



**ХИМИЯ:
ЛАБОРАТОРНЫЙ
ПРАКТИКУМ**

МГПУ им. П. Шамякина

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Мозырский государственный педагогический университет
имени И. П. Шамякина»

Кафедра биолого-химического образования

**ХИМИЯ:
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ**

*Рекомендовано учебно-методическим объединением
по профессионально-техническому обучению в качестве пособия
для студентов учреждений высшего образования,
обучающихся по специальности
1-08 01 01 «Профессиональное обучение (по направлениям)»*

Мозырь
МГПУ им. И. П. Шамякина
2021

УДК 54(076.5)
ББК 24.1я73
Х 46

Составители:

Г. Н. Некрасова, старший преподаватель кафедры биолого-химического образования УО МГПУ им. И. П. Шамякина;

Д. В. Некрасов, кандидат технических наук, начальник производства по переработке тяжелых нефтяных остатков ОАО МНПЗ;

А. И. Гридюшко, кандидат педагогических наук, доцент кафедры инженерно-педагогического образования УО МГПУ им. И. П. Шамякина

Рецензент

кандидат технических наук, доцент *А. А. Меженцев*

Химия: лабораторный практикум : пособие / сост.: Г. Н. Некрасова, Д. В. Некрасов, А. И. Гридюшко. – Мозырь : МГПУ им. И. П. Шамякина, 2021. – 88 с.

ISBN 978-985-477-751-1.

Содержание пособия соответствует образовательному стандарту и программе учебной дисциплины «Химия» и ориентировано на обеспечение общей профессиональной подготовки педагогов-инженеров.

В издании отражены цель и задачи дисциплины, изложены краткие теоретические сведения, описана методика проведения эксперимента и выполнения инженерных расчетов, входящих в структуру лабораторной работы, даны необходимые пояснения и правила оформления лабораторной работы. К практикуму прилагаются необходимые справочные материалы и перечень рекомендуемой авторами литературы.

Предназначено студентам специальности 1-08 01 01 Профессиональное обучение (по направлениям), преподавателям.

УДК 54(076.5)
ББК 24.1я73

Учебное издание

ХИМИЯ: ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

Пособие

Составители:

Некрасова Галина Николаевна,
Некрасов Дмитрий Вячеславович,
Гридюшко Анатолий Игнатьевич

Корректор *Е. В. Сузько*

Оригинал-макет *Е. В. Юницкая*

Подписано в печать 05.01.2020. Формат 60×84 1/16. Бумага офсетная. Ризография.
Усл. печ. л. 5,12. Уч.-изд. л. 3,58. Тираж 80 экз. Заказ № 1.

Издатель и полиграфическое исполнение: учреждение образования «Мозырский государственный педагогический университет имени И. П. Шамякина».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя печатных изданий N 1/306 от 22 апреля 2014 г.

Ул. Студенческая, 28, 247777, Мозырь, Гомельская обл. Тел. (8-0236) 24-61-29.

ISBN 978-985-477-751-1

© Некрасова Г. Н., Некрасов Д. В.,
Гридюшко А. И., составление, 2021
© УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2021

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
1 СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ.....	5
2 ОХРАНА ТРУДА ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ.....	10
2.1 Меры предосторожности при работе в лаборатории.....	10
2.2 Реактивы и обращение с ними.....	10
2.3 Порядок выполнения работы.....	11
3 ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ МЕДИЦИНСКОЙ ПОМОЩИ.....	12
4 ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ.....	14
Лабораторная работа № 1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ.....	15
Лабораторная работа № 2 ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	22
Лабораторная работа № 3 СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.....	28
Лабораторная работа № 4 ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И ЕГО СМЕЩЕНИЕ.....	33
Лабораторная работа № 5 КОНЦЕНТРАЦИЯ И ПЛОТНОСТЬ РАСТВОРОВ.....	37
Лабораторная работа № 6 СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА.....	42
Лабораторная работа № 7 ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.....	49
Лабораторная работа № 8 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.....	54
Лабораторная работа № 9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	59
Лабораторная работа № 10 ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ.....	64
ПРИЛОЖЕНИЯ.....	70
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ И РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ....	88

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум составлен в соответствии с учебной программой по дисциплине «Химия»* и предназначен для студентов первого курса дневной и заочной форм получения высшего образования по специальности 1-08 01 01 Профессиональное обучение (по направлениям).

Целью пособия является формирование у будущего педагога-инженера знаний о закономерностях химических процессов, умений и навыков научного экспериментирования, исследовательского подхода к изучению предмета, логического химического мышления.

Каждая лабораторная работа содержит цель, перечень необходимых реактивов и оборудования, краткие теоретические сведения, методику проведения эксперимента, необходимые пояснения.

Предлагаемые для осуществления химические опыты просты в постановке и применении на практике, не требуют редких реактивов и достаточно наглядны. Это позволяет легко усвоить как теоретический, так и практический материал.

Студенты, прежде чем приступить к выполнению работы, должны пройти инструктаж по охране труда, продумать последовательность выполнения работы, подобрать необходимые материалы и оборудование, собрать (если это предусмотрено) прибор или установку.

Отчеты о выполненных лабораторных работах оформляются в отдельной тетради в соответствии с предъявляемыми требованиями. На выполнение каждой работы отводится от 2 до 4 часов учебного времени с учетом обработки полученных результатов. Защита производится в установленные сроки (пример тестовых заданий к лабораторным работам приведен в приложении А). После защиты отчеты подписываются преподавателем и служат документом, подтверждающим успешное выполнение лабораторных работ.

* Химия : учеб. программа учреждения высш. образования по учеб. дисциплине для спец.: 1-08 01 01 Проф. обучение (по направлениям); направление спец.: 1-08 01 01-01 Проф. обучение (машиностроение); 1-08 01 01-05 Проф. обучение (строительство) / УО «Мозыр. гос. пед. ун-т им. И. П. Шамякина» ; [сост. Г. Н. Некрасова] ; утв. 24.06.2019 г. ; рег. № УД-19/11-454 уч.

1 СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Раздел 1 Общие вопросы химии

1.1 Основные химические понятия и законы

Предмет химии. Понятие о материи, веществе и поле. Основные положения атомно-молекулярного учения. Современная система атомных и молекулярных масс. Моль. Молярная масса.

Основные стехиометрические законы химии: закон сохранения массы и закон постоянства состава. Эквивалент. Расчет эквивалентных масс сложных веществ (кислот, оснований, солей) в зависимости от реакций. Закон эквивалентов.

Нормальные условия для газов. Закон Авогадро и его следствия. Парциальное давление газа. Закон парциальных давлений.

Важнейшие классы и номенклатура неорганических веществ. Принципы классификации неорганических веществ. Основы современной номенклатуры неорганических веществ.

1.2 Строение атома

Современные представления о строении атома. Размеры, заряд и масса атомов. Состав атомных ядер. Понятие изотопов, изотонов и изобар. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности. Понятие об электронном облаке. Атомная орбиталь. Волновая функция. Квантовые числа. *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электроны.

Понятия: энергетический уровень и подуровень, электронная оболочка (слой). Взаимное расположение уровней и подуровней по энергии. Принцип Паули и максимальная емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Порядок заполнения атомных орбиталей электронами. Электронные конфигурации и электронно-графические формулы атомов.

1.3 Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева. Структура периодической системы элементов. Понятие периода. Элементы-аналоги. Физический смысл периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Периодическое изменение свойств химических элементов в периодах и группах. Атомные и ионные радиусы. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность. Металлические и окислительные свойства элементов и простых веществ.

1.4 Химическая связь и межмолекулярное взаимодействие

Природа химической связи. Основные параметры химической связи: длина связи, валентный угол, энергия связи.

Основные положения метода валентных связей (МВС).

Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Понятие валентности. Характерные особенности ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость, σ -, π -, и δ -связи. Гибридизация и гибридные орбитали, форма молекул.

Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи.

Металлическая связь. Природа металлической связи. Межмолекулярное взаимодействие. Его типы: ориентационное, индукционное и дисперсионное. Водородная связь.

1.5 Энергетика химических реакций

Внутренняя энергия системы. Типы систем. Тепловой эффект реакции. Экзотермические и эндотермические реакции.

Понятие энтальпии. Стандартная энтальпия образования соединения. Стандартные условия и стандартное состояние. Расчет изменения энтальпии различных процессов. Термохимические законы.

Энтропия системы. Изменение энтропии при фазовых превращениях и в ходе химической реакции. Термохимические уравнения и расчеты.

Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса) и его изменение при химических процессах. Энергия Гиббса образования химических соединений. Понятие о термодинамическом анализе возможности протекания химических процессов.

1.6 Основы химической кинетики

Понятие о гомогенной и гетерогенной системах. Средняя скорость химической реакции. Скорость гомогенной и гетерогенной реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс (ЗДМ). Константа скорости.

Влияние температуры и природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Энергия активации. Понятие катализа. Положительные и отрицательные катализаторы.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Влияние изменения внешних условий (температуры, давления, концентрации) на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье и его значение для оптимизации технологических процессов.

1.7 Растворы

Общие свойства растворов. Раствор как многокомпонентная система. Процессы, сопровождающие образование растворов.

Растворимость. Понятие сольватации и гидратации. Факторы, влияющие на растворимость веществ. Насыщенные, ненасыщенные и пересы-

щенные растворы. Коэффициент растворимости. Свойства разбавленных растворов неэлектролитов. Законы Рауля. Криоскопическая и эбуллиоскопическая константы. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Способы выражения состава растворов. Концентрация растворов в процентах по массе. Молярная и нормальная концентрации. Моляльность раствора. Взаимный переход от одних способов выражения концентрации к другим.

1.8 Водные растворы электролитов

Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса. Диссоциация кислот, оснований и солей в водных растворах.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда. Ступенчатая диссоциация кислот и оснований. Амфотерные электролиты.

Реакции обмена в растворах электролитов и условия их протекания. Произведение растворимости. Условие образования осадка в растворе малорастворимого электролита.

1.9 Гидролиз солей

Электролитическая диссоциация воды. Ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Понятие об индикаторах. Смещение равновесия в водных растворах электролитов.

Понятие гидролиза и гидратации. Различные случаи гидролиза солей: по катиону, по аниону и по катиону и аниону. Запись уравнения гидролиза в молекулярной и ионной формах. Ступенчатый гидролиз.

Степень гидролиза, константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры и природы соли.

1.10 Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительные реакции. Классификация. Процессы окисления и восстановления. Понятие окислителя и восстановителя. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.

Важнейшие окислители и восстановители. Зависимость окислительно-восстановительных свойств атомов элементов от положения элемента в периодической системе элементов и степени его окисления в веществе. Влияние условий на протекание окислительно-восстановительных реакций: концентрации, температуры, реакции среды, активности веществ.

1.11 Электрохимические процессы

Строение двойного электрического слоя на границе электрод-жидкость. Электродные потенциалы металлов. Измерение электродных

потенциалов. Стандартный электродный потенциал. Электрохимический ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста.

Гальванический элемент. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванических элементов. Практическое использование гальванических элементов.

Сущность электролиза. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки положительных и отрицательных ионов на катоде и аноде, соответственно. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми анодами.

Количественные характеристики электролитических процессов. Законы Фарадея. Понятие эффективности электролиза.

2 Специальные вопросы химии

2.1 Химия воды

Вода. Распространение в природе. Изотопный состав.

Строение молекулы воды. Разновидности воды. Природная вода. Питьевая вода. Техническая вода. Лечебные воды.

Химические и физические свойства воды. Аномальность свойств. Вода как растворитель. Гидрофильность и гидрофобность. Замерзание воды и водных растворов в различных условиях.

Химия природных вод. Жесткость воды: временная и постоянная. Способы устранения жесткости воды. Понятие катионита и анионита.

2.2 Свойства металлов

Положение металлов в периодической системе элементов. Особенности строения атомов. Кристаллическая структура металлов. Физические и химические свойства металлов. Взаимодействия различных металлов. Распространение и формы существования металлов в природе. Промышленные способы получения металлов.

2.3 Сплавы

Понятие сплава. Интерметаллические соединения и твердые растворы. Основные виды сплавов и их использование в технике.

Основные способы получения сплавов. Использование сплавов и покрытий в технике. Сплавы на основе черных и цветных металлов.

2.4 Коррозия металлов

Понятие коррозии. Основные виды коррозии. Классификация коррозионных процессов. Факторы, влияющие на коррозию металлов. Электрохимическая коррозия металлов. Катодные и анодные процессы.

Методы защиты металлов от коррозии. Вопросы экономики, связанные с коррозией металлов.

2.5 Полимерные материалы

Полимер. Мономер. Степень полимеризации. Зависимость свойств полимерных материалов от степени полимеризации. Химическая стойкость и старение различных полимерных материалов в условиях эксплуатации.

Реакции полимеризации и поликонденсации. Механизм реакций. Структура и свойства полимеров. Основные представители полимеризационных и поликонденсационных материалов. Особенности внутреннего строения и физико-химические свойства полимеров. Конструкционные пластмассы.

2.6 Первичные источники углеводородов

Первичные источники углеводородов. Нефть. Химический состав. Физические свойства и классификация. Первичная переработка нефти: условия, сущность метода, продукты и их применение. Вторичная переработка нефти: условия, сущность метода, продукты и их применение.

Каменный уголь как источник ароматических углеводородов. Способы переработки, основные продукты и их применение.

Вопросы экономики, связанные с переработкой нефти и каменного угля.

2 ОХРАНА ТРУДА ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

2.1 Меры предосторожности при работе в лаборатории

При работе в химической лаборатории необходимо соблюдать следующие правила.

1. Все опыты с ядовитыми и неприятно пахнущими веществами проводить в вытяжном шкафу.

2. Не нюхать выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду, при определении запаха газа или жидкости осторожно вдыхать воздух, слегка направляя рукой его ток от сосуда к себе.

3. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду, а не наоборот.

4. При налипании реактивов не наклоняться над сосудом во избежание попадания брызг или частиц на лицо или одежду.

5. Не наклоняться над сосудом с нагреваемой жидкостью, так как возможен выброс из сосуда.

6. При нагревании пробирки не направлять ее отверстием к себе или в сторону находящихся рядом коллег.

7. Если на лицо или руки попадут брызги агрессивной жидкости, необходимо смыть их водой; брызги крепкой кислоты следует смыть большим количеством воды, после чего промыть пораженное место разбавленным раствором соды, щелочь смывают водой до тех пор, пока участок кожи, на который она попала, не перестанет быть скользким.

8. Все опыты с летучими легковоспламеняющимися веществами проводить как можно дальше от открытого пламени и, по возможности – в вытяжном шкафу.

9. При тушении загоревшихся бензина, спирта или эфира пользоваться песком, засыпая пламя.

10. При отравлениях или сильных ожогах немедленно обращаться к врачу.

11. После окончания лабораторной работы привести в порядок рабочее место, отключить электрические приборы.

2.2 Реактивы и обращение с ними

При использовании химических реактивов следует придерживаться следующих правил.

1. Реактивы общего пользования нельзя уносить на свое рабочее место.

2. Реактивы, необходимые для работы, выставляются на рабочие столы, а реактивы общего пользования хранятся на специальных полках или в вытяжных шкафах.

3. Если на банке с реактивом нет этикетки или надписи, пользоваться им без указания преподавателя нельзя.

4. Сухие реактивы можно брать роговыми, фарфоровыми или металлическими шпателями, которые должны быть чистыми и сухими.

5. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.

6. Если нет указаний о дозировке реактива для данного опыта, то брать его необходимо в возможно меньшем количестве. Предлагается брать сухое вещество в количестве, закрывающем дно пробирки, а раствор – не более $\frac{1}{8}$ объема пробирки.

7. Излишек реактива не высыпать и не выливать обратно в сосуд, из которого он был взят.

8. Если реактив отбирают пипеткой, то нельзя той же пипеткой брать реактив из другой емкости.

9. Крышки и пробки от реактивных банок и склянок следует класть на стол поверхностью, не соприкасающейся с реактивом.

10. Особую осторожность соблюдать при работе с ядовитыми и огнеопасными веществами.

2.3 Порядок выполнения работы

1. Предварительно изучить соответствующие разделы учебника, записи лекций и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.

2. Не начинать работу, пока не проверено наличие всего необходимого для нее (посуда, приборы, реактивы).

3. Не начинать опыты без разрешения преподавателя.

4. При работе точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в руководстве.

5. Строго соблюдать правила поведения в химической лаборатории, правила техники безопасности и противопожарной безопасности.

6. Внимательно следить за ходом опыта, не отходя от рабочего места, и отмечать все изменения.

7. Запись наблюдений и уравнений протекающих реакций выполнять сразу же после окончания опытов в лабораторном журнале.

8. После окончания работы привести в порядок рабочее место.

3 ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ МЕДИЦИНСКОЙ ПОМОЩИ (в лаборатории)

1. При попадании на кожу (рук, лица и т. д.) концентрированных кислот (серной, азотной, уксусной и т. д.) обожженное место следует немедленно промывать сильной струей воды в течение 3–5 мин, после чего наложить повязку из ваты, смоченной 3 % раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи немедленно обратиться к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей промывать обожженный участок кожи водой до тех пор, пока кожа не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку, смоченную 3 % раствором перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего обратиться к врачу. Глаза промывают водой, затем раствором борной кислоты (при попадании щелочи) или гидрокарбоната натрия (при попадании кислоты). После заключительного ополаскивания глаз чистой водой под веки ввести 2–3 капли раствора альбумида с массовой долей вещества 30 %.

4. При ожоге кожи горячими предметами (стекло, металлы и т. п.) сначала наложить повязку, смоченную 3 % раствором перманганата калия, а затем жирную повязку (мазь от ожогов).

5. При отравлении хлором, бромом, сероводородом необходимо вывести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.

6. Отравление кислотами: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же взвеси оксида магния в воде и снова вызвать рвоту. После этого сделать промывание желудка теплой водой. Общий объем жидкости – не менее 6 л.

7. Отравление щелочами: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же водного раствора уксусной кислоты с массовой долей вещества 2 % и снова вызвать рвоту. После этого сделать промывание желудка теплой водой.

8. Отравление фенолом: выпить 4–5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же розового раствора перманганата калия и снова вызвать рвоту. Третье промывание сделать водным раствором этанола с массовой долей вещества 5 % (объем не менее 1 л).

9. Отравление парами брома: нюхать с тампона нашатырный спирт, затем промыть слизистые оболочки носа и горла водным раствором гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2 %.

10. Ожоги 1-й степени: обработать этиловым спиртом и наложить сухую стерильную повязку.

11. Ожоги едким веществом: удалить едкое вещество с кожи стряхиванием или снятием пинцетом, сухой бумагой или стеклянной палочкой.

12. Ожоги растворами кислот или щелочей: смыть вещества после стряхивания видимых капель под струей воды.

13. Ожоги негашеной известью: снимать известь следует пинцетом или тампоном, смоченным минеральным или растительным маслом. Запрещается пользоваться водой. После удаления с кожи травмирующего вещества пораженный участок обрабатывают раствором уксусной кислоты или гидрокарбоната натрия с массовой долей вещества 2%. Затем ополаскивают водой и накладывают повязку с фурацилином.

14. Ожоги йодом или жидким бромом: вещество удаляют с кожи этиловым спиртом и накладывают примочку из раствора гидрокарбоната натрия.

МГТУ ИМ. И.П.ШВАБИНА

4 ОФОРМЛЕНИЕ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

1. Все запланированные работы выполняются группами (состав группы – 2–3 человека – является постоянным в течение всего семестра) в соответствии с лабораторным практикумом.

2. Результаты выполненной работы заносятся в индивидуальный рабочий журнал (лабораторная тетрадь) по установленной форме.

3. **Каждый студент обязан вести свой лабораторный рабочий журнал (тетрадь), являющийся отчетом о проделанной работе.** Записи в журнал необходимо вносить аккуратно и разборчивым почерком.

4. На обложке тетради записываются фамилия студента и номер группы. Страницы тетради с правой стороны должны иметь поля шириной 3–4 см для замечаний преподавателя.

5. Перед каждым лабораторным занятием студент должен самостоятельно изучить теоретический материал по учебнику, конспекту лекций, прочитать описание лабораторной работы и подготовить форму отчета.

6. Запись наблюдений и результатов испытания производится в лабораторном журнале непосредственно после окончания опыта.

7. Текст пишут только ручкой лаконично, аккуратно, полными словами без сокращений, за исключением сокращений, установленных СИ.

8. Категорически запрещается делать записи карандашом и на черновиках.

9. Все расчеты должны производиться в лабораторном журнале.

10. **Отчет по лабораторной работе должен содержать:** дату, название темы и номер лабораторной работы; цель работы и перечень используемых приборов и материалов; краткие теоретические сведения и методику выполнения работы с указанием исходных веществ; схему или рисунок установки и результаты наблюдений; уравнения протекающих реакций, расчеты и выводы.

