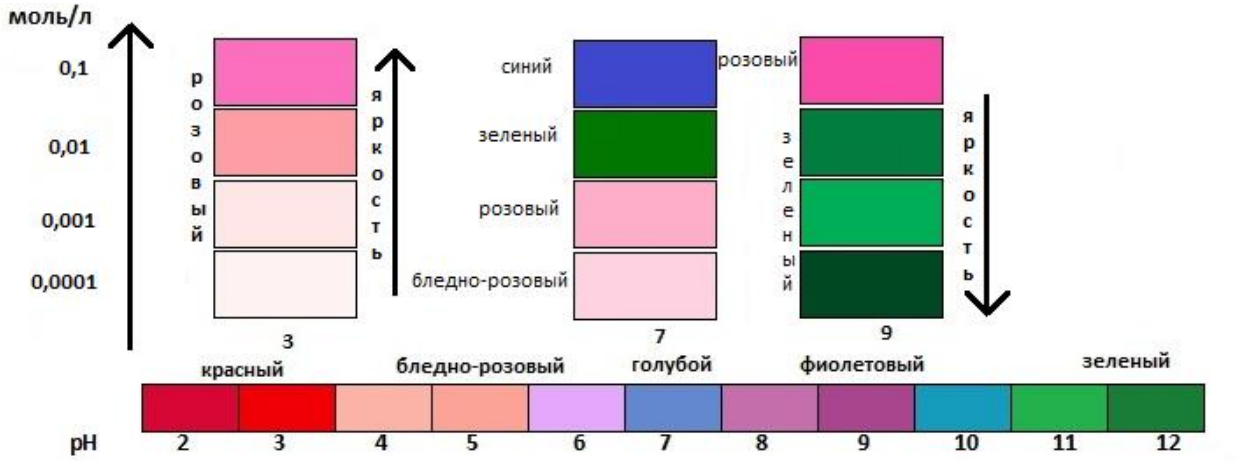


Рис. 14. Изменение окраски экстракта краснокочанной капусты в зависимости от различных значений pH и концентрации ионов алюминия.

9. Комплексный индикатор с ионами Fe^{3+}.

Приготовить растворы с ионами Fe^{3+}. Объем раствора 0,01 л. Молярность растворов равна 0,1 моль/л, 0,01 моль/л, 0,001 моль/л и 0,0001 моль/л.

Расчеты для приготовления раствора

В пересчете на $FeCl_3 \times 6H_2O$

m ($FeCl_3$) = (162,5 + 6 × 18) г/моль × 0,015л × 0,1 моль/л = 0,4057 г

Кристаллогидрат массой 0,4057 г растворили в 0,015 л дистиллированной воды. Получить раствор молярностью 0,1 моль/л. Растворы с меньшей молярностью получить последовательным разведением (взять 10 мл раствора с большей молярностью и разбавлять его 90 мл дистиллированной воды). Добавить полученные растворы к экстракту из краснокочанной капусты. Проверить эффективность полученных растворов в буферных растворах с показателем кислотности 3, 7, 9. Наблюдать изменение окраски, отличное от остальных (рис. 15).

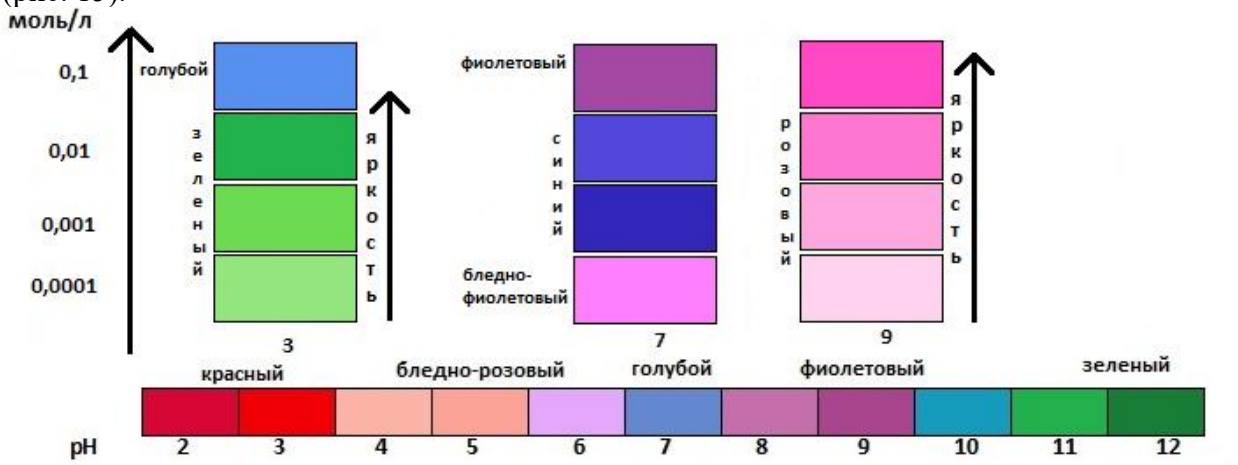


Рис. 15. Изменение окраски экстракта из краснокочанной капусты в зависимости от различных значений pH и концентрации ионов железа.

Комплексные образования с ионами металлов. Растворы с ионами металлов имеют свою кислотность, например, раствор с молярностью 0,1 моль/л имел pH равный 4, а 0,0001 моль/л – pH равный 6. Изменение окраски, отличное от изменения окраски экстракта, частично вызвано незначительным изменением pH. Кроме этого – антоцианы являются флавоноидами, а они в свою очередь – производными фенолов. Качественной реакцией на фенолы является их взаимодействие с раствором $FeCl_3$, при этом образуются интенсивно окрашенные комплексные соединения. Аналогичная реакция протекает у флавоноидов и с $AlCl_3$. Тем самым на изменение окраски влияет не только pH, но и количество ионов же-

леза и алюминия в растворе, следовательно, полученные экстракты можно использовать для определения количества данных металлов в растворах.

Определение наличия антоцианов в исследуемых объектах

Зная о способности антоцианов изменять свою окраску в различных средах, можно доказать их присутствие или опровергнуть. Для этого необходимо исследуемый материал порезать или потереть, затем прокипятить, так как это приводит к разрушению мембран клеток, и антоцианы свободно выходят из клеток, окрашивая воду. Растворы наливают в прозрачную посуду и добавляют в одну порцию раствор соды, а в другую наливают уксус. Если окраска изменится под их воздействием, значит продукты содержат антоцианы и они особенно полезны.

Определение среды растворов моющих средств для посуды с помощью растительных индикаторов

С помощью приготовленных растворов природных индикаторов можно проверить, какую среду имеют различные моющие средства для посуды.

