

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО
Руководители ОПОП



Бармин А.Н.
«31» мая 2021 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой
Аналитической и физической химии
Джигола Л.А.
от «3» июня 2021 г.



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

Химия

Составитель	Садомцева О.С., доцент, к.х.н., доцент
Направление подготовки	05.03.06 ЭКОЛОГИЯ И ПРИРОДОПОЛЬЗОВАНИЕ
Направленность (профиль) ОПОП	ОБЩИЙ
Квалификация (степень)	бакалавр
Форма обучения	очно-заочная
Год приема	2021
Курс	1

Астрахань – 2021

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Химия» являются 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 В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина «Химия» относится к дисциплинам базовой части Б.1 Б.10.

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 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 физики и математики;

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 физико-математического профиля.

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- Общая экология,
- Учение о гидросфере,
- Учение о биосфере,
- Учение об атмосфере,
- Охрана окружающей среды,
- Основы природопользования,

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

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

б) общепрофессиональные (ОПК): ОПК-1 - способен применять базовые знания фундаментальных разделов наук о Земле, естественно-научного и математического циклов при решении задач в области экологии и природопользования.

Таблица 1
Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Планируемые результаты освоения дисциплины		
	Знать	Уметь	Владеть
ОПК-1	ИОПК - 1.1.1. Теоретические аспекты фундаментальных разделов химии: общей и неорганической химии, общие свойства растворов, основы химической термодинамики, химическая кинетика и катализ, электрохимии. ИОПК - 1.1.2. Способы, методы и методики анализа, систематизации и обработки результатов расчетов свойств веществ и материалов.	ИОПК - 1.2.1. Использовать профильно-специализированные знания фундаментальных разделов химии, при решении стандартных профессиональных задач. ИОПК - 1.2.2. Составлять электронные конфигурации атомов, ионов, электронно-графические формулы атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; ИОПК - 1.2.3. применять правила различных номенклатур к различным классам неорганических соединений; ИОПК - 1.2.4. рассчитывать термодинамические функции состояния системы, тепловые эффекты химических процессов; рассчитывать скорость химических реакций. ИОПК - 1.2.5. Осуществлять в лабораторных условиях исследование термодинамических, равновесных, электрохимических, кинетических свойств растворов и различных химических систем.	ИОПК - 1.3.1. Навыками интерпретации рассчитанных значений pH среды, основами химико-аналитического анализа, влияния физико-химических факторов на экологические характеристики. ИОПК - 1.3.2. Правилами составления электронных конфигураций атомов, ионов, электронно-графических формул атомов и молекул, прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; ИОПК - 1.3.3. правилами номенклатуры неорганических веществ; ИОПК - 1.3.4. навыками интерпретации рассчитанных значений термодинамических функций и на их основе прогнозировать возможность осуществления и направление протекания химических процессов; ИОПК - 1.3.5. правилами техники безопасности при выполнении работ в химических лабораториях, регистрации и обработки результатов физико-химических экспериментов, методами отбора материала для теоретических занятий и лабораторных работ.

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины «Химия» составляет **3 з.е.**, 108 часов. На контактную работу обучающихся с преподавателем по видам учебных занятий: 15 часов лабораторных занятий, 93 часов на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2
Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Самостоят. работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1	Основные понятия и законы химии	2	1,2			1		11	Отчет лабораторной работы №1, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
2	Строение атома. Современные представления о строении атома	2	3,4			1		11	Отчет лабораторной работы №2, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
3	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	2	5,6			1		11	Отчет лабораторной работы №3, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №1

4	Основные классы неорганических соединений	2	7,8			2		10	Отчет лабораторной работы №4, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
5	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	2	9,10			2		10	Отчет лабораторной работы №5, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
6	Теория электролитической диссоциации	2	11,12			2		10	Отчет лабораторной работы №6, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №2
7	Основы химической термодинамики	2	13,14			2		10	Отчет лабораторной работы №7, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
8	Химическая кинетика и катализ	2	15,16			2		10	Отчет лабораторной работы №8, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
9	Основы электрохимии	2	17,18			2		10	Отчет лабораторной работы №9, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №3
Итого						15		93	ЭКЗАМЕН

Условные обозначения: Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, семинары, ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа; СР – самостоятельная работа по отдельным темам.

Таблица 3.
Матрица соотношения тем учебной дисциплины
и формируемых в них компетенций

Темы, разделы дисциплины	Кол-во часов	Компетенции	общее количество компетенций
		ОПК-1	
Основные понятия и законы химии	12	+	1
Строение атома. Современные представления о строении атома	12	+	1
Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	12	+	1
Основные классы неорганических соединений	12	+	1
Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	12	+	1
Теория электролитической диссоциации	12	+	1
Основы химической термодинамики	12	+	1
Химическая кинетика и катализ	12	+	1
Основы электрохимии	12	+	1
Итого	108	+	1

Краткое содержание дисциплины

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 объем. 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

Гейнзенберга. 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. 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. 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. 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. 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. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

5.1. Указания по организации и проведению лекционных и лабораторных занятий с перечнем учебно-методического обеспечения

Приступая к изучению новой учебной дисциплины, студенты должны ознакомиться с учебной программой, учебной, научной и методической литературой, получить в библиотеке рекомендованные учебники и учебно-методические пособия, завести новую тетрадь для работы с первоисточниками.