11. Ответы на контрольные вопросы и задачи представляются студентами в письменной или устной форме в соответствии с заданием преподавателя.

12. Приводимые в ходе решения (или ответа) значения каждого из используемых физико-химических параметров должны сопровождаться единицами измерения (за исключением безразмерных величин).

Для получения допуска к зачету или экзамену по дисциплине необходимо представить в письменном виде результаты всех запланированных работ с выполненными контрольными заданиями.

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА МЕТОДОМ ВЫТЕСНЕНИЯ

Цель работы: усвоить понятия эквивалент и молярная масса эквивалента, ознакомиться с методикой определения молярной массы эквивалента металла и научиться рассчитывать молярные массы эквивалентов различных веществ.

Реактивы и материалы: навеска металла (магний, цинк, железо); 2 молярный (2 М) раствор серной (или соляной) кислоты.

Приборы и посуда: технические весы; прибор для определения молярной массы эквивалента металла; термометр (комнатный), барометр.

Содержание отчета

1. Начертить схему прибора для определения химического эквивалента металла.
2. Рассчитать объем выделившегося водорода (нормальные условия, н. у.).
3. Рассчитать молярную массу эквивалента металла.
4. Определить относительную и абсолютную погрешность опыта.
5. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

Элементы, входящие в состав химических соединений, находятся между собой в определенных и постоянных отношениях масс (закон постоянства состава). Эти отношения соответствуют их эквивалентам.

Эквивалент – это некая реальная или условная частица, способная присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентной одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

В общем случае эквивалент любого вещества может быть записан:

$$\left[\left(\frac{1}{z^*} \right) X \right],$$

где z^* – число эквивалентности, равное тому количеству ионов водорода в кислотно-основных реакциях или электронов в окислительно-восстановительных реакциях, которое эквивалентно частице X .

Для кислот, оснований или солей z^* – равно соответственно, основности, кислотности или количеству элементарных зарядов катионов

или анионов, а для элемента – степени окисления, проявляемой им в данном соединении.

Величина, обратная числу эквивалентности z^* , часто называется **фактором эквивалентности**:

$$f_{\text{эkv}} = \frac{1}{z^*} .$$

Количество вещества в граммах, численно равное его эквиваленту, называется грамм-эквивалентом:

$$\text{Э} = \frac{A_r}{\text{валентность}} .$$

Таким образом, зная атомный вес и валентность элемента, можно вычислить **теоретическое значение** его химического эквивалента.

У элементов с постоянной валентностью (натрий, калий, алюминий) эквивалент – величина постоянная, а с переменной валентностью – величина переменная. Например, эквивалентная масса хрома в CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 соответственно будет равна 26 г-эkv, 17,33 г-эkv, 8,67 г-эkv.

Масса 1 моль вещества эквивалента называется **молярной массой эквивалента** и представляет собой отношение массы вещества к количеству вещества эквивалента:

$$M[(1/z^*)X] = \frac{m}{n[(1/z^*)X]} .$$

На основании понятия химического эквивалента был сформулирован **закон эквивалентов**: все вещества взаимодействуют между собой в весовых количествах, пропорциональных их молярным массам эквивалентов. Например, водород образует ряд химических соединений с другими элементами в строго определенных весовых отношениях, например: с кислородом – 1,008 : 8, с хлором – 1,008 : 35,5, с натрием – 1,008 : 23, с кальцием – 1,008 : 20. Указанные количества кислорода, хлора, натрия и кальция есть их молярные массы эквивалентов.

Молярная масса эквивалента сложного вещества может иметь несколько значений и зависит от типа реакции, в которую вступает вещество.

Молярная масса эквивалента основания равна:

$$M_{\text{эkv}} = \frac{M_{\text{Oc}}}{z^*} ,$$

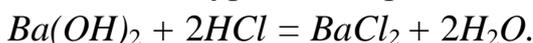
где M_{Oc} – молярная масса основания.

Для оснований z^* равно числу гидроксильных групп (OH) в формульной единице основания, которое замещается в данной реакции кислотными остатками.

Пример 1. Определить молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) гидроксида бария $Ba(OH)_2$ в кислотно-основной реакции.

Решение.

1. Составим уравнение реакции, в которой HCl находится в избытке.



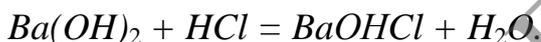
В данной реакции участвуют два катиона водорода (H^+). Одному катиону водорода эквивалентна условная частица $Ba(OH)_2$, поэтому в данной реакции $z^* = 2$. Тогда молярная масса эквивалента $Ba(OH)_2$ равна:

$$M_{\text{экв}}(Ba(OH)_2) = \frac{M(Ba(OH)_2)}{z^*}.$$

$$M(Ba(OH)_2) = 137 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 171 \text{ г/моль}.$$

$$M_{\text{экв}}(Ba(OH)_2) = \frac{171}{2} = 85,5 \text{ г/моль}.$$

2. Составим уравнение реакции, в которой HCl находится в недостатке.



В этой реакции участвует один катион водорода, которому будет соответствовать 1 формульная единица $Ba(OH)_2$, поэтому $z^* = 1$. Тогда молярная масса эквивалента $Ba(OH)_2$ в данной реакции равна:

$$M_{\text{экв}}(Ba(OH)_2) = \frac{171}{1} = 171 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса эквивалента кислоты равна:

$$M_{\text{экв}} = \frac{M_K}{z^*},$$

где M_K – молярная масса кислоты.

Для кислот z^* равно числу ионов водорода (H^+) в формульной единице кислоты, которое замещается в реакции на металл. Например:

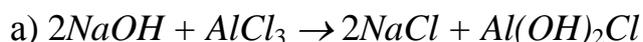


Молярная масса эквивалента соли равна:

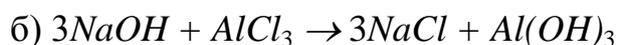
$$M_{\text{экв}} = \frac{M_C}{z^*},$$

где M_C – молярная масса соли.

Для солей z^* равно числу эквивалентов того вещества, которое взаимодействует в данной реакции с солью (или произведению количества катионов в формуле на формальный заряд катиона.). Например:



$$M_{\text{экв}}(AlCl_3) = 133,4 / 2 = 66,7 \text{ г/моль};$$



$$M_{\text{экв}}(AlCl_3) = 133,4 / 3 = 44,4 \text{ г/моль}.$$

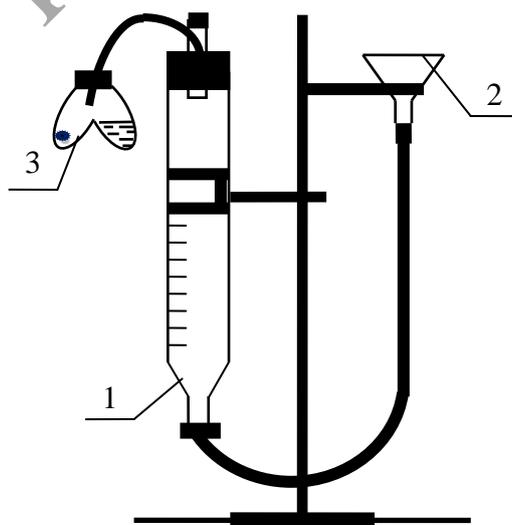
Опытным путем определить молярную массу эквивалента вещества можно различными методами. В данной работе химический эквивалент элемента определяют методом вытеснения водорода из кислоты, который основан на измерении объема водорода, выделяющегося из кислоты при действии на неё металла: объем водорода и масса металла пропорциональны их молярным массам эквивалентов.

Порядок выполнения работы

Химический эквивалент металла определяют с помощью прибора, изображенного на рисунке 1.

Прибор состоит из бюретки (1), соединенной посредством резиновых трубок с воронкой (2) и V-образной пробиркой (3). Бюретка и пробирка плотно закрыты пробками, через которые проходят стеклянные трубки.

Вначале необходимо определить цену деления измерительной бюретки. Цифры на бюретке обозначают объем в кубических сантиметрах. Показания бюретки снимаются по нижнему мениску жидкости, причем уровень жидкости и глаз наблюдателя должны быть на одной горизонтали.



1 – бюретка, 2 – воронка, 3 – V-образная пробирка (пробирка Оствальда)

Рисунок 1. – Прибор для определения химического эквивалента

Перед началом опыта прибор необходимо проверить на герметичность. Для этого в бюретку налейте воды, которая заполнит резиновую трубку, соединяющую бюретку с воронкой. Затем бюретку закройте пробкой и отметьте уровень воды в ней. Передвижением кольца штатива опустите или поднимите воронку на 10–15 см. Если уровень воды в бюретке не меняется, то прибор герметичен, и можно приступить к опыту. Если же уровень воды в бюретке меняется, то необходимо плотнее закрыть пробками бюретку и пробирку, снова проверить на герметичность и т. д.

Навеску металла брать в количестве 0,03–0,06 г.

Налейте через воронку в бюретку воды до нулевого деления. Плотнo закройте отверстие бюретки пробкой со стеклянной трубкой. В одну часть пробирки поместите навеску металла. Другую часть сосуда через воронку наполните на две трети объема (примерно 5 мл) кислотой. Присоедините пробирку к прибору, плотно закрыв его пробкой. Затем передвижением воронки приведите воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню.

До начала опыта отметьте и запишите в журнал уровень воды в бюретке с точностью до 0,1 мл и условия проведения определения: температуру и барометрическое давление.

Приведите в контакт кислоту и металл, осторожно наклоняя сосуд, произойдет реакция. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки. После полного растворения металла подождите 5–8 минут, чтобы газ принял комнатную температуру. Затем снова установите на одной высоте уровень воды в бюретке и воронке. При этом внутри прибора создается давление, равное давлению наружного воздуха. По положению нижнего края мениска запишите в журнал уровень воды в бюретке после опыта. Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 1.

Расчеты на основе полученных данных выполните в следующей последовательности.

1. Подсчитайте объем вытесненного водорода по разности уровней воды в бюретке: $V = V_2 - V_1$.

2. Приведите этот объем к нормальным условиям:

$$V_{H_2} = \frac{(p-h) \cdot T_0 \cdot V}{T \cdot p_0},$$

где T_0 – нормальная абсолютная температура (273 К);

p_0 – нормальное атмосферное давление (760 мм рт. ст.);

h – давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой (приложение Б).

Примечание: поправку h вводят вследствие того, что общее давление на воду является суммой парциальных давлений водорода и паров воды.

Таблица 1. – Результаты опыта

Наблюдения	Полученные данные
1. Навеска металла, m (г)	
2. Уровень воды в бюретке до опыта, V_1 (мл)	
3. Уровень воды в бюретке после опыта, V_2 (мл)	
4. Объем выделившегося водорода, V (мл)	
5. Температура опыта, T (К)	
6. Барометрическое давление, p (мм рт. ст.)	
7. Объем водорода при н. у., V_{H_2} (мл)	
8. Теоретический эквивалент, $M_{\text{экв.теор.}}$ (Г/МОЛЬ)	
9. Экспериментальный эквивалент, $M_{\text{экв.эксп.}}$ (Г/МОЛЬ)	
10. Процент ошибки: $P_{\text{отн.}}$ (%) $P_{\text{абс.}}$ (Г-ЭКВ/МОЛЬ)	

3. Вычислите экспериментальное значение молярной массы эквивалента металла:

$$M_{\text{экв.эксп.}} = \frac{m \cdot V_{\text{Э}}}{V_{H_2}},$$

где $V_{\text{Э}}$ – эквивалентный объем водорода, равный 11200 мл.

4. Сравните значение молярной массы эквивалента металла, найденное опытным путем, с теоретически подсчитанным, вычислив относительную и абсолютную погрешность опыта:

$$P_{\text{отн.}} = \frac{|M_{\text{экв.теор.}} - M_{\text{экв.эксп.}}|}{M_{\text{экв.теор.}}} \cdot 100\% ;$$

$$P_{\text{абс.}} = M_{\text{экв.теор.}} - M_{\text{экв.эксп.}}$$

5. Сформулируйте и запишите вывод. Укажите возможные источники ошибки опыта.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 1

1. Что такое основность кислоты и кислотность основания?
2. Назовите вещества: $KMnO_4$, ZnS , $LiHSO_3$, $CaOHF$, $Al(OH)_2Cl$, NaH_2PO_4 .
3. Составьте химические формулы веществ: гидроксида галлия, сульфата никеля (II), нитрита кальция, фосфата калия, арсената натрия.
4. Определите массовую долю хрома в его оксидах: Cr_2O_3 и CrO_3 .
5. Поясните понятие аллотропии. Приведите примеры.
6. Рассчитайте массу 6 моль гидроксида натрия?
7. Укажите агрегатное состояние вещества, к которому применим закон Гей-Люссака. Вычислите эквивалентный объем кислорода, условия нормальные (н. у.). Ответ: $5,6 \text{ дм}^3/\text{моль}$.
8. Сформулируйте основные следствия из закона Авогадро.
9. Рассчитайте эквиваленты:
 - а) H_3AsO_4 ; $Fe_2(SO_4)_3$; $Zn(OH)_2$;
 - б) H_2SiO_3 ; $MgSO_3$; NH_4OH ;
 - в) H_3PO_4 ; $Cu(NO_3)_2$; $Ca(OH)_2$;
 - г) $HClO_4$; $Al(NO_3)_3$; $Cu(OH)_2$.
10. Определите эквивалентные массы кислот и оснований в следующих реакциях:
 - а) $HNO_3 + Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(OH)NO_3 + H_2O$;
 - б) $3H_2SO_4 + 2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$;
 - в) $H_2SO_3 + NaOH \rightarrow NaHSO_3 + H_2O$;
 - г) $Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow CaOHCl + H_2O$.
11. При сжигании 2,28 г металла было получено 3,78 г его оксида. Определите молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) металла. Ответ: $12,16 \text{ г/моль}$.
12. Из 1,3 г гидроксида металла получается 2,85 г его сульфата. Вычислите эквивалентную массу металла. Ответ: 9 г/моль .
13. Некоторый металл массой 1,0 г соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найдите эквивалентные массы брома и металла, зная, что эквивалентная масса серы равна $16,0 \text{ г/моль}$. Ответ: 80 г/моль ; 9 г/моль .
14. При сгорании 20 г фосфора образуется 45,8 г фосфорного ангидрида. Определите эквивалентную массу фосфора. Ответ: $6,2 \text{ г/моль}$.
15. На восстановление 56,08 г оксида металла потребовалось 22,4 л водорода, измеренного при н. у. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Ответ: $28,04 \text{ г/моль}$; $36,04 \text{ г/моль}$.

Лабораторная работа № 2

ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: научиться собирать простейший прибор для определения теплового эффекта реакции и освоить приемы расчета энтальпии реакции нейтрализации.

Реактивы и материалы: 1 н. раствор гидроксида натрия; 1 н. раствор соляной кислоты.

Приборы и посуда: два химических стакана объемами 100 мл и 500 мл; термометр с ценой деления 0,1 °С; воронка; мешалка; мерный цилиндр.

Содержание отчета

1. Начертить схему прибора для определения теплового эффекта реакции.
2. Рассчитать количество теплоты, выделившееся в калориметре.
3. Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации на 1 моль вещества.
4. Определить относительную погрешность опыта.
5. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

При химических реакциях происходит не только изменение химического состава вещества, но и изменение запаса химической энергии системы.

Если вещества, образующиеся при реакции, обладают меньшим запасом химической энергии, чем вещества, вступающие в реакцию, то в результате выделяется энергия (наиболее часто в виде тепловой энергии). Такие реакции называются *экзотермическими*.

Если вещества, образующиеся при реакции, обладают большим запасом химической энергии, чем вещества, вступающие в реакцию, то для протекания этой реакции необходимо затратить энергию. Такие реакции называются *эндотермическими*.

Раздел химии, изучающий энергетические эффекты химических реакций, называется *термохимией*.

Тепловым эффектом химической реакции называется количество энергии, выделяемое или поглощаемое системой в ходе реакции, идущей при постоянной температуре и постоянном давлении, и отнесенное к взаимодействию такого числа молей вещества, которое указано в уравнении реакции.

Тепловой эффект реакции в термохимии обозначается Q . Изучением энергетических эффектов не только химических, но и вообще различных

процессов занимается термодинамика. В термодинамике изменение энергетического состояния системы описывается с помощью значения энтальпии ΔH^0_{298} (кДж/моль).

Чтобы отразить энергетические изменения, происходящие при химических реакциях, пользуются термохимическими уравнениями, в которых величина выделяющейся энергии записывается в правой части равенства со знаком плюс, а поглощаемой – со знаком минус.

Термохимическое уравнение записывается в следующей форме:



Энергетическое состояние каждого сложного вещества может быть охарактеризовано теплотой образования этого вещества.

Теплотой образования сложного вещества (энтальпией образования) называется количество энергии, выделяемое или поглощаемое при образовании одного моль сложного вещества из простых веществ.

Все термохимические расчеты основаны на двух законах термохимии.

Согласно **первому закону** (Лавуазье и Лапласа), теплоты образования и разложения одного и того же сложного вещества равны по абсолютной величине, но обратны по знаку.

Второй закон (Гесса): тепловой эффект химической реакции не зависит от того, во сколько стадий протекает данная реакция, а зависит только от начального и конечного состояния системы.

Из второго закона термохимии следует вывод: тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования реагирующих веществ с учетом стехиометрических коэффициентов, стоящих в уравнении реакции. Согласно следствию из закона Гесса:

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum \Delta H^0_{298}(\text{прод}) - \sum \Delta H^0_{298}(\text{реаг}),$$

где $H^0_{298}(\text{прод})$ – сумма энтальпий продуктов реакции;

$H^0_{298}(\text{реаг})$ – сумма энтальпий реагирующих веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов).

Положительное значение системы (ΔH) получается в том случае, когда $H^0_{298}(\text{прод}) > H^0_{298}(\text{реаг})$, т. е. когда система поглощает энергию в ходе процесса. Отрицательное значение системы (H^0_{298}) – в том случае, если энергия выделяется, т. е. когда $H^0_{298}(\text{прод}) < H^0_{298}(\text{реаг})$.

На основании сказанного выше следует, что для экзотермических реакций $H^0_{298} < 0$, а для эндотермических – $H^0_{298} > 0$.

Самопроизвольно могут протекать реакции, сопровождающиеся не только выделением, но и поглощением тепла. Критерием принципиальной возможности протекания реакции при данных условиях является изобарно-изотермический потенциал или *энергия Гиббса*.

Энергия Гиббса ΔG^0_{298} (кДж/моль) является функцией состояния системы и выражается соотношением:

$$\Delta G = \Delta H_{реак} - T \cdot \Delta S_{реак}$$

где $\Delta H_{реак}$ – тепловой эффект реакции, кДж/моль;

$\Delta S_{реак}$ – изменение энтропии в ходе реакции, Дж/моль·К;

T – температура, К.

Самопроизвольно протекающие процессы идут в сторону уменьшения потенциала и, в частности, в сторону уменьшения ΔG .

Если $\Delta G^0_{298} < 0$, процесс принципиально осуществим при данных условиях; если $\Delta G^0_{298} > 0$, процесс самопроизвольно происходить не может; если $\Delta G^0_{298} = 0$, в системе устанавливается равновесие.

В данной работе тепловой эффект реакции определяют количеством теплоты, выделившейся при полной нейтрализации сильной кислоты сильной щелочью.

Реакции нейтрализации кислот щелочами являются экзотермическими реакциями. В реакциях нейтрализации моль-эквивалент любой сильной кислоты нейтрализуется сильным основанием. В достаточно разбавленных водных растворах реакция нейтрализации для удобства проводится при $T = 298$ К и сопровождается почти одинаковым экзотермическим тепловым эффектом, равным $\Delta H_{нейтр} = -55,9$ кДж/моль (теплота образования воды).

Постоянство значений теплоты реакций нейтрализации различных по составу сильных кислот и оснований, полностью диссоциированных в водных растворах, связано с тем, что в системах протекают одинаковые процессы, завершающиеся образованием воды.

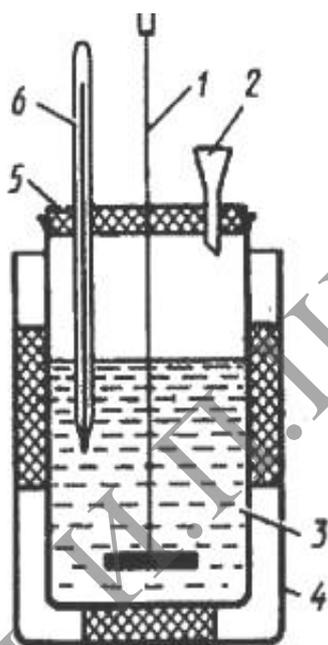
Метод основан на измерении температуры, которая возрастает при взаимодействии сильной кислоты и сильного основания.

Порядок выполнения работы

Для определения теплоты нейтрализации и расчета теплового эффекта реакции используют бытовой термос или калориметр вместимостью 500 мл.