Результаты определения занесены в таблицу.

Реакция среды растворов моющих средств для посуды

	«Fairy»	«Капля»	Среда раствора
Ягоды черники			
Ягоды клюквы			
Краснокочанная капуста			
Свекла			
Морковь			
Черный чай			
Черный виноград			

Лабораторная работа №14.

Свойства растворов электролитов. Электролитическая диссоциация

Вопросы собеседования:

1. Электролиты и неэлектролиты. Основные положения ТЭД. Механизм процесса диссоциации веществ с различным типом химической связи.

2. Роль полярных молекул воды в процессах диссоциации и ионизации веществ. Механизм гидратации анионов и катионов. Влияние на гидратацию размеров и зарядов ионов.

3. Образование иона гидроксония. Энергетика процесса диссоциации.

4. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Истинная степень диссоциации.

5. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Понятие о коэффициенте активности.

6. Применение закона действия масс к процессу диссоциации слабых электролитов; константа диссоциации. Смещение равновесия диссоциации слабых электролитов.

Кислоты, основания, соли в свете теории электролитической диссоциации.

7. Ступенчатая диссоциация. Основной и кислотный типы диссоциации гидроксидов. Амфотерные гидроксиды. Зависимость типа диссоциации и силы гидроксидов от относительной полярности химических связей в молекулах. Понятие об ионном потенциале.

8. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Влияние температуры на процесс диссоциации воды. Водородный показатель. Значение постоянства величин pH в химических и биологических процессах.

Процесс распада веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя (например, воды) называют электролитической диссоциацией. Следствием электролити-

ческой диссоциации является электрическая проводимость растворов электролитов (кислот, оснований, солей).

Электролитическая диссоциация – процесс обратимый, и в растворах электролитов имеет место равновесие между ионами и молекулами. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы (N_i), к общему числу растворенных молекул (N)электролита называется *степенью диссоциации* α:

$$\alpha = N_i/N.$$

Степень диссоциации электролита определяется экспериментально и выражается в долях единицы или в процентах. Степень диссоциации зависит от природы электролита, его концентрации, природы растворителя, присутствия в растворе одноименных ионов.

По степени диссоциации электролиты делятся на: сильные, средние и слабые. К сильным электролитам относятся такие, которые в 0,1 М растворе имеют α > 30%. Сильными электролитами являются: 1) почти все соли (кроме $HgCl_2$, $CdCl_2$, $Fe(SCN)_3$, $Pb(CH_3COO)_2$ и некоторые другие); 2) многие минеральные кислоты, например HNO_3, HC1, H_2SO_4, HI, HBr, $HC1O_4$ и др.; 3) основания щелочных и щелочно-земельных металлов, например KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$ и др.

У средних электролитов α = 3 – 30% в 0,1 М растворах; к ним относятся, например, H_3PO_4, H_2SO_3, HF, $Mg(OH)_2$.

Для слабых электролитов в 0,1 М растворах α < 3%; слабыми электролитами являются H_2S, H_2CO_3, HNO_2, HCN, H_2SiO_3, H_3BO_3, HClO и др., а также большинство оснований многовалентных металлов, NH_4OH и вода.

Об относительной силе электролитов можно судить по электрической проводимости их растворов. При разбавлении растворов степень электролитической диссоциации α увеличивается. Присутствие в растворе одноименных ионов понижает степень диссоциации.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато. Ступенчатость диссоциации обусловливает возможность образования кислых и основных солей.

Кроме степени диссоциации состояние слабых электролитов в растворе характеризует *константа равновесия* между молекулами и ионами. Например: для $HNO_2 = H^+ + NO_2^-$

$$K_p = [H^+][NO_2^-]/[HNO_2],$$

где К– константа равновесия или константа электролитической диссоциации, не зависящая ни от концентрации раствора электролита, ни от присутствия в растворе других электролитов. Константа электролитической диссоциации дает более общую характеристику электролита, чем степень диссоциации. Константа диссоциации зависит от температуры и природы растворителя.

Между константой и степенью диссоциации слабого электролита существует взаимосвязь:

$$K = \alpha^2C/(1 - \alpha).$$

Это уравнение – математическое выражение закона разбавления Оствальда.

Для слабого электролита при небольших разбавлениях α очень мала, а величина (1 - α) близка к единице. Поэтому $K = \alpha^2C$ или $\alpha = \sqrt{K/C}$.

Смещение ионного равновесия, которое приводит к увеличению или уменьшению степени диссоциации слабого электролита, осуществляется по принципу ЛеШателье. Введение в раствор одноименного иона, т. е. увеличение концентрации одного из продуктов реакции, приводит к смещению ионного равновесия влево, в сторону образования молекул или к уменьшению степени диссоциации электролита. Наоборот, связывание одного из ионов в малодиссоциированное вещество ведет к повышению степени диссоциации электролита.

Цель работы:

Изучение электрической проводимости растворов электролитов и зависимости ее от различных факторов, умение предсказывать направление обменной реакции в растворах электролитов.

Оборудование и реактивы:

Прибор для испытания электрической проводимости растворов. Кристаллизатор. Промывалка. Штатив с пробирками. Бюретка. Хлорид аммония. Фенолфталеин. Растворы: уксусной кислоты (0,1 М), аммиака (0,1 М), гидроксида натрия (0,1 М), азотной кислоты (0,1 М), соляной кислоты (0,1 М), гидроксида калия (0,1 М), серной кислоты (0,02 М), гидроксида бария (0,02 М), сульфата алюминия (0,1М), хлорида кальция (1н.), хлорида цинка (1н.), хлорида железа(II) (1н.), хлорида кадмия (1н.), хлорида марганца (1н.), хлорида меди (1н.), хлорида сурьмы(III) (1н.).

ОПЫТ 1. Изучение электрической проводимости растворов

После каждого испытания выключать прибор из электрической сети и промывать электроды дистиллированной водой.

А. В прибор для испытания электрической проводимости растворов (рис. 1.) налить дистиллированной воды, опустить предварительно промытые дистиллированной водой угольные электроды, включить вилку прибора в электрическую сеть. Отметить визуально степень накала лампы.

Б. Исследовать электрическую проводимость (см. оп. 1.А) каждого из шести 0,1 М растворов: CH_3COOH, NH_4OH, HNO_3, HC1, NaOH, KOH.