Готовясь к устному опросу, обращаться за методической помощью к преподавателю. Составить план-конспект своего выступления. В ходе занятия внимательно слушать выступления своих однокурсников. При необходимости задавать им уточняющие вопросы. Принимать активное участие в обсуждении учебных вопросов касающихся содержания темы семинарского занятия. В ходе своего выступления использовать технические средства обучения, доску и мел. С целью более глубокого усвоения изучаемого материала задавать вопросы преподавателю. После подведения итогов устранить недостатки, отмеченные преподавателем.

При подготовке к экзамену (в конце семестра) повторять пройденный материал в строгом соответствии с учебной программой, примерным перечнем учебных вопросов, выносящихся на экзамен и содержащихся в данной программе. Использовать литературу, рекомендованную преподавателем. Обратит особое внимание на темы учебных занятий, пропущенных студентом по разным причинам. При необходимости обратиться за консультацией и методической помощью к преподавателю.

Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся:

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. (20 экз)

2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка.- М.: КНОРУС, 2010. – 752с. (44 экз)

3. Волков Н.И., Мелихова М.А. Химия. М.: Изд. центр «Академия», 2008 г. - 336 с. (49 экз)

4. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. - 624 с. URL:

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

5. 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»)

Программное обеспечение и информационные справочные системы:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины (модулю)

Таблица 4
Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер раздела (темы)	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол- во часов	Формы работы
1	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.	11	Оформление отчета по лабораторной работе №1, Сдача заданий для самостоятельной подготовки

2	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).	11	Оформление отчета по лабораторной работе №2, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
3	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.	11	Оформление отчета по лабораторной работе №3, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, тестирование №1
4	Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, свойства. Уравнения химических реакций. Расчёты по уравнениям реакций.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №4, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
5	Основные понятия: система, классификация систем, теории растворов, классификация веществ по растворимости, классификация растворов по насыщенности. Кристаллизация, перекристаллизация. Особенности растворов электролитов. Расчет концентраций ионов H^+ и OH^- в водных растворах кислот и оснований.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №5, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
6	Механизм электролитической диссоциации полярных веществ. Вещества электролиты и не электролиты. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Произведение растворимости.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №6, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, тестирование №2
7	Энергетика и направление протекания химических процессов. Стандартные условия. Теплота образования и теплота сгорания вещества. Термодинамические расчеты.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №7, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
8	Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа. Гомогенный и гетерогенный катализ.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №8, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
9	Гальванические элементы. Направление окислительно-восстановительных реакций. Электролиз. Законы электролиза.	10	Оформление отчета по лабораторной работе №9, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, тестирование №3

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняются 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, пра-

вого - 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 абзацным 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 проводиться 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, 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. Графическая обработка экспериментальных данных (при необходимости).

4. Выводы.

Работа считается выполненной, если приведены все необходимые химические реакции, 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

В учебном процессе применяются групповые обсуждения при устном опросе, анализ ситуаций и имитационных моделей при заслушивании рефератов. На лабораторных занятиях работа в парах и малых 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 (с использованием платформы Zoom), собеседования в режиме чат, форума, чата, выполнения виртуальных практических работ и др.

6.2. Информационные технологии

- применяются возможности Интернета в учебном процессе (возможностей электронной почты преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление учащихся с оценками и т.д.))

- при реализации различных видов учебной и внеучебной работы используются следующие информационные технологии: виртуальная обучающая среда (или система управления обучением LMS Moodle) или иные информационные системы, сервисы и мессенджеры

6.3. Перечень программного обеспечения и информационных справочных систем

- Лицензионное программное обеспечение

Наименование программного обеспечения	Назначение
Платформа дистанционного обучения LMS Moodle	Виртуальная обучающая среда

- Современные профессиональные базы данных, информационные справочные системы

Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru<http://www.book.ru/>

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

При проведении текущего контроля и промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) «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 и прохождением практик, а в процессе освоения дисциплины – последовательным достижением результатов освоения содержательно связанных между собой разделов, тем

Таблица 5
Соответствие разделов, тем дисциплины, результатов обучения по дисциплине и оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы дисциплины	Код контролируемой компетенции (компетенций)	Наименование оценочного средства
1	Основные понятия и законы химии	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №1, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
2	Строение атома. Современные представления о строении атома	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №2, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
3	Периодический закон. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №3, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №1
4	Основные классы неорганических соединений	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №4, Сдача заданий для самостоятельной подготовки

5	Общие свойства растворов. Способы выражения концентраций	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №5, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
6	Теория электролитической диссоциации	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №6, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №2
7	Основы химической термодинамики	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №7, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
8	Химическая кинетика и катализ	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №8, Сдача заданий для самостоятельной подготовки
9	Основы электрохимии	ОПК-1	Отчет лабораторной работы №9, Сдача заданий для самостоятельной подготовки, Тестирование №3

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

Таблица 6
Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

5 «отлично»	Демонстрирует глубокие знания 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, требующие наводящих вопросов преподавателя, допускает существование 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 7
Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений

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, не способен применить знание теоретического материала при выполнении заданий, испытывает затруднения и допускает ошибки при выполнении заданий, выполняет задание при подсказке преподавателя, затрудняется в формулировке выводов.
2 «неудовлетворительно»	Не способен правильно выполнить задание.