Простейший калориметр можно изготовить в лабораторных условиях. Для этого берут два обыкновенных химических лабораторных стакана

емкостью 100 мл и 500 мл (рисунок 2). Меньший стакан вставляют в больший так, чтобы верхние края обоих стаканов лежали в одной плоскости, а свободное пространство между ними было одинаково. Это пространство заполняют легким теплоизоляционным материалом. Сосуд (калориметр) закрывают пробкой или плотно подогнанной крышкой с отверстиями, в которые вставлены воронка, мешалка и ртутный термометр. Последний должен быть вставлен так, чтобы ртутный шарик находился от дна на расстоянии 15–20 мм.



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

Рисунок 2. – Схема калориметра

В сухой внутренний стакан калориметра отмерьте из бюретки 30 мл 1 н. раствора гидроксида натрия. В другой такой же сухой стакан отмерьте из бюретки 30 мл 1 н. раствора соляной кислоты.

Измерьте и запишите температуру растворов соляной кислоты и щелочи. Не вынимая термометра, быстро прилейте кислоту к щелочи, осторожно перемешайте раствор мешалкой и отметьте температуру раствора.

Перелейте раствор из калориметра в мерный цилиндр и запишите полученный объем.

Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 2.

Таблица 2. – Результаты опыта

Наблюдения	Полученные данные
1. Температура гидроксида натрия, t_1 (°C)	
2. Температура соляной кислоты, t_2 (°C)	
3. Объем гидроксида натрия, $V_{щ}$ (мл)	
4. Концентрация гидроксида натрия, $C_{щ}$ (моль/л)	
5. Температура раствора после нейтрализации, t (°C)	
6. Объем раствора после нейтрализации, V (мл)	
7. Удельный вес раствора, d (г/мл)	1
8. Теплоемкость раствора, C (кДж/моль)	4,19
9. Экспериментальная энтальпия реакции, ΔH (кДж/моль)	
10. Процент ошибки: $P_{отн.}$ (%) $P_{абс.}$ (кДж/моль)	

Расчеты на основе полученных данных выполнить в следующей последовательности.

1. Рассчитайте приращение температуры раствора:

$$\Delta T = t - \frac{(t_1 + t_2)}{2}.$$

2. Рассчитайте количество теплоты, выделившееся в калориметре:

$$q = V \cdot d \cdot C \cdot \Delta T.$$

3. Вычислите тепловой эффект реакции нейтрализации, пересчитав выделившую теплоту на 1 г-экв. (учесть, что $\Delta H = -Q$) по формуле:

$$\Delta H = -\frac{4,19 \cdot q}{V_{щ} \cdot C_{щ}}.$$

4. Определите погрешность опыта (лабораторная работа № 1), если истинное значение теплового эффекта реакции нейтрализации составляет $\Delta H^0_{298} = -55,898$ кДж/моль.

5. Сформулируйте и запишите вывод. Укажите возможные источники ошибки опыта.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 2

1. Какие факторы влияют на тепловой эффект химической реакции?
2. Как изменяется энтропия в открытых системах?
3. В каких единицах измеряется энтропия и энтальпия системы?
4. Каковы условия (давление, температура, концентрация и др.) для определения стандартной теплоты образования веществ?
5. При горении 1 моль вещества выделяется 500 кДж теплоты. Какое количество теплоты выделится при горении 5 моль вещества?
6. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода CS_2 (г). Напишите уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект, используя данные приложения В. Ответ: 41,31 кДж.
7. При соединении 21 г железа с серой выделилось 36,54 кДж. Вычислите теплоту образования сульфида железа. Ответ: -97,44 кДж.
8. Напишите термохимическое уравнение реакции горения 1 моль этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования этилового спирта, если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж теплоты. Ответ: -277,56 кДж.
9. При сгорании газообразного NH_3 образуются пары воды и оксид азота NO (г). Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите ее тепловой эффект в расчете на 1 моль NH_3 . Ответ: -226,2 кДж.
10. Назовите вещества:
 - а) $NaAlO_2$; H_2S ; $CuOHCl$;
 - б) $Ca(HSO_3)_2$; $Ni(OH)_2$; $HMnO_4$;
 - в) Fe_2O_3 ; $Ga(OH)_3$; Na_2ZnO_2 ;
 - г) $(FeOH)_2Cl$; $HBrO_3$; $CsNO_3$.
11. При растворении 16 г CaC_2 в воде выделяется 31,3 кДж теплоты. Определите стандартную теплоту образования $Ca(OH)_2$. Сформулируйте следствие из закона Гесса. Ответ: -986,33 кДж/моль.
12. Определите количество теплоты, выделяющейся при гашении 100 кг извести водой при 25 °С. Ответ: -117 кДж.
13. Определите стандартную теплоту образования C_2S , если известно, что $C_2S(г) + 3O_2(г) = CO_2(г) + 2SO_2(г)$, $H_{реак} = -1075$ кДж. Ответ: 87,69 кДж.
14. Вычислите тепловой эффект реакции: $Al_2O_3(к) + 3SO_3(г) = Al_2(SO_4)_3(к)$, если известны стандартные теплоты образования веществ. Ответ: -573,4 кДж.

Лабораторная работа № 3

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: приобрести практические навыки определения скорости гомогенных реакций и изучить влияние различных факторов на скорость химической реакции.

Реактивы и материалы: раствор тиосульфата натрия; разбавленная серная кислота; мел и 0,1 н. раствор соляной кислоты.

Приборы и посуда: плитка электрическая; штатив с пробирками; цилиндры, мензурки; секундомер; термометр на 100 °С.

Содержание отчета

1. Описать все наблюдаемые изменения, сопровождающие каждую из проводимых реакций.
2. Начертить график зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
3. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

Химические реакции, как и любые другие процессы, протекают во времени и поэтому характеризуются той или иной скоростью. Некоторые реакции протекают настолько быстро, что их считают практически мгновенными. Это большинство реакций между кислотами, солями и основаниями в водных растворах. Другие реакции, наоборот, протекают настолько медленно, что для их завершения нужны годы; к ним относится большинство реакций с органическими веществами.

Скорость реакции измеряется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Различают скорость реакции в гомогенной и гетерогенной системах.

Гомогенной называется система, состоящая из веществ, находящихся в одном агрегатном состоянии (жидкость – жидкость; газ – газ).

Гетерогенной называется система, состоящая из веществ, находящихся в различных агрегатных состояниях (жидкость – газ; твердое – газ). В этих системах при прочих равных с гомогенными системами условиях скорость химических реакций будет зависеть от величины поверхности раздела, на которой происходит реакция, в частности от степени измельчения вещества.

В общем случае **скорость химической реакции в гетерогенных системах** пропорциональна поверхности соприкосновения реагирующих

веществ. По этой причине порошки значительно скорее окисляются кислородом, чем массивные куски; мелкораздробленный мрамор быстрее реагирует с соляной кислотой, чем его крупные куски. Помимо этого, значительное влияние на скорость оказывают продолжительность удаления продуктов реакции с поверхности твердого вещества, диффузия веществ, разогревание тех участков твердого вещества, где происходит реакция.

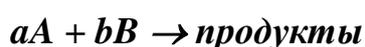
Изучение различных химических процессов показало, что скорость химических реакций *зависит* от качества и количества реагирующих веществ, а также от условий, в которых протекают реакции: температуры, давления, присутствия катализаторов, наличия примесей и др.

Скорость химических реакций легко объясняется из молекулярно-кинетических представлений. Для взаимодействия молекул необходимо их столкновение. Чем чаще столкновение молекул, тем больше скорость химических реакций. Число же столкновений зависит от температуры и концентрации реагирующих молекул.

Однако следует отметить, что взаимодействие молекул происходит при столкновении не любой их пары, а только молекул, обладающих в момент столкновения повышенным запасом энергии. Такие молекулы получили название *активных молекул*. Минимальная энергия, необходимая для перехода молекул в активное состояние, называется *энергией активации*.

Для элементарных (простых) реакций, протекающих в 1 стадию, **справедлив закон действующих масс (ЗДМ)** – основной закон химической кинетики, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам, стоящим перед формулами соединений, участвующих в химической реакции. Закон был сформулирован норвежскими учеными К. М. Гульдбергом и П. Вааге в 1864–1867 гг.

Например, для элементарной реакции, протекающей по схеме:



математическое выражение закона действия масс запишется:

$$v = k \cdot C_A^a \cdot C_B^b,$$

где k – константа скорости химической реакции;

C_A и C_B – молярные концентрации вещества A и B , соответственно, моль/л;

a и b – стехиометрические коэффициенты.

Физический смысл константы скорости химической реакции: константа скорости химической реакции численно равна скорости реакции, в которой произведение концентраций реагирующих веществ равно единице. Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, катализатора, площади поверхности раздела (для гетерогенных реакций). Кинетику различных реакций сопоставляют по значениям констант скоростей, а не самих скоростей, поскольку последние представляют собой переменные величины, связанные с изменением концентрации веществ во время реакции.

При повышении температуры увеличивается число активных частиц, следовательно, и число их столкновений в единицу времени. Согласно **правилу Вант-Гоффа** для большинства реакций повышение температуры на каждые 10 °С вызывает увеличение скорости в 2–4 раза.

Большое влияние на скорость химической реакции оказывают **катализаторы** – химические вещества, реагирующие по крайней мере с одним из веществ, вступающих в реакцию. Различают положительные (увеличивающие скорость химической реакции) и отрицательные (замедляющие скорость химической реакции – ингибиторы) катализаторы.

Изменение скорости химической реакции в присутствии катализатора называется **катализом**. Каталитическая реакция отличается от некаталитической тем, что:

- а) введение катализатора приводит к изменению пути реакции;
- б) реакции с участием реагентов и катализатора протекают с большей (меньшей) скоростью;
- в) сумма реакций каталитического цикла соответствует некаталитической реакции.

К важнейшим катализаторам относятся: Pt , Cu , Ni , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , H_2O , CuO , алюмосиликаты (крекинг нефти и нефтепродуктов) и другие.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние площади поверхности раздела фаз на скорость химической реакции в гетерогенной системе.

Возьмите два одинаковых кусочка мела, один из них стеклянной палочкой измельчите в порошок.

В одну пробирку опустите кусочек мела, а в другую – порошок. Одновременно в обе пробирки добавьте по 1–2 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты. Наблюдайте, что происходит.

Составьте уравнение взаимодействия карбоната кальция и соляной кислоты. Объясните, почему скорость протекания реакции в этих двух случаях различна.

Опыт 2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

К 1 н. раствору тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3$) прилейте 2 н. раствор серной кислоты. Наблюдайте помутнение раствора, которое вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Сера вначале появляется в мелкоизмельченном состоянии, что можно обнаружить по голубоватой опалесценции, которая через некоторое время переходит в явную муть.

Скорость реакции при постоянной температуре зависит от концентрации тиосульфата натрия. Она определяется как величина обратно пропорциональная времени, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора.

Для количественного опыта возьмите три сухие пробирки, пронумеруйте их и выполните опыт, руководствуясь следующим:

- в первую пробирку отмерьте 9 мл раствора тиосульфата натрия;
- во вторую пробирку – 6 мл раствора $Na_2S_2O_3$ и 3 мл воды;
- в третью пробирку – 3 мл раствора $Na_2S_2O_3$ и 6 мл воды.

В три другие пробирки налейте по 3 мл серной кислоты. Для растворов тиосульфата натрия и серной кислоты пользуйтесь *различными мензурками*.

В каждую пробирку с раствором $Na_2S_2O_3$ прилейте приготовленную серную кислоту и определите время с момента добавления H_2SO_4 до помутнения раствора в каждой пробирке. Секундомер пускайте в ход в момент вливания кислоты.

Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 3.

Приняв концентрацию тиосульфата натрия в первой пробирке за единицу, *постройте графическую зависимость* относительной скорости химической реакции ($v = 1 / \tau$) от условной концентрации $Na_2S_2O_3$.

Таблица 3. – Результаты опыта

Наблюдения	Полученные данные		
	1 пробирка	2 пробирка	3 пробирка
Объем раствора $Na_2S_2O_3$, мл (а)	9	6	3
Объем H_2O , мл (б)	-	3	6
Объем раствора H_2SO_4 , мл	3	3	3
Общий объем раствора			
Условная концентрация $Na_2S_2O_3$, $a / (a + б)$			
Время протекания реакции, τ , с			
Скорость реакции $v = I / \tau$			

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 3

- Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
- Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе при повышении температуры на $60^\circ C$, если температурный коэффициент скорости данной реакции равен двум?
- Во сколько раз изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при увеличении концентрации NO в два раза?
- В гомогенной системе $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ равновесные концентрации исходных веществ (моль/л): $[CO] = 0,2$; $[Cl_2] = 0,3$; $[COCl_2] = 1,2$. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации Cl_2 и CO .
- Реакция идет по уравнению: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$. Концентрации исходных веществ до начала реакции были $[N_2] = 0,049$ моль/л, $[O_2] = 0,01$ моль/л. Вычислите концентрацию этих веществ, когда $[NO] = 0,005$ моль/л.
- Напишите математическое выражение скорости реакции, протекающей по уравнению: $2Ca + O_2 \rightarrow 2CaO$.
- Действием каких факторов можно сместить равновесие указанной реакции вправо: $C + H_2O (\text{пар}) = CO + H_2$ $Q = -129,9$ кДж?
- Во сколько раз изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$ при увеличении концентрации NO и O_2 – каждой в три раза?
- Окисление серы до высшего оксида протекает через стадию образования оксида серы (IV). Запишите соответствующие уравнения реакций и поясните, как изменится скорость этих реакций, если объем систем уменьшить в 4 раза.

Лабораторная работа № 4

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ И ЕГО СМЕЩЕНИЕ

Цель работы: изучить влияние концентрации реагирующих веществ и температуры на смещение химического равновесия.

Приборы и посуда: штатив с пробирками; спиртовка; держатель для пробирок; колба.

Реактивы и материалы: крахмал; раствор йода; 0,1 н. раствор хлорида железа и 0,1 н. раствор роданида калия.

Содержание отчета

1. Написать выражение для констант равновесия исследованных систем.
2. Описать все наблюдаемые изменения, сопровождающие каждую из проводимых реакций.
3. Ответить на вопросы, поставленные в опытах.
4. Сделать вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ и температуры на смещение химического равновесия.

Краткие теоретические сведения

Все химические процессы можно разделить на два типа: обратимые и необратимые.

Необратимые реакции – это реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции и удаляются из системы. Реакция является необратимой, если образуется малодиссоциирующее вещество, выпадает осадок, выделяется газообразное вещество или большое количество теплоты.

Обратимые реакции – это реакции, протекающие в одних и тех же условиях как в одну, так и в другую сторону. Исходные вещества в обратимых реакциях не расходуются полностью на образование продуктов реакции, если их не удалять из среды взаимодействия. Реакцию, идущую в сторону продуктов реакции, т. е. слева направо, называют прямой. Реакцию, протекающую в сторону исходных веществ, т. е. справа налево – обратной.

Состояние обратимой системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны, называется **химическим равновесием**.

Химическое равновесие наступает в момент, когда отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ станет равным некоторой постоянной

величине K_c , называемой **константой равновесия**. Так, например, для обратимого химического процесса:



$$K_c = \frac{C_C^c \cdot C_D^d}{C_A^a \cdot C_B^b},$$

где C_A, C_B, C_C, C_D – равновесные молярные концентрации веществ A, B, C и D , соответственно, моль/л;

a, b, c и d – стехиометрические коэффициенты.

При химическом равновесии не происходит изменения количеств веществ в системе, однако химическая реакция протекает, но с одинаковыми скоростями в двух противоположных направлениях. Такое равновесие называется **динамическим**.

Изменение условий (концентраций реагирующих веществ, температуры, давления), при которых система находится в состоянии химического равновесия, приводит к нарушению равновесия. Скорости прямой и обратной реакций приобретают различные значения. Но через некоторый промежуток времени снова наступает равенство скоростей прямой и обратной реакций и устанавливается новое равновесие. Переход системы из одного состояния равновесия в другое состояния равновесия называется **смещением** (или сдвигом) химического равновесия.

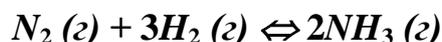
Смещение (или сдвиг) химического равновесия подчиняется **принципу Ле Шателье**: если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия (концентрацию, температуру или давление), то в системе протекают процессы, ослабляющие произведенное изменение.

Например, если в равновесной системе: $A + B \rightleftharpoons C + D$ **увеличить концентрацию** вещества A , то увеличится скорость прямой реакции и снова уменьшится концентрация этого вещества (A). В результате увеличатся концентрации веществ C и D и равновесие смещается вправо. Увеличение концентрации веществ C и D , наоборот, вызовет сдвиг равновесия влево.

Повышение температуры приводит к смещению химического равновесия в сторону эндотермического процесса, а понижение – в сторону экзотермического процесса. Экзотермические реакции протекают с выделением тепла. Эндотермические реакции – с поглощением тепла. С ростом температуры равновесие экзотермической реакции смещается в сторону образования исходных веществ, а эндотермической реакции – в сторону образования продуктов реакции.

Например, для реакции $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$, $Q = +284$ кДж повышение температуры приводит к смещению равновесия в сторону образования SO_2 и O_2 , а понижение температуры – в сторону образования SO_3 .

Увеличение давления способствует реакции, идущей с уменьшением объема. Например, в реакции синтеза аммиака



увеличение давления в соответствии с принципом Ле Шателье вызовет смещение равновесия вправо, так как прямая реакция приводит к уменьшению числа молей газов и, следовательно, при неизменном объеме сосуда к уменьшению давления. Следует отметить, что существенное значение изменение давления имеет лишь **для газов**, т. к. жидкие и твердые вещества мало изменяют свой объем при изменении давления.

Смещение химического равновесия часто используется в производственных процессах для увеличения выхода заданного вещества.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

Крахмал представляет собой смесь полисахаридов. Их молекулы имеют весьма сложную структуру и состав, который условно можно обозначить формулой (K) . Крахмал с йодом в присутствии ионов йода образует адсорбционное соединение, имеющее синий цвет.

Взаимодействие крахмала с йодом можно записать следующим уравнением:



В две пробирки налейте по 5 мл свежеприготовленного раствора крахмала и добавьте по 1 капле раствора йода в каждую пробирку. Раствор окрашивается в синий цвет. Теперь одну из пробирок нагрейте на небольшом пламени горелки: синяя окраска исчезает. Охладите нагретую пробирку – синяя окраска вновь появляется.

К какому типу реакций по тепловому эффекту относится данная система? Ответ поясните.

Опыт 2. Смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие исследуется на примере реакции:



Красное окрашивание роданида железа позволяет следить за сдвигом химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Налейте в стакан 10 мл 0,1 н. раствора $FeCl_3$ и добавьте 10 мл 0,1 н. раствора $KSCN$. Разлейте раствор из стакана в 4 пробирки, одну из которых оставьте в качестве контрольной. В первую пробирку введите несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – несколько капель концентрированного раствора роданида калия или аммония, а в третью насыпьте немного твердого хлорида калия или хлорида аммония и встряхните пробирки несколько раз, чтобы ускорить растворение соли.

Сравните цвета жидкостей в трех пробирках с окраской раствора в контрольной пробирке и объясните происхождение изменений, исходя из принципа Ле Шателье.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 4

1. В какую сторону сместится химическое равновесие реакции при повышении давления и температуры: $2HBr = H_2 + Br_2$ $Q = - 59,83$ кДж ?
2. Определите константу равновесия реакции $N_2O_4 = 2NO_2$, если исходная концентрация $N_2O_4 = 0,02$ моль/л и к моменту равновесия диссоциация его составляет 30 %.
3. Равновесие реакции $H_2 + I_2 = 2HI$ установилось при следующих концентрациях: $H_2 = 1$ моль/л; $I_2 = 2$ моль/л; $HI = 5$ моль/л. Определите исходные концентрации йода и водорода.
4. Составьте химические формулы веществ: сульфида алюминия, гидроксида свинца (IV), нитрита меди (II), гидрокарбоната калия.
5. Найдите константу равновесия (K_C) экзотермической реакции $N_2O_4 (г) = 2NO_2 (г)$, если начальная концентрация $N_2O_4 = 0,08$ моль/л, а к моменту равновесия его израсходовалось 50 %.
6. Равновесие концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[CO]_p = 0,004$; $[H_2O]_p = 0,064$; $[CO_2]_p = 0,016$; $[H_2]_p = 0,016$. Вычислите константу равновесия реакции $CO(г) + H_2O(г) \rightleftharpoons CO_2(г) + H_2(г)$. Чему равны исходные концентрации воды и CO ?

Лабораторная работа № 5

КОНЦЕНТРАЦИЯ И ПЛОТНОСТЬ РАСТВОРОВ

Цель работы: приобрести навыки в приготовлении растворов заданной концентрации и научиться измерять плотность приготовленного раствора с помощью ареометра.