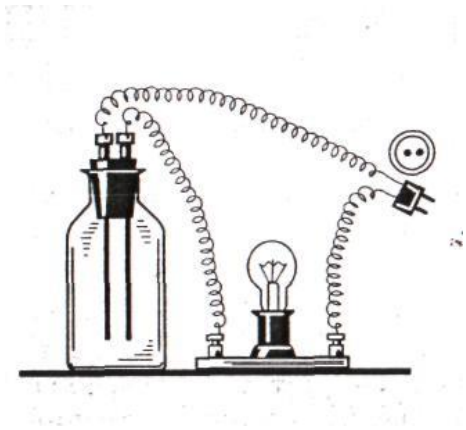


Рисунок 1 – Прибор для испытаний электрической проводимости растворов.

Записать результаты наблюдений, отмечая степень накала лампы. По степени накала лампы сделать вывод: сильным или слабым электролитом является тот или иной раствор.

В. Смешать равные объемы растворов: 1) сильной кислоты и сильного основания; 2) слабой кислоты и слабого основания. Испытать электрическую проводимость полученных растворов. Записать наблюдения и составить уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Сделать вывод об электрической проводимости полученных растворов.

ОПЫТ 2. Зависимость электрической проводимости раствора (степени диссоциации электролита) от разбавления

В прибор налить минимальный объем концентрированного раствора уксусной кислоты, необходимый для погружения электродов, включить прибор в электрическую сеть и отметить степень накала лампы. Затем кислоту разбавить, добавляя постепенно дистиллированную воду. Как меняется степень накала лампы? Чем объяснить наблюдаемое явление?

Прибор и электроды промыть водопроводной водой, затем дистиллированной и повторить опыт с концентрированным раствором аммиака. Сделать общий вывод из наблюдений.

ОПЫТ 3. Изменение электрической проводимости в результате смещения ионного равновесия

Исследовать отдельно электрическую проводимость 0,02 М раствора серной кислоты и 0,02 М раствора гидроксида бария. Затем исследовать электрическую проводимость 0,02 М раствора $Ba(OH)_2$ в присутствии 0,02 М раствора H_2SO_4. Для этого в прибор поместить раствор $Ba(OH)_2$ и добавить 2 – 3 капли раствора фенолфталеина. Раствор H_2SO_4 добавлять по каплям из бюретки через воронку, вставленную в крышку прибора. Наблюдать за изменением окраски индикатора и степени накала лампы.

Какова электрическая проводимость раствора в момент исчезновения окраски индикатора (в точке эквивалентности)? Что происходит при добавлении к раствору избытка серной кислоты? Объяснить наблюдаемые явления.

ОПЫТ 4. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита (смещение равновесия диссоциации)

В пробирку налить разбавленный раствор аммиака и добавить 2 – 3 капли фенолфталеина. Раствор разделить на две части. Одну оставить для сравнения, а в другую всыпать немного твердого хлорида аммония NH_4C1 и хорошо размешать. Объяснить изменение цвета раствора, исходя из принципа ЛеШателье и константы диссоциации.

Сделать вывод о влиянии одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита.

Фенолфталеин является индикатором на ионы OH^-, которые образуются при диссоциации слабого основания – гидроксида аммония:

$$NH_4OH \text{ (или } NH_3 \cdot H_2O) = NH_4^+ + OH^-$$

При добавлений к раствору NH_4C1 концентрация ионов NH_4^+ возрастает, равновесие диссоциации смещается в сторону обратной реакции, концентрация ионов OH^- уменьшается и окраска фенолфталеина исчезает.

ОПЫТ 5. Смещение ионного равновесия в насыщенном растворе амфотерного электролита

К раствору соли алюминия приливать по каплям разбавленный раствор NaOH до появления осадка гидроксида алюминия $A1(OH)_3$. Разделить осадок на две части. К одной части прилить избыток соляной кислоты, к другой – избыток концентрированного раствора щелочи. Что наблюдается в том и другом случае? Объяснить происходящие явления с точки зрения смещения ионного равновесия в насыщенном растворе гидроксида алюминия. Составить ионные уравнения реакций, учитывая, что амфотерный гидроксид плохо растворим в воде.

ОПЫТ 6. 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 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 в качественном анализе веществ.

В. По реакции обмена получить осадок хлорида свинца $PbC1_2$, 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.

Г. Налить 1/3 объема пробирки раствора силиката натрия (жидкого стекла) Na_2SiO_3 и пропустить через него диоксид углерода. Что наблюдается? Какие выводы можносделать относительно степени диссоциации кремниевой и угольной кислот? Какая из них слабее? Написать уравнение реакции и ионном виде.

Д. В две пробирки налить раствор сульфата меди $CuSO_4$. В одну добавить раствор гидроксида натрия NaOH, а в другую раствор гидроксида бария $Ba(OH)_2$. Чем объяснить, что осадка во второй пробирке больше? Написать уравнения реакций в ионном виде.

Лабораторная работа №15.

Гидролиз

Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами.

ОПЫТ 1. Налейте в отдельные пробирки растворы хлорида натрия, хлорида бария, сульфата натрия и нитрата калия и испытайте реакции растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Для этого разрежьте полоску индикаторной бумаги на 4 – 5 частей, и, уложив их на полоску белой фильтровальной бумаги, коснитесь кусочка индикаторной бумаги стеклянной палочкой, смоченной испытуемым раствором. Прежде чем испытать следующий раствор, необходимо стеклянную палочку ополоснуть водой.

Содержат ли растворы взятых для опыта солей избыток ионов H^+ или OH^-? Подвергаются ли такие соли гидролизу?

Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами.

ОПЫТ 2.налейте в пробирку 3 – 4 капли раствора ацетата натрия и определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Окрашивается ли раствор ацетата натрия после добавления 1 – 2 капель фенолфталеина?

Исходя из концентрации раствора C, вычислите его pH и сравните с опытными данными. Заполните следующую таблицу:

Формула соли	$[OH^-]_{вычисл} = \sqrt{K_b * C}$	pH	
		вычисленный	по данным опыта

Напишите молекулярно-ионное уравнение гидролиза ацетата натрия. Приведите два – три примера других ацетатов, гидролиз которых отвечает этому уравнению.

ОПЫТ 3. Налейте в одну пробирку 5 – 6 капель раствора карбоната натрия, в другую – такой же объем сульфита натрия и сравните окраску обоих растворов после прибавления к ним 1 – 2 капель фенолфталеина или проверьте реакцию растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Напишите молекулярно-ионные уравнения гидролиза. Сравните поведение обеих солей в растворе и, не производя вычислений, определите в каком из двух растворов относительно большее:

а) степень гидролиза h; б) концентрация гидроксильных ионов $[OH^-]$; в) значение pH. Какой анион – CO_3^{2-} или SO_3^{2-} - является более сильным основанием? Вычислите константы гидролиза обеих солей. Заполните таблицу:

Соль	h	$[OH^-]$	pH	$K_b = K_\omega / K_2$

ОПЫТ 4. Те же сравнительные опыты проделайте с растворами гидросолей – гидрокарбоната и гидросульфита натрия. К раствору первой соли добавьте 1 – 2 капли фенолфталеина, а к раствору второй – 1 – 2 капли лакмуса, предварительно убедившись в том, что в растворе гидросульфата натрия фенолфталеин остается бесцветным.