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 или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Тема 1. Основные понятия и законы химии

Лабораторная работа № 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.

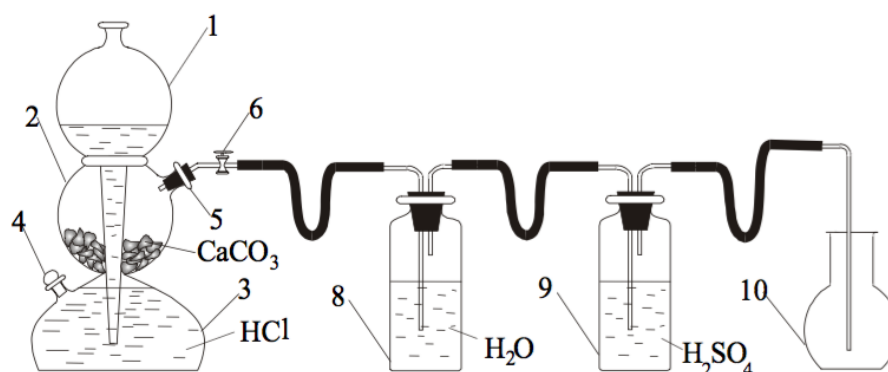


Рис.1. Схема лабораторной установки для получения углекислого газа в аппарате Киппа.

- 1 – шаровидная воронка, 2, 3 – соединённые между собой резервуары, 4, 5 – трубки, 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 технoхимических 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 6.

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 $101,3\text{ кПа}$ масса одного литра воздуха равна $1,293\text{ г}$.

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 ($44,0\text{ г/моль}$), и оформить отчет.

Перечень заданий для самостоятельной подготовки

Вариант	Задание
1	Какой объем займет при температуре 17°C и давлении 250 кПа оксид углерода (II) массой 84 г ?
2	$3,17\text{ г}$ 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 $4,8\text{ г}$ 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 $6,4\text{ г}$ серы?
7	Имеется порция фосфина химическим количеством $0,5\text{ моль}$. Рассчитайте массу (г), объем (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. объем некоторого газа равен 420 см^3 . Определите объем (см^3) газа при 4°C и давлении $92,5\text{ кПа}$.
9	Смешали углекислый газ объемом $2,24\text{ дм}^3$ и аммиак массой $5,1\text{ г}$. Укажите объемную долю (%) аммиака в образовавшейся смеси газов.
10	Газовая смесь состоит из оксида и диоксида азота. Вычислите парциальные давления газов в смеси, если объемные 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. Объем 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 дешевую серную кислоту?
15	При постоянном давлении и температуре масса одного литра водорода равна 0,082 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 г. Определите его молярную массу.
17	Плотность газа 1,96 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 г.

Тема 2. Строение атома. Современные представления о строении атома.

Лабораторная работа № 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 г. Во взвешенный тигель насыпать 0,5–1 г медного купороса. Тигель с кристаллогидратом снова взвесить.
2. Поместить тигель в нагретую песочную баню на 20–30 минут.
3. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить.
4. Взвесить охлажденный тигель.
5. Повторить прогревание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить. Если масса изменилась не более чем на 0,01 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 отчет.

Перечень заданий 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. Периодическая система. Свойства элементов и их соединений.

Лабораторная работа № 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 4:1 по объему порошков.

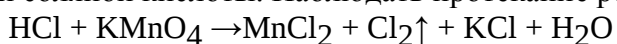
В отчете записать уравнение разложения KClO_3 и объяснить, почему вспыхивает тлеющая лучинка. Объяснить, почему во втором опыте время от начала нагревания пробирки до вспыхивания лучинки меньше, чем в первом. Какую роль во втором опыте играет оксид марганца (IV)?

Опыт 3. Получение и свойства хлора

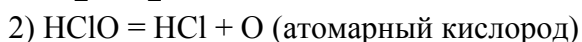
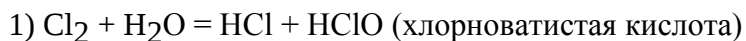
Самая мрачная страница в истории хлора – применение его в первой мировой войне в качестве боевого отравляющего вещества. Это произошло на одном из западных участков фронта, где англо– французские войска вели сражение с германской армией. Утром 22 апреля 1915 года германское командование провело первую 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 формить отчёт.

Перечень заданий 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.