Реактивы и материалы: набор растворимых солей (веществ); емкость с дистиллированной водой.

Приборы и посуда: химические весы с набором разновесов; мерный цилиндр; химические стаканы; воронка; мешалка; набор ареометров.

Содержание отчета

1. Рассчитать состав раствора по заданной массовой доле вещества и объему раствора.
2. Определить плотность приготовленных растворов.
3. Сделать соответствующие выводы.

Краткие теоретические сведения

Раствор – это гомогенная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов. К растворам относятся: воздух – однородная газовая система; растворенная в воде соль – однородная жидкость; сплавы металлов – однородный твердый материал.

В зависимости от агрегатного состояния растворы подразделяют на жидкие, твердые, газовые.

Условно все компоненты раствора делят на растворитель и растворимое вещество. **Растворитель** – это компонент раствора, находящийся в том же агрегатном состоянии, что и раствор. Например, при взаимодействии хлорида натрия (твердое вещество) и воды (жидкость) образуется жидкий раствор. В этом случае растворителем считается компонент с наибольшим содержанием в системе.

При растворении веществ происходит взаимодействие растворенного вещества и растворителя, называемое **сольватацией**, а в случае водных растворов – **гидратацией**.

В качестве **растворителя** очень часто используется вода. Если растворенное вещество в воде распадается на ионы, то полученный раствор способен проводить электрический ток и называется электролитом. Если растворенное вещество растворяется в растворителе

только до молекул, то система называется молекулярным раствором. В воде могут растворяться твердые, жидкие и газообразные вещества.

Способность вещества растворяться в воде или другом растворителе называется **растворимостью**.

Количественно растворимость выражается концентрацией насыщенного раствора вещества при данной температуре.

Раствор, в котором при данных условиях избыток растворенного вещества находится в динамическом равновесии с раствором, называется **насыщенным**; в нем устанавливается динамическое равновесие между скоростью растворения и скоростью выпадения в осадок. Если концентрация раствора меньше концентрации насыщенного при той же температуре раствора, то он является **ненасыщенным**, а если больше – **пересыщенным**. Пересыщенные растворы неустойчивы, поэтому встряхивание или введение в раствор кристаллика соли вызывает выпадение в осадок избытка растворенного вещества.

На практике растворимость твердых веществ чаще выражают величиной, называемой **коэффициентом растворимости**, который показывает массу безводного вещества, насыщающую 100 г растворителя при данной температуре.

Концентрация раствора выражается различными способами.

Плотность раствора – это отношение его массы к объему. Единицей плотности в Международной системе (СИ) является кг/м^3 . Эта единица измерения слишком велика для лабораторной практики, поэтому применяют внесистемную единицу г/см^3 . Она с точностью до пятого знака совпадает с единицей системы СГС, так как $1 \text{ мл} = 1,000028 \text{ см}^3$.

Плотность раствора может быть определена при помощи пикнометра, гидростатических весов, ареометра и другими способами.

Наиболее быстро, с точностью до 1 %, плотность жидкости определяется ареометром.

Ареометр (рисунок 3) представляет собой пустотелый стеклянный поплавок, заполненный дробью или ртутью. Верхняя часть его – узкая трубка, на которой нанесены деления, соответствующие различным значениям плотности. Ареометр калибруется при определенной температуре, которая указывается на шкале. Для того чтобы увеличить точность измерения, имеются наборы ареометров, каждым из которых можно измерять плотность в очень узком интервале значений. Такие наборы изготавливаются для измерения плотности жидкостей легче и тяжелее воды.

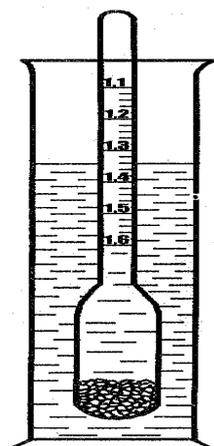


Рисунок 3. – Ареометр

Измерение плотности растворов основано на законе Архимеда. Глубина погружения зависит от соотношения плотностей ареометра и жидкости. Для ряда веществ, например кислот, щелочей, солей, есть специальные таблицы, пользуясь которыми можно по плотности определить массовую долю раствора (таблица 4).

Таблица 4. – Плотности некоторых неорганических соединений при 20 °С

Концентрация, %	Плотность, г/мл				
	<i>NaCl</i>	<i>Na₂SO₄</i>	<i>KCl</i>	<i>HCl</i>	<i>H₂SO₄</i>
0	1,00				
2	1,013	1,016	1,011	1,009	1,013
4	1,027	1,035	1,024	1,018	1,025
6	1,041	1,054	1,037	1,028	1,038
8	1,056	1,072	1,050	1,038	1,052
10	1,071	1,092	1,063	1,047	1,066
12	1,086	1,111	1,077	1,057	1,080

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей соли.

Получите у преподавателя задание. Рассчитайте необходимое количество соли для приготовления раствора заданной концентрации. Взвесьте на аналитических весах с точностью до 0,01 г часовое стекло. Затем поместите на него сухую соль в количестве, примерно равном расчетному. Взвесьте часовое стекло с солью также с точностью до 0,01 г и подсчитайте массу соли.

Рассчитайте, исходя из массы соли, необходимое количество воды и отмерьте его мерным цилиндром.

Возьмите химический стакан и осторожно перенесите в него навеску соли. Часовое стекло над воронкой обмойте небольшим количеством воды, отмеренной для растворения. Остальную отмеренную воду вылейте в стакан (воду необходимо приливать постепенно, все время перемешивая раствор до полного растворения соли).

С помощью **ареометра измерьте плотность** приготовленного раствора. Для этого перелейте раствор в сухой стеклянный цилиндр и опустите в него ареометр, шкала которого начинается с 1,00. Если при погружении ареометра шкала окажется полностью над жидкостью, то плотность раствора превышает величину шкалы ареометра. Замените ареометр следующим из набора и поступайте так до тех пор, пока не подберете ареометр, который погрузится в жидкость на такую глубину, чтобы уровень жидкости в цилиндре оказался в пределах шкалы ареометра. Следите за тем, чтобы ареометр не касался стенок цилиндра. Отмерьте по нижнему мениску деление шкалы ареометра, совпадающее с уровнем жидкости в цилиндре.

Зная плотность раствора и используя данные таблицы 4, методом линейной интерполяции (приложение Г) рассчитайте точную концентрацию раствора.

Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 5.

Таблица 5. – Результаты опыта

Наблюдения	Полученные данные
Заданный раствор	
1. Масса растворенного вещества, $m_{р.в.}$ (г)	
2. Масса растворителя, $m_{р-ля}$ (г)	
3. Объем растворителя (воды), V (мл)	
4. Массовая доля растворенного вещества, $\omega_{зад}$ (%)	
5. Справочная плотность раствора, ρ (г/мл)	
Приготовленный раствор	
1. Массовая доля растворенного вещества, $\omega_{факт}$ (%)	
2. Измеренная плотность раствора, ρ (г/мл)	
3. Молярная концентрация раствора, C_M (моль/л)	
4. Нормальная концентрация раствора, C_n (моль-экв/л)	
5. Моляльная концентрация раствора, b (моль/кг)	
6. Относительная ошибка опыта, $П_{отн.}$ (%)	

Рассчитайте также молярную, эквивалентную, моляльную концентрации раствора и массовую долю растворенного вещества.

Определите относительную ошибку по формуле:

$$P_{\text{отн}} = \frac{|\omega_{\text{зад}} - \omega_{\text{факт}}|}{\omega_{\text{зад}}} \cdot 100\% ,$$

где $\omega_{\text{зад}}$ – заданная массовая доля растворенного вещества в растворе;

$\omega_{\text{факт}}$ – фактическая массовая доля растворенного вещества в растворе.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 5

1. Что такое раствор? Как классифицируют растворы?
2. Из перечисленных веществ в воде практически нерастворимые:
а) хлорид серебра; б) сульфат бария; в) гипс; г) сахар.
3. Какая масса оксида кальция образуется при разложении известняка массой 400 г с массовой долей примесей 20 %? Какой объем углекислого газа выделится при этом? Ответ: 179,2 г и 71,68 л.
4. Дайте определение понятию «концентрация». Перечислите способы выражения состава (концентрации) растворов.
5. В 1 л воды растворено 2 моль гидроксида натрия. Определите массовую долю (в %) $NaOH$ в растворе. Ответ: 7,4 %.
6. Что характеризуют эбуллиоскопическая и криоскопическая константы?
7. Из 700 г 60 % серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна массовая доля оставшегося раствора? Ответ: 84 %.
8. Растворимость Na_2CO_3 при 200 °С равна 218 г на 1000 г воды. Определите массовую долю (%) карбоната натрия в насыщенном растворе. Ответ: 17,9 %.
9. Какие факторы влияют на растворимость веществ.
10. Каким способом в лабораторных условиях растворитель можно отделить от растворенного вещества.
11. Раствор KCl оставили в склянке. Через несколько недель в склянке образовался осадок. Раствор над осадком является: разбавленным; пересыщенным; насыщенным или ненасыщенным?
12. Раствор, содержащий 0,512 г неэлектролита в 100 г бензола, кристаллизуется при 5,29 °С. Температура кристаллизации бензола 5,5 °С. Криоскопическая константа 5,1. Вычислите молярную массу растворенного вещества. Ответ: 128 г/моль.

Лабораторная работа № 6

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

Цель работы: приобрести навыки в решении задач с использованием различных способов выражения состава раствора.

Материалы: методическое пособие Некрасов, Д. В. Химия: контрольная работа / Д. В. Некрасов, Г. Н. Некрасова. – Мозырь : УО МГПУ имени И. П. Шамякина, 2012. – 79 с.

Содержание отчета

1. Решить контрольные задачи по соответствующему варианту.
2. При решении задач приводить весь ход решения.
3. Записать ответы, сделать соответствующий вывод.

Краткие теоретические сведения

Концентрация раствора выражается различными способами, а решение задач – один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала на заданную тему.

1. Процентная концентрация ω (массовая доля) показывает, сколько растворенного вещества содержится в 100 г раствора. Например, выражение «3 % раствор KCl » означает, что в 100 г такого раствора содержится 3 г KCl и 97 г H_2O .

Зависимость между процентной концентрацией раствора, массой растворенного вещества и массой раствора выражается формулой:

$$\omega = \frac{m_{p.в.}}{m_p} \cdot 100\% ,$$

где $m_{p.в.}$ – масса растворенного вещества, г;

m_p – масса раствора, которая складывается из массы растворенного вещества и массы растворителя, г.

Пример 1. Вычислите процентную концентрацию раствора, полученного при растворении 25 г соли в 100 г воды.

Решение. Масса раствора составляет:

$$m_p = m_{p.в.} + m_{p-ля} = 125 \text{ г.}$$

Процентную концентрацию раствора находим по формуле:

$$\omega = \frac{25}{125} \cdot 100\% = 20\% .$$

Ответ: раствор является 20 %.

Зная плотность раствора ρ (г/см³), значительно проще измерить его объем V (мл), а затем определить массу раствора (г), которая равна:

$$m = V \cdot \rho.$$

Пример 2. Сколько граммов воды надо прибавить к 800 г 60 % раствора серной кислоты для получения 40 % раствора?

Решение. Масса H_2SO_4 в 60 % растворе составит: $800 \cdot 0,6 = 480$ г.

Обозначим массу воды, которую необходимо прибавить, через X . Тогда, исходя из формулы

$$\omega = \frac{m_{p.в.}}{m_p} \cdot 100\%, \quad \text{имеем} \quad 40 = \frac{480}{800 + X} \cdot 100\%,$$

отсюда $X = 400$ г.

Ответ: 400 г воды.

2. Молярная концентрация C_M (моль/л) показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. В математической форме ее можно выразить следующим образом:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{m_{p.в.}}{M} \cdot \frac{1}{V},$$

где n – количество растворенного вещества, г;

M – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

3. Моляльная концентрация b (моль/кг) раствора показывает количество молей растворенного вещества в 1000 г растворителя:

$$b = \frac{n}{m_{p-ля}}.$$

4. Нормальная концентрация C_N (моль/л) показывает количество грамм-эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора. В математической форме она выражается формулой:

$$C_N = \frac{n_{экс}}{V} = \frac{m_{p.в.}}{M_{экс}} \cdot \frac{1}{V},$$

где z^* – число эквивалентности для растворенного вещества.

Пример 3. Рассчитайте молярную и нормальную концентрации кислоты H_2SO_4 в растворе с плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$ и массовой долей 30 %.

Решение. Найдем массу 1 литра раствора H_2SO_4 с плотностью $1,22 \text{ г/см}^3$:

$$1000 \cdot 1,22 = 1220 \text{ г.}$$

Определим массу кислоты в этом растворе:

100 г раствора содержат 30 г H_2SO_4 ;

1220 г раствора содержат X г H_2SO_4 .

$$X = \frac{1220 \cdot 30}{100} = 366 \text{ г.}$$

По приведенной выше формуле найдем молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{366}{98} \cdot \frac{1}{1} = 3,73 \text{ моль/л или } 3,73 \text{ М раствор.}$$

Зная, что для серной кислоты H_2SO_4 число эквивалентности $z^* = 2$, определим нормальность раствора:

$$C_N = \frac{366}{98 \cdot [1/2]} \cdot \frac{1}{1} = 7,46 \text{ г-эquiv/л или } 7,46 \text{ н. раствор.}$$

Ответ: 3,73 М и 7,46 н.

Порядок выполнения работы

Задание 1. Массовая доля. Процентная концентрация растворов

Получите у преподавателя задание. Решите задачу и оформите ее в лабораторной тетради. При решении задачи нужно приводить весь ход решения, включая математические преобразования. Приводимые в ходе решения (или ответа на теоретический вопрос) значения каждого из используемых физико-химических параметров должны сопровождаться единицами измерения (за исключением безразмерных величин).

Задачи.

1. К 3 мл 10 % раствора HNO_3 ($\rho = 1054 \text{ кг/м}^3$) прибавили 5 мл 2 % раствора той же кислоты ($\rho = 1009 \text{ кг/м}^3$). Вычислите массовую долю полученного раствора. Ответ: 5,0 %.

2. В 40 г воды растворили 10 г железного купороса $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. Рассчитайте массовую долю безводного сульфата железа в полученном растворе. Ответ: 10,94 %.

3. Сколько чугуна, содержащего 5 % примесей, получится из 1 т руды, содержащей 90 % Fe_2O_3 ? Ответ: 598,5 кг.

4. Массовая доля хлороводорода в концентрированной соляной кислоте 36,5 % ($\rho = 1185 \text{ кг/м}^3$). Сколько литров газообразного HCl

поглощает 1 л воды при образовании кислоты указанной концентрации?
Ответ: 352,75 л.

5. Какой объем воды потребуется для приготовления 250 мл 20 % раствора $NaCl$, если плотность раствора 1,1 г/мл? Ответ: 220 мл.

6. Какая масса оксида кальция образуется при разложении известняка массой 400 г с массовой долей примесей 20 %? Какой объем углекислого газа выделился при этом? Ответ: 179,2 г и 71,68 л.

7. В 100 г воды растворили 80 г глауберовой соли $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Рассчитайте массовую долю безводного сульфата натрия в полученном растворе. Ответ: 19,6 %.

8. Какой концентрации (%) получится раствор, если смешали 400 г 25 % и 300 г 40 % растворов одного и того же вещества? Ответ: 31,4%.

9. Какую массу воды необходимо прибавить к 200 мл 30 % раствора $NaOH$ ($\rho = 1,33$ г/мл) для получения 10 % раствора? Ответ: 532 г.

10. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей 80 % ($\rho = 1,78$ г/мл) необходимо взять для приготовления 2 л 45 % раствора ($\rho = 1,35$ г/мл)? Ответ: 853,23 л.

11. В 90 г воды растворили SO_3 объемом 10 л (н. у.). Определите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 35 %.

12. Какой объем 96 % H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) и какую массу воды нужно взять для приготовления 100 мл 15 % раствора ($\rho = 1,1$ г/мл)? Ответ: 9,3 мл; 92,81 г.

13. Какой концентрации получится 15 % раствор соли, если к 350 г его прибавить 130 мл воды? Ответ: 10,9 %.

14. Определите массовую долю аммиака в растворе, полученном при растворении 112 л аммиака (н. у.) в 315 мл воды. Ответ: 21,25 %.

15. Смешали 10 мл 10 % раствора соляной кислоты ($\rho = 1,056$ г/мл) и 100 мл 30 % раствора HCl ($\rho = 1,184$ г/мл). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 28,36 %.

16. Какова масса образующегося осадка в реакции между 400 мл 30 % серной кислоты ($\rho = 1328$ кг/м³) и избытком хлорида бария? Ответ: 378,89 г.

17. Смешали 300 г 20 % раствора и 500 г 40 % раствора хлорида натрия. Чему равна концентрация (%) полученного раствора? Ответ: 32,5 %.

18. Какой объем 30 % серной кислоты ($\rho = 1,329$ г/мл) необходимо взять для проведения реакции нейтрализации с 90 г KOH ? Ответ: 197,5 мл.

19. Какой объем 15 % раствора серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл) потребуется для полного растворения 27,0 г алюминия? Ответ: 891 мл.

20. Какой объем 10 % раствора карбоната натрия ($\rho = 1,105$ г/мл) требуется для приготовления 5 л 2 % раствора ($\rho = 1,02$ г/мл)? Ответ: 923,1 мл.

21. Какой объем воды надо взять, чтобы из 5 л раствора KOH с массовой долей 50 % ($\rho = 1538$ кг/м³) приготовить 18 % раствор? Ответ: 17,51 л.

22. В 50 г воды растворили аммиак объемом 5600 см³ (н. у.). Определите массовую долю NH_3 в полученном растворе. Ответ: 7,8 %.

23. Смешали 247 г 62 % раствора и 145 г 18 % раствора серной кислоты. Чему равна концентрация (%) полученного раствора? Ответ: 45,7 %.

24. Рассчитайте, сколько граммов соли образуется при взаимодействии 20 % раствора $NaOH$ массой 310 г с избытком соляной кислоты, если ее выход составляет 86% от теоретически возможного. Ответ: 77,9 г $NaCl$.

25. Какой объем 50 % раствора KOH плотностью 1,538 г/см³ потребуется для приготовления 3 л 6 % раствора плотностью 1,048 г/см³? Ответ: 245,5 см³.

Задание 2. Молярная концентрация вещества (молярность) и молярная концентрация эквивалента вещества (нормальность).

Получите у преподавателя задание. Решите задачу и оформите ее в лабораторной тетради.

Задачи.

1. Какой объем 96 % серной кислоты, плотность которой 1,84 г/мл, потребуется для приготовления 3 л 0,4 н. раствора? Ответ: 33,28 мл.

2. Какой объем воды необходимо добавить к 200 мл 15 % раствора хлорида натрия ($\rho = 1,2$ г/мл), чтобы получить 10 % раствор? Определите молярность полученного раствора. Ответ: 120 мл; 1,71 М.

3. Вычислите, сколько граммов оксида фосфора (V) содержится в 2 л 0,2 н. раствора фосфорной кислоты. Ответ: 9,47 г.

4. Какой объем H_3PO_4 с массовой долей 36 % ($\rho = 1216$ кг/м³) потребуется для приготовления 13 л 0,15 н. раствора кислоты? Ответ: 145,5 мл.

5. Сколько мл 0,5 М раствора хлорида кальция необходимо взять для приготовления 500 мл 0,4 н. раствора? Ответ: 200 мл.

6. Какой объем 0,05 н. раствора H_3PO_4 потребуется для проведения реакции с 30 мл 0,1 М раствора $NaCl$? Составьте уравнение реакции. Ответ: 60 мл.

7. Определите массовую долю карбоната кальция в 4 н. растворе, если его плотность равна 1210 кг/м^3 . Вычислите молярность раствора. Ответ: 16,5 %; 1,98 моль/кг.

8. Какой объем 0,15 н. раствора H_2SO_4 требуется для проведения реакции нейтрализации с раствором, содержащим 0,32 г $Ca(OH)_2$ в 40 мл? Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 57,6 мл.

9. Какой объем раствора H_2SO_4 с массовой долей 30 % ($\rho = 1,328 \text{ г/мл}$) можно приготовить из 7 л 20 М раствора? Ответ: 34,4 л.

10. Какой объем 0,5 н. раствора серной кислоты необходимо взять для проведения реакции с 200 г раствора хлорида меди, в котором массовая доля $CuCl_2$ составляет 15 %? Приведите уравнение реакции. Ответ: 0,892 л.

11. Какой объем 0,1 н. раствора фосфорной кислоты можно приготовить из 0,7 л 25 % раствора, если его плотность равна $1,768 \text{ г/мл}$? Ответ: 94,71 л.