Напишите молекулярно-ионные уравнения гидролиза обеих солей и объясните различие в свойствах их растворов. Какая функция – основания или кислоты – преобладает у иона HCO_3^- и у иона HSO_3^-? Результаты опыта сопоставьте с вычисленными данными, сравнив величины K_b и K_2. Заполните таблицу:

Соль	Опытные данные		Расчетные данные		Выводы
	реакция раствора	pH (больше или меньше 7)	$K_b = K_\omega / K_1$	K_2	
$NaHCO_3$ $NaHSO_3$					

Соли, образованные сильными кислотами и слабыми основаниями.

ОПЫТ 5.Определите с помощью универсальной индикаторной бумаги реакцию водного раствора хлорида или сульфата аммония. Напишите молекулярно-ионное уравнение реакции гидролиза.

ОПЫТ 6.Определите с помощью лакмуса реакцию раствора хлорида цинка, сульфата цинка и сульфата алюминия. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения гидролиза солей.

ОПЫТ 7.К 3 – 4 каплям раствора хлорида сурьмы или висмута прибавьте такой же объем воды. Что наблюдается при этом? Подкислите раствор несколькими каплями концентрированной соляной кислоты, после чего вновь разбавьте раствор. Что наблюдается?

Напишите молекулярно-ионное уравнение гидролиза хлорида сурьмы или висмута, учитывая, что при этом образуется малорастворимых хлорид оксосурьмы$SbOCl$ и, соответственно, хлорид оксовисмута$BiOCl$.

Взаимодействие растворов солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга.

ОПЫТ 8.Налейте в коническую пробирку 5 – 6 капель раствора хлорида или сульфата хрома (III) и прибавьте по каплям раствор карбоната натрия до образования осадка малорастворимого соединения.

Отделите осадок от раствора и промойте один – два раза 5 – 6 каплями воды.

Какими реакциями можно доказать, что образовавшиеся малорастворимое соединение представляют собой гидроксид хрома (III), а не продукт обменного взаимодействия исходных солей? Почему при взаимодействии растворов этих солей гидролиз их протекает практически необратимо? Каков механизм взаимного усиления гидролиза?

Лабораторная работа №16.

Окислительно-восстановительные реакции

Вопросы собеседования:

1. Химические реакции и их классификация по характеру взаимодействия реагирующих веществ (обменные, окислительно-восстановительные, комплексообразования).
2. Реакции, идущие с изменением и без изменения степени окисления атомов элементов. Классификация окислительно-восстановительных реакций. Электронная теория окисления. Окислители и восстановители.
3. Правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Методы электронного баланса и электронно-ионный. Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.
4. Взаимодейетвие металлов с кислотами и солями в водных растворах как окислительно-восстановительный процесс.
5. Электрохимический ряд напряжений металлов. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.

Цель работы:

Проведение качественных опытов, раскрывающих окислительные и восстановительные свойства отдельных веществ.

Оборудование и реактивы:

Штатив с пробирками. Бромид калия. Иодид калия. Сульфит натрия. Тригидрат нитрата меди(II). Растворы: хлорида железа(III) (1 М), хлорида железа(II) (1М), хлорида олова(IV) (1 М), хлорида олова(II) (1 М), гексацианоферрата(III) калия (1 М), серной кислоты (2М).перманганата калия (0,05 М), дихромата калия (1 М), гидроксида калия (40 %-ный), сульфита натрия (0,1 М), иодида калия (0,1 М), нитрита натрия (0,1 М), соли Мора, тиоцианата аммония (0,1 М), серной кислоты (конц.), гексацианоферрата(II) калия (0,1 М), хлорида калия (0,1 М), сульфата меди(II) (0,1 М), хлорида бария (0,1 М). Сероводородная вода, хлорная вода, бромная вода, иодная вода.

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. Рассчитать ЭДС реакций, используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов. 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, сероводородной воды H_2S и нитрата натрия $NaNO_2$, рассчитав ЭДС каждой реакции. Подтвердить правильность ответа опытным путем. Для этого 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 сероводорода H_2S, в третью – раствор нитрита натрия $NaNO_2$ до появления устойчивой окраски. Записать наблюдения и уравнения реакций.

ОПЫТ 3. Окислительные свойства галогенов

Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определить, с помощью каких галогенов, взятых в качестве окислителя, можно провести процесс окисления железа(II) в железо(III):

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$$

Подтвердить правильность ответа экспериментально. Для этого в три пробирки налить по 4 – 5 капель свежеприготовленного раствора соли Мора $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ (раствор содержит ионы Fe^{2+}); в первую – добавить 4 – 5 капель хлорной воды, во вторую – бромной воды, в третью – йодной воды. В каждую пробирку добавить по 2 – 3 капли тиоцианата аммония NH_4SCN, являющегося реактивом на ионы Fe^{3+}. Отметить, в каких пробирках появилось красное окрашивание раствора. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

ОПЫТ 4. Восстановительные свойства галогенидов

(Опыт проводить под тягой.)

Сравнить восстановительную способность ионов Br^- и I^- по значениям стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.

Убедиться в различной восстановительной способности галогенид-ионов по взаимодействию их с концентрированным раствором H_2SO_4. Для этого в две пробирки поместить по 1 микрошпателю кристаллов бромида калия KBr и иодида калия KI и добавить несколько капель концентрированного раствора H_2SO_4.

О ходе реакции судить по изменению окраски растворов и по запаху выделяющихся газов (сернистого газа и сероводорода). Написать уравнения реакций.

ОПЫТ 5. Влияние комплексообразованиянаокислительно-восстановительные свойства веществ

Стандартный окислительно-восстановительный потенциал для простых ионов железа больше, чем для цианидных комплексных ионов.

По значениям E^0 определить:

1) какие ионы – Fe^{2+} или $[Fe(CN)_6]^{4-}$ – могут быть окислены йодной водой;

2) какие ионы – Fe^{3+} или $[Fe(CN)_6]^{3-}$ – способны окислить иодид-ионы. Ответ подтвердить экспериментально.

Для этого в две пробирки внести по 3 – 4 капли йодной воды. В одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора соли, содержащей Fe^{2+}, в другую – 3 – 4 капли раствора $K_4[Fe(CN)_6]$. В какой пробирке наблюдается обесцвечивание йодной воды?