Тест №1

1. Укажите основные законы химии:

- 1) периодический закон, закон кратных отношений
- 2) закон Авогадро, закон постоянства состава
- 3) закон Гесса, закон Дальтона
- 4) периодический закон, закон сохранения массы и энергии

2. Укажите важнейшие теории, составляющие основу химии:

- 1) теория типов, электронная теория
- 2) атомно-молекулярная теория, квантовая теория строения атомов и молекул
- 3) обобщенная теория кислот и оснований, теория химической связи
- 4) окислительно-восстановительная теория, теория идеальных газов

3. Из перечисленных явлений выберите то, которое нельзя отнести к химическим:
- 1) растворение соли в воде
 - 2) свертывание крови
 - 3) разделение изотопов урана с помощью диффузии
 - 4) взрыв динамита
4. Простейшая (эмпирическая) формула указывает...
- 1) число атомов в молекуле
 - 2) соотношение между числом атомов в веществе
 - 3) порядок соединения атомов в молекуле
 - 4) молекулярную массу вещества
5. Мольная доля водорода в его соединении с азотом равна 33,3%. Какова простейшая (эмпирическая) формула этого соединения?
- 1) NH_3
 - 2) NH_2
 - 3) N_2H_4
 - 4) $(\text{NH}_2)_n$
6. Относительная молекулярная масса...
- 1) имеет размерность «г»
 - 2) имеет размерность «г/моль»
 - 3) имеет размерность «а.е.м»
 - 4) безразмерна
7. Чему равна молярная масса озона?
- 1) 48 а.е.м
 - 2) 48
 - 3) 16 а.е.м
 - 4) 48 г/моль
8. Химический элемент характеризуется...
- 1) числом нейтронов
 - 2) числом нуклонов
 - 3) зарядом ядра
 - 4) массой атома
9. Чему равна мольная доля кислорода в азотной кислоте?
- 1) 3/5
 - 2) 48/63
 - 3) 16/63
 - 4) 1/3
10. Не прибегая к расчетам, укажите, в каком из перечисленных оксидов массовая доля кислорода больше его мольной доли.
- 1) CO_2
 - 2) SO_2
1. Какие явления свидетельствуют о том, что атом имеет внутреннюю структуру?
- 1) Электропроводность
 - 2) Радиоактивность
 - 3) Свойства идеальных газов
 - 4) Диффузия
2. Ядро атома было открыто Э. Резерфордом в ... веке
- 1) XX
 - 2) XIX
 - 3) XVI
 - 4) IV до н.э.
3. Атомы состоят из...
- 1) протонов и нейтронов
 - 2) молекул
 - 3) атомных ядер и электронов
 - 4) нуклонов
4. Заряд атома равен...
- 1) нулю
 - 2) порядковому номеру элемента
 - 3) числу электронов
 - 4) заряду ядра
5. Массовое число атома показывает...
- 1) относительную атомную массу
 - 2) массу атома в атомных единицах
 - 3) заряд ядра
 - 4) общее число протонов и нейтронов

6. Числа 35 и 17 в обозначении атома $^{35}_{17}\text{Cl}$ показывают...

- 1) число протонов и число нейтронов
- 2) массовое число и заряд ядра
- 3) атомную массу и порядковый номер хлора
- 4) общее число электронов и число валентных электронов в атоме

7. Ядро атома ^3He состоит из...

- 1) трех протонов
- 2) двух протонов и одного нейтрона
- 3) двух протонов и одного электрона
- 4) одной α -частицы

8. Наиболее точное описание строения электронных оболочек атомов дает квантовая механика. Какие из указанных ниже соотношений можно отнести к основным в этой теории?

- 1) Соотношение неопределенностей Гейзенберга
- 2) Соотношение де Бройля между волновыми и корпускулярными свойствами
- 3) Соотношение Эйнштейна между массой и энергией
- 4) Соотношение Ньютона между силой и ускорением

9. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают электронную орбиталь?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

10. Сколько квантовых чисел (и каких) описывают состояние электрона в атоме?

- 1) Одно (n)
- 2) Три (n, l, m)
- 3) Четыре (n, l, m, s)
- 4) Пять (n, l, m, s, t)

1. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...

- 1) принципом запрета Паули
- 2) правилом Хунда
- 3) принципом наименьшей энергии
- 4) всеми перечисленными выше принципами

2. Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...

- 1) только принципом запрета Паули
- 2) только правилом Хунда
- 3) принципом наибольшей энергии
- 4) электронейтральностью атома

3. Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:

- 1) $2s, 2p, 3d$
- 2) $3s, 3p, 3d$
- 4) $3p, 3d, 3f$

4. Какие из атомов в основном состоянии содержат два не спаренных электрона на внешнем уровне?

- 1) Кислород
- 2) Гелий
- 3) Углерод
- 4) Магний

5. Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?

- 1) $1s^2 2s^2 2p^5$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4p^1$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

6. Атом гелия имеет электронную конфигурацию $1s^2 1s^1$...

- 1) в основном состоянии
- 2) в первом возбужденном состоянии
- 3) во втором возбужденном состоянии
- 4) вообще не может иметь такую конфигурацию

7. Укажите существенный признак простых веществ:

- 1) состоят из атомов металла,
- 2) состоят из атомов неметалла,
- 3) состоят из атомов одного вида,
- 4) состоят из атомов разных видов.

8. Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется...

- 1) принципом запрета Паули
- 2) правилом Хунда
- 3) принципом наименьшей энергии
- 4) всеми перечисленными выше принципами

9. Распределение электронов по орбиталям в возбужденном состоянии атома определяется...

- 1) только принципом запрета Паули
- 2) только правилом Хунда
- 3) принципом наибольшей энергии
- 4) электронейтральностью атома

10. Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:

- 1) 2s, 2p, 3d
- 2) 3s, 3p, 3d
- 4) 3p, 3d, 3f

Тема 4. Основные классы неорганических соединений

Лабораторная работа № 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 убыстрится. 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: производ-

ство 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 Na_2CO_3 .

