

МИНОБРНАУКИ РОССИИ

Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Астраханский государственный университет имени В. Н. Татищева»
(Астраханский государственный университет им. В. Н. Татищева)

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП

Т.С. Смирнова
«15» мая 2025 г.

СОГЛАСОВАНО
Заведующий кафедрой ХМ

Л.А. Джигола
«15» мая 2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«Химия»

Составители

**Реснянская А.С., доцент, к.х.н., доцент;
Абдурахманова Н.М., доцент, к.х.н., доцент**

Направление подготовки

05.03.01 Геология

Направленность (профиль) ОПОП

Геология и геохимия горючих ископаемых

Квалификация (степень)

бакалавр

Форма обучения

Очно-заочная

Год приёма

2025

Курс

1

Семестры

2

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Химия» является формирование современных представлений о фундаментальных достижениях в изучении различных разделов химии: общая и неорганическая химия, общие свойства растворов, основы химической термодинамики, химическая кинетика и катализ.

1.2. Задачи освоения дисциплины: приобретение студентами знаний и навыков, позволяющих применять их при освоении других дисциплин образовательного цикла и последующей профессиональной деятельности

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Химия» относится к обязательной части обязательной части и осваивается во 2 семестре.

Дисциплина встраивается в структуру ОПОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

Курс логически связан с теоретическими основами теоретическими основами химии, физики, элементарной математики, информатики в объеме средней школы. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ вышеобозначенных дисциплин.

2.2. Для изучения данной учебной дисциплины необходимы следующие знания, умения, навыки, формируемые предшествующими учебными дисциплинами:

- Математика, Физика, Химия

Знания: теоретические основы и положения основных разделов химической науки.

Умения: решать задачи по направлениям: строение атомов элементов и свойств простых и сложных веществ, образуемых этими элементами; производить термохимические расчеты, правильно определять направление протекания химических процессов, в том числе окислительно-восстановительных; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций; рассчитывать различные характеристики растворов; предсказывать по строению атома его свойства; приводить примеры использования данных знаний в теории и практике биологических наук.

Навыки: использования теоретических основ и положений основных разделов химической науки должны способствовать осознанному применению основных положений химической науки для решения задач, которые постоянно возникают у специалистов биологического профиля.

2.3. Последующие учебные дисциплины (модули) и (или) практики, для которых необходимы знания, умения, навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

– Геохимия,

– Химия горючих ископаемых,

– Геология и геохимия горючих ископаемых.

Дисциплина встраивается в структуру ОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

3. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Процесс освоения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

а) общепрофессиональных (ОПК):

ОПК-1 Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении стандартных задач профессиональной деятельности.

Таблица 1. Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю)		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
ОПК – 1	ОПК-1. Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении стандартных задач профессиональной деятельности	ОПК-1.1. Знает основные законы химии; теоретические основы неорганической, аналитической, органической, физической и коллоидной химии (состав, строение, способы получения и свойства веществ, закономерности протекания химических процессов).	ОПК-1.2. Умеет приобретать новые естественнонаучные знания, используя современные образовательные и информационные технологии; применять базовые знания по химии для описания биологических процессов, интерпретировать экспериментальные результаты.	ОПК-1.3. Владеет (имеет практический опыт) методами теоретических и экспериментальных исследований; правилами составления электронно-графических формул атомов и молекул, прогнозировать реакцию способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; правилами номенклатуры веществ; навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и

Код компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине (модулю)		
		Знать (1)	Уметь (2)	Владеть (3)
				прогнозировани я на их основе возможности осуществлени я химических процессов; навыками химического эксперимента, интерпретации полученных результатов при выполнении биологических экспериментов, лабораторных исследований.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Общая трудоемкость дисциплины в соответствии с учебным планом составляет 3 зачетные единицы (108 часа).

Трудоемкость отдельных видов учебной работы студентов очно-заочной формы обучения приведена в таблице 2.1.

Таблица 2.1. Трудоемкость отдельных видов учебной работы по формам обучения

Вид учебной и внеучебной работы	для очно-заочной формы обучения
Объем дисциплины в зачетных единицах	3
Объем дисциплины в академических часах	108
Контактная работа обучающихся с преподавателем (всего), в том числе (час.):	37,25
- занятия лекционного типа, в том числе:	18
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- занятия семинарского типа (семинары, практические, лабораторные), в том числе:	18
- практическая подготовка (если предусмотрена)	-
- в ходе подготовки и защиты курсовой работы	
- консультация (предэкзаменационная)	1
- промежуточная аттестация по дисциплине	0,25
Самостоятельная работа обучающихся (час.)	70,75
Форма промежуточной аттестации обучающегося (зачет/экзамен), семестр (ы)	экзамен – 2 семестр.

Содержание дисциплины, структурированное по темам (разделам) с указанием отведенного на них количества академических часов и видов учебных занятий и самостоятельной работы, для каждой формы обучения представлено в таблице 2.2.

Таблица 2.2. Структура и содержание дисциплины (модуля)

Раздел, тема дисциплины (модуля)	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточной аттестации [по семестрам]
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП			
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
Семестр 2.										
Тема 1. Основные понятия и законы химии	2				2			6,75	10,75	Отчет по лабораторной работе №1, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №2, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №3, Сдача заданий для самостоятельной подготовки,
Тема 4. Основные классы неорганических соединений	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №4, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №5, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 6. Теория	2				2			8	12	Отчет по

Раздел, тема дисциплины (модуля)	Контактная работа, час.							СР, час.	Итого часов	Форма текущего контроля успеваемости, форма промежуточн ой аттестации [по семестрам]
	Л		ПЗ		ЛР		КР / КП			
	Л	в т.ч. ПП	ПЗ	в т.ч. ПП	ЛР	в т.ч. ПП				
электролитической диссоциации										лабораторной работе №6, Сдача заданий для самостоятельн ой подготовки,
Тема 7. Основы хими-ческой термодинамики	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №7, Сдача заданий для самостоятельн ой подготовки
Тема 8. Химическая кинетика и катализ	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №8, Сдача заданий для самостоятельн ой подготовки
Тема 9. Основы электрохимии	2				2			8	12	Отчет по лабораторной работе №9, Сдача заданий для самостоятельн ой подготовки,
Консультации	1									
Контроль промежуточной аттестации	0,25									Экзамен 2 семестр
Итого	18				18			70,75	108	

Таблица 3. Матрица соотнесения разделов, тем учебной дисциплины и формируемых компетенций

Раздел, тема дисциплины	Кол-во часов	Код компетенции	Общее количество компетенций
		ОПК-1	
Тема 1. Основные понятия и законы химии	10,75	+	1
Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома	12	+	1

Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	12	+	1
Тема 4. Основные классы неорганических соединений	12	+	1
Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	12	+	1
Тема 6. Теория электролитической диссоциации	12	+	1
Тема 7. Основы химической термодинамики	12	+	1
Тема 8. Химическая кинетика и катализ	12	+	1
Тема 9. Основы электрохимии	12	+	1
Итого	106,75	+	1

Краткое содержание каждой темы дисциплины (модуля)

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Основные химические понятия: атом, молекула, химический элемент, химическая реакция. Атомно–молекулярное учение, как фундамент современной химии. Атомы и молекулы как дискретные частицы. Относительные атомные и молекулярные массы. Моль. Закон Авогадро. Молярная масса и молярный объём. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии. Газовые законы. Эквивалент. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава. Закон сохранения массы веществ. Закон сохранения энергии.

Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома

Современные представления о строении атома. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Корпускулярно–волновой дуализм микрочастиц. Теория строения атома водорода Нильса Бора. Атомные спектры. Элементы волновой механики атомов. Принцип неопределенности Гейзенберга. Квантовые числа, физический смысл квантовых чисел. Атомные орбитали. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами. s–, p–, d–, f–орбитали, их конфигурации и энергетические характеристики. Порядок заполнения орбиталей электронами, принцип Паули, правила Гунда и Клечковского. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число, эффекты экранирования и проникновения).

Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений

Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Периодическая система и порядковый номер (место) элемента как его важнейшая характеристика. Периоды и группы. Расположение металлов и неметаллов в периодической системе. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов. Распространение химических элементов в земной коре. Химический состав отдельных геосфер. Химия неметаллов: водород, галогены, халькогены (вода, пероксид водорода), элементы подгруппы азота, углерод и кремний. Химия s– и p–металлов. Щелочные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, их соединения. Бериллий, магний и щелочноземельные металлы: получение, строение, физико–химические свойства, жесткость воды. Элементы третьей группы периодической системы. Химия d–элементов: металлы четвертой, пятой, шестой и седьмой групп ПС. благородные газы. Металлы восьмой группы.

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, свойства. Химические свойства. Генетическая связь. Водородный показатель. Обменные реакции в растворах. Гидролиз солей, различные случаи гидролиза солей, смещение гидролиза.

Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций

Основные понятия: система, классификация систем, теории растворов, классификация веществ по растворимости, классификация растворов по насыщенности. Кристаллизация, перекристаллизация. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Тема 6. Теория электролитической диссоциации

Основные положения теории электролитической диссоциации. Особенности растворов электролитов. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.

Тема 7. Основы химической термодинамики

Энергетика и направление протекания химических процессов. Внутренняя и энтальпия энергии веществ. Стандартные условия. Энтропия. Энергия Гиббса. Направление протекания химических процессов. Термохимия. Тепловой эффект химических реакций при постоянном давлении и при постоянном объеме. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термохимические расчеты. Закон Гесса и следствия из него.

Тема 8. Химическая кинетика и катализ

Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Гомогенный и гетерогенный катализ.

Тема 9. Основы электрохимии

Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Типы окислительно-восстановительных процессов. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методами электронного баланса и полуреакций (ионно-электронный метод). Влияние кислотности среды на продукты окислительно-восстановительных реакций. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Законы Фарадея.

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРЕПОДАВАНИЮ И ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

5.1. Указания для преподавателей по организации и проведению учебных занятий по дисциплине

Методические рекомендации при проведении лекций

Лекции являются одним из основных методов обучения по дисциплине. Главной задачей каждой лекции является раскрытие сущности темы и анализ ее основных положений. Рекомендуется на первой лекции довести до внимания студентов структуру дисциплины и его разделы, а в дальнейшем указывать начало каждого раздела (модуля), суть и его задачи, а, закончив изложение, подводить итог по этому разделу, чтобы связать его со следующим.

Содержание лекций определяется настоящей рабочей программой дисциплины. Для эффективного проведения лекционного занятия рекомендуется соблюдать последовательность ее основных этапов:

1. формулировку темы лекции;
2. указание основных изучаемых разделов или вопросов и предполагаемых затрат времени на их изложение;
3. изложение вводной части;
4. изложение основной части лекции;

5. краткие выводы по каждому из вопросов;
6. заключение;
7. рекомендации литературных источников по излагаемым вопросам.

Начальный этап каждого лекционного занятия – оглашение основной темы лекции с краткой аннотацией предлагаемых для изучения вопросов. Преподаватель должен сообщить о примерном плане проведения лекции и предполагаемом распределении бюджета времени. Если очередное занятие является продолжением предыдущей лекции, необходимо кратко сформулировать полученные ранее результаты, необходимые для понимания и усвоения изучаемых вопросов.

В вводной части достаточно кратко характеризуется место и значение данной темы в курсе, дается обзор важнейших источников и формулируются основные вопросы или задачи, решение которых необходимо для создания стройной системы знаний в данной предметной области. В этой части лекции демонстрируются основные педагогические методы, которые будут использоваться при изложении материала и устанавливается контакт с аудиторией.

Основная часть лекции имеет своей целью раскрытие содержания основных вопросов или разделов и определяется логической структурой плана лекции. При этом используются основные педагогические способы изложения материала: описание-характеристика, повествование, объяснение и др. Преподаватель должен также умело использовать эффективные методические приемы изложения материала – анализ, обобщение, индукцию, дедукцию, противопоставления, сравнения и т.д., обеспечивающие достаточно высокий уровень качества учебного процесса.

В заключительной части лекции проводят обобщение наиболее важных и существенных вопросов, делаются выводы, формулируются задачи для самостоятельной работы слушателей и указывается рекомендуемая литература. Оставшееся время используют для ответов на вопросы, задаваемые слушателями, и для возможной дискуссии о содержании лекции.

Методические рекомендации к содержанию лекции

Содержание лекционного материала должно строго соответствовать содержательной части утвержденной рабочей учебной программы дисциплины и соответствовать основным дидактическим принципам, которые обеспечивают соответствие излагаемого материала научно-методическим основам педагогической деятельности. Основными из них являются целостность, научность, доступность, систематичность и наглядность.

Целостность лекции обеспечивается созданием единой ее структуры, основанной на взаимосвязи задач занятия и содержания материала, предназначенного для усвоения студентами.

Научность лекции предполагает соответствие материала основным положениям современной науки, абсолютное преобладание объективного фактора и доказательность выдвигаемых положений. Для научно обоснованной лекции характерны ясность, логичность, аргументированность, точность и сжатость.

Принцип доступности лекции предполагает, что содержание учебного материала должно быть понятным, а объем этого материала посильным для всех студентов. Это означает, что степень сложности лекционного материала должна соответствовать уровню развития и имеющемуся запасу знаний и представлений студентов.

Систематичность лекционного материала определяется взаимосвязью изучаемого материала с ранее изученным, постепенным повышением сложности рассматриваемых вопросов, взаимосвязью частей изучаемого материала, обобщением изученного материала, стройностью изложения материала по содержанию и внешней форме его подачи, рубрикацией курса, темы, вопроса и единообразием структуры построения материала.

Принцип наглядности содержания лекции требует использования при чтении лекции визуальных носителей информации в виде презентаций, поскольку основной поток информации в учебном процессе воспринимается обучаемым зрительно. Демонстрационный материал во всех случаях должен играть подчиненную роль и не подменять содержания

лекции. В каждый момент лекции необходимо демонстрировать только тот наглядный материал, который иллюстрирует излагаемые положения.

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины (модулю)

Работа над конспектом лекции

Работу над конспектом следует начинать с его доработки, желательно в тот же день, пока материал еще легко воспроизводим в памяти (через 10 часов после лекции в памяти остается не более 30-40 % материала). С целью доработки необходимо прочитать записи, восстановить текст в памяти, а также исправить описки, расшифровать не принятые ранее сокращения, заполнить пропущенные места, понять текст, вникнуть в его смысл. Далее прочитать материал по рекомендуемой литературе, разрешая в ходе чтения возникшие ранее затруднения, вопросы, а также дополняя и исправляя свои записи. Записи должны быть наглядными, для чего следует применять различные способы выделений. В ходе доработки конспекта углубляются, расширяются и закрепляются знания, а также дополняется, исправляется и совершенствуется конспект.