В две другие пробирки внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4. Затем в одну пробирку добавить 3 – 4 капли раствора хлорида железа(III) $FeCl_3$, в другую – 3 – 4 капли раствора гексацианофер-рата(III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

В какой пробирке выделяется свободный иод? Сделать вывод о влиянии комплексообразования на окислительные способности ионов Fe^{3+}.

ОПЫТ 6. Окислительно-восстановительные свойства соединений элементов, находящихся в промежуточной степени окисления

Убедиться в окислительно-восстановительной двойственности нитрита натрия $NaNO_2$.

Для этого в одну пробирку поместить 3 – 4 капли раствора перманганата калия $KMnO_4$, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор $NaNO_2$ до обесцвечивания раствора.

В другую пробирку внести 3 – 4 капли раствора иодида калия KI, подкислить разбавленным раствором H_2SO_4 и добавить раствор $NaNO_2$ до изменения окраски.

Как объяснить наблюдаемые явления? Написать уравнения реакций. В каком случае нитрит-ионы проявляют восстановительные и в каком – окислительные свойства? При восстановлении нитрит-ионов выделяется азот, а при их окислении образуются нитрат-ионы.

ОПЫТ 7. Реакция диспропорционирования

В пробирку поместить 2 – 3 кристалла сульфита натрия Na_2SO_3. Закрепить пробирку в штативе и нагревать в течение 5 – 6 мин. В остывшую пробирку добавить 8 – 10 капель дистиллированной воды и растворить продукты реакции.

С помощью раствора сульфата меди $CuSO_4$ обнаружить образовавшиеся сульфид-ионы S^{2-}. Сравнить действие раствора $CuSO_4$ на раствор исходной соли. Какое еще вещество, кроме сульфида натрия, образовалось при термическом разложении сульфита натрия? Как его обнаружить? Написать уравнение реакции диспропорционированияNa$_2SO_3$ при прокаливании.

ОПЫТ 8. Внутримолекулярные окислительно-восстановительные процессы

В пробирку внести несколько кристаллов нитрата меди $Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$. Закрепить пробирку в штативе и осторожно нагревать, наблюдая изменение цвета кристаллов и цвета выделяющегося газа. Написать уравнение реакции разложения нитрата меди(II), учитывая окраску возможных продуктов реакции: безводный $Cu(NO_3)_2$ – белый; $Cu(NO_2)_2$ – не существует; CuO – черный; Cu – красный; N_2, NO и O_2 – бесцветные газы; NO_2 – бурый. Указать окислитель и восстановитель в молекуле нитрата меди(II).

Задачи по теме: Окислительно-восстановительные реакции

1. Реакции протекают по схемам:

$$P + HIO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + HI$$
$$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$$

Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель; какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

2. Какие из реакций, протекающих по схемам:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \text{ (конц.)} \rightarrow CrO_3\downarrow + K_2SO_4 + H_2O$$
$$KBr + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + H_2O$$
$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$$

являются окислительно-восстановительными. Расставьте коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель.

3. По степени окисления фосфора в соединениях PH_3, H_3PO_4, H_3PO_3 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, дущей по схеме

$$P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$$

4. Реакции протекают по схемам:

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

$$PbS + HNO_3 \rightarrow S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$$

Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

5. Укажите, какой процесс – окисление или восстановление – происходит при следующих превращениях: $Mn^{6+} \rightarrow Mn^{2+}$; $C1^{6+} \rightarrow Cl^{-}$; $N^{3-} \rightarrow N^{5+}$. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме

$$Cu_2O + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O.$$

6. Реакции протекают по схемам:

$$HNO_3 + Ca \rightarrow NH_4NO_3 + Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

$$K_2S + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow S + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O.$$

Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите для каждой реакции окислитель и восстановитель, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

7. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KI, H_2SO_3, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему? Расставьте коэффициенты в уравнении реакции (методом полуреакций), протекающей по схеме

$$Na_2CrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$$

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. $KMnO_4 + NaNO_2 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + NaNO_3 + H_2O$,
   $(MnO_4)^- + e \rightarrow (MnO_4)^{2-} \mid 2$
   $(NO_2)^- + 2OH^- - 2e \rightarrow NO_3^- + H_2O \mid 1$

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

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

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

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

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

9. $K_2Cr_2O_7 + 6NaNO_2 + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 6NO_2 + 7H_2O + K_2SO_4 + 3Na_2SO_4$,

$(Cr_2O_7)^{2-} + 14H^+ + 6e \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \mid 1$

$(NO_2)^- - e \rightarrow NO_2 \mid 6$

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

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \quad \Big| 10 \Big| 2 \text{ – окислитель, восстановился}$$

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ \quad \Big| \quad \Big| 5 \text{ – восстановитель, окислился}$$

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

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

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightarrow MnO_2 + 4OH^- \quad \Big| 6 \Big| 2 \text{ – окислитель, восстановился}$$

$$SO_3^{2-} + H_2O - 2\bar{e} \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ \quad \Big| \quad \Big| 3 \text{ – восстановитель, окислился}$$

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

12.

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

малиновый зеленый

$$MnO_4^- + 1\bar{e} \rightarrow MnO_4^{2-} \quad \Big| 2 \Big| 2 \text{ – окислитель, восстановился}$$

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

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

Лабораторная работа № 17

Окислительно-восстановительные реакции

Вопросы собеседования:

1. Направленность окислительно-восстановительных реакций в растворах.
2. Условия протекания химических реакций. Термодинамические и кинетические характеристики реакций.
3. Элементы химической термодинамики. Предмет и задачи термодинамики. Основные характеристики термодинамической системы.
4. Тепловой эффект химической реакции и термохимические расчеты. Теплота образования вещества. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса.
5. Направленность химических реакций. Энтропия и свободная энергия системы.
6. Изобарно-изотермический потенциал. Химическая термодинамика в приложении к биологическим системам.

ОПЫТ 1.

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 …

ЭДСэксп медно-цинкового элемента, В …

ΔGэксп, Дж …

ЭДСтеор, медно-цинкового элемента, В …

Погрешность П, % …

ΔGтеор, Дж … .

Погрешность П, % …

ОПЫТ 2.

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 ZnSO4 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	ΔEэксп, В	ΔGэксп, В	ΔEтеор, В	ΔGтеор, 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 №18.

Электролиз

Вопросы собеседования:

1. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс.
2. Электролиз расплавов.
3. Электролиз водных растворов кислот, щелочей, солей.

4. Практическое значение электролиза.

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 №19.

Коррозия

Вопросы собеседования:

1. Понятие коррозии. Виды коррозии.
2. Биокоррозия.
3. Экологические аспекты биоразрушения.
4. Защита от коррозии.