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 CO_2 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 метило-

ранж, 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 ка-

пель 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 $Pb(NO_3)_2$ 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. Обратит 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 $Pb(NO_3)_2$ 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.

Перечень заданий 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 , $Cr(OH)_2$, H_2S

2	CaO, HNO ₃ , Sn(OH) ₂	17	H ₂ O, HMnO ₄ , Cr(OH) ₃
3	Al ₂ O ₃ , Ca(OH) ₂ , H ₂ SiO ₃	18	Li ₂ O, KOH, H ₃ PO ₄
4	SiO ₂ , H ₃ PO ₄ , Pb(OH) ₂	19	SeO ₂ , HBr, Pb(OH) ₂
5	SO ₂ , H ₂ SO ₄ , Al(OH) ₃	20	BeO, H ₂ Se, Ga(OH) ₃
6	PbO, Ba(OH) ₂ , H ₂ S	21	Ga ₂ O ₃ , H ₃ PO 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 → AlOHHSO 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	AlOHHSO 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	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
16	$\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
17	$\text{NiSO}_4 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiO}$
18	$\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{FeOHCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$
19	$\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuS} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
20	$\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KCrO}_2$
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

Лабораторная работа № 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 объемом 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 объемом 250 мл.

3. Мерным цилиндром или бюреткой отмерить необходимый объем раствора щелочи. 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 титрова-

ния, с заданным значением. Рассчитать погрешность, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины погрешности опыта.

Сделать выводы и оформить отчёт.

Перечень заданий 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 молярность, 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 KOH; плотность раствора равна 1,395 г/см³. Найти: а) массовую долю KOH; б) молярность; в) молярность; 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) молярность 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

Лабораторная работа № 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 гидролизуетьмости по аниону

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов Na₂SO₃ и Na₂CO₃. В отчёте 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 поляризуемостью?

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 $\frac{1}{3}$ 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.

Перечень заданий 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

Тест №2

1. Химические свойства водорода в наибольшей степени напоминают свойства ...

- 1) галогенов
- 2) хрома и марганца
- 3) благородных газов
- 4) щелочных металлов

2. Атомы водорода способны не только отдавать, но и присоединять электроны, приобретая при этом электронную конфигурацию...

- 1) атома лития
- 2) инертного газа гелия
- 3) иона Na^{2+}
- 4) иона F^-

3. Соединения, образующиеся при взаимодействии водорода с активными металлами, называются...

- 1) карбидами
- 2) гидратами
- 3) гидридами
- 4) ангидридами

4. Водород способен окислить следующую пару веществ:

- 1) литий и лантан
- 2) бром и барий
- 3) оксид железа (II) и оксид меди (II)
- 4) калий и кальций

5. С водородом способны реагировать представители следующих классов органических соединений:

- 1) арены, карбоновые кислоты, нуклеотиды, алифатические амины
- 2) ароматические амины, фенолы, алкины, алканы
- 3) алкены, алкины, кетоны, арены
- 4) альдегиды, реактивы Гриньяра, алканы, углеводы

6. Вода может реагировать с...

- 1) аренами и азотом
- 2) алканами и аргоном
- 3) ангидридами кислот и ацетиленом
- 4) апатитами и ацетоном

7. Валентный угол $\angle\text{HON}$ в молекуле воды составляет...

- 1) 105°
- 2) $109^\circ 28'$
- 3) 120°
- 4) 180°

8. Плотность чистой воды при 25°C равна...

- 1) $1,0 \text{ г/см}^3$
- 2) $1,0 \text{ г/моль}$
- 3) $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$
- 4) плотности пероксида водорода

9. На каком свойстве пероксида водорода основано применение его 3%-ного водного раствора в медицине?

- 1) Быстро образовывать полимерную пленку на коже
- 2) Быстро разлагаться при температуре -37°C с образованием в первый момент атомарного водорода
- 3) На его способности понижать температуру организма
- 4) Легко разлагаться под воздействием света

10. Азот при обычных условиях — это...

- 1) тяжелый металл серебристого цвета
- 2) бесцветная маслянистая жидкость
- 3) одноатомный инертный газ
- 4) газ без цвета и запаха, состоящий из двухатомных молекул

1. Модем раствора называют:

- а) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно его мольной доле;
- б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента равно нулю;
- в) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле.