Подготовленный конспект и рекомендуемая литература используются при подготовке к семинарским и практическим занятиям. Подготовка сводится к внимательному прочтению учебного материала, к выводу с карандашом в руках всех утверждений и формул, к решению примеров, задач, к ответам на вопросы. Примеры, задачи, вопросы по теме являются средством самоконтроля.

Работа с рекомендованной литературой

При работе с основной и дополнительной литературой целесообразно придерживаться такой последовательности. Сначала прочитать весь заданный текст в быстром темпе. Цель такого чтения заключается в том, чтобы создать общее представление об изучаемом материале, понять общий смысл прочитанного. Затем прочитать вторично, более медленно, чтобы в ходе чтения понять и запомнить смысл каждой фразы, каждого положения и вопроса в целом.

Чтение приносит пользу и становится продуктивным, когда сопровождается записями. Это может быть составление плана прочитанного текста, тезисы или выписки, конспектирование и др. Выбор вида записи зависит от характера изучаемого материала и целей работы с ним. Если содержание материала несложное, легко усваиваемое, можно ограничиться составлением плана. Если материал содержит новую и трудно усваиваемую информацию, целесообразно его законспектировать.

В процессе изучения материала источника и составления конспекта нужно обязательно применять различные выделения, подзаголовки, создавая блочную структуру конспекта. Это делает конспект легко воспринимаемым и удобным для работы.

Подготовка к лабораторным работам

Подготовка к лабораторным занятиям предполагает предварительную самостоятельную работу студентов в соответствии с методическими разработками по каждой запланированной теме.

Лабораторные занятия позволяют интегрировать теоретические знания и формировать практические умения и навыки студентов в процессе учебной деятельности.

Структура и последовательность занятий: на первом, вводном, занятии проводится инструктаж обучающихся по охране труда, технике безопасности и правилам работы в лаборатории по инструкциям утвержденного образца с фиксацией результатов в журнале инструктажа. Обучающиеся также знакомятся с основными требованиями преподавателя по выполнению учебного плана, с графиком прохождения лабораторных занятий, с графиком прохождения контрольных заданий, с основными формами отчетности по выполненным работам и заданиям.

Лабораторные работы выполняются в соответствии с методическими указаниями.

Структура лабораторного занятия:

– Объявление темы, цели и задач занятия.

- Проверка теоретической подготовки студентов к лабораторному занятию.
- Выполнение лабораторной работы.
- Подведение итогов занятия (формулирование выводов).
- Оформление отчета.
- Защита работы преподавателю дисциплины.

Таблица 4. Содержание самостоятельной работы обучающихся

Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
Тема 1. Основные понятия и законы химии. Относительные атомные и молекулярные массы. Моль. Закон Авогадро. Молярная масса и молярный объём. Определение молекулярных масс веществ в газообразном состоянии. Газовые законы. Эквивалент. Закон эквивалентов. Закон постоянства состава. Закон сохранения массы веществ. Закон сохранения энергии.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №1, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома Атомно-молекулярное учение, как фундамент современной химии. Атомы и молекулы как дискретные частицы. Современные представления о строении атома. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Атомные спектры. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число, эффекты экранирования и проникновения).	8	Оформление отчета по лабораторной работе №2, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений Распространение химических элементов в земной коре. Химический состав отдельных геосфер. Химия неметаллов: водород, галогены, халькогены, элементы подгруппы азота, углерод и кремний. Химия <i>s</i> - и <i>p</i> -металлов. Щелочные металлы: получение, строение, физико-химические свойства, их соединения. Элементы третьей группы периодической системы. Химия <i>d</i> -элементов: металлы четвертой, пятой, шестой и седьмой групп ПС. Благородные газы. Металлы восьмой группы.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №3, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 4. Основные классы неорганических соединений Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, свойства. Уравнения химических реакций. Расчёты по уравнениям реакций.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №4, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций Основные понятия: система, классификация систем, теории растворов, классификация веществ по растворимости, классификация растворов по насыщенности. Кристаллизация, перекристаллизация.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №5, Сдача заданий для самостоятельной подготовки

Особенности растворов электролитов. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований.		
Тема 6. Теория электролитической диссоциации Механизм электролитической диссоциации полярных веществ. Вещества электролиты и не электролиты. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Произведение растворимости.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №6, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 7. Основы химической термодинамики Энергетика и направление протекания химических процессов. Стандартные условия. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термодинамические расчеты.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №7, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 8. Химическая кинетика и катализ Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Гомогенный и гетерогенный катализ.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №8, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
Тема 9. Основы электрохимии Гальванические элементы. Направление окислительно-восстановительных реакций. Электролиз. Законы электролиза.	8	Оформление отчета по лабораторной работе №9, Сдача заданий для самостоятельной подготовки

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно:

В качестве письменных работ предлагается задания по темам для самостоятельной подготовки и оформление отчета проделанных лабораторных работ.

Методические указания по оформлению выполненных заданий для самостоятельной подготовки

1. Студент выполняет свой вариант задания для самостоятельной подготовки согласно теме в письменном виде в отдельной тонкой тетради или в печатном виде. Текст выполненного задания в печатном виде необходимо набирать на компьютере. Размер левого поля 30 мм, правого - 15-20 мм, верхнего – 20 мм, нижнего – 20 мм. Шрифт – Times New Roman, размер – 14, межстрочный интервал – 1,5. Фразы, начинающиеся с новой строки, печатаются с абзачным отступом от начала строки (1,25 см).

2. Задания, выполненные небрежно, неразборчиво, без соблюдения требований по оформлению возвращается студенту без проверки с указанием причин возврата на титульном листе.

3. Сдача выполненного задания может проводится на выделенном одном занятии в рамках часов учебной дисциплины, либо по договоренности с преподавателем. Сдача выполненного задания студентом предусматривает объяснения проделанного задания и ответы на вопросы оппонента. Общая оценка выставляется с учетом оценок за работу, умение вести дискуссию и ответы на вопросы.

4. При оценивании работы будут учитываться следующие пункты: знание и понимание проблемы; умение систематизировать и анализировать материал, четко и обоснованно формулировать выводы; самостоятельность, способность к определению собственной позиции по проблеме и к практической адаптации материала; аккуратность оформления.

Методические указания по написанию отчета по лабораторной работе

1. Цель и задачи исследования.

2. Краткое описание эксперимента: способы, методы, методики исследования и теоретические положения.

3. Законы, положения, математический аппарат, уравнения реакций. Результаты исследования и расчеты (уравнения должны быть приведены в общем виде и с подставленными данными). Результаты исследования и расчетов должны быть сведены в соответствующие таблицы. Статистическая обработка данных.

4. Графическая обработка экспериментальных данных (при необходимости): графики и схемы должны выполняться только на миллиметровой бумаге. На ось ординат наносится функция, на ось абсцисс – аргумент с указанием единиц измерения. На осях наносится шкала согласно выбранному масштабу. Единицы масштаба должны быть выбраны в соответствии точности отсчета при эксперименте. Координаты экспериментальной точки наносятся только на плоскости и отмечаются точкой. По экспериментальным точкам проводится усредняющая кривая. Выпавшие точки не используются, но показываются. На листе, где выполнен график, должны быть указаны наименование графика (под графиком), условия, сноски. Экспериментальные данные для построения градуировочного графика обрабатываются по методу наименьших квадратов.

5. Анализ экспериментально полученных зависимостей.

6. Выводы.

Работа считается выполненной, если приведены все необходимые расчеты, построены изучаемые зависимости, приведены все структурные формулы изучаемых веществ и образуемых соединений, сделаны соответствующие выводы.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. (компьютерных симуляций и пр.) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся. Возможно применение электронного обучения и дистанционных образовательных технологий.

6.1. Образовательные технологии

Интерактивные лекции, разбор конкретных ситуаций, персональная и коллективная внеаудиторная работа в малых группах, «равный обучает равного». Учебные занятия по дисциплине могут проводиться с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) интерактивном взаимодействии обучающихся и преподавателя в режимах off-line в формах: лекций-презентаций, собеседования в режиме чат, форума, чата.

Таблица 5. Образовательные технологии, используемые при реализации учебных занятий

Раздел, тема дисциплины	Форма учебного занятия		
	Лекция	Практическое занятие, семинар	Лабораторная работа
Тема 1. Основные понятия и законы химии	<i>Обзорная лекция</i>	<i>Не предусмотрено</i>	<i>Лабораторная работа в мини-группах</i>
Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома	<i>Лекция с опорным конспектированием</i>	<i>Не предусмотрено</i>	<i>Лабораторная работа в мини-группах</i>
Тема 3. Периодический закон и Периодическая	<i>Лекция с опорным конспектированием</i>	<i>Не предусмотрено</i>	<i>Лабораторная работа в мини-</i>

система. Свойства элементов и их соединений			группах
Тема 4. Основные классы неорганических соединений	Информационная лекция	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах
Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	Информационная лекция	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах
Тема 6. Теория электролитической диссоциации	Информационная лекция	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах
Тема 7. Основы химической термодинамики	Лекция - презентация	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах
Тема 8. Химическая кинетика и катализ	Лекция - презентация	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах
Тема 9. Основы электрохимии	Лекция - презентация	Не предусмотрено	Лабораторная работа в мини-группах

Учебные занятия по дисциплине могут также проводиться с применением информационно-телекоммуникационных сетей при опосредованном (на расстоянии) интерактивном взаимодействии обучающихся и преподавателя в режимах on-line и (или) off-line в формах видеолекций, видеоконференции, собеседования в режиме форума, чата, выполнения виртуальных практических и (или) лабораторных работ и др.

6.2. Информационные технологии

При реализации различных видов учебной и внеучебной работы используются возможности Интернета в учебном процессе и следующие информационные технологии:

- использование возможностей интернета в учебном процессе (использование сайта преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление обучающихся с оценками и т. д.));
- использование электронных учебников и различных сайтов как источников информации;
- использование возможностей электронной почты преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление учащихся с оценками и т. д.);
- использование средств представления учебной информации (электронных учебных пособий и практикумов, применение новых технологий для проведения очных (традиционных) лекций и семинаров с использованием презентаций и т. д.);
- использование виртуальной обучающей среды (LMS Moodle «Электронное образование»).

6.3. Программное обеспечение, современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

При реализации различных видов учебной работы по дисциплине могут использоваться электронное обучение и дистанционные образовательные технологии.

6.3.1. Программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Adobe Reader	Программа для просмотра электронных документов

Наименование программного обеспечения	Назначение
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда
Microsoft Office 2013, Microsoft Office Project 2013, Microsoft Office Visio 2013	Пакет офисных программ
Microsoft Windows 7 Professional	Операционная система
Kaspersky Endpoint Security	Средство антивирусной защиты
Google Chrome	Браузер
OpenOffice	Пакет офисных программ

6.3.2. Современные профессиональные базы данных и информационные справочные системы

1. <http://asu-edu.ru>
2. <https://biblio.asu-edu.ru> (Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех»)
3. <http://www.studentlibrary.ru> (Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО Гражданско-правовой договор № 146 от 02.08.2016 г. «Политехресурс» «Консультант студента». www.studentlibrary.ru)

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ)

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» проверяется сформированность у обучающихся компетенций, указанных в разделе 3 настоящей программы. Этапность формирования данных компетенций в процессе освоения образовательной программы определяется последовательным освоением дисциплин (модулей) и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины (модуля) – последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем.

Таблица 6. Соответствие разделов, тем дисциплины, результатов обучения по дисциплине и оценочных средств

Контролируемый раздел, тема дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
Тема 1. Основные понятия и законы химии	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №1, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №2, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №3, Задания для самостоятельной подготовки,
Тема 4. Основные классы неорганических соединений	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №4, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №5, Задания для самостоятельной подготовки

Контролируемый раздел, тема дисциплины	Код контролируемой компетенции	Наименование оценочного средства
Тема 6. Теория электролитической диссоциации	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №6, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 7. Основы химической термодинамики	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №7, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 8. Химическая кинетика и катализ	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №8, Задания для самостоятельной подготовки
Тема 9. Основы электрохимии	ОПК-1	Отчет по лабораторной работе №9, Задания для самостоятельной подготовки

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 7. Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументированно отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 8. Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы
4 «хорошо»	демонстрирует способность применять знание теоретического материала при выполнении заданий, последовательно и правильно выполняет задания, умеет обоснованно излагать свои мысли и делать необходимые выводы, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует отдельные, несистематизированные навыки, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание по подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов

Шкала оценивания	Критерии оценивания
2 «неудовлетворительно»	не способен правильно выполнить задания

Критерии оценки для лабораторных работ

- оценка «отлично» выставляется студенту, если полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам: студент может правильно ответить на поставленные вопросы, способен провести анализ и дать оценку полученным результатам;
- оценка «хорошо», если полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам: студент может правильно ответить на поставленные вопросы, способен провести анализ и дать оценку полученным результатам, но имеются не существенные замечания в расчётно-графической части;
- оценка «удовлетворительно», если не полностью выполнены общие требования к выполнению, оформлению и отчету по лабораторным работам: студент демонстрирует разрозненные знания, не способен провести анализ и дать оценку полученным результатам;
- оценка «неудовлетворительно», если студент не может правильно ответить на поставленные вопросы, не способен провести анализ и дать оценку полученным результатам.

7.3. Контрольные задания и иные материалы, необходимые для оценки результатов обучения по дисциплине (модулю)

Тема 1. Основные понятия и законы химии

1. Отчет по лабораторной работе №1 «Определение молярной массы углекислого газа»

Целью работы является определение молярной массы углекислого газа.

Ход работы.

1. Ознакомиться с установкой для получения углекислого газа в аппарате Киппа и убедиться в том, что она работает.

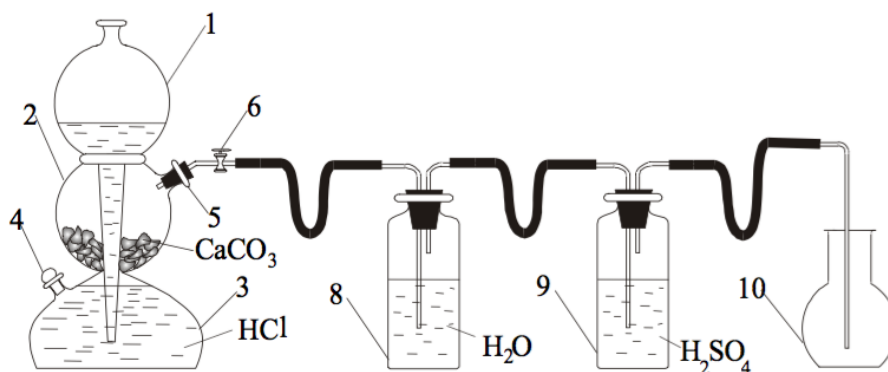


Рис.1. Схема лабораторной установки для получения углекислого газа в аппарате Киппа.