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 неэлектролитах, водных растворах.

Повреждениям от биокоррозии подвергаются различные подземные конструкции (трубопроводы, резервуары, сваи, метро и т.п.), сооружения и трубопроводы, находящиеся в воде. Биокоррозия – неотъемный спутник нефте- и газопромышленности.

Первые догадки о влиянии на процесс коррозионного разрушения биологических организмов появились только в конце XIX 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 бактериальнаябиокоррозия. 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.

Цельработы: 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 гальванопарыFe–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.

ОПЫТ 3.

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 Pb^{2+} , 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 гальванопарыPb – Zn. Какой металл играет роль протектора?

ОПЫТ 4.

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 возникающаягальванопараAl–Hg. Написать схему ее действия.

ОПЫТ 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.

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-8 ПК-2	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.
		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 – отлич-	работа выполнена без ошибок, указаны все

		но	расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты
	Реферат (конспект)	Низкий – неудовлетворительно	тема реферата (конспекта) не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы.
		Пороговый – удовлетворительно	имеются существенные отступления от требований к реферированию (конспектированию). 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 (конспекту) 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 (конспекта); имеются упущения в оформлении; на дополнительные вопросы при защите даны неполные ответы.
		Высокий – отлично	выполнены все требования к написанию и защите реферата (конспекта): 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
	Коллоквиум	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.

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 применяются следующие критерии оценивания.

Критерии оценивания устного ответа на экзамене

оценка «5» **(отлично)** ставится, если:

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.

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.

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.

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.

Критерии оценки решения расчетных задач

оценка «отлично» выставляется студенту, если работа выполнена без ошибок, указаны все расчетные формулы, единицы измерения, без ошибок выполнены математические расчеты;

оценка «хорошо» если студент выполнил работу полностью, но допустил в ней: не более одной негрубой ошибки и одного недочетаили не более двух недочетов;

оценка «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.

оценка «неудовлетворительно»допустил число ошибок и недочетов превосходящее норму, при которой может быть выставлена оценка «3».

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 Оценочные средства для проверки уровня сформированности компетенций УК-1, ОПК-8, ПК-2

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 ответом	14, 15	5 баллов	5 б – полное правильное соответствие; если допущена одна ошибка/неточность / ответ правильный, но не полный - 3 балла; если допущено более одной ошибки / ответ неправильный / ответ отсутствует – 0 баллов

Компетенция	Индикаторы

- **УК-1**. Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач	● УК-1.2 Находит и критически анализирует информацию, необходимую для решения поставленной задачи.

Задание 1. Какой закон описывает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ?

1) Закон Авогадро
2) Закон действующих масс
3) Закон Гесса
4) Закон эквивалентов

Ответ: 2

Задание 2. Какое соединение является комплексным?

1) NaCl
2) K_2SO_4
3) $[Ag(NH_3)_2]Cl$
4) $CaCO_3$

Ответ: 3

Задание 3. Какой процесс описывается уравнением: $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + SO_2 + S + H_2O$?

1) Гидролиз
2) Окислительно-восстановительная реакция
3) Реакция обмена с выделением газа и осадка
4) Образование комплексного соединения

Ответ: 3

Задание 4. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? (Выберите 3 варианта)

1) Природа реагирующих веществ
2) Концентрация реагентов
3) Температура
4) Цвет реактивов
5) Давление (для газов)
6) Объем сосуда

Ответ: 1, 2, 3

Задание 5. Какие виды химической связи могут существовать в неорганических соединениях? (Выберите 3 варианта)

1) Ковалентная
2) Ионная
3) Металлическая
4) Водородная
5) Дисульфидная
6) Пептидная

Ответ: 1, 2, 4

Задание 6. Какие параметры можно определить с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона? (Выберите 3 варианта)

1) Молярную массу газа
2) Плотность газа

3) Объем газа при заданных условиях
4) Цвет газа
5) Растворимость газа
6) Энергию активации
Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие классы соединений образуются при взаимодействии основных и кислотных оксидов? (Выберите 3 варианта)
1) Соли
2) Кислоты
3) Основания
4) Амфотерные гидроксиды
5) Бинарные соединения
6) Комплексные соединения
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между классом соединения и примером:
А. Оксид
Б. Кислота
В. Основание
Г. Соль
1) $NaOH$
2) H_2SO_4
3) Na_2CO_3
4) CO_2
Ответ: А-4, Б-2, В-1, Г-3

Задание 9. Установите соответствие между типом реакции и примером:
А. Реакция соединения
Б. Реакция разложения
В. Реакция замещения
Г. Реакция обмена
1) $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
2) $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$
3) $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
4) $NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$
Ответ: А-3, Б-1, В-2, Г-4

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы определения эквивалентной массы магния методом вытеснения водорода:
1) Взвешивание магния
2) Наполнение прибора кислотой
3) Измерение объема выделившегося водорода
4) Расчет эквивалентной массы
Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы проведения качественной реакции на ион Fe^{3+}:
1) Взятие пробы раствора
2) Добавление роданида калия
3) Наблюдение окрашивания
4) Запись результатов

Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 12. Процесс самопроизвольного разрушения металлов под действием окружающей среды называется _____.

Ответ: коррозия

Задание 13. Процесс распада электролита на ионы в растворе называется _____.

Ответ: диссоциация

Задание 14. Опишите, как влияет температура на скорость химической реакции согласно правилу Вант-Гоффа.

Ответ: При повышении температуры на 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза (температурный коэффициент $\gamma = 2–4$).

Задание 15. Опишите, как можно отличить двойную соль от комплексной на примере солей железа.

Ответ: Двойная соль (например, $(NH_4)_2SO_4 \cdot Fe_2(SO_4)_3$) диссоциирует на все ионы (Fe^{3+}, NH_4^+, SO_4^{2-}), а комплексная ($K_3[Fe(CN)_6]$) — на K^+ и $[Fe(CN)_6]^{3-}$, не давая ионов Fe^{3+}.

Компетенция	Индикаторы
- ОПК-8. Способен осуществлять педагогическую деятельность на основе специальных научных знаний	• ОПК-8.3 Демонстрирует специальные научные знания, в том числе в предметной области.

Задание 1. Какой тип гибридизации орбиталей атома углерода наблюдается в молекуле метана CH_4?

1) sp
2) sp^2
3) sp^3
4) dsp^2

Ответ: 3

Задание 2. Какой параметр определяет направление смещения химического равновесия при изменении давления?

1) Принцип Ле Шателье
2) Закон действующих масс
3) Правило Вант-Гоффа
4) Закон Гесса

Ответ: 1

Задание 3. Какой индикатор используется для определения точки эквивалентности при титровании сильной кислоты сильным основанием?