2. Термодинамический смысл коэффициента активности компонента в растворе - это:

- а) совершаемая работа, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;
- б) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия.
3. Активностью компонента раствора называется:
- а) мера дополнительной работы, которую следовало бы затратить при постоянных P и T для преодоления сил взаимодействия;
- б) такое количество раствора, при котором число молей каждого компонента не равно его мольной доле;
- в) функция концентрации, подстановка которой в термодинамические уравнения для идеальных растворов делает эти уравнения применимыми для реальных растворов.
4. Если сравнивать растворители, близкие по свойствам, то константа диссоциации электролита с ростом диэлектрической проницаемости растворителя:
- а) уменьшается б) увеличивается; в) не изменяется.
5. Свойством растворителя, определяющим его способность ионизировать растворенное вещество (кроме его способности к химическому взаимодействию с этим веществом) является:
- а) ионная сила; б) вязкость; в) диэлектрическая проницаемость.
6. Степень диссоциации слабого электролита в водном растворе с ростом температуры:
- а) изменяется по параболе б) проходит через максимум;
- в) не изменяется.
7. Причинами диссоциации электролитов в растворе на ионы являются:
- а) самопроизвольное растворение;
- б) диэлектрические свойства растворителя;
- в) взаимодействие с растворенным веществом;
- г) электролиз.
8. Если в качестве растворителя вместо воды взять метиловый спирт (химическое взаимодействие отсутствует), то константа диссоциации слабого электролита:
- а) увеличится; б) не изменяется; в) уменьшится.
9. Величины pK для хлорной и азотной кислот в уксусной кислоте как растворителе соответственно равны 4,95 и 9,38, более сильной в данном растворителе является:
- а) хлорная кислота; б) азотная кислота.
10. Если в раствор фенола ввести сильное основание, то как изменятся термодинамическая константа диссоциации K_a и степень диссоциации:
- а) степень диссоциации фенола C_6H_5OH ;
- б) термодинамическая константа диссоциации K_a ;
- в) увеличится; г) не изменится.

Тема 7. Основы химической термодинамики

Лабораторная работа № 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 ($C_{ст} \cdot m_{ст}$):

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

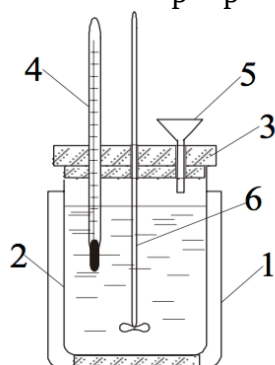


Рис. 8. Схема простейшего калориметра

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. «тэта»).

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

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 формировать отчет.

Перечень заданий 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	$\text{BaCO}_3(\text{т}) = \text{BaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$
25	$\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$
26	$\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{NH}_3(\text{г})$
27	$3\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = + 8\text{H}_2(\text{г})$
28	$2\text{NO}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$
29	$\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{HI}(\text{г}) = \text{I}_2(\text{г}) + 2\text{HCl}(\text{г})$
30	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + \text{CO}(\text{г}) = 3\text{FeO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$

Тема 8. Химическая кинетика и катализ

Лабораторная работа № 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 (сера) 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 четвертую – 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 четвертую – 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 объемы 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 опытными результатами 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 объемы 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	Скорость
-------------	-----------------------------	-------------------	--------------------------------	---------------	----------

				ции, τ	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.

Перечень заданий для самостоятельной подготовки

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$ 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 $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_2_{(г)}$ 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 °C? (Ответ: увеличится в 287 раз).
10. Растворение образца цинка в соляной кислоте при 20 °C заканчивается через 27 минут, а при 40 °C такой же образец металла растворяется за 3 минуты. За какое время данный образец цинка растворится при 55 C? (Ответ: 34,6 с).
11. В системе $\text{A}_{(г)} + 2\text{B}_{(г)} \leftrightarrow \text{C}_{(г)}$ равновесные концентрации равны (моль/дм³): $[\text{A}] = 0,6$; $[\text{B}] = 1,2$; $[\text{C}] = 2,16$. Определите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В. (Ответ: 2,76; 5,52 моль/дм³).
12. Реакция идет по уравнению: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$. Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в два раза? (Ответ: увеличиться в 512 раз).

13. Как изменится скорость реакции: $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$, если уменьшить объем реакционной смеси в 3 раза? (Ответ: возрастает в 27 раз).
14. Как изменится скорость реакции горения серы: $\text{S}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \leftrightarrow \text{SO}_{2(\text{г.})}$, если уменьшить объем системы в 5 раз? (Ответ: увеличится в 25 раз).
15. Скорость распада пенициллина при 36°C равна $6 \cdot 10^{-6} \text{ с}^{-1}$, а при 41°C – $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. 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°C ? (Ответ: 5,65).
17. Концентрации NO и O_2 , образующих NO_2 , 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°C . (Ответ: 58,5).
19. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции протекающей в газовой фазе, при повышении температур от 30 до 70°C , 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	$2\text{SO}_3(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{SO}_2(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	–144
2	$2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$	–484
3	$\text{FeO}(\text{к}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{Fe}(\text{к})$	+400
4	$2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{NO}(\text{г})$	+196
5	$2\text{NO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г})$	–180
6	$\text{NH}_4\text{Cl}(\text{к}) + \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$	+63
7	$2\text{CH}_4(\text{г}) + 3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	–597
8	$\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$	–41
9	$2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{т}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{т}) + 6\text{SO}_2(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г})$	+1740
10	$\text{ZnSO}_4(\text{к}) \leftrightarrow \text{ZnO}(\text{к}) + \text{SO}_3(\text{г})$	+565
11	$2\text{N}_2\text{O}_3(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$	+149
12	$2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	–1038
13	$\text{S}(\text{к}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$	–21
14	$\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{т}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$	+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	$\text{PCl}_5(\text{т}) \leftrightarrow \text{PCl}_3(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г})$	+21
17	$\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{т}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{FeO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г})$	+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

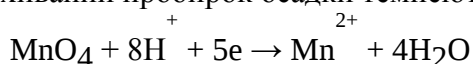
Тема 9. Основы электрохимии

Лабораторная работа № 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.