1 – шарообразная воронка, 2, 3 – соединённые между собой резервуары, 4, 5 – тубусы, 6 – кран, 8 – промывная склянка, 9 – склянка Дрекселя для осушки газа, 10 – приёмник углекислого газа.

2. Колбу закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить на теххимических весах колбу с пробкой с точностью до 0,02 г (m_1).

3. Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа. Газ следует пропускать в колбу медленно, так, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках.

4. Через 5 мин, не закрывая кран у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой; после этого закрыть кран б.

5. Взвесить колбу с диоксидом углерода на тех же весах и с той же точностью, что и колбу с воздухом (m_2).

6. Измерить рабочий объем колбы V_1 , для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив её в мерный цилиндр.

7. Записать значения атмосферного давления и температуры, при которых проводится опыт, а также уравнение получения углекислого газа при взаимодействии мрамора с соляной кислотой.

8. Вычислить объем газа V_0 при н. у. по уравнению Клапейрона.

9. Вычислить массу воздуха (m_3) в объеме колбы, учитывая, что при 0°C и 101,3 кПа масса одного литра воздуха равна 1,293 г.

10. Найти массу пустой (без воздуха) колбы с пробкой:

$$m_4 = m_1 - m_3$$

11. Найти массу диоксида углерода в объеме колбы $m_5 = m_2 - m_4$

12. Определить относительную плотность CO_2 по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = \frac{m_5}{m_3}$$

13. Вычислить молярную массу CO_2 тремя способами:

а) по воздуху:

$$M_{\text{CO}_2} = 29 \cdot D_{\text{возд.}}$$

б) по закону Авогадро:

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{22,4 \cdot m_5}{V_0}$$

в) по уравнению Клапейрона–Менделеева:

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{m_5 RT}{PV}$$

14. Вычислить среднее значение молярной массы углекислого газа с точностью до одного знака после запятой.

15. Определить погрешность опыта, сравнивая среднее опытное значение с теоретической величиной (44,0 г/моль), и оформить отчет.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Вариант	Задание
1	Какой объем займет при температуре 17°C и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г?
2	3,17 г хлора занимают объем равный 1 л (при н.у.). Вычислите по этим данным молекулярную массу хлора.
3	Какой объем водорода при н.у. выделится при растворении 4,8 г магния в избытке соляной кислоты?
4	Плотность некоторого газообразного вещества по водороду равна 17. Чему равна его плотность по воздуху ($M_{\text{ср}}=29$).
5	Определите плотность по воздуху смеси азота, аргона и углекислого газа, если массовые доли компонентов составляли 15, 50 и 35% соответственно.
6	Сколько молекул содержится в 6,4 г серы?
7	Имеется порция фосфина химическим количеством 0,5 моль. Рассчитайте массу (г), объём (дм ³) и число молекул фосфина в данной порции, а также число

	атомов фосфора и водорода. В ответе укажите наименьшее число из полученных значений.
8	При н.у. объём некоторого газа равен 420 см^3 . Определите объём (см^3) газа при 4°C и давлении $92,5 \text{ кПа}$.
9	Смешали углекислый газ объёмом $2,24 \text{ дм}^3$ и аммиак массой $5,1 \text{ г}$. Укажите объёмную долю (%) аммиака в образовавшейся смеси газов.
10	Газовая смесь состоит из оксида и диоксида азота. Вычислите парциальные давления газов в смеси, если объёмные доли газов соответственно равны (%) $37,5$ и $62,5$. Общее давление газовой смеси 106640 Па .
11	Газовая смесь составлена из $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ метана под давлением 96000 Па , $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода под давлением 84000 Па и $3 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ диоксида углерода под давлением 109000 Па . Объём смеси $8 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Определите парциальные давления газов в смеси и общее давление смеси.
12	Найдите молекулярную формулу вещества, если относительная плотность паров этого вещества по водороду равна $67,5$, а массовые доли элементов (%) в веществе следующие: серы – $23,7$, кислорода – $23,7$, хлора – 52 .
13	Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?
14	В аппарате Киппа для получения CO_2 из мрамора используется соляная кислота. Почему нельзя использовать более дешёвую серную кислоту?
15	При постоянном давлении и температуре масса одного литра водорода равна $0,082 \text{ г}$, а одного литра воды – 1 кг . Возможно ли определение плотности воды по водороду? Если невозможно, то почему?
16	Масса одного литра газа равна $2,86 \text{ г}$. Определите его молярную массу.
17	Плотность газа $1,96 \text{ г/л}$. Определите его молярную массу.
18	Установите формулу газообразного вещества, содержащего углерод ($81,82 \%$) и водород (остальное), масса одного литра которого при нормальных условиях равна $2,6 \text{ г}$.

Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома

1. Отчет по лабораторной работе №2 «Установление формулы кристаллогидрата»

Целью работы является определение количества (моль) воды в кристаллогидрате – медном купоросе.

Ход работы.

1. Взвесить пустой фарфоровый тигель с точностью до $0,01 \text{ г}$. Во взвешенный тигель насыпать $0,5\text{--}1 \text{ г}$ медного купороса. Тигель с кристаллогидратом снова взвесить.

2. Поместить тигель в нагретую песочную баню на $20\text{--}30$ минут. [1] [SEP]

3. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить. [1] [SEP]

4. Взвесить охлажденный тигель. [1] [SEP]

5. Повторить прогревание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить. Если масса изменилась не более чем на $0,01 \text{ г}$, прогревание прекратить. По результатам последнего взвешивания заполнить таблицу результатов опыта.

6. Вычислить количество воды, приходящееся на один моль CuSO_4 , и записать формулу медного купороса, определенную опытным путем.

7. Определить относительную погрешность опыта, исходя из того, что реальная формула медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

8. Сделать вывод о проделанной работе и оформить отчёт.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Составьте электронную и электронно-графическую формулы элементов со следующими порядковыми номерами. Найдите место расположения элементов в периодической системе (период, группа, подгруппа). Укажите, к какому семейству относятся элементы, почему? Сколько неспаренных электронов находится в основном и в возбужденном состояниях атомов данных элементов? На каком основании эти элементы помещают в одной группе периодической системы элементов Д.И. Менделеева? Почему их помещают в разных подгруппах?

Вариант	Порядковый номер элемента	Вариант	Порядковый номер элемента
1	13 и 21	16	31 и 39
2	15 и 23	17	33 и 41
3	38 и 48	18	34 и 42
4	19 и 29	19	41 и 51
5	32 и 40	20	48 и 56
6	35 и 43	21	30 и 38
7	40 и 50	22	22 и 32
8	43 и 53	23	25 и 35
9	50 и 72	24	16 и 42
10	31 и 39	25	11 и 54
11	23 и 33	26	13 и 64
12	15 и 73	27	12 и 43
13	14 и 22	28	17 и 33
14	20 и 30	29	4 и 65

Тема 3. Периодический закон и Периодическая система. Свойства элементов и их соединений

1. Отчет по лабораторной работе №3 «Получение и свойства простых веществ»

Опыт 1. Получение и свойства водорода

Водород входит в состав кислот, оснований, кислых и основных солей и наиболее распространенного на Земле вещества – воды. Он применяется как восстановитель при получении металлов и во многих органических синтезах. В недалеком будущем водород будет использоваться как горючее вместо бензина, керосина, мазута, газа и угля, так как при его горении не образуется вредных примесей. Водород в промышленности получают конверсией метана, электролизом воды, а в лабораториях – из кислот при их взаимодействии с металлами.

В пробирку поместить 2–3 гранулы цинка и прилить соляной кислоты до $\frac{1}{3}$ объема пробирки. Выделяющийся водород в течение 3–4 мин собирать в перевернутую вверх дном более широкую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднести к ней горящую спичку. Водород загорается с легким звуком «па».

В отчете написать уравнение реакции цинка с соляной кислотой, указать окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления. Объяснить, почему выделяющийся водород необходимо собирать, держа пробирку отверстием вниз. Указать, какие металлы, кроме цинка, можно использовать для получения водорода из соляной кислоты.

Опыт 2. Получение и свойства кислорода

Кислород – самый распространенный на Земле химический элемент: около половины (47 % по массе) вещества земной коры приходится на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, так как он поддерживает дыхание человека и животных. С его помощью сжигают топливо, получая тепло и электроэнергию. Кислород содержится в воздухе и в химических соединениях – воде, оксидах, гидроксидах, солях, органических веществах. Для

промышленных целей кислород получают ректификацией жидкого воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые при нагревании разлагаются с его выделением (KMnO_4 , KClO_3 , BaO_2).

В сухую пробирку поместить два микрошпателя хлората калия KClO_3 (бертолетова соль), опустить в неё тлеющую лучинку. Пробирку нагреть на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания тлеющая лучинка вспыхивает. Повторить опыт со смесью бертолетовой соли и оксида марганца (IV), смешанных в соотношении приблизительно- но 4:1 по объему порошков.

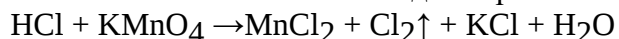
В отчете записать уравнение разложения KClO_3 и объяснить, почему вспыхивает тлеющая лучинка. Объяснить, почему во втором опыте время от начала нагревания пробирки до вспыхивания лучинки меньше, чем в первом. Какую роль во втором опыте играет оксид марганца (IV)?

Опыт 3. Получение и свойства хлора

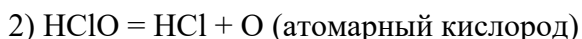
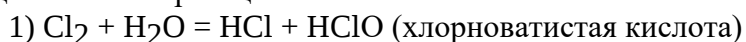
Самая мрачная страница в истории хлора – применение его в первой мировой войне в качестве боевого отравляющего вещества. Это произошло на одном из западных участков фронта, где англо– французские войска вели сражение с германской армией. Утром 22 апреля 1915 года германское командование провело первую в истории войн газовую атаку, выпустив около 180 т хлора. Облако тяжелого ядовитого желто-зеленого газа поразило более 15 тысяч человек, причем около пяти тысяч – насмерть. Это напоминает, как опасен хлор, поэтому все опыты с ним необходимо проводить только в вытяжном шкафу.

Хлор применяется для отбеливания бумаги и тканей, для получения соляной кислоты и хлорорганических соединений, среди которых наиболее известен поливинилхлорид (ПВХ), используемый для изоляции электрических проводов и изготовления деталей радиоаппаратуры.

1. *Получение хлора.* В сухую пробирку внести два микрошпателя перманганата калия и 20 капель концентрированной соляной кислоты. Наблюдать протекание реакции:



2. *Отбеливающие свойства хлора.* Три пробирки заполнить на $\frac{1}{3}$ объема хлорной водой. В одну поместить лоскутки цветной материи, в другую – окрашенную бумагу, в третью прилить любого органического красителя. Через некоторое время всё, что было окрашено, обесцвечивается. Отбеливающие свойства хлора объясняются протеканием двух последовательных реакций:



Атомарный кислород – сильнейший окислитель. Он окисляет органические красители и тем самым отбеливает материалы. Этими же реакциями объясняется применение хлора для дезинфекции помещений и для обеззараживания водопроводной воды. В отчете показать, у каких элементов изменяется степень окисления в реакциях 1 и 2. К каким ти- пам относятся эти окислительно-восстановительные реакции?

Опыт 4. Получение металлов

Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные в электрохимическом ряду активности металлов (ряд напряжений металлов) правее его. Это свойство используется для получения многих металлов.

Приготовить три пробирки. В первую пробирку внести 20 капель раствора сульфата меди (II), во вторую – столько же раствора сульфата кадмия, в третью – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать протекание реакций с выделением меди, кадмия и свинца на поверхности цинка. В отчете записать уравнения реакций, указать в каждой окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления.

Сделать выводы и оформить отчёт.

2. Задания для самостоятельной подготовки

В уравнении реакции указать окислитель и восстановитель, написать электронные схемы окисления и восстановления, определить и расставить стехиометрические коэффициенты.

Вариант	Задание
1	Как изменяются свойства гидроксидов элементов в периодах и группах с увеличением порядкового номера? Почему?
2	Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов. Атомов, электроотрицательностей и степеней окисления 4 периода. Каковы закономерности этих изменений при движении — по группе сверху вниз или по периоду слева направо? Как изменяется в этом направлении металличность элементов и характер их оксидов и гидроксидов?
3	Составьте формулы оксидов и гидроксидов марганца. Как изменяется кислотно-основной и окислительно-восстановительный характер этих соединений? Подчиняются ли эти соединения общей закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов?
4	Из оксидов As_2O_3 , P_2O_5 , GeO_2 , SO_3 , Al_2O_3 , V_2O_5 выберите два оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
5	Из оксидов BaO , K_2O , TiO_2 , CaO , Al_2O_3 , MgO , ZnO выберите два оксида с наиболее выраженными основными свойствами. Укажите валентные электроны выбранных элементов.
6	Приведите современную формулировку периодического закона. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, помещены соответственно перед калием, хотя имеют бóльшую атомную массу. Как называются пары таких элементов?
7	Из указанных в ряду химических элементов Na, K, Al, Mg, C выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.
8	Дан ряд элементов: C; H; O; Mg; N. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке уменьшения восстановительной способности их атомов.
9	Дан ряд элементов: O; H; Be; Cu; N. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите эти элементы в порядке уменьшения атомного радиуса.
10	Дан ряд элементов: H; S; F; Na; Mg. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите эти элементы в порядке усиления основных свойств образуемых ими оксидов.
11	Дан ряд элементов: Mg; Al; Na; S; Si. Из указанных в ряду химических элементов выберите три металла. Расположите выбранные элементы в порядке увеличения восстановительных свойств.
12	Дан ряд элементов: B; Al; F; Fe; N. Из указанных в ряду химических элементов выберите три элемента, которые в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева находятся в одном периоде. Расположите выбранные элементы в порядке уменьшения электроотрицательности.

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

1. Отчет по лабораторной работе №4 «Получение и свойства сложных неорганических веществ»

Опыт 1. Получение и свойства оксидов

1. *Получение оксида магния.* Серебристо-белый легкий металл магний при 500°C вспыхивает и быстро сгорает ослепительно ярким пламенем. Горение сопровождается излучением света и выделением большого количества тепла. На сильном выделении света при горении магния основано его применение для изготовления осветительных ракет и в фотографии (магниева вспышка). Образующийся оксид MgO (жженая магнезия) применяется в медицине как средство от изжоги, как сорбент и катализатор, он входит в состав огнеупорных изделий.

Взять щипцами небольшой кусочек стружки магния и поджечь его пламенем спиртовки. Горящий магний держать над фарфоровой чашкой. В чашку с образовавшимся оксидом магния добавить несколько миллилитров воды, размешать стеклянной палочкой и определить среду раствора индикатором фенолфталеином или универсальной индикаторной бумагой.

В отчете описать опыт, составить уравнения реакций горения магния и взаимодействия оксида магния с водой, объяснить среду раствора и сделать вывод о химической природе оксида магния.

2. *Получение оксида хрома (III) разложением соли.* Темно-зеленый оксид хрома Cr₂O₃ получают разложением гидроксида хрома (III) или хромосодержащих солей. Он применяется в качестве пигмента, катализатора, полирующего материала, вводится в стекла для их окраски.

В фарфоровую чашку поместить небольшой горкой кристаллический дихромат аммония и ввести в центр горки горящую спичку. Наблюдать разложение соли, которое вначале идет медленно, а затем убыстрается. Схема реакции:



Описать опыт и указать, какое природное явление он напоминает в уменьшенном масштабе. Переписать схему реакции, составить к ней электронные схемы окисления и восстановления, определить стехиометрические коэффициенты перед веществами и тип реакции.

3. *Получение CO₂ в аппарате Киппа.* Оксид углерода (IV) – углекислый газ – содержится в небольшом количестве в атмосфере (0,03 %) и в растворенном виде в некоторых минеральных источниках. В технике его получают прокаливанием известняка по реакции:



а в лабораториях – разложением мрамора соляной кислотой в аппарате Киппа по уравнению:



Главным потребителем углекислого газа является пищевая промышленность: производство сахара, пива, газированной воды. Он применяется также в качестве хладагента (сухой лед), для тушения пожаров и в качестве нагнетающего газа для перекачки легковоспламеняющихся жидкостей. В химической промышленности диоксид углерода используется при получении кальцинированной соды – карбоната натрия Na₂CO₃.

В течение примерно трех минут большую пробирку наполнять углекислым газом из аппарата Киппа, затем внести в неё 10–15 капель раствора NaOH, тотчас закрыть пробирку смоченным водой большим пальцем и встряхнуть, после чего пробирка свободно повисает на пальце. Углекислый газ взаимодействует со щелочью, в результате чего в пробирке образуется вакуум и внешнее давление прочно прижимает ее к пальцу. Эту реакцию применяют в промышленности для удаления CO₂ из газовых смесей.

Углекислый газ тяжелее воздуха, поэтому его можно «переливать», как воду. В течение примерно трех минут заполнять углекислым газом химический стакан емкостью 100 мл. Затем «перелить» газ во второй стакан и опустить в него горящую лучинку. Пламя гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения.

В отчете нарисовать аппарат Киппа и описать принцип его действия. Написать уравнение реакции получения углекислого газа и его взаимодействия с NaOH. Сделать вывод о химической природе этого оксида.

4. Изучение свойств оксида цинка. Оксид цинка имеется в каждом помещении, где окна и двери окрашены белой краской. Эта краска (цинковые белила) является самой распространенной из всех белил. Оксид цинка применяется также при изготовлении белой резины, в косметике и в медицине.

В две пробирки поместить по одному микрошпателью порошкообразного оксида цинка. В первую пробирку добавить 15–20 капель одномолярной серной кислоты, а в другую – столько же 30%-го раствора гидроксида натрия. Для ускорения реакций подогреть пробирки на спиртовке. Записать уравнения реакций и сделать вывод о химической природе оксида цинка.

Опыт 2. Получение и исследование свойств щелочей

Гидроксиды-основания подразделяются на растворимые и нерастворимые. Растворимые основания – это гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Они называются щелочами. Самое распространенное среди щелочей вещество – гидроксид натрия (едкий натр). По масштабам производства и применения он занимает среди неорганических веществ третье место после серной кислоты и карбоната натрия. В промышленности его получают электролизом раствора хлорида натрия, а в лабораторных условиях – взаимодействием натрия с водой. Эта реакция протекает бурно с разбрызгиванием получаемой щелочи, поэтому при проведении опыта необходимо соблюдать осторожность.

1. Получение гидроксида натрия. В фарфоровую чашку или кристаллизатор налить до половины дистиллированной воды. Из банки, в которой находится натрий под слоем керосина, пинцетом извлечь натрий, осушить фильтровальной бумагой от керосина, отрезать ножом кусочек (не более половины горошины) и опустить в воду. После окончания реакции определить с помощью индикатора среду полученного раствора.

В отчете описать опыт и объяснить наблюдаемые эффекты (шипение, «бегание» кусочка по поверхности, разбрызгивание и т.д.). Написать уравнение реакции получения NaOH. Объяснить, почему щелочные металлы хранят под слоем керосина. Составить список всех щелочей (их должно быть десять).

2. Взаимодействие щелочи с кислотой. В результате реакций щелочей с кислотами среда раствора становится нейтральной, поэтому эти реакции называются реакциями нейтрализации. Независимо от состава взаимодействующих щелочей и кислот, все реакции нейтрализации выражаются одним и тем же ионным уравнением:



Реакции нейтрализации фиксируются по изменению окраски индикаторов.

Заполнить пробирку десятью каплями раствора гидроксида натрия и добавить одну каплю индикатора фенолфталеина. Затем прибавлять по каплям соляную кислоту до изменения окраски раствора. Опыт повторить несколько раз, заменив фенолфталеин сначала на метилоранж, а затем на другие имеющиеся индикаторы.

В отчете написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде, начертить и заполнить таблицу окраски индикаторов в различных средах.

Опыт 3. Получение и исследование свойств малорастворимых оснований

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при получении солей, оксидов и других соединений.

Название индикатора	Цвет индикатора в различных средах
---------------------	------------------------------------

	в кислой	в нейтральной	в щелочной

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). Написать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изменения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разложения $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании.

Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к оставшимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать исчезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 4. Получение и исследование свойств амфотерных оснований

Амфотерность – интересное явление, характерное для многих гидроксидов. Оно означает их способность проявлять свойства как оснований, так и кислот, и проявляется тем сильнее, чем меньше радиус металла и выше его степень окисления (валентность). Поэтому среди гидроксидов одновалентных металлов амфотерные отсутствуют, среди двухвалентных их только пять ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ge}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$), среди трехвалентных – большинство ($\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sc}(\text{OH})_3$ и др.), а гидроксиды четырехвалентных металлов все являются сильно амфотерными. Гидроксиды металлов в более высоких степенях окисления уже являются кислотами (H_2CrO_4 , HMnO_4 , HVO_3).

Получить в пробирке гидроксид цинка, добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH .

В отчете описать опыт и наблюдения. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций: а) получения гидроксида цинка; б) его взаимодействия с HCl ; в) его взаимодействия с раствором NaOH . Написать схемы электролитической диссоциации $\text{Zn}(\text{OH})_2$ по типу основания и кислоты. Провести и описать такой же опыт по получению и исследованию свойств гидроксида алюминия, ответить на те же вопросы.

Опыт 5. Получение и исследование свойств кислот

1. *Получение соляной кислоты из её соли.* Промышленный способ получения соляной кислоты – синтез из хлора и водорода. Эта реакция является классическим примером цепной реакции, на свету она может принимать взрывной характер, поэтому в учебных лабораториях её не проводят. В отдельных случаях применяется старый способ получения соляной кислоты – взаимодействием хлорида натрия с серной кислотой.

В сухую пробирку поместить один микрошпатель хлорида натрия и несколько (8–10) капель концентрированной серной кислоты (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Наблюдать выделение бесцветного газа. Поднести к пробирке смоченную дистиллированной водой синюю лакмусовую бумагу и наблюдать изменение её окраски.

В отчете описать опыт и наблюдения, записать уравнение реакции, объяснить изменение окраски индикатора.

2. *Взаимодействие соляной кислоты с металлами.* В четыре пробирки налить по 10 капель разбавленной соляной кислоты. В первую опустить кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. В отчете записать уравнения протекающих реакций. Объяснить, почему в четвертой пробирке реакция не идет.

3. *Взаимодействие азотной кислоты с оксидами.* В три пробирки поместить по одному микрошпателью оксидов цинка, меди и хрома. В каждую пробирку внести по 10 капель азотной кислоты, наблюдать протекание реакций. В отчете записать уравнения реакций.

4. *Взаимодействие серной кислоты с солями.* В три пробирки поместить по 10 капель

растворов хлорида бария, нитрата свинца (II) и карбоната натрия. В каждую пробирку добавить по 5–6 капель серной кислоты. Наблюдать образование осадков в первых двух пробирках и выделение газа в третьей. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. В общем выводе к опыту 10 сформулировать отношение кислот к металлам, оксидам, основаниям и солям.

Опыт 6. Получение солей и их свойства

1. *Получение солей свинца и серебра.* К пяти каплям раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прибавить 5 капель раствора любого хлорида, например KCl . Наблюдать выпадение осадка PbCl_2 . Самостоятельно подобрать реактивы и получить сульфат свинца PbSO_4 и йодид свинца PbI_2 . Описать опыты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Подобрать необходимые реактивы и получить галогениды серебра: хлорид, бромид и йодид. Обратить внимание на различную окраску полученных солей (что используется в качественном анализе). Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

2. *Взаимодействие солей со щелочами.* В трех пробирках провести реакции растворов солей никеля (NiSO_4), железа (FeCl_3) и меди (CuSO_4) с гидроксидом натрия (NaOH). Описать опыт, записать уравнения реакций.

3. *Взаимодействие солей с солями.* В трех пробирках смешать растворы солей: в первой BaCl_2 и Na_2CO_3 , во второй $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и CuSO_4 , в третьей KNO_3 и NaCl . Написать уравнения реакций в первой и второй пробирках. Объяснить, почему в третьей пробирке реакция не идет.

4. *Взаимодействие солей с кислотами.* Соли взаимодействуют с кислотами в том случае, если образующаяся новая соль или кислота выпадает в осадок. Реакции солей с кислотами с образованием новых нерастворимых солей были проведены в опыте 9.4. В этом опыте следует получить одну из немногих малорастворимых кислот. Для этого налить в пробирку 4–6 капель раствора силиката натрия и добавить по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать образование гелеобразного осадка метакремниевой кислоты. В отчете описать внешние признаки геля кремниевой кислоты, написать уравнение реакции.

5. *Окислительные свойства солей (опыт «огонь – художник»).* Нитраты щелочных металлов при нагревании выделяют кислород, поэтому используются как окислители в составе спичек, зажигательных смесей, пороха, ракетного горючего.

Концентрированным раствором KNO_3 сделать рисунок на фильтровальной бумаге в виде спирали (линия должна быть непрерывной, без пересечений). Конец линии отметить карандашом. Подождать высыхания и исчезновения рисунка, после чего прикоснуться тлеющей спичкой к метке. Огонь продвигается по рисунку, «проявляя» его.

Описать и объяснить опыт. В общем выводе перечислить способы получения солей и их важнейшие химические свойства.

Сделать выводы и оформить отчет.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Задание 1. Для предложенных соединений: а) укажите их класс; б) напишите уравнения возможных реакций взаимодействия с H_2O , Na_2O , SO_3 , HCl , KOH .

Вариант	Соединения	Вариант	Соединения
1	ZnO , KOH , H_2CO_3	16	Bi_2O_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, H_2S
2	CaO , HNO_3 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$	17	H_2O , HMnO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$
3	Al_2O_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2SiO_3	18	Li_2O , KOH , H_3PO_4
4	SiO_2 , H_3PO_4 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$	19	SeO_2 , HBr , $\text{Pb}(\text{OH})_2$
5	SO_2 , H_2SO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$	20	BeO , H_2Se , $\text{Ga}(\text{OH})_3$
6	PbO , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_2S	21	Ga_2O_3 , H_3PO_4 , KOH

7	SiO ₂ , Fe(OH) ₃ , HI	22	SO ₃ , Cd(OH) ₂ , HMnO ₄
8	BaO, NH ₄ OH, Be(OH) ₂	23	CuO, H ₂ SiO ₃ , Ni(OH) ₂
9	N ₂ O ₅ , HF, Cr(OH) ₃ ,	24	NiO, H ₂ SO ₄ , Cr(OH) ₃
10	HNO ₃ , Cr ₂ O ₃ , Sr(OH) ₂	25	Rb ₂ O, H ₂ SO ₃ , N ₂ O ₅
11	Fe ₂ O ₃ , H ₂ SO ₃ , Cd(OH) ₂	26	K ₂ O, Mg(OH) ₂ , H ₂ CO ₃
12	Cr ₂ O ₃ , H ₂ SO ₃ , Ca(OH) ₂	27	Cl ₂ O ₇ , NH ₄ OH, HNO ₂
13	P ₂ O ₅ , NaOH, Al(OH) ₃	28	SO ₂ , H ₂ SO ₄ , Cr(OH) ₃
14	CO ₂ , Cu(OH) ₂ , HF	29	HNO ₃ , KOH, Cd(OH) ₂
15	Na ₂ O, HNO ₃ , Be(OH) ₂	30	H ₂ CO ₃ , Sn(OH) ₂ , NH ₄ OH

Задание 2. Докажите амфотерность предложенных веществ:

Вариант	Вещество	Вариант	Вещество	Вариант	Вещество
1	BeO	11	Pb(OH) ₂	21	Fe ₂ O ₃
2	Al(OH) ₃	12	Bi ₂ O ₃	22	Ga(OH) ₃
3	PbO	13	Fe(OH) ₃	23	MnO ₂
4	Be(OH) ₂	14	Ga ₂ O ₃	24	SnO ₂
5	Cr ₂ O ₃	15	Cr(OH) ₃	25	Pb(OH) ₂
6	Bi(OH) ₃	16	Al ₂ O ₃	26	Bi ₂ O ₃
7	Fe ₂ O ₃	17	Zn(OH) ₂	27	Fe(OH) ₃
8	Mn(OH) ₃	18	BeO	28	Ga ₂ O ₃
9	PbO ₂	19	Cr ₂ O ₃	29	Cr(OH) ₃
10	SnO ₂	20	Bi(OH) ₃	30	Al ₂ O ₃

Задание 3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

Вариант	Цепочки химических превращений
1	SnO → SnCl ₂ → SnOHCl → SnCl ₂ → Sn(OH) ₂ → Na ₂ SnO ₂
2	BeO → Na ₂ BeO ₂ → Be(OH) ₂ → BeSO ₄ → Be(NO ₃) ₂ → Be(OH) ₂
3	H ₂ CO ₃ → K ₂ CO ₃ → KHCO ₃ → K ₂ CO ₃ → MgCO ₃ → CO ₂
4	SO ₂ → H ₂ SO ₃ → K ₂ SO ₃ → KHSO ₃ → K ₂ SO ₃ → H ₂ SO ₃
5	Al(OH) ₃ → Al ₂ (SO ₄) ₃ → AlOHSO ₄ → Al(OH) ₃ → Al ₂ O ₃ → KAlO ₂
6	Fe ₂ O ₃ → FeCl ₃ → Fe(OH) ₃ → FeCl ₃ → Fe(OH) ₂ Cl
7	H ₂ CO ₃ → NaHCO ₃ → Na ₂ CO ₃ → CO ₂ → NaHCO ₃ → H ₂ CO ₃
8	Na ₂ O → NaOH → Na ₂ SO ₃ → NaHSO ₃ → Na ₂ SO ₃ → H ₂ SO ₃
9	CaCO ₃ → CaO → Ca(OH) ₂ → Ca ₃ (PO ₄) ₂ → CaHPO ₄ → Ca ₃ (PO ₄) ₂
10	H ₂ S → SO ₂ → H ₂ SO ₃ → CaSO ₃ → Ca(HSO ₃) ₂ → CaSO ₃
11	P → P ₂ O ₅ → H ₃ PO ₄ → NaH ₂ PO ₄ → Na ₃ PO ₄ → Na ₂ HPO ₄
12	AlOHSO ₄ → Al(OH) ₃ → Al ₂ (SO ₄) ₃ → Al(OH) ₃ → Al ₂ O ₃ → NaAlO ₂
13	H ₂ SiO ₃ → SiO ₂ → Na ₂ SiO ₃ → CaSiO ₃ → H ₂ SiO ₃
14	Mg(OH) ₂ → MgCl ₂ → MgOHCl → MgCl ₂ → Mg(OH) ₂ → MgO
15	NaOH → Na ₃ PO ₄ → NaH ₂ PO ₄ → H ₃ PO ₄ → Na ₃ PO ₄ → Ca ₃ (PO ₄) ₂
16	CaO → Ca(OH) ₂ → Ca ₃ (PO ₄) ₂ → CaHPO ₄ → Ca(H ₂ PO ₄) ₂ → Ca ₃ (PO ₄) ₂
17	NiSO ₄ → (NiOH) ₂ SO ₄ → Ni(OH) ₂ → NiOHCl → Ni(OH) ₂ → NiO
18	Fe(OH) ₃ → Fe ₂ O ₃ → FeCl ₃ → FeOHCl ₂ → FeCl ₃ → Fe(OH) ₂ Cl
19	CuO → CuCl ₂ → Cu(OH) ₂ → CuSO ₄ → CuS → Cu(NO ₃) ₂
20	Cr(OH) ₃ → Cr ₂ (SO ₄) ₃ → CrOHSO ₄ → Cr(OH) ₃ → Cr ₂ O ₃ → KCrO ₂

21	$\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
22	$\text{K}_2\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbOHCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO}$
23	$\text{CoOHCl} \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CoOHNO}_3$
24	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{CaSiO}_3$
25	$\text{ZnO} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$
26	$\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{BaHPO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
27	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuOHCl} \rightarrow \text{CuCl}_2$
28	$(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiO}$
29	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Тема 5. Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций

1. Отчет по лабораторной работе № 5 «Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций»

Опыт 1. Приготовление раствора заданной концентрации

Ход опыта.

1. Получить от преподавателя задание на приготовление раствора методом разбавления того раствора, массовая доля которого была определена при помощи ареометра в первом опыте. Обычно дается задание приготовить раствор гидроксида натрия объёмом 250 мл с эквивалентной концентрацией 0,08 н., 0,09 н., 0,1 н., 0,11 н. и т. д. Раствор готовят в мерных колбах, разбавляя раствор первого опыта водой.

2. Вычислить объем раствора щелочи, массовая доля которого была определена при помощи ареометра, необходимый для приготовления заданного раствора объёмом 250 мл.

3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щёлочи. Вылить раствор в мерную колбу. Дважды ополоснуть цилиндр дистиллированной водой, слить воду в ту же колбу.

4. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но в конце добавлять воду следует по каплям из капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе.

5. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу. Приготовленный раствор использовать в следующем опыте.

Опыт 2. Титрование раствора

Ход опыта.

1. В мерную бюретку, закрепленную в штативе, налить раствор кислоты с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 н.). Этот раствор называется рабочим раствором.

2. В три конические колбы внести с помощью мерной пипетки по 10 мл раствора NaOH, приготовленного в предыдущем опыте, добавить в каждую колбу по одной капле индикатора метилоранжа или фенолфталеина.

3. Из бюретки медленно, по каплям, прибавлять раствор кислоты к раствору щелочи до изменения окраски индикатора. По окончании титрования записать объем кислоты, использованной на титрование.

4. Опыт повторить еще два раза, каждый раз предварительно доливая раствор кислоты в бюретку до нулевого деления.

5. Рассчитать средний объем кислоты, использованной на титрование, и эквивалентную концентрацию щелочи. Вычислить титр раствора.

6. Сопоставить концентрацию приготовленного раствора, найденную методом титрования, с заданным значением. Рассчитать погрешность, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины погрешности опыта.

Сделать выводы и оформить отчет.

2. Задания для самостоятельной подготовки

- 1) Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 5 дм³ 8%-ного (по массе) раствора (плотность 1,075 г/см³)? (Ответ: 430г).
- 2) При 25°C растворимость NaCl равна 36,0 г в 100 г воды. Найти массовую долю NaCl в насыщенном растворе. (Ответ: 26,5%).
- 3) Сколько граммов 30%-ного (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10%-ный раствор соли? (Ответ: 150г).
- 4) Найти массу нитрата натрия, необходимую для приготовления 300 см³ 0,2 М раствора. (Ответ: 5,1г).
- 5) Для нейтрализации 30 см³ 0,1 н. раствора щелочи потребовалось 12 см³ раствора кислоты. Определить нормальность кислоты. (Ответ: 0,25н).
- 6) Найти молярность 36,2%-ного (по массе) раствора HCl, плотность которого 1,18 г/см³. (Ответ: 11,7моль/дм³).
- 7) Какой объем 96% (по массе) серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 см³ 15%-ного (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,1 г/см³). (Ответ: 9,32см³ и 93,5г).
- 8) Какую массу воды нужно прибавить к 200 см³ 30% (по массе) раствора гидроксида натрия (плотность 1,33 г/см³) для получения 10% раствора щелочи? (Ответ: 532г).
- 9) Найти моляльность, нормальность и молярность 15%-ного (по массе) раствора серной кислоты (плотность 1,1 г/см³). (Ответ: 1,8моль/кг, 3,37н, 1,68 М).
- 10) Для нейтрализации 42 см³ серной кислоты потребовалось добавить 14 см³ 0,3 н. щелочи. Определить молярность раствора серной кислоты. (Ответ: 0,05 моль/дм³).
- 11) Из 400 г 50%-ного (по массе) раствора H₂SO₄ выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H₂SO₄ в оставшемся растворе? (Ответ: 66,7%).
- 12) Сколько граммов карбоната натрия содержится в 500 см³ 0,25 н. раствора? (Ответ: 6,63г).
- 13) В каком объеме 0,1 н. раствора содержится 8 г сульфата меди (II)? (Ответ: 1дм³).
- 14) Сколько миллилитров 0,5 М раствора H₂SO₄ можно приготовить из 15 см³ 2,5 М раствора? (Ответ: 25мл).
- 15) Какой объем 0,1М раствора H₃PO₄ можно приготовить из 75 см³ 0,75 н. раствора? (Ответ: 187,5см³).
- 16) Какой объем 6 М раствора HCl нужно взять для приготовления 25 см³ 2,5 М раствора HCl? (Ответ: 10,4см³).
- 17) Вычислить массовую долю гидроксида натрия в 9,28 н. растворе NaOH (плотность 1,31 г/см³). (Ответ: 28,3%).
- 18) Вычислить мольные доли спирта и воды в 96%-ном (по массе) растворе этилового спирта. (Ответ: 0,905, 0,095).
- 19) В 1 кг воды растворено 666 г КОН; плотность раствора равна 1,395 г/см³. Найти: а) массовую долю КОН; б) молярность; в) моляльность; г) мольные доли щелочи и воды. (Ответ: а) 40%; б) 9,95моль/дм³; в) 11,9моль/кг; г) 0,176, 0,824).
- 20) Плотность 9%-ного (по массе) раствора сахарозы C₁₂H₂₂O₁₁ равна 1,035 г/см³. Вычислить: а) концентрацию сахарозы в г/дм³; б) молярность; в) моляльность раствора. (Ответ: а) 93,2г/дм³; б) 0,27моль/дм³; в) 0,299моль/кг).
- 21) Какой объем 2 н. раствора H₂SO₄ потребуется для приготовления 500 см³ 0,5 н. раствора? (Ответ: 125дм³).
- 22) Какой объем 0,05 н. раствора можно получить из 100 см³ 1 н. раствора? (Ответ: 1,9дм³).
- 23) Какой объем 2 М раствора карбоната натрия надо взять для приготовления 1 дм³ 0,25 н. раствора? (Ответ: 62,5см³).

24) К 100 см³ 96%-ной (по массе) H₂SO₄ (плотность 1,84 г/см³) прибавили 400 см³ воды. Получился раствор плотностью 1,220 г/см³. Вычислить его эквивалентную концентрацию и массовую долю H₂SO₄. (Ответ: 7,52н; 30,2%).

25) Плотность 40%-ного (по массе) раствора азотной кислоты равна 1,25г/см³. Рассчитать молярность и моляльность этого раствора. (Ответ: 7,94 моль/дм³; 10,6моль/кг).

26) Определить массовую долю раствора нитрата серебра, полученного смешением растворов нитрата серебра массами 150г и 250г с массовыми долями 20% и 40% соответственно. (Ответ: 32,5%).

27) В 250г воды растворено 50г кристаллогидрата FeSO₄·7H₂O. Вычислить массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа (II) в растворе. (Ответ: 16,7%; 9,1%).

28) Найти массы воды и медного купороса CuSO₄·5H₂O, необходимые для приготовления одного литра раствора, содержащего 8% безводной соли. Плотность 8% раствора CuSO₄ равна 1,084г/мл. (Ответ: 948,4г; 135,6г).

29) В какой массе воды нужно растворить 25г CuSO₄·5H₂O чтобы получить 8%-ный (по массе) раствор сульфата меди? (Ответ: 175г).

Тема 6. Теория электролитической диссоциации

1. Отчет по лабораторной работе №6 «Электролитическая диссоциация»

Целью работы является проведение гидролиза некоторых солей, изучение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гидролиза.

Опыт 1. Определение среды растворов различных солей

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов KCl, Al₂(SO₄)₃, Pb(NO₃)₂, Na₂CO₃. В каком случае протекает гидролиз? Определить pH растворов, результаты опыта оформить в виде таблицы:

№	Формула соли	Цвет индикатора	pH	Среда	Уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде
1	KCl				
2	Al(SO ₄) ₃				
3	Pb(NO ₃) ₂				
4	Na ₂ CO ₃				

Опыт 2. Изучение влияния заряда катиона на полноту гидролиза по катиону

Один микрошпатель сульфата железа (II) растворить в 10–15 каплях воды. С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов FeSO₄ и FeCl₃ (раствор этой соли имеется в штативе). Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза этих солей по первой ступени.

Опыт 3. Сравнение гидролиземости по аниону

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов Na₂SO₃ и Na₂CO₃. В отчете написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. По величине pH указать, в каком из двух растворов больше: а) степень гидролиза; б) концентрация OH⁻ ионов. Какой анион обладает большей гидролиземостью?

Опыт 4. Изучение влияния условий проведения гидролиза на полноту его протекания

1. Влияние концентрации. В пробирку поместить 2–3 капли концентрированного раствора хлорида железа (III). Установить с помощью индикаторной бумаги среду раствора (pH). Раствор в пробирке разбавить водой, увеличив объем в 3–4 раза и установить pH разбавленного раствора. Написать уравнения гидролиза по первой и второй ступеням в

молекулярном и ионном виде. Сделать вывод о влиянии концентрации соли на полноту её гидролиза.

2. *Влияние температуры.* В пробирку на 1/3 её объёма налить раствор хлорида железа (III) и прокипятить его несколько минут на спиртовке. Что наблюдается? Почему раствор при кипячении становится мутным?

В отчёте описать опыт и записать уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде по всем ступеням, имея в виду, что вторая и третья ступени гидролиза возможны при нагревании.

Сделать вывод о влиянии концентрации раствора соли и температуры на полноту протекания гидролиза солей.

Опыт 5. Взаимное усиление гидролиза двух солей

К 5–6 каплям раствора сульфата алюминия прибавить такой же объем раствора карбоната натрия. Наблюдать образование осадка гидроксида алюминия и выделение пузырьков углекислого газа. Повторить опыт в другой пробирке с использованием сульфата алюминия и сульфида натрия. Определить по запаху, какой газ при этом выделяется.

В отчёте описать опыт. Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и объяснить, почему в реакциях образуются не карбонат алюминия (в первой пробирке) и не сульфид алюминия (во второй пробирке), а гидроксид алюминия (в обеих пробирках). Привести ещё два-три примера взаимного усиления гидролиза двух солей.

Сделать выводы и оформить отчёт.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Рассмотрите возможность протекания гидролиза солей, укажите область значений pH растворов ($>$, $\approx$, $<$ 7), ответ подтвердите уравнениями реакций.

Вариант	Предложенные соли	Вариант	Предложенные соли
1.	ZnSO ₄ , NaCN, KNO ₃	16.	NiCl ₂ , Ba(CH ₃ COO) ₂ , Na ₂ SO ₄
2.	CuCl ₂ , Na ₂ SO ₃ , Li ₂ SO ₄	17.	CoSO ₄ , K ₂ SO ₃ , KNO ₃
3.	NaCl, Na ₂ CO ₃ , Fe(NO ₃) ₃	18.	CH ₃ COOK, CrCl ₃ , Ca(NO ₃) ₂
4.	NaF, NiSO ₄ , NaNO ₃	19.	Zn(NO ₃) ₂ , NaNO ₃ , Na ₂ Se
5.	Na ₂ SO ₄ , AlCl ₃ , KNO ₂	20.	NaCl, Na ₃ PO ₄ , Ni(NO ₃) ₂
6.	MnSO ₄ , CH ₃ COONa, KNO ₃	21.	Na ₂ S, NH ₄ NO ₃ , KBr
7.	KNO ₃ , CoCl ₂ , Na ₃ PO ₄	22.	BaCl ₂ , KCN, MgSO ₄
8.	NH ₄ Cl, K ₂ CO ₃ , Na ₂ SO ₄	23.	Na ₂ SO ₄ , Al(NO ₃) ₃ , Na ₂ Se
9.	KClO ₄ , Cr ₂ (SO ₄) ₃ , Na ₂ S	24.	K ₂ CO ₃ , FeCl ₃ , Ca(NO ₃) ₂
10.	FeSO ₄ , KCl, Li ₂ SO ₃	25.	NaNO ₃ , Cu(NO ₃) ₂ , Sr(NO ₂) ₂
11.	Pb(NO ₃) ₂ , K ₂ SO ₃ , NaI	26.	MnCl ₂ , Ba(NO ₃) ₂ , K ₃ PO ₄
12.	NaNO ₃ , SnCl ₂ , Ba(NO ₂) ₂	27.	KI, ZnCl ₂ , Na ₂ S
13.	Li ₂ CO ₃ , Al ₂ (SO ₄) ₃ , KCl	28.	K ₂ SO ₄ , (NH ₄) ₂ SO ₄ , K ₂ Se
14.	Fe ₂ (SO ₄) ₃ , K ₃ PO ₄ , NaClO ₄	29.	Cr(NO ₃) ₃ , K ₂ S, NaI
15.	Na ₂ S, CuSO ₄ , CaCl ₂	30.	KNO ₃ , AlBr ₃ , Ca(NO ₂) ₂

Тема 7. Основы химической термодинамики

1. Отчет по лабораторной работе №7 «Основы химической термодинамики. Определение теплоемкости калориметра с помощью горячей воды»

Все химические реакции сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, называются экзотермическими, а с

поглощением – эндотермическими. Количество выделенного или поглощенного тепла называется тепловым эффектом реакции.

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических реакций проводят в специальных устройствах – калориметрах. Калориметр представляет собой сосуд, снабженный теплоизолирующей рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой. Простейший калориметр состоит из двух стаканов: наружного (1) и внутреннего (2) – собственно калориметра, установленного на тепло- изолирующей подставке и снабженного крышкой (3) с отверстиями для термометра (4), воронки (5) и мешалки (6). Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

Количество теплоты, выделившейся или поглощённой в ходе реакции, определяется по известной формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T, \quad (1)$$

где K – теплоемкость калориметра, ΔT – изменение температуры в ходе реакции.

По физическому смыслу теплоемкость калориметра есть количество теплоты, необходимое для нагрева всех его частей на один градус. Она складывается из теплоемкости раствора, который находится во внутреннем стакане ($C_p \cdot m_p$), и теплоемкости самого стакана ($C_{ст} \cdot m_{ст}$):

$$K = C_p \cdot m_p + C_{ст} \cdot m_{ст} \quad (2)$$

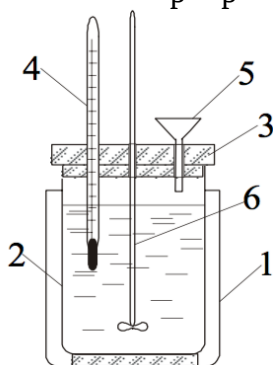


Рис. 8. Схема простейшего калориметра

1 – наружный стакан, 2 – внутренний стакан,
3 – крышка, 4 – термометр, 5 – воронка,
6 – мешалка

Поскольку концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды, т.е. 4,18 Дж/(г·К); масса раствора известна и теплоемкость раствора может быть вычислена. Однако теплоемкость стакана неизвестна, и её необходимо определить экспериментально.

Экспериментальная часть

Целью работы является определение теплового эффекта реакций гашения извести, нейтрализации щёлочи кислотой и взаимодействия алюминия с соляной кислотой.

Ход опыта.

1. Записать температуру калориметра (T_1).

2. С помощью мерного цилиндра набрать в стакан 100 мл воды, нагретой до 50–60 °С, температуру измерить с точностью до десятых долей градуса и записать (T_2). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра заносить в таблицу:

В ходе измерений наблюдается три периода:

1) температура в калориметре быстро уменьшается (нагревается внутренний стакан калориметра);

2) температура стабилизируется (наступает тепловое равновесие);

3) температура медленно уменьшается (за счет рассеивания тепла).

Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2–3 мин. Эту температуру назовём равновесной и обозначим символом θ (греч. «этета»).

Время, мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T, °C											

Количество тепла, сообщенное калориметру нагретой водой, определяется по уравнению

$$Q = C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_2 - \theta) \quad (3)$$

Количество теплоты, поглощенное калориметром, определяется по уравнению:

$$Q = K \cdot (\theta - T_1) \quad (4)$$

Поскольку левые части уравнений (3) и (4) равны, то приравняем правые части и получаем формулу для расчета теплоемкости калориметра:

$$K = \frac{C_{\text{H}_2\text{O}} \cdot m_{\text{H}_2\text{O}} \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1} = \frac{4.18 \cdot 100 \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1} \quad (5)$$

Определяемая по формуле (5) величина K измеряется в Дж/град.

Вычисление теплоемкости калориметра. Приблизительное значение теплоемкости калориметра может быть вычислено по формуле (2). Для этого внутренний стакан калориметра взвешивается на теххимических весах, рассчитанных на максимальную нагрузку до 500 г, а удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен стакан, принимается равной 0,78 Дж/(г·К).

Сделать выводы и оформить отчет.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Пренебрегая температурной зависимостью вычислить стандартные изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции. Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении.

Вариант	Уравнения реакций
1	$2\text{Mg(к)} + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{MgO(к)} + \text{C (графит)}$
2	$3\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O(ж)} = 4\text{CO(г)} + 8\text{H}_2(\text{г})$
3	$4\text{HCl(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{Cl}_2(\text{г})$
4	$2\text{H}_2\text{S(г)} + \text{SO}_2(\text{г}) = 3\text{S(ромб)} + 2\text{H}_2\text{O(ж)}$
5	$2\text{Cu}_2\text{O(т)} + \text{Cu}_2\text{S(т)} = 6\text{Cu(т)} + \text{SO}_2(\text{г})$
6	$2\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{Cl}_2(\text{г}) = 4\text{HCl(г)} + \text{O}_2(\text{г})$
7	$3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т})$
8	$\text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CaCO}_3(\text{т})$
9	$2\text{CO(г)} = \text{C (графит)} + \text{CO}_2(\text{г})$
10	$2\text{ZnS(т)} + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{ZnO(т)} + 2\text{SO}_2(\text{г})$
11	$\text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{CaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г})$
12	$\text{BaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{BaCO}_3(\text{т})$
13	$2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}_2(\text{г})$
14	$\text{H}_2\text{O(г)} + 2\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) = 3\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{т}) + \text{H}_2(\text{г})$
15	$2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{т}) + 6\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т})$
16	$\text{CaO(т)} + \text{H}_2\text{O(ж)} = \text{Ca(OH)}_2(\text{т})$
17	$\text{FeO(т)} + \text{H}_2(\text{г}) = \text{Fe(т)} + \text{H}_2\text{O(г)}$
18	$\text{CuO(т)} + \text{C(т)} = \text{Cu(т)} + \text{CO(г)}$
19	$\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI(г)}$

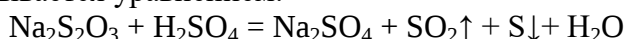
20	$\text{CaO(т)} + \text{SO}_3(\text{г}) = \text{CaSO}_4$
21	$2\text{MgO(к)} + \text{C (графит)} = 2\text{Mg(к)} + \text{CO}_2(\text{г})$
22	$2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{т}) + 6\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г})$
23	$\text{CO(г)} + \text{Cl}_2(\text{г}) = \text{COCl}_2(\text{г})$
24	$\text{BaCO}_3(\text{т}) = \text{BaO(т)} + \text{CO}_2(\text{г})$
25	$\text{CO(г)} + \text{H}_2\text{O(г)} = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
26	$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$
27	$3\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O(ж)} = + 8\text{H}_2(\text{г})$
28	$2\text{NO}_2(\text{г}) = 2\text{NO(г)} + \text{O}_2(\text{г})$
29	$\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{HI(г)} = \text{I}_2(\text{г}) + 2\text{HCl(г)}$
30	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + \text{CO(г)} = 3\text{FeO(т)} + \text{CO}_2(\text{г})$

Тема 8. Химическая кинетика и катализ

1. Отчет по лабораторной работе №8 «Химическая кинетика и катализ»

Целью работы является экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации.

Исследуется реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой, которая описывается уравнением:



Один из продуктов реакции (серы) по ходу реакции образуется в виде очень мелких, невидимых вначале, коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, её частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет.

Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого окрашивания раствора, напоминающего слабое свечение. Это явление называется опалесценцией. При проведении эксперимента необходимо измерять промежуток времени между двумя моментами: моментом начала реакции и моментом, когда становится видимой опалесценция.

Этот промежуток принимается за время протекания реакции (τ). Величина, обратная τ , пропорциональна скорости реакции (V); единица её измерения – с^{-1} . Далее для краткости эту величину будем называть скоростью реакции.

При выполнении работы проводятся три опыта.

Первый опыт выполняется при различных концентрациях тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты берется одинаковой для всех измерений в этой серии. В этом опыте выявляется зависимость скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Во втором опыте переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. В этом опыте определяется скорость реакции в зависимости от концентрации серной кислоты.

Объединив измеренные зависимости скорости реакции от концентраций тиосульфата натрия и серной кислоты, получают уравнение, связывающее скорость реакции с обеими переменными концентрациями реагентов. Это и будет уравнение закона действующих масс или кинетическое уравнение реакции:

$$V = kC_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}^{n_1} \cdot C_{\text{H}_2\text{SO}_4}^{n_2}$$

Неизвестными величинами, которые нужно определить, являются показатели степени n_1 и n_2 , т.е. кинетический порядок реакции по тиосульфату натрия и серной кислоте. Их установление является целью двух первых опытов.

Опыт 1. Определение частного кинетического порядка по тиосульфату натрия

Ход опыта.

1. В пяти отдельных пробирках приготовить пять растворов тиосульфата натрия с различными концентрациями. В первую пробирку налить из капельницы 2 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, во вторую – четыре, в третью – шесть, в четвёртую – восемь и в пятую – десять капель раствора. После этого объём раствора в каждой пробирке довести до 12 капель добавлением воды: в первую пробирку внести 10 капель воды, во вторую – 8, в третью – 6, в четвёртую – 4 и в пятую – 2. Если теперь принять концентрацию самого разбавленного раствора (первого) условно за единицу, то следующие будут иметь концентрацию два, три, четыре и пять.

2. В приготовленных пробирках с растворами $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ провести реакции с серной кислотой. Для этого в каждую из них добавить одну каплю серной кислоты. Каждый раз по секундомеру определить время реакции – достижение одинаковой интенсивности опалесценции.

3. Вычислить значения скорости реакции и заполнить таблицу:

Номер опыта	Число капель тиосульфата натрия	Число капель воды	Концентрация тиосульфата натрия, С	Время реакции, τ	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
1	2	10	1		
2	4	8	2		
3	6	6	3		
4	8	4	4		
5	10	2	5		

4. Построить график зависимости скорости реакции от концентрации раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, по виду которого установить частный кинетический порядок реакции по тиосульфату натрия.

Опыт 2. Определение частного кинетического порядка по серной кислоте

1. Приготовить три пробирки с растворами H_2SO_4 разной концентрации. Для этого в первую пробирку налить одну каплю раствора серной кислоты, во вторую 2 капли, а в третью 3 капли; после этого в каждую пробирку добавить дистиллированную воду так, чтобы объёмы растворов во всех трех пробирках были одинаковыми – по 8 капель.

2. Раствор тиосульфата натрия в этом опыте берется одинаковым – четыре капли. Чтобы результат опыта был более точным, рекомендуется

четыре капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ поместить в отдельную пробирку, а затем в неё вливать раствор серной кислоты из одной (из трёх заранее приготовленных) пробирки. Время реакции измеряется таким же образом, как и в первой серии; затем также заполняется таблица:

3. По полученным опытным результатам построить график зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты. Вид полученного графика позволяет определить частный кинетический порядок реакции по серной кислоте. Зная оба частных порядка, найти (их сложением) общий кинетический порядок исследуемой реакции. По результатам опытов в выводе записать кинетическое уравнение реакции тиосульфата натрия с серной кислотой.

Опыт 3. Определение энергии активации

В третьем опыте определяется энергия активации реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой. Для этого время её протекания измеряется при трёх разных температурах, но при одинаковых концентрациях реагентов.

1. В трёх пробирках приготовить одинаковые объёмы раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ одной и той же концентрации. Рекомендуется в каждой пробирке к двум каплям раствора тиосульфата натрия, взятого из штатива с реактивами, добавить десять капель дистиллированной воды.

2. В первой пробирке реакция проводится при комнатной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции поместить на 3–5 мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так, чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. В качестве термостата используется химический стакан с водой; температура воды в термостате

контролируется термометром. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля серной кислоты и измеряется время реакции.

3. Температура термостата повышается (прибавлением горячей воды) на десять градусов. Вторая пробирка с $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ термостатируется в течение 5 мин при новой температуре и в ней точно так же проводится реакция с одной каплей серной кислоты. Таким же образом с интервалом в десять градусов проводится измерение времени протекания реакции в третьей пробирке. Данные заносятся в таблицу:

Номер опыта	Число капель серной кислоты	Число капель воды	Концентрация серной кислоты, С	Время реакции, τ	Скорость реакции, $V = 1/\tau$
1	1	7	1		
2	2	6	2		
3	3	5	3		

4. Для каждой пары из двух температур вычислить величину энергии активации. После этого, исходя из трёх полученных значений энергии активации, вычислить её среднее значение.

5. Определить ошибку опыта, сравнив найденное значение энергии активации с известным по литературе (35 кДж/моль).

6. Описать опыт и сделать вывод.

Сделать выводы и оформить отчёт.

2. Задания для самостоятельной подготовки

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ если уменьшить объем сосуда в 3 раза? (Ответ: возрастет в 27 раз).

2. Чему равна скорость химической реакции, если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент была равна 1,2 моль/л, а через 50 мин стала равной 0,3 моль/л? (Ответ: 0,018 моль/(л·мин)).

3. При синтезе аммиака к данному моменту времени прореагировало 0,9 моль/л водорода, а его начальная концентрация была равна 1,4 моль/л. Определите концентрацию оставшегося водорода и прореагировавшего азота. (Ответ: 0,5 и 0,3 моль/л).

4. При повышении температуры на 20°C скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры на 30 и на 100°. (Ответ: $\gamma = 3$; в 27 и 59049 раз).

5. Реакция идет по уравнению $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$. Константа скорости этой реакции при 508°C равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ: $\text{C}_{\text{H}_2} = 0,04$ моль/л; $\text{C}_{\text{I}_2} = 0,05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и скорость ее, когда $\text{C}_{\text{H}_2} = 0,03$ моль/л. (Ответ: $3,2 \cdot 10^{-4}$ и $1,92 \cdot 10^{-4}$ моль/(моль·мин)).

6. При состоянии равновесия системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ концентрация азота равна 0,5 моль/дм³; водорода – 0,7 моль/дм³; аммиака – 0,2 моль/дм³. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода. (Ответ: 0,233; 0,6 моль/дм³; 1).

7. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} = \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ при 850°C равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$ моль/дм³, $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$ моль/дм³. (Ответ: 1,2; 1,2; 1,8; 0,8 моль/дм³).

8. При синтезе фосгена $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ были: $[\text{Cl}_2] = 0,2$ моль/дм³; $[\text{CO}] = 0,1$ моль/дм³; $[\text{COCl}_2] = 2$ моль/дм³. Как изменятся скорости прямой и обратной реакций, если увеличить давление в 10 раз? В каком

направлении будет смещаться равновесие? (Ответ: уменьшится 10 раз; равновесие сместится вправо).

9. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастет скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75 °С? (Ответ: увеличится в 287 раз).

10. Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °С заканчивается через 27 минут, а при 40 °С такой же образец металла растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец цинка растворится при 55 °С? (Ответ: 34,6 с).

11. В системе $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)}$ равновесные концентрации равны (моль/дм³): $[A] = 0,6$; $[B] = 1,2$; $[C] = 2,16$. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В. (Ответ: 2,76; 5,52 моль/дм³).

12. Реакция идет по уравнению: $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в два раза? (Ответ: увеличится в 512 раз).

13. Как изменится скорость реакции: $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$, если уменьшить объем реакционной смеси в 3 раза? (Ответ: возрастает в 27 раз).

14. Как изменится скорость реакции горения серы: $S_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow SO_{2(г)}$, если уменьшить объем системы в 5 раз? (Ответ: увеличится в 25 раз).

15. Скорость распада пенициллина при 36 °С равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41 °С – $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Вычислите температурный коэффициент реакции. (Ответ: 1).

16. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 2. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 °С? (Ответ: 5,65).

17. Концентрации NO и O₂, образующих NO₂, были соответственно равны 0,03 и 0,05 моль/дм³. Чему равна скорость прямой реакции? (Ответ: $4,5 \cdot 10^{-5}$).

18. Скорость некоторой реакции увеличивается в 3,5 раза при повышении температуры на 20 градусов. Во сколько раз увеличится скорость при повышении температуры от 20 до 85 °С. (Ответ: 58,5).

19. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции протекающей в газовой фазе, при повышении температур от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2. (Ответ: в 16 раз).

20. Для предложенной обратимой реакции напишите математическое выражение константы химического равновесия и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

а) уменьшении концентрации одного из газообразных продуктов;

б) понижении давления в системе;

в) повышении температуры в системе.

Вариант	Уравнение реакции	$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}}$, кДж
1	$2SO_3(г) + H_2(г) \leftrightarrow SO_2(г) + H_2O(г)$	–144
2	$2H_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2H_2O(г)$	–484
3	$FeO(к) + CO(г) \leftrightarrow CO_2(г) + Fe(к)$	+400
4	$2N_2O(г) + O_2(г) \leftrightarrow 4NO(г)$	+196
5	$2NO(г) \leftrightarrow N_2(г) + O_2(г)$	–180
6	$NH_4Cl(к) + NH_3(г) + HCl(г)$	+63
7	$2CH_4(г) + 3O_2 \leftrightarrow 2CO(г) + 4H_2O(г)$	–597
8	$H_2O(г) + CO(г) \leftrightarrow CO_2(г) + H_2(г)$	–41
9	$2Al_2(SO_4)_3(т) = 2Al_2O_3(т) + 6SO_2(г) + 3O_2(г)$	+1740
10	$ZnSO_4(к) \leftrightarrow ZnO(к) + SO_3(г)$	+565
11	$2N_2O_3(г) \leftrightarrow 2NO(г) + N_2O_4(г)$	+149
12	$2H_2S(г) + 3O_2(г) \leftrightarrow 2SO_2(г) + 2H_2O(г)$	–1038
13	$S(к) + H_2(г) \leftrightarrow H_2S(г)$	–21
14	$CO_2(г) + C(т) \leftrightarrow 2CO(г)$	+172

15	$\text{CH}_4(\text{г}) + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$	+206
16	$\text{PCl}_5(\text{г}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$	+21
17	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{FeO}(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г})$	+21
18	$\text{N}_2\text{O}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{NO}(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г})$	+104
19	$\text{C}(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г})$	-394
20	$2\text{AlCl}_3(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{Al}(\text{к}) + 3\text{Cl}_2(\text{г})$	+338
21	$2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г})$	-566
22	$2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$	+92
23	$\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$	+12
24	$\text{BaCO}_3(\text{т}) \leftrightarrow \text{BaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$	+251
25	$4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г})$	+908
26	$2\text{MgCl}_2(\text{к}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{MgO}(\text{к}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$	+82
27	$\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) \leftrightarrow \text{CaO}(\text{к}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	+109
28	$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$	+180
29	$\text{NO}(\text{г}) + \text{NO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_3(\text{г})$	-149
30	$3\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}(\text{г}) + \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{к})$	-21

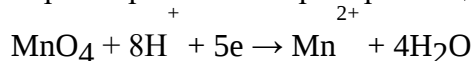
Тема 9. Основы электрохимии

1. Отчет по лабораторной работе №9 «Основы электрохимии»

Целью работы является практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями и с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 1. Реакции с участием кислорода

Взять две пробирки. В одну поместить микрошпатель сульфата железа (II), в другую 2–3 капли раствора сульфата марганца (II). Сульфат железа растворить в воде, затем в обе пробирки ввести раствор щелочи. При встряхивании пробирок осадки темнеют. Почему?



Написать уравнения реакций получения гидроксидов железа (II) и марганца (II), их последующего окисления кислородом воздуха (в присутствии воды в качестве среды) до $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях подобрать методом электронного баланса. Отметить цвет осадков $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_4$. Сделать вывод о роли кислорода, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ в этих реакциях.

Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия

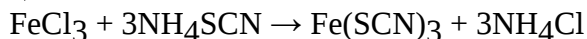
В пробирку поместить 2–3 капли дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, добавить 7–8 капель серной кислоты, внести в подкисленный раствор один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II), размешать стеклянной палочкой. Наблюдать изменение окраски при протекании реакции. Записать схему реакции, учитывая, что продуктами является сульфат хрома (III), сульфат железа (III), сульфат калия и вода. Определить тип окислительно-восстановительной реакции, подобрать коэффициенты методами электронного баланса и полуреакций.

Опыт 3. Окислительные свойства ионов металлов

1. Ион Fe^{3+} – окислитель. В пробирку поместить 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить одну каплю раствора хлорида железа (III). Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония NH_4SCN . Это реактив, с помощью которого в растворах обнаруживают катионы железа Fe^{3+} . При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова (II).

Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать

уравнение качественной реакции на ионы Fe^{3+} :



Затем написать уравнение реакции восстановления $FeCl_3$ хлоридом олова (II) (в случае, если Fe^{3+} восстановился полностью, красная окраска раствора исчезает). Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe^{3+} и Sn^{2+} .

2. *Ион Bi^{2+} – окислитель.* В пробирку поместить 2–3 капли хлорида олова (II), добавить по каплям раствор щелочи NaOH сначала недостаток, в результате чего в пробирке образуется белый осадок гидроксида олова (II) $Sn(OH)_2$. Затем прибавить избыток щелочи до полного растворения осадка с образованием тетрагидроксоанната (II) натрия по уравнению:



К образовавшемуся тетрагидроксоаннату (II) натрия добавить раствор нитрата висмута (III) (3–4 капли). Происходит окислительно-восстановительная реакция, уравнение которой необходимо записать самостоятельно, учитывая, что среда щелочная и что в результате реакции образуется гексагидроксоаннат (IV) натрия, металлический висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат натрия. Найти стехиометрические коэффициенты перед веществами двумя методами. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония

В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Описать ход реакции. Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает?

Опыт 5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода

1. *H_2O_2 – окислитель.* В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода, подкислить раствор 3 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора йодида калия. Наблюдать появление малинового окрашивания. На образование какого продукта оно указывает?

Написать уравнение реакции. Определить в ней коэффициенты методом полуреакций. Указать окислитель и восстановитель.

2. *H_2O_2 – восстановитель.* В пробирку поместить 5–6 капель раствора перманганата калия, подкислить раствор 5 каплями серной кислоты и добавить одну каплю раствора пероксида водорода. Наблюдать выделение газообразного продукта (какого).

Написать уравнение реакции, учитывая, что продуктами её протекания являются кислород, сульфат марганца (II), сульфат калия и вода. Определить в ней коэффициенты методом полуреакций. Указать окислитель и восстановитель. Повторить эксперимент, заменив перманганат калия на дихромат калия.

3. *Диспропорционирование пероксида водорода.* В пробирку поместить 5–6 капель раствора пероксида водорода и столько капель воды. Добавить несколько кристалликов твердого MnO_2 . Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель и тип реакции.

Опыт 5. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия

Перманганат-ион MnO_4^- является сильным окислителем. В зависимости от среды восстановление перманганат-ионов происходит по-разному.

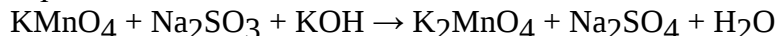
1. *Восстановление MnO_4^- в кислой среде.* В пробирку поместить 3–4 капли перманганата калия, добавить 5–10 капель H_2SO_4 , а затем внести один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Что наблюдается при этом?

Написать уравнение реакции самостоятельно, учитывая, что продуктами являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. К какому типу относится эта

окислительно-восстановительная реакция? Определить в ней коэффициенты методом полуреакций.

2. *Восстановление MnO^- в нейтральной среде.* Опыт проводится аналогично описанному в пункте 1, только вместо серной кислоты в пробирку прибавить воду (5–8 капель), а затем один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. В растворе образуется коричневый осадок оксида марганца (IV), а сульфит натрия окисляется до сульфата натрия. Написать уравнение реакции самостоятельно и найти коэффициенты методом полуреакций.

3. *Окислительные свойства MnO^- в сильно щелочной среде.* Порядок проведения опыта аналогичен опыту 1: к раствору перманганата калия добавить 10 капель концентрированной щелочи KOH, затем всыпать один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Схема реакции:



Примечание: Если добавляется щелочь NaOH, то в качестве продуктов образуются одновременно манганат натрия и манганат калия.

В отчете описать опыт, отметить окраску манганата калия, привести уравнение реакции и подобрать в нём коэффициенты методом полуреакций.

4. *Окислительные свойства MnO^- в слабощелочной среде.* При использовании в качестве среды разбавленного раствора щелочи и последующем действии сульфита натрия реакция протекает по схеме, описанной в опыте 2. Только в самый первый момент может наблюдаться зеленое окрашивание раствора вследствие образования манганата калия (как в опыте 3):



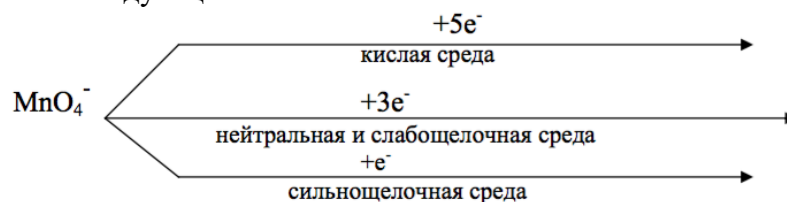
Но вскоре цвет раствора начинает меняться, так как образующийся манганат-ион в нейтральной и слабощелочной средах является нестабильным:



так что конечным продуктом восстановления перманганат-иона в слабощелочных растворах, как и в нейтральных, является MnO_2 .

Найти коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций. К каким типам ОВР они относятся?

Вывод о влиянии среды на окислительные свойства перманганата калия рекомендуется сделать по следующей схеме:



Записать против каждой стрелки соответствующий продукт (по опытам 1, 2, 3 и 4) с указанием его окраски. В какой среде перманганат-ион восстанавливается максимально, а в какой – минимально?

Сделать выводы и оформить отчёт.

2. Задания для самостоятельной подготовки

Рассмотрите катодные и анодные процессы при электролизе водных растворов веществ с инертными электродами. Рассчитайте массу или объем (при нормальных условиях для газов) продуктов, выделяющихся на электродах при пропускании через раствор в течение 1 часа тока силой 1 А:

1.	CoCl ₂	11.	BeSO ₄	21.	NiSO ₄ (с Ni анодом)
2.	LiBr	12.	Al ₂ (SO ₄) ₃	22.	NaOH
3.	K ₃ PO ₄	13.	Ca(NO ₃) ₂	23.	ZnSO ₄
4.	Bi(NO ₃) ₃	14.	CaI ₂	24.	NaNO ₂

5.	Ba(NO ₃) ₂	15.	K ₂ SO ₄	25.	Na ₂ CO ₃
6.	KI	16.	AgNO ₃	26.	KMnO ₄
7.	FeBr ₂	17.	ZnCl ₂	27.	MgCl ₂
8.	K ₂ CO ₃	18.	NiSO ₄	28.	CoBr ₂
9.	KOH	19.	NaCl	29.	CuCl ₂ (с Cu анодом)
10.	BaCl ₂	20.	Mg(NO ₃) ₂	30.	Ba(NO ₂) ₂

**Перечень вопросов и заданий,
выносимых на экзамен**

1. Основные понятия, определения и законы в химии. (Эквивалент, закон эквивалентов; основные газовые законы, химические уравнения).
2. Экспериментальные основания учения о строении атомов. Теория строения атома водорода Нильса Бора. Элементы волновой механики атомов.
3. Характеристика поведения электронов в атомах. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней (правила Клечковского).
4. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число.)
5. Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы.
6. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов.
7. Типы химической связи. Характеристика, свойства.
8. Основные классы неорганических соединений. Оксиды. Кислоты. Основания. Соли. Комплексные соединения.
9. Обменные реакции в растворах электролитов. Гидролиз солей.
10. Растворы. Общая характеристика. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.
11. Основные положения теории электролитической диссоциации. Растворение. Сольватная теория растворов. Объяснение тепловых эффектов растворения.
12. Особенности растворов электролитов. Слабые электролиты. Константа и степень диссоциации. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации, Расчет концентраций ионов H⁺ и OH⁻ в водных растворах кислот и оснований.
13. Разбавленные растворы. Вода – слабый электролит. Водородный показатель pH.
14. Теория сильных электролитов. Активность ионов. Ионная сила раствора.
15. Основы термохимии. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики к термодинамическим процессам. Внутренняя энергия и энтальпия. Энергия кристаллической решетки. Теплота растворения. Второй закон термодинамики. Энтропия.
16. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
17. Химическая кинетика. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Кинетическая классификация реакций.
18. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
19. Гальванический элемент.
20. Электролиз. Закон Фарадея.

Таблица 9 – Примеры оценочных средств с ключами правильных ответов

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
ОПК-1. Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественнонаучного и математического циклов при решении стандартных задач профессиональной деятельности				
1.	Задание закрытого типа	Одновременно в растворе могут находиться ионы: 1) Ag^+ , Ca^{2+} , Br^- , NO_3^- 2) Zn^{2+} , NH_4^+ , OH^- , I^- 3) Ba^{2+} , Na^+ , F^- , CO_3^{2-} 4) Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , SO_4^{2-}	1, 2, 3	1
2.		Электронная емкость f - подуровня 1) 14 2) 6 3) 18 4) 10	1	1
3.		В ряду водородных соединений элементов VI A группы: $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se}$ полярность связи Э – Н 1) увеличивается 2) не изменяется 3) уменьшается 4) сначала уменьшается, потом увеличивается	3	1
4.		Вещество с ионной связью имеет формулу 1) KBr 2) SO_3 3) CH_4 4) HCl	1	1
5.		Во сколько раз увеличится скорость реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при увеличении давления в 3 раза 1) в 9 раз 2) в 8 раз 3) в 6 раз 4) в 3 раз	1	1
6.	Задание открытого типа	Дайте определение понятию «электролиты». Какие из предложенных веществ относятся к электролитам. Напишите формулы выбранных соединений: кислород, сахар, хлорид калия, нитрат серебра, сульфат алюминия,	Электролит — это вещество, которое проводит электрический ток вследствие диссоциации на ионы в растворах и расплавах, или движения ионов в кристаллических	5

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
		этиловый спирт, гидроксид натрия, кремниевая кислота, серная кислота	решётках твёрдых электролитов. К электролитам относятся: хлорид калия - KCl, нитрат серебра - AgNO ₃ , сульфат алюминия Al ₂ (SO ₄) ₃ , гидроксид натрия – NaOH, серная кислота – H ₂ SO ₄	
7.		Куда сместится химическое равновесие реакции при изменении концентрации: $S_{8(г)} + 16HI_{(г)} = 8I_{2(г)} + 8H_2S_{(г)}$ -Q Ответ поясните	При повышении концентрации реагентов и понижении концентрации продуктов происходит сдвиг равновесия в сторону продуктов , а при понижении концентрации реагентов и повышении концентрации продуктов равновесием смещается в сторону реагентов .	3
8.		Определите степень диссоциации α_d и концентрацию ионов OH ⁻ (моль/л) в 0,03 М растворе NH ₃ ·H ₂ O при 298 К, если при указанной температуре $K_d(NH_3 \cdot H_2O) = 1,76 \times 10^{-5}$.	Решение. Уравнение диссоциации электролита: $NH_3 \cdot H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$ Концентрации ионов: $[NH_4^+] = \alpha C$; $[OH^-] = \alpha C$, где C – исходная концентрация NH ₃ ·H ₂ O моль/л. Следовательно: $K_d = \alpha C \cdot \alpha C / (1 - \alpha C)$ Поскольку $\alpha \ll 1$, то: $K_d \approx \alpha^2 C$ Константа диссоциации зависит от температуры и от природы растворителя, но не зависит от концентрации растворов NH ₃ ·H ₂ O. Закон разбавления Оствальда выражает зависимость α слабого электролита от концентрации. $\alpha = \sqrt{(K_d/C)} = \sqrt{(1,76 \cdot 10^{-5} / 0,03)} = 0,024$ или 2,4 %	10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			$[\text{OH}^-] = \alpha C$, откуда $[\text{OH}^-] = 2,4 \cdot 10^{-2} \cdot 0,03$ $= 7,2 \cdot 10^{-4}$ моль/л.	
9.		Рассчитать pH <u>раствора</u> , полученного при смешивании равных объемов раствора NaOH <u>концентрацией</u> 0,005 <u>моль/л</u> и раствора HNO_3 с концентрацией 0,01 моль/л	$n = C_1 V_1 - C_2 V_2 = 1 \cdot 0,01 - 1 \cdot 0,005 = 0,005$ моль. $C_n = n/V = 0,005/2 = 0,0025$ н. <ph 2,6.<="" =="" p=""></ph>	7
10.		У какого из элементов четвертого периода марганца или брома сильнее выражены металлические свойства? Дайте развернутое объяснение	Электронные формулы данных элементов: $25\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ $35\text{Br } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ Марганец - d-элемент VII-группы побочной подгруппы, а бром - p-элемент VII-группы главной подгруппы. На внешнем энергетическом уровне у атома марганца два электрона, а у атома брома - семь. Атомы типичных металлов характеризуются наличием небольшого числа электронов на внешнем энергетическом уровне, а следовательно, тенденцией терять эти электроны. Они обладают только восстановительными свойствами и не образуют отрицательных ионов. Элементы, атомы которых на внешнем энергетическом уровне содержат более трех электронов, обладают определенным сродством к электрону, а следовательно,	10

№ п/п	Тип задания	Формулировка задания	Правильный ответ	Время выполнения (в минутах)
			приобретают отрицательную степень окисления и образуют отрицательные ионы. Таким образом, марганец, как и все металлы, обладает только восстановительными свойствами, тогда как для брома, проявляющего слабые восстановительные свойства более свойственны окислительные функции. Следовательно, металлические свойства более выражены у марганца.	
11.	Задание комбинированного типа	В главных подгруппах периодической системы элементов атомные радиусы: 1. Увеличиваются 2. Уменьшаются 3. Остаются неизменными Объясните почему? Ответ поясните примерами	Увеличиваются, т.к. увеличивается число энергетических уровней. Например, элементы 1 главной подгруппы. Литий, натрий, калий, рубидий, цезий	3

Полный комплект оценочных материалов по дисциплине (фонд оценочных средств) хранится в электронном виде на кафедре, утверждающей рабочую программу дисциплины, и в Центре мониторинга и аудита качества обучения.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания результатов обучения по дисциплине

Текущий и внутрисеместровый контроль, промежуточная аттестация учебных достижений студентов проводится путем балльно-рейтинговой системы. Общая оценка учебных достижений студента в семестре по учебному курсу определяется как сумма баллов, полученных студентом по различным формам текущего и промежуточного контроля в течение данного семестра.

Таблица 10 – Технологическая карта рейтинговых баллов по дисциплине

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представления
Основной блок				

№ п/п	Контролируемые мероприятия	Количество мероприятий / баллы	Максимальное количество баллов	Срок представления
1.	Выполнение и отчет по лабораторной работе	4/7	28	по расписанию
2.	Выполнение заданий для самостоятельного решения	9/4	36	по расписанию
3.	Тестирование	2/8	16	по расписанию
Всего			82	-
Блок бонусов				
4.	Посещение занятий	9/1	9	
5.	Своевременное выполнение всех заданий	9/1	9	
Всего			18	-
Всего			100	

Таблица 11 – Система штрафов (для одного занятия)

Показатель	Балл
Опоздание на занятие	-0,5
Нарушение учебной дисциплины	-5
Неготовность к занятию	-10
Пропуск занятия без уважительной причины	-0,2

Таблица 12 – Шкала перевода рейтинговых баллов в итоговую оценку за семестр по дисциплине (модулю)

Сумма баллов	Оценка по 4-балльной шкале
90–100	5 (отлично)
85–89	4 (хорошо)
75–84	
70–74	
65–69	
60–64	3 (удовлетворительно)

При реализации дисциплины (модуля) в зависимости от уровня подготовленности обучающихся могут быть использованы иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

8.1. Основная литература

1. Джигола Л.А., Садомцева О.С., Сютова Е.А. Химия: учебно-метод. пособие для студентов геолого-географ. фак. ... по спец.: "Геология и геохимия горючих ископаемых"; "Поиски и разведка подземных вод и инженерно-геологические изыскания"; "Безопасность жизнедеятельности"; "Картография"; "Экология и природопользование"; "География" / под ред. Л.А. Джигола. - Астрахань : Астраханский ун-т, 2013. - 209 с

2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка. - М.: КНОРУС, 2010. – 752с.

3. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - 624 с.
<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

4. Вопросы, тестовые задания и задачи по химии: учебное пособие / сост.: А.В.Великородов, А.Г. Глинина, А.В. Клементьева, В.Б. Ковалев, Л.А. Кривенцева, Э.Ф. Матвеева, С.Б. Носачев, Е.Б. Семенова, О.В. Хабарова, Е.В. Щепетова; под общ. ред. А.В. Великородова, - Астрахань :Астраханский государственный университет, Издательский дом «Астраханский университет», 2018. – 276 с.

5. Общая, неорганическая и органическая химия [Электронный ресурс] / Бабков А. В., Попков В.А.- М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. Режим доступа: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785970429785.html> (ЭБС «Консультант студента»)

8.2. Дополнительная литература

1. Харитонов Ю. Я. Аналитическая химия: Аналитика: В 2-х кн. Кн.1. Общие теоретические основы. Качественный анализ: учеб. - М.: Высш. шк., 2001. - 615 с.

2. Апарнев А.И., Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Апарнев А.И. - Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2013. - 119 с. - URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778222557.html> (ЭБС «Консультант студента»)

8.3. Интернет-ресурсы, необходимые для освоения дисциплины (модуля)

1. Электронная библиотека «Астраханский государственный университет» собственной генерации на платформе ЭБС «Электронный Читальный зал – БиблиоТех». <https://biblio.asu-edu.ru> Учетная запись образовательного портала АГУ

2. Электронно-библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента». www.studentlibrary.ru. Регистрация с компьютеров АГУ

3. Электронная библиотечная система издательства ЮРАЙТ, раздел «Легендарные книги». www.biblio-online.ru, <https://urait.ru/>

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя лекционную аудиторию, лабораторный практикум, аудиторию для проведения семинарских занятий. Лабораторный практикум обеспечен химическими реактивами, лабораторной посудой и учебно-научным оборудованием: весы электронные, Аквадистиллятор ДЭ-4(с ЗИПом), шкаф вытяжной ШВ-202 ПАОТ, малая раковина, КО1-04. Проведение семинарских занятий сопряжено с применением компьютеров для выполнения поисковой работы, вычислений и работе в информационных системах.

Рабочая программа дисциплины (модуля) при необходимости может быть адаптирована для обучения (в том числе с применением дистанционных образовательных технологий) лиц с ограниченными возможностями здоровья, инвалидов. Для этого требуется заявление обучающихся, являющихся лицами с ограниченными возможностями здоровья, инвалидами, или их законных представителей и рекомендации психолого-медико-педагогической комиссии. Для инвалидов содержание рабочей программы дисциплины (модуля) может определяться также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида (при наличии).

10. ОСОБЕННОСТИ РЕАЛИЗАЦИИ ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ) ПРИ ОБУЧЕНИИ ИНВАЛИДОВ И ЛИЦ С ОГРАНИЧЕННЫМИ ВОЗМОЖНОСТЯМИ ЗДОРОВЬЯ

Рабочая программа дисциплины (модуля) при необходимости может быть адаптирована для обучения (в том числе с применением дистанционных образовательных технологий) лиц с ограниченными возможностями здоровья, инвалидов. Для этого требуется заявление обучающихся, являющихся лицами с ограниченными возможностями здоровья, инвалидами, или их законных представителей и рекомендации психолого-медико-педагогической комиссии. При обучении лиц с ограниченными возможностями здоровья

учитываются их индивидуальные психофизические особенности. Обучение инвалидов осуществляется также в соответствии с индивидуальной программой реабилитации инвалида (при наличии).

Для лиц с нарушением слуха возможно предоставление учебной информации в визуальной форме (краткий конспект лекций; тексты заданий, напечатанные увеличенным шрифтом), на аудиторных занятиях допускается присутствие ассистента, а также сурдопереводчиков и тифлосурдопереводчиков. Текущий контроль успеваемости осуществляется в письменной форме: обучающийся письменно отвечает на вопросы, письменно выполняет практические задания. Доклад (реферат) также может быть представлен в письменной форме, при этом требования к содержанию остаются теми же, а требования к качеству изложения материала (понятность, качество речи, взаимодействие с аудиторией и т. д.) заменяются на соответствующие требования, предъявляемые к письменным работам (качество оформления текста и списка литературы, грамотность, наличие иллюстрационных материалов и т. д.). Промежуточная аттестация для лиц с нарушениями слуха проводится в письменной форме, при этом используются общие критерии оценивания. При необходимости время подготовки к ответу может быть увеличено.

Для лиц с нарушением зрения допускается аудиальное предоставление информации, а также использование на аудиторных занятиях звукозаписывающих устройств (диктофонов и т. д.). Допускается присутствие на занятиях ассистента (помощника), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь. Текущий контроль успеваемости осуществляется в устной форме. При проведении промежуточной аттестации для лиц с нарушением зрения тестирование может быть заменено на устное собеседование по вопросам.

Для лиц с ограниченными возможностями здоровья, имеющих нарушения опорно-двигательного аппарата, на аудиторных занятиях, а также при проведении процедур текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации могут быть предоставлены необходимые технические средства (персональный компьютер, ноутбук или другой гаджет); допускается присутствие ассистента (ассистентов), оказывающего обучающимся необходимую техническую помощь (занять рабочее место, передвигаться по аудитории, прочесть задание, оформить ответ, общаться с преподавателем).