1) Фенолфталеин
2) Метиловый оранжевый
3) Лакмус
4) Любой из перечисленных

Ответ: 4

Задание 4. Какие параметры можно определить с помощью уравнения Клапейрона-Менделеева? (Выберите 3 варианта)

1) Молярную массу газа

2) Плотность газа
3) Объем газа при заданных условиях
4) Растворимость газа
5) Энергию активации
6) Тепловой эффект реакции
Ответ: 1, 2, 3

Задание 5. Какие классы неорганических соединений образуются при взаимодействии металлов с кислотами? (Выберите 3 варианта)
1) Соли
2) Основания
3) Кислоты
4) Водород
5) Оксиды
6) Гидриды
Ответ: 1, 4, 5

Задание 6. Какие свойства растворов электролитов описываются теорией электролитической диссоциации? (Выберите 3 варианта)
1) Электропроводность
2) Изменение температуры замерзания
3) Реакции ионного обмена
4) Окислительно-восстановительные свойства
5) Оптические свойства
6) Магнитные свойства
Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия согласно принципу Ле Шателье? (Выберите 3 варианта)
1) Концентрация реагентов
2) Температура
3) Давление
4) Объем системы
5) Природа реагентов
6) Наличие катализатора
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между классом соединения и его примером:
А. Основный оксид
Б. Кислотный оксид
В. Амфотерный оксид
Г. Солеобразующий оксид
1) CO_2
2) CaO
3) Al_2O_3
4) SiO_2
Ответ: А-2, Б-1, В-3, Г-4

Задание 9. Установите соответствие между типом химической связи и примером соединения:
А. Ионная связь
Б. Ковалентная неполярная

В. Ковалентная полярная
Г. Водородная связь
1) NaCl
2) H_2
3) HCl
4) H_2O
Ответ: А-1, Б-2, В-3, Г-4

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы проведения качественной реакции на сульфат-ион:
1) Взятие пробы раствора
2) Добавление раствора хлорида бария
3) Наблюдение выпадения белого осадка
4) Запись результатов
Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы составления уравнения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса:
1) Определение степеней окисления
2) Составление баланса по электронам
3) Расстановка коэффициентов
4) Проверка баланса по атомам и заряду
Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 12. Процесс образования ионов при растворении электролита в воде называется _____.
Ответ: диссоциация

Задание 13. Способность атомов элементов образовывать определенное число химических связей называется _____.
Ответ: валентность

Задание 14. Объясните, как можно экспериментально отличить кислотный оксид от основного, используя химические реакции.
Ответ: Кислотный оксид (например, CO_2) взаимодействует со щелочью (NaOH) с образованием соли (Na_2CO_3) и воды. Основной оксид (CaO) взаимодействует с кислотой (HCl) с образованием соли ($CaCl_2$) и воды.

Задание 15. Опишите, как влияет добавление катализатора на скорость химической реакции и положение химического равновесия.
Ответ: Катализатор увеличивает скорость химической реакции, понижая энергию активации, но не смещает химическое равновесие, так как он ускоряет и прямую, и обратную реакции в равной степени.

Компетенция	Индикаторы
- **ПК-2.** Способен осуществлять педагогическую деятельность по профильным предметам (дисциплинам, модулям) в рамках программ основного общего и среднего общего образования	• ПК-2.2 Применяет основы теории фундаментальных и прикладных разделов химии (неорганической, аналитической, органической, физической, химии ВМС, химических основ биологических процессов, химической технологии) для решения тео-

	ретических и практических задач.

Задание 1. Как называется реакция взаимодействия соли с водой, приводящая к изменению pH среды?

1) Нейтрализация
2) Гидратация
3) Гидролиз
4) Гидрат

Ответ: 3

Задание 2. Какой индикатор используется для определения точки эквивалентности при титровании слабой кислоты сильным основанием?

1) Метиловый оранжевый
2) Лакмус
3) Фенолфталеин
4) Бромтимоловый синий

Ответ: 3

Задание 3. Какой тип химической связи преобладает в кристаллах хлорида натрия?

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

Ответ: 3

Задание 4. Какие законы используются для расчетов по уравнениям химических реакций? (Выберите 3 варианта)

1) Закон сохранения массы
2) Закон постоянства состава
3) Закон эквивалентов
4) Закон Авогадро
5) Закон Дальтона
6) Закон Кулона

Ответ: 1, 3, 4

Задание 5. Какие факторы влияют на скорость химической реакции согласно теории активированного комплекса? (Выберите 3 варианта)

1) Энергия активации
2) Температура
3) Концентрация реагентов
4) Наличие катализатора
5) Давление
6) Цвет реагентов

Ответ: 1, 2, 4

Задание 6. Какие параметры влияют на положение химического равновесия в гомогенной системе? (Выберите 3 варианта)

1) Концентрация реагентов
2) Температура
3) Давление
4) Объем системы
5) Природа реагентов

6) Наличие катализатора
Ответ: 1, 2, 3

Задание 7. Какие принципы лежат в основе периодического закона Д.И. Менделеева? (Выберите 3 варианта)
1) Периодичность свойств элементов
2) Связь свойств с зарядом ядра
3) Электронное строение атомов
4) Изменение агрегатного состояния
5) Изменение цвета соединений
6) Изменение магнитных свойств
Ответ: 1, 2, 3

Задание 8. Установите соответствие между типом химической реакции и примером:
А. Окислительно-восстановительная
Б. Ионного обмена
В. Комплексообразования
Г. Нейтрализации
1) $2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$
2) $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$
3) $CuSO_4 + 4NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]SO_4$
4) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
Ответ: А-1, Б-2, В-3, Г-4

Задание 9. Установите соответствие между процессом и его описанием в химической технологии:
А. Дистилляция
Б. Экстракция
В. Кристаллизация
Г. Адсорбция
1) Разделение смесей на основе различия температур кипения
2) Извлечение вещества из смеси с помощью растворителя
3) Выделение вещества из раствора в виде кристаллов
4) Поглощение вещества поверхностью твердого тела
Ответ: А-1, Б-2, В-3, Г-4

Задание 10. Расположите в правильном порядке этапы решения расчетной задачи на определение массы продукта реакции по уравнению:
1) Запись уравнения реакции
2) Расчет количества вещества исходного реагента
3) Нахождение стехиометрического соотношения
4) Расчет массы продукта
Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 11. Расположите в правильном порядке этапы составления электронной конфигурации атома:
1) Определение заряда ядра (порядкового номера)
2) Заполнение энергетических уровней и подуровней согласно правилам
3) Запись электронной формулы
4) Проверка на соответствие принципу Паули и правилу Хунда
Ответ: 1, 2, 3, 4

Задание 12. Процесс самопроизвольного разрушения металлов под действием окружающей среды называется _____.