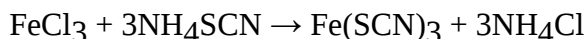
Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия

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) $\text{Sn}(\text{OH})_2$. Затем прибавить избыток щелочи до полного растворения осадка с образованием тетрагидроксоостанната (II) натрия по уравнению:



К образовавшемуся тетрагидроксоостаннату (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 гексагидроксоостаннат (IV) натрия, металлический висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат натрия. Найти стехиометрические коэффициенты перед веществами двумя ме-

тодами. 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

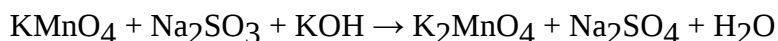
Перманганат-ион MnO_4^- является сильным окислителем. В зависимости от среды восстановление перманганат-ионов происходит по-разному.

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_4^- 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_4^- 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:

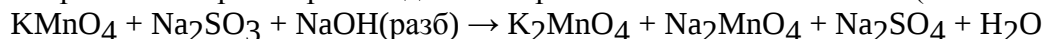


Примечание: Если добавляется щелочь NaOH, то в качестве продуктов образуются одновременно манганат натрия и манганат калия.

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

4. *Окислительные свойства MnO_4^- 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):



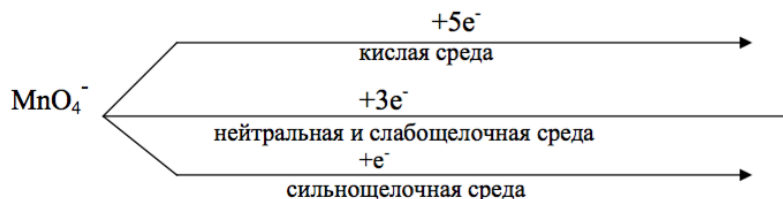
Но вскоре цвет раствора начинает меняться, так как образующийся манганат-ион в нейтральной и слабощелочной средах является нестабильным:



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.

Перечень заданий 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.	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	22.	NaOH
3.	K_3PO_4	13.	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	23.	ZnSO_4
4.	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$	14.	CaI_2	24.	NaNO_2
5.	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	15.	K_2SO_4	25.	Na_2CO_3
6.	KI	16.	AgNO_3	26.	KMnO_4
7.	FeBr_2	17.	ZnCl_2	27.	MgCl_2
8.	K_2CO_3	18.	NiSO_4	28.	CoBr_2
9.	KOH	19.	NaCl	29.	CuCl_2 (с Cu анодом)
10.	BaCl_2	20.	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	30.	$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$

Тест №3

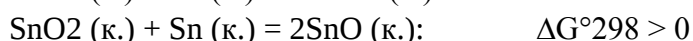
1. В каком из следующих случаев реакция возможна при любых температурах:

- 1) $\Delta H < 0$, $\Delta S > 0$ 2) $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$ 3) $\Delta H > 0$, $\Delta S > 0$.

2. Если $\Delta H < 0$ и $\Delta S < 0$, то, в каком из случаев реакция может протекать самопроизвольно:

- 1) $|\Delta H| > |T\Delta S|$ 2) $|\Delta H| < |T\Delta S|$.

3. Исходя из знака ΔG°_{298} следующих реакций



сделать вывод о том, какие степени окисленности более характерны для свинца и олова:

- 1) для свинца +2, для олова +2

- 2) для свинца +2, для олова +4
- 3) для свинца +4, для олова +2
- 4) для свинца +4, для олова +4.

4. Каков знак ΔG процесса таяния льда при 263 К:

- 1) $\Delta G > 0$
- 2) $\Delta G = 0$
- 3) $\Delta G < 0$.

5. Учитывая, что NO_2 (г.) окрашен, а N_2O_4 бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции $2\text{NO}_2(\text{г.}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г.})$, предсказать, как изменится окраска в системе $\text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_4$ с ростом температуры:

- 1) усилится
- 2) ослабнет.

6. Если энтальпия образования SO_2 равна -297 кДж/моль, то количество теплоты, выделяемое при сгорании 16 г серы, равно ____ кДж.

- 1) 148,5
- 2) 74,25
- 3) 297
- 4) 594

7. Энтальпии образования CaCO_3 соответствует тепловой эффект реакции

- 1) $\text{Ca} + 3/2 \text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 3) $\text{Ca} + 1/2 \text{O}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 4) $\text{Ca} + \text{C}(\text{графит}) + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$

8. Математическое выражение первого закона термодинамики для бесконечно малого и конечного изменения состояния системы имеет вид:

- а) $\delta H = dU + dV$;
- б) $\delta Q = dU + dV$;
- в) $\delta Q = dU + dA$.

9. Два газа: одноатомный и двухатомный, адиабатически расширяются. Для какого из этих газов работа расширения будет больше, если число молей обоих газов одинаково, а температура каждого газа понизилась на одинаковую величину:

- а) для двухатомного;
- б) для одноатомного;
- в) одинакова.

10. Теплоту сгорания органического соединения, располагая данными по теплотам образования различных веществ, можно рассчитать:

- а) необходимо из теплоты образования этого соединения вычесть сумму теплот образования продуктов сгорания органического соединения;
- б) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту образования этого соединения;
- в) необходимо из суммы теплот образования продуктов сгорания органического соединения вычесть теплоту разложения этого соединения.

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза:

- 1) уменьшится в 4 раза
- 2) уменьшится в 8 раз
- 3) возрастет в 4 раза
- 4) возрастет в 8 раз.

2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора:

- 1) уменьшением энергии активации
- 2) увеличением средней кинетической энергии молекул
- 3) возрастанием числа столкновений
- 4) ростом числа активных молекул.

3. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции:

- 1) изменение давления
- 2) изменение температуры
- 3) изменение объема реакционного сосуда
- 4) введение в систему катализатора

- 5) изменение концентрации реагирующих веществ.
4. Какое влияние оказывает перемешивание на скорость протекания гетерогенной химической реакции:
- 1) во всех случаях увеличивает скорость реакции
 - 2) в некоторых случаях увеличивает скорость реакции
 - 3) не влияет на скорость реакции.
5. Увеличение скорости реакции с повышением температуры вызывается главным образом:
- 1) увеличением средней кинетической энергии молекул
 - 2) возрастанием числа активных молекул
 - 3) ростом числа столкновений.
6. При 20°C константа скорости некоторой реакции равна 10^{-4} мин^{-1} , а при 50°C — $8 \cdot 10^{-4} \text{ мин}^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции:
- 1) 2
 - 2) 3
 - 3) 4.
7. Скорость, каких реакций увеличивается с ростом температуры:
- 1) любых
 - 2) протекающих с выделением энергии
 - 3) протекающих с поглощением энергии.
8. Если температурный коэффициент химической реакции равен 2, то при повышении температуры от 200°C до 500°C скорость реакции ...
- 1) уменьшается в 4 раза
 - 2) увеличивается в 6 раз
 - 3) уменьшается в 2 раза
 - 4) увеличивается в 8 раз
9. Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению значения константы равновесия химических реакций:
- 1) изменение давления
 - 2) изменение температуры
 - 3) замена катализатора
 - 4) изменение концентраций реагирующих веществ.
10. Если объем закрытого реакционного сосуда, в котором установилось равновесие $2\text{SO}_2 (\text{г.}) + \text{O}_2 (\text{г.}) = 2\text{SO}_3 (\text{г.})$, уменьшить в 2 раза, то:
- 1) скорости прямой и обратной реакций останутся одинаковыми
 - 2) скорость прямой реакции станет в 2 раза больше скорости обратной реакции
 - 3) равновесие не сместится
 - 4) равновесие сместится вправо
 - 5) равновесие сместится влево.

Перечень вопросов к экзамену

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.

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности.

Максимальное количество баллов по дисциплине составляет 100 баллов. Из них:

- ✓ посещаемость – 18 баллов,
- ✓ текущий контроль (лабораторные работы и задания для самостоятельного решения) – 36 баллов,
- ✓ промежуточная аттестация (три теста) – 15 баллов,
- ✓ рубежный контроль (экзамен) – 31.

Посещаемость аудиторных занятий оценивается накопительно следующим образом: максимальное количество баллов, отводимых на учет посещаемости (18 баллов) делится на количество занятий по дисциплине в соответствии с графиком учебного процесса. Полученное значение определяет количество баллов, набираемых студентом за посещение одного занятия.

За выполнение индивидуальных творческих домашних заданий различного уровня сложности (подготовка рефератов и их защита, дискуссий, выполнение творческих проектов) студенту выставаются баллы за творческий подход к учебной работе. Максимальная оценка творческого рейтинга – 20 баллов.

Преподаватель, реализующий дисциплину (модуль), в зависимости от уровня подготовленности обучающихся может использовать иные формы, методы контроля и оценочные средства, исходя из конкретной ситуации.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) 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. (20 экз)

2. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие / Н.Л. Глинка.- М.: КНОРУС, 2010. – 752с. (44 экз)

3. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. - 624 с. URL:

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

б) Дополнительная литература:

1. Некрасов Б.В. Основы общей химии. В 2 т. Т.1. 2003 г. – 656 с. (7 экз)

2. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособ. для вузов / под. ред. А.И. Ермакова. - 30-е изд.; испр. - М.: «Интеграл-пресс», 2004. - 728 с. (87 экз.)

3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : доп. М-вом высшего и среднего специального образования СССР в качестве учеб. пособ. для вузов. - исправ. - М. : «Интеграл-пресс», 2004. - 240 с. (86 экз.)

4. 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»)

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

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, спектрофотометры ПЭ 5400, ПЭ2300; анализаторы жидкостей рН-метры «Эксперт-001», ионоселективные электроды, центрифуга ОПН-3 с ротором, магнитные мешалки, рефрактометр, термостат "ТС-80"М2 хроматограф «Цвет 500 М», Электролизная установка ЛЭМ-11043, микросмеситель ПЭ-0137 1.75.45.0032, 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.

При необходимости рабочая программа дисциплины может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для обучения с применением дистанционных образовательных технологий. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).