12. Какой объем 0,5 н. раствора серной кислоты можно приготовить из 500 мл раствора с массовой долей H_2SO_4 30 % ($\rho = 1,329 \text{ г/мл}$)? Ответ: 8,14 л.

13. Какой объем 0,5 н. раствора H_2SO_4 потребуется для осаждения всего серебра, содержащегося в 500 мл 0,2 н. раствора нитрата серебра? Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 200 мл.

14. Чему равна нормальность 30 % раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,328 \text{ г/мл}$)? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Определите процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 9,96 н; 6,3%.

15. Какой объем 0,2 н. раствора гидроксида натрия потребуется для осаждения в виде $Fe(OH)_3$ всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н. раствора $FeCl_3$? Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 0,25 л.

16. Вычислите молярность и нормальность 20 % раствора хлорида кальция, плотность которого равна $1,178 \text{ г/мл}$. Ответ: 2,1 М; 4,2 н.

17. Какой объем 37 % раствора HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$) потребуется для приготовления 0,2 М раствора объемом 1,5 л? Ответ: 24,87 л.

18. Какой объем 96 % H_2SO_4 , плотность которой 1840 кг/м^3 , потребуется для приготовления 0,4 н. раствора объемом 3 л? Ответ: 33,29 мл.

19. Рассчитайте объем оксида серы (IV) (н. у.), который можно получить при действии 0,05 л 0,85 н раствора H_2SO_4 на раствор сульфита калия. Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 0,475 л.

20. Какой объем 30 % фосфорной кислоты ($\rho = 1986 \text{ кг/м}^3$) потребуется для приготовления 12 л 0,15 н. раствора этой кислоты? Ответ: 98,69 мл.

21. Вычислите молярность, нормальность и моляльность раствора, в котором массовая доля CuSO_4 равна 10 %, если плотность раствора равна $1,107 \text{ г/см}^3$. Ответ: 0,694 М; 1,388 н; 0,696 моль/кг.

22. Каким объемом 4 н. раствора H_2SO_4 можно полностью разложить 0,65 л раствора K_2CO_3 ($\rho = 1189 \text{ кг/м}^3$), если массовая доля K_2CO_3 в нем 20 %? Какой объем займет выделившийся газ (н. у.)? Ответ: 0,56 л; 25,1 л.

23. Какой объем 0,5 М сульфата алюминия потребуется для проведения реакции с 0,03 л 0,15 н. раствора нитрата кальция? Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 0,0015 л.

24. Какой объем 0,25 н. раствора H_2SO_4 можно полностью нейтрализовать прибавлением 0,6 л 0,15 М раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Составьте уравнение соответствующей реакции. Ответ: 0,36 л.

25. Вычислите молярную и моляльную концентрации 20,8 % раствора HNO_3 ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$). Какая масса кислоты содержится в 4 дм^3 этого раствора? Ответ: 3,7 моль/л; 4,17 моль/кг; 931,84 г.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 6

1. Раствор, содержащий 3,04 г камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ в 100 г бензола, кипит при $80,714 \text{ }^\circ\text{C}$. Температура кипения бензола $80,2 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите эбулиоскопическую константу бензола. Ответ: $2,57 \text{ }^\circ\text{C}$.
2. Раствор, содержащий 6 г мочевины в 50 г воды, кристаллизуется при температуре $-3,72 \text{ }^\circ\text{C}$. Определить молекулярную массу мочевины. Ответ: 60 г/моль.
3. Вычислите молярную массу неэлектролита, зная, что раствор, содержащий 2,25 г этого вещества в 250 г воды, кристаллизуется при минус $0,279 \text{ }^\circ\text{C}$. Криоскопическая константа воды 1,86. Ответ: 60 г/моль.
4. При растворении 4,86 г серы в 60 г бензола температура кипения его повысилась на $0,81 \text{ }^\circ\text{C}$. Сколько атомов содержит молекула серы в этом растворе. Эбулиоскопическая константа бензола $2,57^\circ$. Ответ: 8.

Лабораторная работа № 7

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Цель работы: на практике ознакомиться с растворами сильных и слабых электролитов и освоить приемы определения силы электролита с помощью индикатора.

Реактивы и материалы: 1 н. раствор соляной кислоты; 1 н. раствор уксусной кислоты; металлический цинк; 1 М раствор серной кислоты и 1 М раствор гидроксида натрия; раствор соды Na_2CO_3 ; кристаллический $NaCl$; фенолфталеин.

Приборы и посуда: штатив с пробирками; химические стаканы, воронка, пипетка.

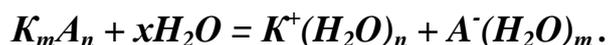
Содержание отчета

1. Составить уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Определить pH заданных растворов.
3. Пользуясь данными о степени диссоциации, сравнить активность всех используемых кислот.
4. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

Электролитами называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся соли, кислоты, основания. Молекулы электролита в растворе или расплаве распадаются на ионы – положительно заряженные катионы (K^+) и отрицательно заряженные анионы (A^-).

Процесс распада вещества на ионы называется *электролитической диссоциацией*. Распад молекул на ионы происходит под влиянием полярных молекул растворителя (воды) с образованием сольватированных (гидратированных) ионов по схеме:



Способность к диссоциации электролита выражается степенью диссоциации α :

$$\alpha = \frac{C_d}{C_0} \cdot 100\%,$$

где C_0 – общее число растворенных молекул;

C_d – число распавшихся на ионы молекул (диссоциированных).

Значением величины степени диссоциации характеризуется сила электролита. Чем больше значение α , тем более сильным является данный электролит.

В зависимости от α (в 0,1 н. растворе) *электролиты делят* на:

- сильные, если $\alpha \geq 30\%$;
- средней силы, если $3\% \leq \alpha < 30\%$;
- слабые, если $\alpha < 3\%$.

К **сильным** электролитам относят: HCl ; HBr ; HI ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; $NaOH$; KOH ; $Ba(OH)_2$ и др.; почти все соли.

Слабые электролиты – это H_2S ; H_2CO_3 ; HCN ; NH_4OH ; $Cu(OH)_2$; $Fe(OH)_3$ и др.; органические кислоты и основания.

В отличие от сильных электролитов, которые в растворе практически полностью диссоциируют на ионы, диссоциация молекул слабых электролитов протекает обратимо и устанавливается равновесие:



Применяя закон действия масс, можно записать выражение для константы электролитической диссоциации K_D :

$$K_D = \frac{C_{K^+}^n \cdot C_{A^-}^m}{C_{K_m A_n}}.$$

Чем больше K_D , тем больше электролит распадается на ионы. Для данного электролита K_D – это величина постоянная при данной температуре и не зависящая от концентрации раствора.

Свойства водных растворов кислот и оснований определяются теми ионами, на которые они диссоциируют.[†]

Кислота – это электролит, при электролитической диссоциации которого в качестве катионов образуются только ионы водорода (H^+):



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, что обуславливает возможность образования кислых солей:

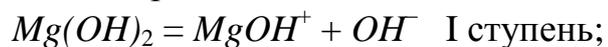


Основание – это электролит, при электролитической диссоциации которого в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы (OH^-):

[†] Названия наиболее употребительных оксокислот и их солей приведены в приложении Д.



Ступенчатая диссоциация также характерна и для оснований, которые содержат несколько гидроксильных групп в молекуле, что обуславливает возможность образования основных солей:

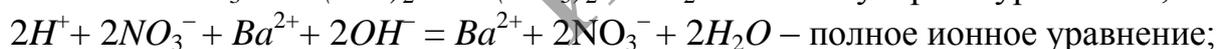


Реакции в растворах электролитов обычно протекают не между молекулами, а между ионами. Если в этих реакциях не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединение, то такие реакции называются **ионно-молекулярными** или просто ионными реакциями.

Ионные реакции протекают только в том случае, если в результате взаимодействия между ионами различных электролитов образуются осадки нерастворимых веществ, малодиссоциирующие соединения (слабые электролиты), летучие вещества или образуются комплексные ионы.

Уравнения реакций в растворах электролитов рекомендуется записывать в молекулярной и ионной формах. При этом формулы сильных электролитов записываются в виде ионов, а формулы слабых электролитов (осадков или газов) – в виде недиссоциированных молекул.

Например:



Краткое ионное уравнение выражает сущность протекающей реакции.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов.

Возьмите две пробирки. В одну налейте 5 мл 1 н. раствора соляной кислоты, а в другую – столько же 1 н. раствора уксусной кислоты. Опустите в каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка. Наблюдайте, что происходит. Какой газ выделяется в пробирках?

Напишите полные и краткие ионно-молекулярные уравнения происходящих процессов.

В какой кислоте процесс идет более энергично? Дайте объяснение этому явлению, пользуясь данными о степени диссоциации HCl и CH_3COOH (приложения Е, Ж, К).

Опыт 2. Ионные реакции с образованием газообразных веществ.

а) Налейте в пробирку 1–2 мл раствора соды Na_2CO_3 и добавьте равный объем разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Что наблюдается? Какой газ выделяется в пробирке?

Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнение протекающей реакции.

б) Внесите в пробирку небольшое количество кристаллического хлорида аммония NH_4Cl и прибавьте 2–3 капли 1 н. раствора гидроксида натрия $NaOH$. Перемешайте содержимое стеклянной лопаточкой, определите по запаху, какой газ выделяется.

Запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном видах. Объясните причину выделения газа.

Опыт 3. Ионные реакции с образованием слабого электролита.

Налейте в пробирку 1–2 мл 2 н. раствора гидроксида натрия $NaOH$ и добавьте одну–две капли фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин окрасился в красный цвет?

В эту же пробирку добавьте по каплям 2 н. раствор серной кислоты до исчезновения красной окраски. Чем объясняется исчезновение гидроксид-ионов при добавлении кислоты?

Напишите уравнение реакции нейтрализации щелочи кислотой.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 7

1. Какие вещества называют электролитами? По какому принципу их разделяют на сильные и слабые электролиты?
2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) $KHCO_3$ и H_2SO_4 ;
 - б) $Zn(OH)_2$ и $NaOH$;
 - в) $CaCl_2$ и $AgNO_3$;
 - г) $Cu(OH)_2$ и HNO_3 .
3. Что понимают под степенью диссоциации?
4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) хлоридом меди (II) и гидроксидом натрия;
 - б) концентрированной серной кислотой и хлоридом натрия;
 - в) сульфитом лития и соляной кислотой;
 - г) ацетатом калия и азотной кислотой.

5. Какие из веществ – $NaCl$, $NiSO_4$, $Be(OH)_2$, $KHCO_3$ – взаимодействуют с раствором гидроксида натрия? Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения этих реакций.
6. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 - а) $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$;
 - б) $Cd^{2+} + 2OH^- = Cd(OH)_2$;
 - в) $H^+ + NO_2^- = HNO_2$;
 - г) $Pb^{2+} + 2I^- = PbI_2$.
7. Каковы основные положения теории электролитической диссоциации?
8. Составьте молекулярные и ионные уравнения образования нерастворимых солей Ag_3PO_4 , $PbSO_4$, $CaCO_3$, $BaSO_3$.
9. Что понимают под произведением растворимости? При каком условии образуется осадок?
10. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций образования малодиссоциирующих и летучих соединений:
 - а) HCN , H_2S ,
 - б) H_2SO_3 , CO_2 ,
 - в) NH_4OH , SO_2 .
11. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) сульфатом железа и сульфидом натрия;
 - б) гидроксидом стронция и азотной кислотой;
 - в) нитратом свинца (II) и иодидом калия;
 - г) хлоридом цинка и сульфатом натрия.
12. Напишите выражение концентрационной константы диссоциации для угольной кислоты H_2CO_3 по первой и второй ступеням.
13. Напишите выражение концентрационной константы диссоциации для гидроксида бария $Ba(OH)_2$ по первой и второй ступеням.
14. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:
 - а) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS$;
 - б) $SiO_3^{2-} + 2H^+ = H_2SiO_3$;
 - в) $CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$;
 - г) $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + H_2O$.
15. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между:
 - а) $Be(OH)_2$ и KOH ;
 - б) $Cr(OH)_3$ и $NaOH$;
 - в) $FeCl_3$ и NH_4OH ;
 - г) $ZnOHNO_3$ и HNO_3 .

Лабораторная работа № 8 ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: закрепить знания о гидролизе путем проведения химических опытов и приобрести практические навыки в определении pH среды с помощью индикаторов.

Реактивы и материалы: набор универсальных индикаторов; набор различных растворов.

Приборы и посуда: штатив с пробирками; химические стаканы, пипетка, индикаторная шкала.

Содержание отчета

1. Определить pH заданных растворов.
2. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза исследуемых солей, указать значение pH .
3. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

Вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению:



Процесс диссоциации воды как слабого электролита – процесс обратимый и, следовательно, подчиняется закону действия масс:

$$K_D = \frac{C_{H_3O^+} \cdot C_{OH^-}}{C_{H_2O}^2} ,$$

где K_D – константа электролитической диссоциации воды, величина постоянная при определенной температуре. При 25 °С $K_D = 1,8 \cdot 10^{-16}$.

Опытным путем было найдено, что концентрация ионов гидроксония (водорода) и гидроксид-ионов в чистой воде при температуре 25 °С составляет 10^{-7} моль/л, в то время как концентрация самой воды равна 55,56 моль/л. Это характеризует воду как очень слабый электролит. Следовательно, произведение константы диссоциации воды на ее равновесную концентрацию – также величина постоянная:

$$K_D \cdot C_{H_2O}^2 = K_B ,$$

где $K_B = C_{H_3O^+} \cdot C_{OH^-}$.

Произведение концентраций ионов гидроксония (водорода) и гидроксид-ионов (K_w) называется **ионным произведением воды**.

Поскольку $K_w = 10^{-14}$ моль/л, то для чистой воды:

$$C_{H_3O^+} = C_{OH^-} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

В этом случае среда является нейтральной.

В любом водном растворе имеются гидроксид-ионы и ионы гидроксония (водорода), но в различных концентрациях :

если $C_{H^+} < 10^{-7}$ моль/л, то среда является щелочной,

если $C_{H^+} > 10^{-7}$ моль/л – кислой.

Вместо концентрации ионов водорода или гидроксония на практике часто используется значение водородного показателя (pH) среды:

$$pH = -\lg C_{H^+},$$

где C_{H^+} – концентрация ионов водорода в растворе, моль/л.

В нейтральной среде $pH = 7$, в щелочной – $pH > 7$, в кислой – $pH < 7$.

Для приблизительного определения pH среды пользуются **индикаторами**, т. е. веществами, меняющими окраску в зависимости от кислотности или основности среды. Они представляют собой слабые органические кислоты или слабые основания, недиссоциированные молекулы которых имеют другую окраску в сравнении с образуемыми ими ионами.

Каждый индикатор имеет свои определенные интервалы изменения окраски, отвечающие определенному значению pH . Например, окраска лакмуса изменяется при $pH = 7$, фенолфталеина – при $pH = 9$, метилового оранжевого – при $pH = 4$ (таблица 6).

Таблица 6. – Окраска индикатора в зависимости от pH среды

Индикатор	Интервал pH перехода окраски	Окраска	
		В кислой среде	В щелочной среде
Лакмус	5–8	Красная ($pH < 5$)	Синяя ($pH > 8$)
Метилоранжевый	3,1–4,4	Красная ($pH < 3,1$)	Желтая
Фенолфталеин	8,3–10,0	Бесцветная	Малиновая ($pH > 10$)

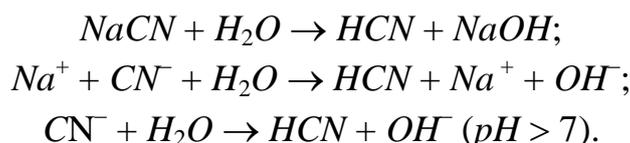
Используя набор различных индикаторов, можно достаточно точно определить pH раствора.

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с ионами воды, сопровождающееся изменением pH раствора.

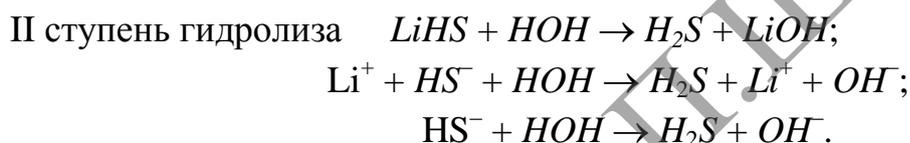
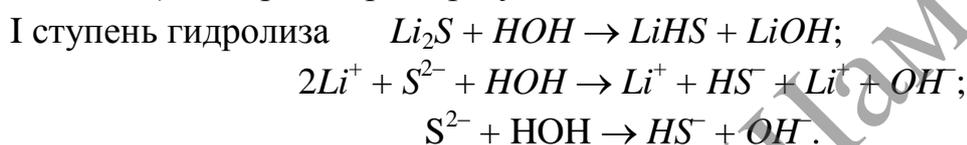
Гидролиз протекает только в том случае, если при взаимодействии соли и воды образуются малодиссоциирующие вещества (слабые электролиты).

Различают три вида гидролиза: по аниону; по катиону и гидролиз по катиону и аниону.

1. Гидролиз **по аниону**. Ему подвергаются соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой. В ходе гидролиза образуется щелочная среда. Например:

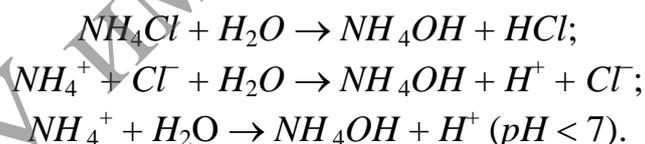


Если анион многозаряден (соль образована слабой многоосновной кислотой), то в растворе образуется не свободная кислота, а кислая соль:

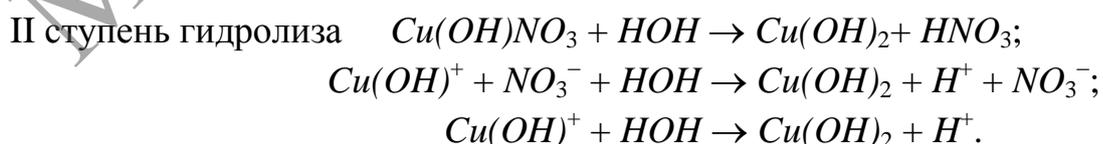
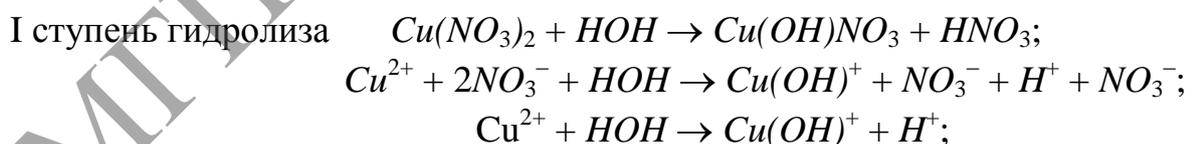


Практически гидролиз соли ограничивается первой ступенью.

2. Гидролиз **по катиону**. Ему подвергаются соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием. В ходе гидролиза образуется кислая среда. Например:

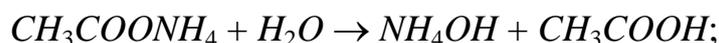


Многозарядный катион образует в растворе основную соль:



Практически гидролиз соли ограничивается первой ступенью.

3. Гидролиз **по катиону и аниону**. Ему подвергаются соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой. Например:





Для таких солей реакция среды близка к нейтральной, но зависит от степени диссоциации обоих слабых электролитов.

4. Соль, образованная *сильным основанием и сильной кислотой*, гидролизу не подвергается, так как ее ионы не могут образовать с ионами воды малодиссоциирующих соединений.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение *pH* раствора при помощи универсального индикатора.

Для приближенного определения *pH* пользуются обычно универсальными индикаторами, представляющими собой смесь нескольких индикаторов. Универсальный индикатор при добавлении его к раствору изменяет окраску в широком интервале *pH*. Бумага, пропитанная этим индикатором, называется универсальной индикаторной бумагой. Упаковка такой бумаги имеет цветную шкалу, которая показывает, какую окраску принимает индикаторная бумага при различных *pH* раствора.

В четыре разные пробирки налейте по 2–3 мл растворов соляной кислоты, уксусной кислоты, аммиака и гидроксида натрия, а в пятую – дистиллированной воды. В исследуемый раствор на некоторое время погрузите полоску универсальной индикаторной бумаги. Достаньте полоску и сравните ее окраску с цветной шкалой, определив значение *pH*.

Результаты наблюдений оформите в виде таблицы 7.

Таблица 7. – Результаты опыта

Исследуемые растворы	Цвет индикатора	Реакция среды	Значение <i>pH</i>

В эти же пробирки (с исследуемыми растворами) добавьте по 1–2 капли метилового оранжевого или фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора. Результаты наблюдений оформите в виде таблицы 8.

Таблица 8. – Результаты опыта

Индикатор	Исследуемые растворы	Цвет индикатора	Реакция среды

Какие ионы обуславливают окрашивание фенолфталеина и (или) метилового оранжевого?

Опыт 2. Гидролиз солей.

В четыре пробирки налейте по 1 мл воды и по 1–2 капли фиолетового раствора лакмуса. В три пробирки введите по 1–2 кристалла карбоната натрия Na_2CO_3 , хлорида цинка $ZnCl_2$, нитрата натрия $NaNO_3$. Четвертая пробирка служит для сравнения полученных окрасок.

Какие из полученных солей подвергаются гидролизу? Составьте уравнения гидролиза соответствующих солей.

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 8

1. Что понимают под ионным произведением воды?
2. Какое значение pH имеют растворы солей Li_2S , $AlCl_3$, $NiSO_4$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.
3. Какая соль подвергается гидролизу по катиону?
4. Вычислите pH 0,003 М раствора HCl и 0,001 М раствора $Zn(OH)_2$, считая, что электролиты полностью диссоциируют на ионы.
5. В какой области находится pH водных растворов $(NH_4)_2CO_3$, $CuSO_4$, K_2SO_3 ? Напишите соответствующие молекулярные уравнения реакций.
6. Почему при приготовлении водного раствора хлорида цинка его подкисляют соляной кислотой?
7. Какое значение pH имеют растворы солей $MgCl_2$, K_3PO_4 , $Ni(NO_3)_2$? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.
8. Концентрация ионов водорода в растворе равна $4,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определите pH раствора.
9. Как изменится pH раствора карбоната натрия при добавлении к нему следующих растворов: а) соляной кислоты; б) дистиллированной воды; в) гидроксида натрия?
10. Может ли долго существовать водный раствор ацетата железа? Будет ли устойчивым его раствор?
11. Какие из солей – $Al_2(SO_4)_3$, K_2S , $Pb(NO_3)_2$, KCl – подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
12. В каком интервале pH изменяется окраска фенолфталеина и лакмуса?
13. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей $Cr_2(SO_4)_3$, Na_2SiO_3 , $NaHS$. Какое значение pH имеют растворы этих солей?
14. Укажите общие способы усиления и ослабления гидролиза. Какие признаки гидролиза солей можно наблюдать? В какой взаимосвязи находятся реакции нейтрализации и гидролиза?

Лабораторная работа № 9

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: на практике ознакомиться с процессами окисления и восстановления и научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Реактивы и материалы: раствор $CuSO_4$ и металлическое железо; HNO_3 (разбавленная и концентрированная) и медная стружка; HCl и алюминиевый порошок; растворы $KMnO_4$, H_2SO_4 и H_2O_2 .

Приборы и посуда: штатив с пробирками; химические стаканы, спиртовка, воронка, спички.

Содержание отчета

1. Описать все наблюдаемые изменения, сопровождающие каждую из проводимых реакций.
2. Составить методом ионно-электронного баланса уравнения окислительно-восстановительных реакций (используя данные приложения Л).
3. Расставить степени окисления атомов (ионов), участвующих в реакциях, и указать процесс окисления и процесс восстановления.
4. Сформулировать и записать вывод.

Краткие теоретические сведения

Различают две группы химических реакций: реакции, протекающие без изменения степени окисления, и реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов, или **окислительно-восстановительные**.

Степенью окисления называется условный заряд атома в веществе, вычисленный в предположении, что оно состоит из ионов. Степень окисления может быть положительной и отрицательной. Она указывается **цифрой со знаком плюс или минус** над символом атома.

Некоторые атомы в химических соединениях имеют постоянную степень окисления: щелочные металлы +1; фтор -1. Кислород обычно проявляет степень окисления -2; исключения составляют перекиси: $H_2O_2^{-1}$; $Na_2O_2^{-1}$. Водород в большинстве соединений имеет степень окисления +1 и лишь в гидридах (например, NaH , CaH_2) она равна -1. Степень окисления **атомов элементарных веществ** равна нулю, например: H_2^0 , P^0 , Fe^0 .

Атомы многих химических элементов проявляют различные степени окисления. К таким элементам относят: Cl , Cr , C , Mn , N , Si , P , Fe , Cu и др.

Например, азот может находиться в соединениях в разных степенях окисления от **-3** до **+5**: $N^{-3}H_3$; $N^{+2}O$; $N^{+4}O_2$; $N_2^{+5}O_5$. В этом случае **-3** является наименьшей степенью окисления азота, а **+5** – наибольшей, остальные – промежуточные.

Степень окисления атомов элементов в сложных химических соединениях рассчитывается исходя из формулы этого соединения на основании величин степеней окисления атомов других элементов, так как алгебраическая сумма степеней окисления атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю. Например:

$$H_2SO_3 \quad \begin{matrix} +1 & x & -2 \\ 1 \cdot 2 + x + (-2 \cdot 3) = 0, & \text{отсюда } x = +4. \end{matrix}$$

В ходе окислительно-восстановительной реакции всегда изменяется степень окисления атомов элементов, а валентность может и не меняться.

Окисление какого-либо атома в молекуле характеризуется повышением его степени окисления и, наоборот, восстановление атома – уменьшением его степени окисления. Отсюда следует, что **процесс окисления** – это процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами реагирующего вещества; **процесс восстановления** – процесс приема электронов.

Вещество, атомы, ионы или молекулы которого присоединяют электроны, называется **окислителем**. Окислитель в процессе реакции восстанавливается. Окислителями могут быть: а) атомы неметаллов VII и VI групп; б) атомы элементов в положительной наивысшей степени окисления; в) атомы элементов в положительной промежуточной степени окисления.

Вещество, атомы, ионы или молекулы которого отдают электроны, называется **восстановителем**. Восстановитель в ходе реакции окисляется. Восстановителями могут быть: а) атомы металлов; б) атомы неметаллов в отрицательной степени окисления; в) атомы элементов в положительной промежуточной степени окисления.

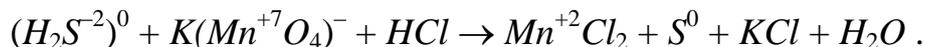
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций чаще всего используют методы электронного или ионно-электронного баланса.

Рассмотрим более подробно ионно-электронный метод, который основан на составлении отдельных ионных уравнений полуреакций – процессов окисления и восстановления – с последующим их суммированием в общее ионное уравнение.

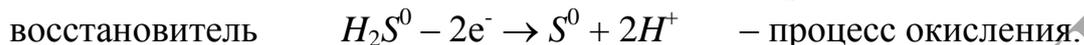
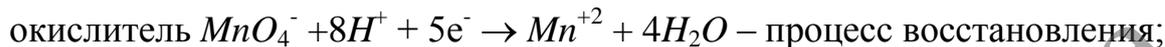
Пример. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



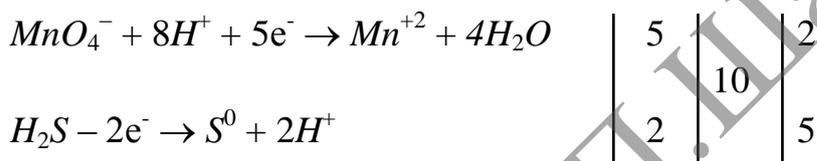
1. Определяем атомы (ионы), изменяющие свою степень окисления:



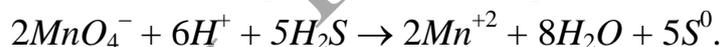
2. Составляем ионно-электронные уравнения. Причем сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые электролиты, газы и нерастворимые вещества – в молекулярном виде:



3. Подбираем коэффициенты для окислителя и восстановителя. Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов 10. Разделив это число на 5 и на 2, получим коэффициент 2 для окислителя и коэффициент 5 для восстановителя.



4. Найденные коэффициенты подставляем в схему и суммируем уравнения обеих полуреакций:



5. Записываем реакцию в молекулярной форме с добавлением ионов, которые не участвуют в процессе окисления-восстановления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не изменяют свою степень окисления, находят подбором. Уравнение реакции в окончательном виде:



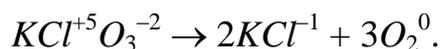
Данный метод применим для реакций, протекающих только в растворах.

Все окислительно-восстановительные реакции можно *подразделить* на три группы.

1. **Межмолекулярные** – реакции, в которых степень окисления изменяют атомы, входящие в состав различных веществ:



2. **Внутримолекулярные** – реакции, в которых степень окисления изменяют атомы, входящие в состав одного вещества:



3. **Диспропорционирования** (самоокисления-самовосстановления) – реакции, в которых один и тот же атом (в определенной степени окисления) является как окислителем, так и восстановителем:



Протекание окислительно-восстановительных процессов в сильной степени зависит от различных условий, прежде всего от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры и характера среды.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Взаимодействие меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.

Сначала в пробирку с концентрированной азотной кислотой опустите маленькую стружку меди – наблюдается выделение бурого газа.

В другую пробирку с разбавленной HNO_3 опустите маленькую стружку меди и слегка подогрейте. Наблюдается выделение бесцветного газа, бурящего у отверстия пробирки.

Запишите, какой газ выделяется. Определите цвет раствора. Что является причиной окраски раствора?

Составьте уравнение соответствующей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 2. Восстановление ионов меди металлическим железом.

Поверхность железного гвоздя зачистите наждачной бумагой и затем опустите гвоздь на несколько минут в раствор сульфата меди.

Наблюдайте, что происходит. Почему медь восстанавливается из раствора? Ответ поясните.

Составьте уравнение соответствующей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 3. Окисление алюминия ионами водорода.

Внесите кусочек алюминия в раствор соляной кислоты. Наблюдайте процесс окисления. Испытайте выделяющийся газ горячей спичкой, собрав его с помощью воронки.

Дайте сравнительную характеристику окислительно-восстановительным свойствам атома и ионов алюминия и водорода.

Составьте уравнение соответствующей реакции. Укажите окислитель и восстановитель.

Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, какие металлы могут являться восстановителями по отношению к водороду.

Опыт 4. Восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку внесите 3 капли раствора $KMnO_4$, подкислите 1–2 каплями H_2SO_4 и добавьте по каплям раствор пероксида водорода H_2O_2 до обесцвечивания. Закончите уравнение реакции и уравняйте его ионно-электронным методом:



Укажите окислитель и восстановитель. Какое вещество является продуктом процесса окисления?

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 9

1. Как электронная теория процессов окисления-восстановления объясняет их сущность?
2. Укажите степень окисления атомов: H_4SiO_4 ; $NaClO_4$; $K_2[Zn(OH)_4]$; $H_2Cr_2O_7$; $NaAlO_2$; $Mg(OH)_2$; H_3AsO_4 ; $Ca(ClO_3)_2$; $Fe(OH)_3$.
3. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, укажите окислитель, восстановитель и их степени окисления:
 - а) $Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$;
 - б) $KClO_3 + Na_2SO_3 \rightarrow KCl + Na_2SO_4$;
 - в) $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO$;
 - г) $PbS + HNO_3 \rightarrow S + Pb(NO_3)_2 + NO + H_2O$.
4. В каких группах периодической системы элементов расположены элементы с ярко выраженными восстановительными свойствами?
5. Какие из приведенных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:
 - а) $HF + KOH \rightarrow KF + H_2O$;
 - б) $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$;
 - в) $Mg + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow MgO$;
 - г) $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2 \uparrow$?
6. Закончите уравнения, укажите окислитель и восстановитель, расставьте коэффициенты методом ионно-электронного баланса:
 - а) $K_2Cr_2O_7 + Fe + H_2SO_4 \rightarrow$;
 - б) $H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow$;
 - в) $HNO_3 + Ca \rightarrow NH_4NO_3 + \dots + \dots$;
 - г) $NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow$.
7. Исходя из степени окисления хрома, иода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KI и H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

Лабораторная работа №10

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

Цель работы: закрепить знания по теме «химия воды» путем проведения химических опытов и научиться в лабораторных условиях определять временную и постоянную жесткость воды.

Реактивы и материалы: набор индикаторов; дистиллированная вода; мыльный раствор; известковая вода.

Приборы и посуда: штатив; бюретка; воронка; мерный цилиндр; две колбы объемом 250 мл; пробирки; электрическая плитка.

Содержание отчета

1. Рассчитать временную жесткость водопроводной воды.
2. Сопоставить полученные данные опыта № 2 и сделать необходимые выводы.
3. Составить уравнения протекающих реакций.
4. Выполнить соответствующий вариант упражнения.

Краткие теоретические сведения

Жесткость воды – мера содержания в воде солей двухвалентных металлов, прежде всего кальция и магния. Различают карбонатную (временную), некарбонатную (постоянную) и общую жесткость.

Карбонатная жесткость (J_k) обусловлена содержанием в воде гидрокарбонатов кальция и магния.

Некарбонатная жесткость (J_n) обусловлена наличием в воде хлоридов и сульфатов кальция и магния.

Общая жесткость воды ($J_{общ.}$) представляет собой сумму карбонатной и некарбонатной жесткостей:

$$J_{общ.} = J_k + J_n .$$

Жесткость выражают числом миллимоль эквивалентов (мэкв) ионов кальция и магния, содержащихся в 1 литре воды. Количественно 1 ммоль эквивалент соответствует содержанию в 1 л воды 20,04 мг кальция (Ca^{2+}) или 12,16 мг магния (Mg^{2+}) (в соответствии с приложением М).

Жесткость природных вод колеблется в широких пределах. Вода с жесткостью менее 4 мэкв/л относится к категории мягких, от 4 до 6 мэкв/л – к водам средней жесткости, от 6 до 12 мэкв/л – к жестким водам, и выше 12 мэкв/л – к очень жестким. Наиболее мягкой является родниковая вода.

Мягкая вода характерна для большинства рек, например, для Днепра (3,7 мэкв/л), для Невы (0,5 мэкв/л). Наибольшей жесткостью обладают воды морей и океанов: общая жесткость воды Черного моря достигает 65,5 мэкв/л.

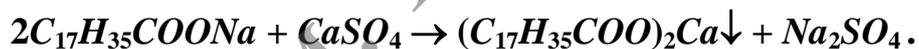
Общая жесткость воды может быть рассчитана по формуле:

$$Ж_{общ} = \frac{C_{Ca^{2+}}}{20,04} + \frac{C_{Mg^{2+}}}{12,16},$$

где $C_{Ca^{2+}}$ и $C_{Mg^{2+}}$ – концентрация ионов кальция и магния в исследуемой воде, мг/л.

Присутствие в воде значительного количества солей кальция и магния делает воду совершенно непригодной для технических целей. При питании паровых котлов на их стенках образуется накипь, которая резко снижает теплопроводность котла, вследствие чего увеличивается расход топлива. Так, при толщине слоя накипи 6 мм расход топлива увеличивается на 50 %. Кроме того, из-за накипи перегреваются стенки котла, что может вызвать его взрыв.

Жесткая вода не дает пены с мылом, так как содержащиеся в мыле растворимые соли жирных кислот (пальмитиновой и стеариновой) переходят в нерастворимые кальциевые соли тех же кислот:



Это происходит до тех пор, пока из раствора не будут удалены все ионы кальция. Поэтому применение жесткой воды в коммунальном хозяйстве и в быту вызывает непроизводительную трату мыла.

Жесткой водой нельзя пользоваться при проведении некоторых технологических процессов, например, при крашении. Приведенные примеры указывают на необходимость тщательной очистки воды, применяемой для технологических целей, от солей кальция и магния.

Способы устранения жесткости весьма разнообразны. Возможно частичное смягчение воды или полное ее обессоливание.

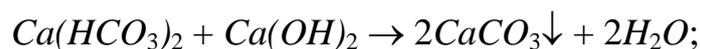
1. Для устранения **временной жесткости** воды применяют:

а) термический метод (кипячение):

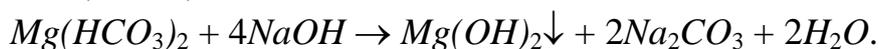


б) известковый метод:



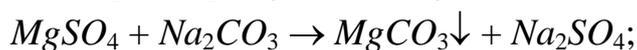
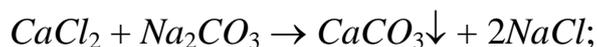


в) натронный метод:

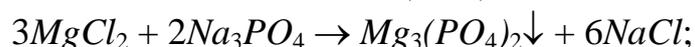
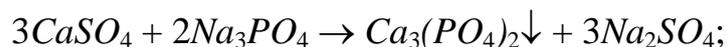


2. Для устранения **постоянной жесткости** воды применяют:

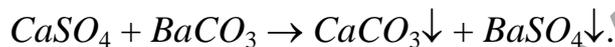
а) содовый метод:



б) фосфатный метод:



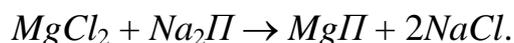
в) баритный метод:



Удаление образовавшихся в котле отложений обычно производят растворами кислот и щелочей. Из кислот чаще всего применяют соляную с добавками ингибиторов коррозии (уротропина, столярного клея и др.). Щелочные растворы разрыхляют осадки и облегчают их механическое удаление. Часто для предупреждения образования накипи непосредственно в паровые котлы добавляют так называемые **антинакипины**, переводящие катионы кальция и магния в легко удаляемые осадки. При этом в котле поддерживают либо определенную концентрацию CO_3^{2-} и OH^- (щелочной режим), либо PO_4^{3-} и OH^- (фосфатный режим) добавлением к воде одновременно $[Na_2CO_3$ и $NaOH]$ или $[Na_3PO_4$ и $NaOH]$.

В настоящее время большое значение в технике очистки воды приобрел **метод ионного обмена**. Он осуществляется с помощью цеолитов, пермутитов и органических смол-ионитов.

Цеолиты и пермутиты – это соединения, относящиеся к группе алюмосиликатов, состав которых может быть выражен формулой $Na_2[(AlSi)_xO_{2x}]$ или, обозначая кислотный остаток через Π , более просто: $Na_2\Pi$. Цеолиты встречаются в природе, а пермутиты получают оплавлением кремнезема SiO_2 , глинозема Al_2O_3 и соды. Эти алюмосиликаты имеют рыхлую кристаллическую структуру и способны обменивать ион натрия на ионы кальция и магния:

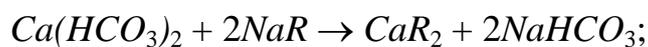


Пермутит кальция или магния при обработке концентрированным раствором поваренной соли регенерируется (восстанавливается) в

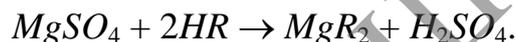
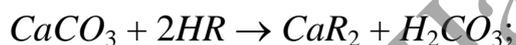
пермутит натрия, который вновь используется для очистки воды. Однако цеолиты и пермутиты обладают небольшой обменной емкостью, ее максимальное значение – около 2 мэкв/л.

Органические иониты представляют собой высокомолекулярные соединения сетчатой или пространственной структуры. Одни из них – катиониты – обладают свойством поглощать из окружающей среды катионы, а другие (аниониты) – анионы. В общем случае катионит может быть представлен формулой HR или NaR , где R – практически нерастворимый поливалентный (условно одновалентный) анион.

Сущность Na -катионирования состоит в том, что при пропускании воды через колонку, заполненную зернами катионита (0,2–3 мм), происходят обменные реакции:



При использовании H -катионитов вода сильно подкисляется:



Такую воду нельзя применять для технических целей, так как она может растворять трубы и разрушать арматуру. Поэтому далее такую воду пропускают через анионит в OH -форме:



В результате образуется нерастворимая соль, а вода становится обессоленной и практически нейтральной. Обменная емкость органических ионитов достигает 10 мэкв/л.

Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение карбонатной (временной) жесткости воды методом титрования.

Гидрокарбонаты кальция и магния, придающие воде временную жесткость, титруют соляной кислотой в присутствии индикатора метилового оранжевого. При этом прибавляемая соляная кислота расходуется на разложение гидрокарбонатов кальция и магния. Как только в растворе появится очень небольшой избыток кислоты, окраска метилового оранжевого изменяется от желтой (щелочная реакция среды, обусловленная наличием гидрокарбонатов) до бледно-розовой.

В коническую колбу емкостью 250 мл налейте с помощью мерного цилиндра 100 мл водопроводной воды и добавьте туда 2–3 капли индикатора метилового оранжевого. Какую окраску имеет индикатор?

Оттитруйте воду при постоянном перемешивании 0,1 н. раствором соляной кислоты до появления розовой окраски. Титрование повторите 3 раза.

Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 9.

Таблица 9. – Результаты опыта

Наблюдения	Номер опыта		
	1	2	3
Объем воды, взятый для титрования, V_2 (мл)			
Нормальность кислоты, N_1 (моль-экв/л)			
Объем кислоты, пошедшей на титрование, V (мл)			
Среднее значение объема кислоты, V_{cp} (мл)			
Жесткость воды, J_K (мэкв/л)			

Расчет карбонатной жесткости воды производят, используя среднее значение V_1 , по формуле:

$$J_K = \frac{N_1 \cdot V_{cp}}{V_2} \cdot 1000.$$

Опыт 2. Устранение жесткости воды.

Возьмите четыре пробирки: в одну налейте дистиллированную воду, а в остальные – водопроводную жесткую воду.

В пробирку с дистиллированной водой прилейте по каплям из бюретки мыльный раствор до получения устойчивой мыльной пены, встряхивая пробирку после каждой капли. Запишите число капель, необходимых для этого. То же сделайте с одной из пробирок, где находилась жесткая вода. Обратите внимание на осадок, который образуется на стенках пробирки. Объясните, почему для образования пены в жесткой воде необходимо больше капель мыльного раствора.

В другую пробирку с жесткой водой прилейте по каплям, все время взбалтывая, известковую воду до появления мути. После этого снова, как и в первые две пробирки, введите мыльный раствор. Заметьте число капель, требуемое для образования пены.

Последнюю пробирку с жесткой водой прокипятите, охладите, а затем определите, сколько капель мыльного раствора требуется для образования пены.

Результаты наблюдений и вычислений оформите в виде таблицы 10.

Таблица 10. – Результаты опыта

Пробирки	Число капель мыльного раствора до образования пены
С дистиллированной водой	
С жесткой водой без обработки	
С жесткой водой после прибавления известковой воды	
С жесткой водой после кипячения	

Вопросы и упражнения для самоконтроля к лабораторной работе № 10

1. Что называется жесткостью воды? В каких единицах она измеряется?
2. Какие соли образуют временную жесткость воды? Постоянную?
3. Назовите промышленные способы устранения жесткости. Какие из них являются наиболее распространенными?
4. Жесткость воды, в которой растворен $Ca(HCO_3)_2$, составляет 3 мэкв/л. Сколько мл 0,1 н. раствора HCl потребуется для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащимся в 100 мл этой воды?
5. Какие существуют виды жесткости воды?
6. Жесткость воды устраняют известково-содовым способом. Рассчитайте массы реагентов, необходимые для умягчения 100 м³ воды, общая жесткость которой 5 мэкв/л, а временная жесткость – 1,8 мэкв/л.
7. Введением каких ионов можно умягчить воду? Составьте уравнения соответствующих реакций.
8. Для умягчения 500 л воды потребовалось 310 г Na_2CO_3 . Чему равна жесткость воды в ммоль эквивалентах?
9. Жесткость некоторого образца воды обусловлена только сульфатом магния. При обработке 500 г образца карбонатом натрия в осадок выпало 126 г $MgCO_3$. Чему равна жесткость воды?

ПРИЛОЖЕНИЯ

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Перечень примерных тестовых заданий

- Согласно принятому в настоящее время определению, 1 а.е.м. соответствует
 - $^{1/12}$ массы атома изотопа кислорода-16;
 - $^{1/12}$ массы атома изотопа углерода-12;
 - $^{1/12}$ массы атома изотопа углерода-14;
 - $^{1/16}$ массы смеси изотопов O_2 .
- Один сосуд заполнен O_2 , другой, имеющий такой же объем, – CO_2 при одинаковых условиях (p и T). Оба сосуда при этом содержат одинаковые
 - массы газов;
 - число нейтронов;
 - число атомов;
 - число молекул.
- Факторы эквивалентности угольной кислоты и фосфата калия равны
 - $^{1/2}$ и $^{1/4}$;
 - $^{1/2}$ и $^{1/2}$;
 - $^{1/2}$ и $^{1/3}$;
 - $^{1/1}$ и $^{1/3}$.
- Атом какого элемента имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - K ;
 - Ca ;
 - Ba ;
 - Na .
- На $3d$ -подуровне максимально может находиться
 - $2e^-$;
 - $10e^-$;
 - $6e^-$;
 - $18e^-$.
- Металлический характер свойств элементов в ряду $Mg - Ca - Sr - Ba$
 - уменьшается;
 - не изменяется;
 - возрастает;
 - уменьшается, а затем возрастает.
- Какой из перечисленных ионов имеет наибольший радиус :
 - Ca^{2+} ;
 - K^+ ;
 - F^- ;
 - Cl^- .
- Какой из элементов имеет наибольшее значение энергии ионизации
 - ${}_3Li$;
 - ${}_9F$;
 - ${}_{26}Fe$;
 - ${}_{53I}$.
- Химическая связь образуется, если
 - полная энергия системы понижается по сравнению с энергией изолированных атомов;
 - полная энергия системы повышается по сравнению с энергией изолированных атомов;
 - полная энергия системы равна энергиям изолированных атомов;

ПРИЛОЖЕНИЕ Б

**Давление насыщенного водяного пара
в равновесии с водой**

Температура, °С	Давление насыщенного водяного пара (h)	
	мм. рт. ст.	кПа
10	9,21	1,23
13	11,21	1,49
14	11,92	1,59
15	12,64	1,68
16	13,63	1,82
17	14,53	1,93
18	15,48	2,06
19	16,48	2,20
20	17,54	2,34
21	18,65	2,49
22	19,83	2,64
23	21,09	2,81
24	22,38	2,98
25	23,76	3,17
26	25,21	3,36
27	26,74	3,56
28	28,35	3,78
29	30,04	4,00
30	31,82	4,24
31	33,79	4,49

ПРИЛОЖЕНИЕ В

Термодинамические характеристики элементов
и соединений (при 25 °С)

Соединение	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)
1	2	3	4
Al (тв.)	0,00	0,00	28,32
Al ₂ O ₃ (тв.)	-1669,8	-1576,5	51,00
Ag ⁺ (водн.)	105,90	77,11	73,93
AgCl (тв.)	-127,0	-109,70	96,11
Ba (тв.)	0,00	0,00	63,2
Bг (г.)	111,8	82,38	174,9
Bг ⁻ (водн.)	-120,9	-102,8	80,71
Bг ₂ (г.)	30,71	3,14	245,3
Bг ₂ (ж.)	0,00	0,00	152,3
C (г.)	718,4	672,9	158,0
C (алмаз)	1,88	2,84	2,43
C (графит)	0,00	0,00	5,69
CCl ₄ (г.)	-106,7	-64,0	309,4
CCl ₄ (ж.)	-139,3	-68,6	214,4
CF ₄ (г.)	-679,9	-635,1	262,3
CO (г.)	-110,5	-137,3	197,9
CO ₂ (г.)	-393,5	-394,4	213,6
CH ₄ (г.)	-74,8	-50,8	186,3
C ₂ H ₂ (г.)	226,7	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г.)	52,30	68,11	219,4
C ₂ H ₆ (г.)	-84,68	-32,89	229,5
C ₃ H ₈ (г.)	-103,85	-23,47	269,9
CH ₃ OH (г.)	-201,2	-161,9	237,6
CH ₃ OH (ж.)	-238,6	-166,23	126,8
C ₂ H ₅ OH (г.)	-277,7	-174,76	160,7
CH ₃ COOH (ж.)	-487,0	-392,4	159,8
C ₆ H ₆ (ж.)	49,0	124,5	172,8
C ₆ H ₆ (г.)	82,9	129,7	269,2
Ca (тв.)	0,00	0,00	41,4
Ca (г.)	179,3	145,5	154,8
CaCO ₃ (кальцит)	-1207,1	-1128,76	92,88
CaO (тв.)	-635,5	-604,17	39,75
Ca(OH) ₂ (тв.)	-986,2	-898,5	83,4
Cl ₂ (г.)	0,00	0,00	222,96
Co (тв.)	0,00	0,00	28,4
Co (г.)	439	393	179
Cr (г.)	397,5	352,6	174,2
Cu (тв.)	0,00	0,00	33,30
Cu (г.)	338,4	298,6	166,3

1	2	3	4
Cr (ТВ.)	0,00	0,00	23,6
F (г.)	80,0	61,9	158,7
F ₂ (г.)	0,00	0,00	202,7
Fe (ТВ.)	0,00	0,00	27,15
Fe ²⁺ (ВОДН.)	-87,86	-84,93	113,4
Fe ³⁺ (ВОДН.)	-47,69	-10,54	293,3
FeCl ₃ (ТВ.)	-405	-	-
Fe ₂ O ₃ (ТВ.)	-822,16	-740,98	89,96
Fe ₃ O ₄ (ТВ.)	-1117,1	-1014,2	146,4
H (г.)	217,94	203,26	114,60
H ⁺ (ВОДН.)	0,00	0,00	0,00
HBr (г.)	-36,23	-53,22	198,49
HCl (г.)	-92,30	-95,27	186,69
HF (г.)	-268,61	-270,70	173,51
HI (г.)	25,94	1,30	206,3
H ₂ (г.)	0,00	0,00	130,58
H ₂ O (г.)	-241,8	-228,61	188,7
H ₂ O (ж.)	-285,85	-236,81	69,96
H ₂ O ₂ (г.)	-136,10	-105,48	232,9
H ₂ O ₂ (ж.)	-187,8	-120,4	109,6
H ₂ S (г.)	-20,17	-33,01	205,6
Hg (г.)	60,83	31,76	174,89
Hg (ж.)	0,00	0,00	77,40
I (г.)	106,60	70,16	180,66
I ₂ (ТВ.)	0,00	0,00	116,73
I ₂ (г.)	62,25	19,37	260,57
K (г.)	89,99	61,17	160,2
KCl (ТВ.)	-435,9	-408,3	82,7
KClO ₃ (ТВ.)	-391,2	-289,9	143,0
KClO ₃ (ВОДН.)	-349,5	-284,9	265,7
KNO ₃ (ТВ.)	-492,70	-393,13	288,1
Mg (ТВ.)	0,00	0,00	32,51
MgCl ₂ (ТВ.)	-641,6	-592,1	89,6
Mn (ТВ.)	0,00	0,00	32,0
Mn (г.)	280,7	238,5	173,6
MnO ₂ (ТВ.)	-519,6	-464,8	53,14
NH ₃ (г.)	-46,19	-16,66	192,5
NH ₄ Cl (ТВ.)	-314,4	-203,0	94,6
NH ₄ NO ₃ (ТВ.)	-365,6	-184,0	151
NO (г.)	90,37	86,71	210,62
NO ₂ (г.)	33,84	51,84	240,45
NOCl (г.)	52,6	66,3	264
N ₂ (г.)	0,00	0,00	191,50

1	2	3	4
N ₂ O (г.)	81,6	103,59	220,0
N ₂ O ₄ (г.)	9,66	98,28	304,3
Na (г.)	107,7	77,3	51,5
NaBr (водн.)	-360,6	-364,7	141
NaCl (тв.)	-410,9	-384,0	72,33
NaCl (водн.)	-407,1	-393,0	115,5
NaHCO ₃ (тв.)	-947,7	-851,8	102,1
Na ₂ CO ₃ (тв.)	-1130,9	-1047,7	136,0
NaNO ₃ (водн.)	-446,2	-372,4	207
Ni (тв.)	0,00	0,00	29,9
Ni (г.)	429,7	384,5	182,1
O (г.)	247,5	230,1	161,0
O ₂ (г.)	0,00	0,00	205,0
O ₃ (г.)	142,3	163,4	237,6
OH ⁻ (водн.)	-230,0	-157,3	-10,7
P ₄ (г.)	54,8	24,3	280
PCl ₃ (ж.)	-319,6	-272,4	217
PH ₃ (г.)	23,0	25,5	210
POCl ₃ (г.)	-542,2	-502,5	325
POCl ₃ (ж.)	-597,0	-520,9	222
P ₄ O ₆ (тв.)	-1640,1	-	-
P ₄ O ₁₀ (тв. гексогональное)	-2940,1	-2675,2	228,9
PbBr ₂ (тв.)	-277,4	-260,7	161
Pb(NO ₃) ₂ (тв.)	-451,9	-	-
Pb(NO ₃) ₂ (водн.)	-421,3	-	-
Rb (г.)	85,8	55,8	170,0
RbCl (тв.)	-430,5	-412,0	92
RbClO ₃ (тв.)	-392,4	-292,0	152
S (тв. ромбическое)	0,00	0,00	31,88
SO ₂ (г.)	-296,9	-300,4	248,5
SO ₃ (г.)	-395,2	-370,4	256,2
SOCl ₂ (ж.)	-245,6	-	-
Sc (тв.)	0,00	0,00	34,6
Sc (г.)	377,8	336,1	174,7
Si (г.)	368,2	323,9	167,8
SiCl ₄ (ж.)	-640,1	-572,8	239,3
Ti (г.)	468	422	180,3
V (тв.)	0	0	28,9
V (г.)	514,2	453,1	182,2
Zn (тв.)	0,00	0,00	41,63
Zn (г.)	130,7	95,2	160,9
ZnO (тв.)	-348,0	-318,2	43,9

ПРИЛОЖЕНИЕ Г

Метод линейной интерполяции

(для лабораторной работы № 5)

Если измеренное значение плотности точно не соответствует ни одному из значений, приведенных в таблице 4 (лабораторная работа № 5), для расчета массовой доли необходимо использовать метод интерполяции. При этом предполагаем, что плотность раствора линейно зависит от массовой доли растворенного вещества.

Концентрация KCl , %	0	2	4	6	8	10
Плотность KCl , г/мл	1,000	1,011	1,024	1,037	1,050	1,063

Пусть измеренная плотность раствора хлорида калия составила 1,032 г/мл. Поскольку для данного значения плотности в таблице нет значения массовой доли, то выписываем интервал значений ρ и C , в котором находится измеренное значение плотности:

<u>6 %</u>	<u>1,037 г/мл</u>
<u>4 %</u>	<u>1,024 г/мл</u>
2 %	0,013 г/мл.

Таким образом, при увеличении плотности на 0,013 г/мл массовая доля увеличивается на 2 %. Плотность раствора, полученного нами, отличается от плотности 4 % раствора KCl на:

$$\Delta\rho_2 = 1,032 - 1,024 = 0,008 \text{ г/мл.}$$

Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{lcl} \Delta C_1 & \rightarrow & \Delta\rho_1 \\ \Delta C_2 & \rightarrow & \Delta\rho_2 \\ 2\% & \rightarrow & 0,013 \text{ г/мл} \\ X\% & \rightarrow & 0,008 \text{ г/мл} \end{array}$$

$$\text{отсюда } X = \frac{0,008 \cdot 2}{0,013} = 1,23 \%$$

Тогда точная массовая доля хлорида калия в растворе составит:

$$4 + 1,23 = 5,23 \%$$

ПРИЛОЖЕНИЕ Д

Названия наиболее употребительных оксокислот
и их солей

№ п/п	Оксокислоты			Традиционные названия средних солей
	Название		Формула	
	традиционное	систематическое		
1	(орто)Борная	Триоксоборат (3)	H_3BO_3	Бораты
2	Метаборная	Диоксоборат	HBO_2	Бориты
3	Угольная	Триоксокарбонат(4)	H_2CO_3	Карбонаты
4	Метакремниевая	Триоксосиликат(4)	H_2SiO_3	Метасиликаты
5	Ортокремниевая	Тетраоксосиликат(4)	H_4SiO_4	Ортосиликаты
6	Мышьяковая	Тетраоксоарсенат(5)	H_3AsO_4	Арсенаты
7	Ортомышьяковистая	Триоксоарсенат(3)	H_3AsO_3	Ортоарсениты
8	Азотная	Триоксонитрат(5)	HNO_3	Нитраты
9	Азотистая	Диоксонитрат(3)	HNO_2	Нитриты
10	Хромовая	Тетраоксохромат(6)	H_2CrO_4	Хроматы
11	Дихромовая	Гептаоксодихромат(6)	$H_2Cr_2O_7$	Дихроматы
12	Серная	Тетраоксосульфат(6)	H_2SO_4	Сульфаты
13	Сернистая	Триоксосульфат(4)	H_2SO_3	Сульфиты
14	Марганцовистая	Тетраоксоманганат(6)	H_2MnO_4	Магнанаты
15	Марганцовая	Тетраоксоманганат(7)	$HMnO_4$	Перманганаты
16	Хлорноватистая	Оксохлорат(1)	$HClO$	Гипохлориты
17	Хлористая	Диоксохлорат(3)	$HClO_2$	Хлориты
18	Хлорноватая	Триоксохлорат(5)	$HClO_3$	Хлораты
19	Хлорная	Тетраоксохлорат(7)	$HClO_4$	Перхлораты
20	Метафосфорная	Триоксофосфат (5)	$(HPO_3)_n$	Метафосфаты
21	(орто)Фосфорная	Тетраоксофосфат(5)	H_3PO_4	Фосфаты
22	Дифосфорная (пирофосфорная)	Гептаоксодифосфат(5)	$H_4P_2O_7$	Дифосфаты (пирофосфаты)
23	Ортофосфористая	Триоксогидрофосфат(3)	$H_2(PO_3H)$ H_3PO_3	Ортофосфиты
24	Фосфорноватистая	Триоксофосфат(3) Диоксодигидрофосфат(1) Диоксофосфат(1)	$H(PH_2O_2)$ H_3PO_2	Гипофосфиты

ПРИЛОЖЕНИЕ Е

Степень диссоциации и константы диссоциации
сильных и слабых электролитов

Электролит	Формула	Степень диссоциации, %		Kg
		1 н.	0,1 н.	
1. Кислоты				
Азотная	HNO_3	82	92	
Соляная	HCl	78	92	
Серная	H_2SO_4	51	58	
Сернистая	H_2SO_3	-	34	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$
Угольная	H_2CO_3	-	0,17	$K_1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$
Фосфорная	H_3PO_4	-	27	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$
Уксусная	CH_3COOH	0,4	1,3	$1,75 \cdot 10^{-5}$
2. Основания				
Гидроксид калия	KOH	77	91	
Гидроксид натрия	$NaOH$	78	91	
Гидроксид аммония	NH_4OH	0,4	1,3	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид кальция	$Ca(OH)_2$	-	78	$5 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$			$1,38 \cdot 10^{-9}$
3. Соли				
Хлорид натрия	$NaCl$	67	84	
Нитрат калия	KNO_3	64	83	
Ацетат натрия	CH_3COONa	53	79	
Сульфат натрия	Na_2SO_4	45	69	
Хлорид аммония	NH_4Cl	74	65	
Гидрокарбонат натрия	$NaHCO_3$	52	-	

ПРИЛОЖЕНИЕ Ж

Растворимость некоторых солей и оснований в воде

Катион	Анион																				
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Cu ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Hg ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Mn ²⁺	Ni ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Р	-	Р	-	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	-	Н	-	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	-	Н	М	-	-	Н	Н	Н	-	-	Н	-	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	-	М	Р	Н	Н	Н	Р	Н	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	Н	-	-	Н	-	
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	Н	-	Н	-	-	-	
PO ₄ ³⁻	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	
CH ₃ COO ⁻	М	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	М	Н	Р	М	-	Р	Р	Р	Р	М	Р	Н	
OH ⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Р	Н	М	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	

Обозначения: **Р** – растворимое вещество (более 1 г на 100 г воды); **М** – малорастворимое вещество (от 0,1 до 1 г на 100 г); **Н** – практически нерастворимое вещество (менее 0,1 г на 100 г); прочерк – вещество не существует или разлагается водой.

ПРИЛОЖЕНИЕ К

Электрохимический ряд напряжений металлов

Элемент	Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg
E ⁰ , В	-3,04	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,66	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0	0,34	0,80	0,86
← Усиление восстановительной способности атомов металлов																
Ион	Li ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺
Усиление окислительной способности ионов металлов →																

ПРИЛОЖЕНИЕ Л

Стандартные электродные потенциалы
некоторых окислительно-восстановительных систем

Элемент	Реакция	E^0 , В
1	2	3
<i>Ac</i>	$Ac^{3+} + 3e^- \rightarrow Ac$	-2,6
<i>Ag</i>	$AgI + e^- \rightarrow Ag + I^-$	-0,152
	$Ag(CN)_2^- + e^- \rightarrow Ag + 2CN^-$	-0,29
	$AgCl + e^- \rightarrow Ag + Cl^-$	0,222
	$Ag_2O + H_2O + 2e^- \rightarrow 2Ag + 2OH^-$	0,344
	$Ag(NH_3)_2^+ + e^- \rightarrow Ag + 2NH_3$	0,373
	$Ag_2CrO_4 + 2e^- \rightarrow 2Ag + CrO_4^{2-}$	0,446
	$Ag_2C_2O_4 + 2e^- \rightarrow 2Ag + C_2O_4^{2-}$	0,472
	$AgBrO_3 + e^- \rightarrow Ag + BrO_3^-$	0,55
	$2AgO + H_2O + 2e^- \rightarrow Ag_2O + 2OH^-$	0,60
	$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$	0,799
	$Ag_2O + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2Ag + H_2O$	1,173
	$2AgO + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Ag_2O + H_2O$	1,398
<i>Al</i>	$AlO_2^- + 2H_2O + 3e^- \rightarrow Al + 4OH^-$	-2,35
	$Al(OH)_3 + 3e^- \rightarrow Al + 3OH^-$	-2,31
	$AlF_6^{3-} + 3e^- \rightarrow Al + 6F^-$	-2,07
	$Al^{3+} + 3e^- \rightarrow Al$	-1,663
	$Al(OH)_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow Al + 3H_2O$	-1,471
	$AlO_2^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow Al + 2H_2O$	-1,262
<i>As</i>	$As + 3H^+ + 3e^- \rightarrow AsH_3$	-0,60
	$HAsO_2 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow As + 2H_2O$	0,248
	$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HAsO_2 + 2H_2O$	0,559
<i>B</i>	$H_3BO_3 + 3H^+ + 3e^- \rightarrow B + 3H_2O$	-0,869
	$BO_3^{3-} + 6H^+ + 3e^- \rightarrow B + 3H_2O$	-0,165
<i>Ba</i>	$Ba^{2+} + 2e^- \rightarrow Ba$	-2,905
<i>Be</i>	$Be^{2+} + 2e^- \rightarrow Be$	-1,847
	$Be(OH)_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow Be + 2H_2O$	-1,820
	$BeO_2^{2-} + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Be + 2H_2O$	-0,909
<i>Bi</i>	$Bi_2O_3 + 3H_2O + 6e^- \rightarrow 2Bi + 6OH^-$	-0,46
	$Bi^{3+} + 3e^- \rightarrow Bi$	0,215
	$BiO^+ + 2H^+ + 3e^- \rightarrow Bi + H_2O$	0,32
<i>Br</i>	$2BrO^- + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Br_2 + 4OH^-$	0,45
	$2BrO_3^- + 6H_2O + 10e^- \rightarrow Br_2 + 12OH^-$	0,50
	$Br_3^- + 2e^- \rightarrow 3Br^-$	1,05
	$Br_2(ж) + 2e^- \rightarrow 2Br^-$	1,065
<i>C</i>	$C(графит) + 4H^+ + 4e^- \rightarrow CH_4$	-0,132
	$2CO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2C_2O_4$	-0,49
	$CO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow HCOOH$	-0,20

1	2	3
	$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
	$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow \text{C(графит)} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O}$	0,46
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}$	-2,866
Cl	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^-$	0,36
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,40
	$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,15
	$\text{ClO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	1,351
	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	1,3595
Cr	$\text{Cr(OH)}_2 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 2\text{OH}^-$	-1,4
	$\text{Cr(OH)}_3 + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 3\text{OH}^-$	-1,3
	$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,2
	$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,744
	$\text{Cr(OH)}_3 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,654
	$\text{Cr}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 12\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr} + 7\text{H}_2\text{O}$	0,294
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,366
Cs	$\text{Cs}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Cs}$	-2,923
Cu	$\text{Cu}_2\text{S} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,89
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,36
	$\text{CuS} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,71
	$\text{Cu(CN)}_2^- + \bar{e} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,43
	$\text{Cu(NH}_3)_4^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{OH}^-$	-0,22
	$\text{CuI} + \bar{e} \rightarrow \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,185
	$\text{Cu(NH}_3)_2^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0,12
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^+$	0,153
	$\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,570
	$2\text{CuO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	0,669
F	$\text{F}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	2,1
	$\text{F}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{F}^-$	2,87
Fe	$\text{FeCO}_3 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,756
	$\text{Fe(OH)}_3 + \bar{e} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,56
	$\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,047
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe(OH)}_3 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,059
	$\text{Fe(OH)}_3 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,271
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+} \text{ (1M H}_2\text{SO}_4\text{)}$	0,68
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,771
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 3\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,980
Ga	$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ga}$	-0,53
Ge	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ge}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,363
	$\text{GeO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow \text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,15

1	2	3
	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
	$\text{Ge}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ge}$	0,000
H	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	0,0000
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
Hg	$\text{HgS} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,69
	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{I}^-$	-0,041
	$\text{HgI}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + 4\text{I}^-$	-0,04
	$\text{HgO}(\text{красная}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + 2\text{OH}^-$	0,098
	$\text{Hg}_2\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Br}^-$	0,140
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg}$	0,788
	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}$	0,850
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	0,920
	$\text{HgO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$	0,926
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^- (1\text{M KCl})$	0,28
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^- (0,1\text{M KCl})$	0,334
	$\text{HgCl}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg} + 4\text{Cl}^-$	0,48
	$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	0,6151
I	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,14
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	0,21
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,25
	$2\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	0,45
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 2\text{OH}^-$	0,49
	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$	0,536
	$\text{I}_3^- + 2\text{e}^- \rightarrow 3\text{I}^-$	0,545
	$\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow \text{IO}^- + 4\text{OH}^-$	0,56
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,085
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,60
K	$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}$	-2,924
La	$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{La}$	-2,522
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Li}$	-3,045
Mg	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg} + 2\text{OH}^-$	-2,69
	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}$	-2,363
	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,862
Mn	$\text{MnCO}_3 + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,48
	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}$	-1,18
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,727
	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
	$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,443
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
	$\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} (8\text{M H}_2\text{SO}_4)$	1,509
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,257
Mo	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{MoO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,091

1	2	3
	$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}$	-0,200
<i>N</i>	$3\text{N}_2 + 2\bar{e} = 2\text{N}_3^-$	-3,4
	$3\text{N}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{HN}_3$	-3,1
	$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4\text{OH} + 6\text{OH}^-$	-0,74
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \bar{e} = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	-0,46
	$\text{NO}_2^- + 6\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 7\text{OH}^-$	-0,15
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{NH}_4\text{OH} + 9\text{OH}^-$	-0,12
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
	$\text{N}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{NH}_3$	0,057
	$\text{N}_2 + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = 2\text{NH}_4^+$	0,275
	$2\text{NO}_2^- + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,41
	$2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{N}_2 + 8\text{OH}^-$	0,53
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,78
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
	$2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{N}_2 + 4\text{OH}^-$	0,85
	$\text{HNO}_2 + 7\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	0,864
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
	$2\text{NO}_2 + 2\bar{e} = 2\text{NO}_2^-$	0,88
	$\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{N}_2 + 2\text{OH}^-$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{HNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,94
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,957
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,00
	$\text{NO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} = \text{HNO}_2$	1,09
	$2\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$	1,116
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,246
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,297
	$2\text{NO}_2 + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,36
	$2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$	1,45
<i>Na</i>	$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714
<i>Ni</i>	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Ni} + 2\text{OH}^-$	-0,72
	$\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni} + 6\text{NH}_3$	-0,49
	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,25
	$\text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Ni} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,110
	$\text{NiO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	0,116
	$\text{NiO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,68
<i>O</i>	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$	0,401
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} = 3\text{OH}^-$	0,88
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,229
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	1,24
	$\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = 3\text{H}_2\text{O}$	1,511
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,07
<i>Os</i>	$\text{OsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{Os} + 4\text{OH}^-$	-0,15
	$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85

1	2	3
	$\text{OsCl}_6^{2-} + \bar{e} = \text{OsCl}_6^{3-}$	0,85
	$\text{Os}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Os}$	0,85
	$\text{OsO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{OsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
P	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{HPO}_3^{2-} + 3\text{OH}^-$	-1,12
	$2\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,94
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{P(белый)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,502
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{P(красный)} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,454
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{P(белый)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,411
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\bar{e} = \text{P(красный)} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} = \text{PH}_3$	0,06
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$	0,38
Pb	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Pb} + 2\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{PbCO}_3 + 2\bar{e} = \text{Pb} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,506
	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO}_2^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,2
	$\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{PbO} + 2\text{OH}^-$	0,28
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 3\text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$	0,972
	$\text{Pb(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$	0,277
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} = \text{Pb}^{2+}$	1,694
Pd	$\text{Pd(OH)}_2 + 2\bar{e} = \text{Pd} + 2\text{OH}^-$	0,07
	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	0,987
	$\text{PdO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{PdO} + \text{H}_2\text{O}$	1,283
Pt	$\text{Pt(OH)}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pt} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,980
	$\text{PtO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Pt(OH)}_2$	1,045
	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,188
Rb	$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925
S	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
	$2\text{SO}_4^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 8\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10\text{OH}^-$	-0,76
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,75
	$\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S} + 6\text{OH}^-$	-0,66
	$2\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{OH}^-$	-0,58
	$\text{S}_2^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{S}^{2-}$	-0,524
	$\text{S} + 2\bar{e} = \text{S}^{2-}$	-0,48
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 8\bar{e} = 2\text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,006
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} = 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	0,08
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{S}$	0,141 – 0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,17
	$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,231
	$2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O}$	0,29
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,311
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,449

1	2	3
	$S_2O_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} = 2S + 3H_2O$	0,5
	$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} = 2SO_4^{2-}$	2,01
Sb	$SbO_2^- + 2H_2O + 3\bar{e} = Sb + 4OH^-$	-0,675
	$SbO_3^- + H_2O + 2\bar{e} = SbO_2^- + 2OH^-$	-0,43
	$Sb_2O_3 + 6H^+ + 6\bar{e} = 2Sb + 3H_2O$	0,152
	$SbO^+ + 2H^+ + 3\bar{e} = Sb + H_2O$	0,212
	$Sb_2O_5 + 6H^+ + 4\bar{e} = 2SbO^+ + 3H_2O$	0,581
	$Sb_2O_5 + 4H^+ + 4\bar{e} = Sb_2O_3 + 2H_2O$	0,671
Sc	$Sc^{3+} + 3\bar{e} = Sc$	-2,077
Se	$Se + 2\bar{e} = Se^{2-}$	-0,92
	$SeO_3^{2-} + 3H_2O + 4\bar{e} = Se + 6OH^-$	-0,366
	$H_2SeO_3 + 4H^+ + 4\bar{e} = Se + 3H_2O$	0,741
	$SeO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} = SeO_3^{2-} + 2OH^-$	0,05
Si	$SiO_3^{2-} + 3H_2O + 4\bar{e} = Si + 6OH^-$	-1,7
	$SiF_6^{2-} + 4\bar{e} = Si + 6F^-$	-1,2
	$SiO_3^{2-} + 6H^+ + 4\bar{e} = Si + 3H_2O$	-0,455
	$Si + 4H^+ + 4\bar{e} = SiH_4$	0,102
Sn	$Sn(OH)_6^{2-} + 2\bar{e} = HSnO_2^- + H_2O + 3OH^-$	-0,93
	$HSnO_2^- + H_2O + 2\bar{e} = Sn + 3OH^-$	-0,91
	$Sn^{2+} + 2\bar{e} = Sn$	-0,136
	$SnO_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = SnO + H_2O$	-0,108
	$SnO + 2H^+ + 2\bar{e} = Sn + H_2O$	-0,104
	$Sn(OH)_2 + 2H^+ + 2\bar{e} = Sn + 2H_2O$	-0,091
	$Sn^{4+} + 2\bar{e} = Sn^{2+}$	0,151
Sr	$Sr^{2+} + 2\bar{e} = Sr$	-2,888
Te	$Te + 2\bar{e} = Te^{2-}$	-1,14
	$Te + 2H^+ + 2\bar{e} = H_2Te$	-0,72
	$TeO_3^{2-} + 2H_2O + 4\bar{e} = Te + 6OH^-$	-0,57
	$TeO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Te + 2H_2O$	0,529
	$TeO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} = TeO_3^{2-} + H_2O$	0,892
	$H_6TeO_6 + 2H^+ + 2\bar{e} = TeO_2 + 4H_2O$	1,02
Ti	$Ti^{3+} + 2\bar{e} = Ti$	-1,63
	$TiO + 2H^+ + 2\bar{e} = Ti + H_2O$	-1,306
	$TiO_2 + 4H^+ + 4\bar{e} = Ti + 2H_2O$	-0,86
	$TiO_2(\text{рутил}) + H^+ + 4\bar{e} = Ti^{3+} + 2H_2O$	-0,666
	$TiO_2(\text{рутил}) + 2H^+ + 4\bar{e} = Ti^{2+} + 2H_2O$	-0,502
	$Ti^{3+} + \bar{e} = Ti^{2+}$	-0,368
	$Ti^{4+} + \bar{e} = Ti^{3+} (5M H_3PO_4)$	-0,15
U	$UO_2 + 2H_2O + 4\bar{e} = U + 4OH^-$	-2,39
	$U^{3+} + 3\bar{e} = U$	-1,798
	$U^{4+} + \bar{e} = U^{3+}$	-0,607
	$UO_2^{2+} = UO_2^+$	0,05
	$UO_2^{2+} + 4H^+ + 2\bar{e} = U^{4+} + 2H_2O$	0,334
	$UO_2^+ + 4H^+ + \bar{e} = U^{4+} + 2H_2O$	0,62
V	$V^{2+} + 2\bar{e} = V$	-1,175
	$V^{3+} + \bar{e} = V^{2+}$	-0,255
	$VO_2^+ + 4H^+ + 5\bar{e} = V + 2H_2O$	-0,25

1	2	3
	$\text{VO}_2^+ + 2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	1,004
	$\text{VO}_4^{3-} + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{VO}^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	1,256
	$\text{H}_2\text{VO}_4^- + 4\text{H}^+ + \bar{e} = \text{VO}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,314
W	$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} = \text{W} + 8\text{OH}^-$	-1,05
	$\text{WO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} = \text{W} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,119
	$\text{WO}_3 + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,09
	$\text{W}_2\text{O}_5 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = 2\text{WO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,031
	$2\text{WO}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{W}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	-0,029
	$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,049
	$2\text{WO}_4^{2-} + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{W}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$	0,801
Y	$\text{Y}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Y}$	-2,372
Zn	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} = \text{Zn} + 2\text{OH}^-$	-1,245
	$\text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,216
	$\text{ZnCO}_3 + 2\bar{e} = \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,06
	$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn} + 4\text{NH}_3$	-1,04
	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} = \text{Zn} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,441

МГТУ ИМ. И.П.Шамурдина

ПРИЛОЖЕНИЕ М

Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

Период	Группы элементов										
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	(H)						H ¹ 1,007 водород	He ² 4,0026 гелий			
2	Li ³ 6,941 литий	Be ⁴ 9,01 бериллий	B ⁵ 10,811 бор	C ⁶ 12,01 углерод	N ⁷ 14,00 азот	O ⁸ 15,99 кислород	F ⁹ 18,99 фтор	Ne ⁹ 4,0026 гелий			
3	Na ¹¹ 22,98 натрий	Mg ¹² 24,305 магний	Al ¹³ 26,9 алюминий	Si ¹⁴ 28,08 кремний	P ¹⁵ 30,97 фосфор	S ¹⁶ 32,06 сера	Cl ¹⁷ 35,45 хлор	Ar ¹⁸ 4,0026 гелий			
4	K ¹⁹ 39,098 калий	Ca ²⁰ 40,07 кальций	Sc ²¹ 44,95 скандий	Ti ²² 47,88 титан	V ²³ 50,94 ванадий	Cr ²⁴ 51,99 хром	Mn ²⁵ 54,93 марганец	Fe ²⁶ 55,84 железо	Co ²⁷ 58,83 кобальт	Ni ²⁸ 58,69 никель	
	Cu ²⁹ 63,546 медь	Zn ³⁰ 65,39 цинк	Ga ³¹ 69,72 галлий	Ge ³² 72,6 германий	As ³³ 74,92 мышьяк	Se ³⁴ 78,96 селен	Br ³⁵ 78,96 бром	Kr ³⁶ 83,80 криптон			
5	Rb ³⁷ 85,46 рубидий	Sr ³⁸ 87,6 стронций	Y ³⁹ 88,90 иттрий	Zr ⁴⁰ 91,2 цирконий	Nb ⁴¹ 92,90 ниобий	Mo ⁴² 95,94 молибден	Tc ⁴³ 97,9 технеций	Ru ⁴⁴ 101,07 рутений	Rh ⁴⁵ 102,90 родий	Pd ⁴⁶ 106,4 палладий	
	Ag ⁴⁷ 107,8 серебро	Cd ⁴⁸ 112,41 кадмий	In ⁴⁹ 114,82 индий	Sn ⁵⁰ 118,71 олово	Sb ⁵¹ 121,75 сурьма	Te ⁵² 127,60 теллур	I ⁵³ 126,90 йод	Xe ⁵⁴ 131,29 ксенон			
6	Cs ⁵⁵ 132,905 цезий	Ba ⁵⁶ 137,33 барий	La ⁵⁷ 138,90 лантан	Hf ⁷² 178,49 гафний	Ta ⁷³ 180,947 тантал	W ⁷⁴ 183,8 вольфрам	Re ⁷⁵ 186,20 рений	Os ⁷⁶ 190,2 осмий	Ir ⁷⁷ 192,22 иридий	Pt ⁷⁸ 195,08 платина	
	Au ⁷⁹ 196,96 золото	Hg ⁸⁰ 200,59 ртуть	Tl ⁸¹ 204,38 талий	Pb ⁸² 207,2 свинец	Bi ⁸³ 208,98 висмут	Po ⁸⁴ 208,98 полоний	At ⁸⁵ 209,98 астат	Rn ⁸⁶ 222,02 радон			
7	Fr ⁸⁷ 223,0 франций	Ra ⁸⁸ 226,025 радий	As ⁸⁹ 227,02 актиний	Ku ¹⁰⁴ 261 курчатовий	Ns ¹⁰⁵ 262 нильсборий	(Unh) ¹⁰⁶ 263,11	(Uns) ¹⁰⁷ 262,12	(Uno) ¹⁰⁸ 265,1	(Une) ¹⁰⁹ 266,1	(Unn) ¹¹⁰ 269	

лантаноиды

Ce ⁵⁸ 140,9 церий	Pr ⁵⁹ 140,9 празеодим	Nd ⁶⁰ 144,0 неодим	Pm ⁶¹ 144,9 прометий	Sm ⁶² 150,0 самарий	Eu ⁶³ 151,9 европий	Gd ⁶⁴ 157,2 гадолиний	Tb ⁶⁵ 158,9 тербий	Dy ⁶⁶ 162,5 диспрозий	Ho ⁶⁷ 164,9 гольмий	Er ⁶⁸ 167,2 эрбий	Tm ⁶⁹ 168,9 тулий	Yb ⁷⁰ 173,0 иттербий	Lu ⁷¹ 174,9 лютетий
---------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

актиноиды

Th ⁹⁰ 232,0 торий	Pa ⁹¹ 231,0 протактиний	U ⁹² 238,0 уран	Np ⁹³ 237,0 нептуний	Pu ⁹⁴ 244,0 плутоний	Am ⁹⁵ 243,0 америций	Cm ⁹⁶ 247,0 кюрий	Bk ⁹⁷ 247,1 берклий	Cf ⁹⁸ 251,0 калифорний	Es ⁹⁹ 252,0 эйнштений	Fm ¹⁰⁰ 257,0 фермий	Md ¹⁰¹ 258,0 менделевий	No ¹⁰² 259,0 нобелий	Lr ¹⁰³ 260,0 лоуренсий
---------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ И РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов хим.-технол. специальностей вузов / Н. С. Ахметов. – 5-изд., испр. – М. : Высшая школа, 2003. – 743 с.
2. Болтромлюк, В. В. Общая химия : учеб. для студ. учр. высш. образ. / В. В. Болтромлюк. – Минск : Вышэйшая школа, 2012. – 623 с.
3. Гельфман, М. Н. Химия : учеб. / М. Н. Гельфман, В. Н. Юстратов. – 3-е изд., стереотип. – СПб. : Лань, 2003. – 472 с.
4. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для студ. нехимич. спец. вузов / Н. Л. Глинка. – Л. : Химия, 1985. – 702 с.
5. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / под ред. Коровина Н. В. – 2-е изд., испр. – М. : Высшая школа, 2009. – 255 с.
6. Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии : учеб. пособие для техн. напр. и спец. вузов / Н. В. Коровин. – М. : Высшая школа, 2001. – 256 с.
7. Коровин, Н. В. Общая химия: учебник для студ. вузов, обуч. по техн. спец. / Н. В. Коровин. – 3-изд., перераб. и доп. – М. : Высшая школа, 2006. – 557 с.
8. Михилев, Л. А. Задачи и упражнения по неорганической химии / Л. А. Михилев, Н. Ф. Пассет, М. Н. Федотова. – СПб. : Химия, 1997. – 208 с.
9. Некрасов, Б. В. Основы общей химии : в 2 т. / Б. В. Некрасов. – СПб. : Лань. – 2003. – Т. 1. – 656 с.
10. Некрасов, Д. В. Химия : контрольная работа / Д. В. Некрасов, Г. Н. Некрасова. – Мозырь : УО МГПУ им. И. П. Шамякина, 2012. – 79 с.
11. Павлов, Н. М. Общая и неорганическая химия : учеб. / Н. М. Павлов. – 2-е изд., пер. и доп. – М. : Дрофа, 2002. – 447 с.