Ответ: коррозия

Задание 13. Способность вещества проявлять как кислотные, так и основные свойства называется _____.

Ответ: амфотерность

Задание 14. Разработайте план школьного лабораторного занятия по теме «Гидролиз солей», включив цели, оборудование, реактивы, ход работы и ожидаемые результаты.

Ответ: Цель: изучить явление гидролиза солей и влияние на pH среды. Оборудование: пробирки, штатив, индикаторная бумага. Реактивы: растворы CH_3COONa, NH_4Cl, $NaCl$, $AlCl_3$, индикаторы (лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый). Ход: в 4 пробирки внести по 2 мл растворов солей, добавить индикаторы, наблюдать изменение окраски. Объяснить результаты уравнениями гидролиза. Ожидаемые результаты: учащиеся определят характер среды различных солей, составят уравнения гидролиза.

Задание 15. Разработайте алгоритм решения окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса. Проиллюстрируйте на примере реакции $KMnO_4 + H_2C_2O_4 + H_2SO_4$.

Ответ: Алгоритм: 1) Определить степени окисления; 2) Выписать элементы, меняющие степень окисления; 3) Составить баланс по электронам: $Mn^{+7} + 5e \rightarrow Mn^{+2}$, $C_2^{+3} - 2e \rightarrow 2C^{+4}$; 4) Найти наименьшее общее кратное (10); 5) Расставить коэффициенты: $2KMnO_4 + 5H_2C_2O_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 10CO_2 + 8H_2O$; 6) Проверить баланс по атомам и заряду.

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:

1) Официальный сайт БГПУ;
2) Система электронного обучения ФГБОУ ВО «БГПУ»;
3) Система тестирования на основе единого портала «Интернет-тестирования в сфере образования www.i-exam.ru». Используется база тестовых заданий по «Неорганической химии», включающая тестовые задания следующих типов:

- с выбором одного правильного ответа из предложенных;
- с выбором нескольких правильных ответов из предложенных;
- на установление правильной последовательности в предложенной совокупности;
- на установление соответствия между объектами двух множеств;
- с кратким ответом (ввод любых символов);

4) Электронные библиотечные системы;
5) Мультимедийное сопровождение лекций и практических занятий.

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 программы для 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.

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., 2009. – 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. – 366 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. – 176 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. (31 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., Т. 2 – 528 с. (13 экз.).

9.2 Базы данных и информационно-справочные системы

1. Сайт о химии http://www.xumuk.ru/ - здесь можно найти информацию по различным разделам химии. Интерфейс в высшей степени дружественный, прямо с главной страницы доступна быстрая навигация по «Химической энциклопедии».

2. Каталог образовательных интернет-ресурсов http://www.edu.ru

3. Популярная библиотека химических элементов https://web.archive.org/web/20161021151915/http://n-t.ru/ri/ps/

4. Электронная библиотека по химии МГУ http://www.chem.msu.su/rus/elibrary/

9.3 Электронно-библиотечные ресурсы

1. Polpred.com ОбзорСМИ/Справочник http:// polpred.com/news.
2. ЭБС «Юрайт» https://urait.ru/.

Электронные журналы

Журнал неорганической химии **http://www.maikonline.com** – ежемесячное периодическое издание, которое выходит с 1956 года. Тематика журнала: синтез и свойства неорганических соединений, координационные соединения, высокотемпературные сверпроводники, 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://springeronline.com/journal/11176 – 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 **http://rcr.ioc.ac.ru/ukh.htm** - сайт журнала Российской Академии Наук имеет наивысший импакт-фактор среди российских научных журналов по химии

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

Химия **http://him.1september.ru/index.php** - электронная версия газеты.

Химическая и биологическая безопасность **http://www.cbsafety.ru/** - информационно-аналитический журнал.

Успехи химии **http://www.uspkhim.ru/ukh_frm.phtml?jrnid=rc&page=ft** - журнал публикует обзоры по актуальным проблемам химии и смежных с нею наук. С 2004 г. появилась возможность подписаться на электронную (on-line) версию журнала Успехи химии и оперативно получать новые статьи с сайта за 3 недели до выхода в свет очередного номера журнала. С 2006 г. появилась возможность приобретать полные тексты статей в виде PDF-файлов. Подробности в разделе «Подписка». Выпуск для ознакомления в свободном доступе. Англ. и рус.версия.

10 МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКАЯ БАЗА

Для проведения занятий лекционного и семинарского 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**, которая оснащена следующим оборудованием:

- Комплект аудиторной мебели
- Аудиторная доска
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением (2 шт.)
- Принтер (1 шт.)
- Компьютер с установленным лицензионным специализированным программным обеспечением
- Мультимедийный проектор (1 шт.)
- Экспозиционный экран (навесной) (1 шт.)
- Стол лабораторный (3 шт.)
- Сушильный шкаф
- Весы ЕК-410 (технические)
- Штативы для пробирок, нагревательные приборы, лабораторная посуда
- Химические реактивы по тематике лабораторных работ
- Учебно-наглядные пособия - слайды, таблицы, мультимедийные презентации по дисциплине «Общая химия».

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.

Используемое программное обеспечение: Microsoft®WINEDUperDVC AllLng Upgrade/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Microsoft®OfficeProPlusEducation AllLng License/SoftwareAssurancePack Academic OLV 1License LevelE Platform 1Year; Dr.Web Security Suite; Java Runtime Environment; Calculate Linux.

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

11 ЛИСТ ИЗМЕНЕНИЙ И ДОПОЛНЕНИЙ

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2023/2024 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2023/2024 учебном году на заседании кафедры химии (протокол № 9 от 28 июня 2023 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: 1 № страницы с изменением: 94	
В Раздел 9 внесены изменения в список литературы, в базы данных и информационно-справочные системы, в электронно-библиотечные ресурсы. Указаны ссылки, обеспечивающие доступ обучающимся к электронным учебным изданиям и электронным образовательным ресурсам с сайта ФГБОУ ВО «БГПУ».	

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2024/2025 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2024/2025 учебном году на заседании кафедры (протокол № 8 от 30 мая 2024 г.).

Утверждение изменений и дополнений в РПД для реализации в 2025/2026 уч. г.

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2025/2026 учебном году на заседании кафедры (протокол № 6 от 26 марта 2025 г.).

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

Рабочая программа дисциплины пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2026/2027 учебном году на заседании кафедры (протокол № 8 от 13 мая 2026 г.). В РПД внесены следующие изменения и дополнения:

№ изменения: № страницы с изменением:	
Исключить:	Включить: