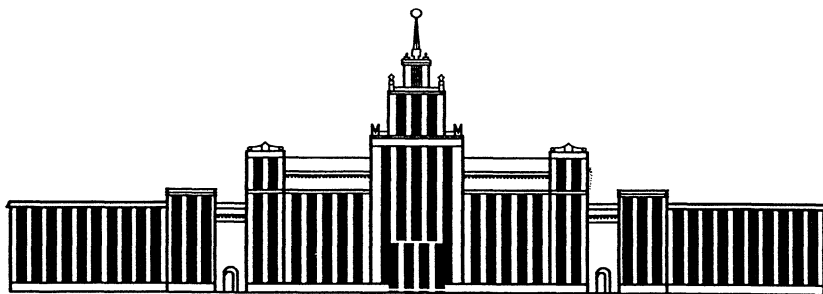

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ



ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

546(07)

A727

Е.Г. Антошкина, Л.М. Чекрыгина, Е.А. Григорьева

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Челябинск

2011

Министерство образования и науки Российской Федерации
Южно-Уральский государственный университет
Кафедра неорганической химии

546(07)
А727

Е.Г. Антошкина, Л.М. Чекрыгина, Е.А. Григорьева

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Челябинск
Издательский центр ЮУрГУ
2011

УДК 546(075.8)
А727

Одобрено
учебно-методической комиссией
химического факультета

Рецензенты:
А.В. Хохлов, И.Н. Ковалёв

Антошкина, Е.Г.

А727

Неорганическая химия: Лабораторный практикум / Е.Г. Антошкина, Л.М. Чекрыгина, Е.А. Григорьева – Челябинск: Издательский центр ЮУрГУ, 2011. – 73 с.

Учебное пособие по химии предназначено для студентов I курса химического факультета по направлениям: 020100 «Химия», 022000 «Экология и природопользование», 240100 «Химическая технология», 241000 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии».

В пособии предлагаются методические указания к лабораторным работам, составленные в соответствии с программой дисциплины «Химия» химических специальностей высших учебных заведений. На занятиях студенты получают навыки экспериментальной работы, учатся обращаться с приборами, из полученных опытных данных учатся делать выводы и успешней усваивают теоретические материалы по изучаемой теме. К каждой лабораторной работе приведен ряд вопросов или задач для самостоятельного решения.

УДК 546(075.8)

© Издательский центр ЮУрГУ, 2011

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум является важной составной частью курса «Общая и неорганическая химия». Представленные в пособии лабораторные работы дают возможность студентам закрепить знания, полученные на лекциях, семинарских занятиях, приобрести навыки лабораторного эксперимента, а также умение делать выводы и обобщения, составлять отчеты по результатам работы.

Практикум содержит описание лабораторных работ, выполняемых студентами в I семестре. После описания каждой лабораторной работы в пособии приводится перечень вопросов и задач для самостоятельной работы студентов с целью проверки знаний, умений и навыков, приобретаемых ими при подготовке к занятиям, а также при выполнении работы. Контрольные вопросы и задачи могут быть использованы при собеседовании со студентами в целях контроля и активизации их работы.

Перед каждым лабораторным занятием студенты должны предварительно изучить теоретический материал по учебникам, конспектам лекций, ответить на контрольные вопросы, решить задачи, прочитать описание техники выполнения предстоящей лабораторной работы, оформить лабораторный журнал.

Данное пособие может быть использовано вузами, которые осуществляют обучение по дисциплине «Общая и неорганическая химия».

Авторы благодарят коллектив кафедры «Неорганическая химия» за участие в постановке лабораторных работ и помощь при подготовке рукописи к изданию.

РАБОТА №1. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: ознакомиться с методами получения оксидов, кислот, оснований (щелочей), солей и изучить их свойства.

Приборы и химическая посуда: аппарат Киппа, заряженный для получения оксида углерода (IV), штатив с пробирками, держатель для пробирок, штатив с лапкой, тигельные щипцы, спиртовая горелка, сухое горючее, подставка для сухого горючего, фарфоровая чашка, стеклянная палочка, пипетки.

Реактивы: магний (стружка), железо, цинк (гранулированный), медь, алюминий (гранулированный), оксид цинка, оксид кальция, оксид кремния (IV), гидроксид натрия.

Растворы: гидроксид натрия (5%, 30%), гидроксид бария (насыщенный), гидроксид кальция (насыщенный), серная кислота (30%), соляная кислота (2 н.), фосфорная кислота (2 н.), сульфат меди (II) (0,5 н.), хлорид никеля (II) (0,5 н.), хлорид железа (III) (0,5 н.), сульфат алюминия (0,5 н.), молибдат аммония, хлорид бария (0,5 н.), карбонат натрия (0,5 н.), хромат калия, нитрат свинца (II) (0,5 н.), сульфат кобальта (II) (0,5 н.), индикаторы (лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый).

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Изменение окраски индикаторов в различных средах

Налейте в одну из пробирок 1 – 2 мл дистиллированной воды, во вторую – 1 – 2 мл раствора гидроксида натрия, в третью – 1 – 2 мл раствора серной кислоты. В каждую пробирку добавьте по 2 – 3 капли лакмуса. Отметьте изменение цвета индикатора в каждой пробирке. То же самое сделайте с фенолфталеином и метиловым оранжевым. Результаты наблюдений занесите в табл. 1.

Таблица 1

Цвет индикаторов в различных средах

Индикаторы	Цвет индикатора в среде		
	нейтральной	щелочной	кислой
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метиловый оранжевый			

По заполненной таблице сделайте вывод об изменении окраски лакмуса, фенолфталеина и метилового оранжевого в различных средах.

Опыт №2. Получение и свойства основных оксидов

А) Возьмите тигельными щипцами небольшую стружку магния и подожгите ее в пламени спиртовки. Горящий магний держите над фарфоровой чашкой. Наблюдайте, что происходит. Напишите уравнение химической реакции.

В фарфоровую чашку с образовавшимся оксидом магния добавьте 1 – 2 мл

дистиллированной воды, перемешайте стеклянной палочкой и прибавьте 1 – 3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Изменяется ли окраска индикатора? Объясните изменение окраски фенолфталеина. Напишите уравнение химической реакции взаимодействия оксида магния с водой.

Б) Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте 1 – 2 мл 5%-ного раствора гидроксида натрия. Наблюдайте выпадение осадка. Отметьте цвет осадка. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химической реакции.

Содержимое пробирки осторожно нагрейте. Наблюдайте, что происходит. Напишите уравнение химической реакции.

Разделите раствор с образовавшимся веществом на две пробирки. В одну из пробирок добавьте 2 – 3 мл дистиллированной воды и взболтайте. В другую пробирку добавьте 2 – 3 мл разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции.

Сделайте вывод о способах получения и наиболее характерных свойствах основных оксидов.

Опыт №3. Получение и свойства кислотных оксидов

А) Налейте в пробирку 2 – 3 мл дистиллированной воды, добавьте несколько капель лакмуса и пропустите через раствор оксид углерода (IV), полученный в аппарате Киппа. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химической реакции получения оксида углерода (IV) в аппарате Киппа. Изменяется ли окраска лакмуса при пропускании через раствор углекислого газа? Объясните изменение окраски индикатора. Напишите уравнение химической реакции.

Б) Налейте в пробирку 2 – 3 мл насыщенного раствора гидроксида бария (баритовая вода). Пропустите через раствор оксид углерода (IV) из аппарата Киппа. Что наблюдаете при пропускании углекислого газа через баритовую воду? Напишите химическое уравнение взаимодействия оксида углерода (IV) с гидроксидом бария. Назовите продукты реакции. Почему для обнаружения оксида углерода (IV) используют свежеприготовленную баритовую воду?

Сделайте вывод о способе получения оксида углерода (IV) и характерных свойствах кислотных оксидов.

Опыт №4. Свойства амфотерных оксидов

В две пробирки поместите небольшое количество оксида цинка. В первую пробирку добавьте 2 – 3 мл 10%-ного раствора серной кислоты, а во вторую 2 – 3 мл 30% раствора гидроксида натрия. Содержимое пробирок осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнения химических реакций.

Сделайте вывод о характерных свойствах амфотерных оксидов.

Опыт №5. Получение и свойства растворимых в воде оснований (щелочей)

А) Поместите в пробирку небольшое количество оксида кальция (негашеной извести) и прибавьте 3 – 4 мл дистиллированной воды. Перемешайте стеклянной палочкой и прибавьте 1 – 3 капли фенолфталеина. Изменяется ли окраска фенолфталеина? Объясните изменение окраски индикатора.

Напишите уравнение химической реакции получения гидроксида кальция. Как

диссоциирует гидроксид кальция в водном растворе? Составьте уравнения ступенчатой диссоциации гидроксида кальция. Дайте названия основным остаткам.

Б) Налейте в пробирку 1 – 2 мл 5%-ного раствора гидроксида натрия и прибавьте к раствору 2 – 3 капли фенолфталеина. Отметьте изменение окраски индикатора. Осторожно по каплям добавляйте к содержимому пробирки 30%-ный раствор серной кислоты до исчезновения окраски индикатора. После прибавления каждой капли серной кислоты пробирку встряхивайте. Объясните изменение окраски индикатора. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химической реакции.

В) В пробирку поместите небольшое количество оксида кремния (IV), предварительно растертого в ступке, и кусочки гидроксида натрия. Закрепите пробирку в штативе в наклонном положении и сплавьте смесь. Напишите уравнение соответствующей химической реакции.

Опыт №6. Получение и свойства нерастворимых в воде оснований

А) Налейте в три пробирки по 1 – 2 мл растворов солей: в первую – хлорида никеля (II), во вторую – сульфата меди (II), в третью – хлорида железа (III). В каждую из пробирок прибавьте 5%-ный раствор гидроксида натрия. Что образуется в результате химических реакций? Отметьте цвет образовавшихся осадков. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

Б) К полученным осадкам добавьте раствор серной кислоты до полного их растворения. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

На основании опытов №1, 2, 3, 5, 6 сделайте вывод о способах получения растворимых и нерастворимых в воде оснований и характерных химических свойствах.

Опыт №7. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

В две пробирки налейте по 1 – 2 мл раствора сульфата алюминия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка.

В первую пробирку к полученному осадку прилейте в избытке 5%-ный раствор гидроксида натрия, во вторую – 10%-ный раствор серной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций. Напишите уравнения электролитической диссоциации гидроксида алюминия по типу основания и по типу кислоты.

Сделайте вывод о характерных свойствах амфотерных гидроксидов.

Опыт №8. Получение и исследование свойств кислот

А) Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора молибдата аммония, добавьте 2 – 3 капли 2 н. раствора соляной кислоты. Наблюдайте выпадение осадка молибденовой кислоты. Отметьте цвет осадка. Составьте уравнение химической реакции.

Б) В четыре пробирки налейте по 2 – 3 мл разбавленной соляной кислоты. В первую пробирку поместите кусочек магния, во вторую – железа, в третью – цинка, в четвертую – меди. Наблюдайте, что происходит. Составьте уравнения химических реакций. Объясните, почему не во всех пробирках протекает химическая реакция.

В) В две пробирки налейте по 2 – 3 мл растворов хлорида бария и карбоната натрия. В каждую пробирку добавьте по 1 – 2 мл 10%-ного раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций.

На основании опытов №1, 2, 3, 8 сделайте вывод о способах получения кислот и характерных химических свойствах.

Опыт №9. Получение и свойства средних солей

А) Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора хлорида бария и добавьте такой же объём хромата калия. Наблюдайте выпадение осадка. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнение химической реакции. Назовите продукты реакции.

Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте такой же объём раствора хлорида натрия. Наблюдается ли протекание химической реакции в данном случае? При каких условиях соли могут реагировать между собой.

Б) Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора нитрата свинца (II) и добавьте такой же объём 10%-ной серной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции и назовите продукты реакции.

В) Налейте в пробирку 1 – 2 мл раствора сульфата меди (II) и поместите в раствор гранулу алюминия. Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом электронного баланса.

На основании опытов №2, 3, 5, 6, 8, 9 сделайте вывод о способах получения средних солей и характерных химических свойствах.

Опыт №10. Получение и свойства кислых солей

А) Налейте в пробирку 2 – 3 мл раствора гидроксида бария. Пропустите оксид углерода (IV) из аппарата Киппа до полного растворения образовавшегося вначале осадка. При этом образуется кислая соль. Напишите уравнение химической реакции получения кислой соли и дайте ей название.

К раствору полученной кислой соли добавьте 1 – 2 мл гидроксида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции.

Б) Налейте в пробирку 1 – 2 мл насыщенного раствора гидроксида бария. При помощи пипетки к раствору баритовой воды по каплям прибавляйте раствор фосфорной кислоты. Отметьте цвет образовавшегося осадка средней соли. Напишите уравнение химической реакции. Добавьте избыток раствора фосфорной кислоты. Что наблюдаете? Почему осадок растворяется при добавлении избытка кислоты? Напишите уравнение соответствующей химической реакции.

При каком условии может быть получена кислая соль? Как кислая соль может быть переведена в среднюю?

Опыт №11. Получение и свойства основной соли

Налейте в пробирку 3 – 4 мл раствора хлорида кобальта (II) и добавьте 2 – 3 капли 5%-ного раствора гидроксида натрия до образования осадка основной соли. Отметьте цвет осадка.

Разделите раствор с осадком на две пробирки. В первую пробирку добавьте

2 – 3 мл 5%-ного раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции. Во вторую пробирку добавьте 1 – 2 мл раствора соляной кислоты. Отметьте наблюдаемое явление. Составьте уравнение реакции.

При каком условии может быть получена основная соль? Как основная соль может быть переведена в среднюю?

Контрольные вопросы

1. Какие вещества относятся к оксидам? Какие элементы образуют основные, кислотные и амфотерные оксиды? Перечислите основные химические свойства оксидов. Приведите примеры. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

2. Какие вещества относятся к основаниям? Перечислите важнейшие химические свойства оснований. Приведите примеры. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

3. Дайте определение кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации. Перечислите важнейшие химические свойства кислот. Приведите примеры. Напишите уравнения соответствующих химических реакций. Какие существуют способы получения кислот?

4. Какие вещества относятся к классу солей? Какие типы солей Вы знаете? Назовите отличительные признаки: а) средней соли, б) кислой соли, в) основной соли. Приведите примеры. В каких случаях при реакции нейтрализации получаются кислые соли, основные соли? Как можно перевести их в средние соли?

5. Перечислите основные химические свойства солей и способы их получения. Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

Задачи

1. Определите, какой будет реакция среды (кислая, щелочная, нейтральная), если к раствору, содержащему 20 г гидроксида натрия добавить а) 20 г соляной кислоты; б) 15 г соляной кислоты; в) 15 г серной кислоты. Ответ подтвердите расчетами.

2. Имеются следующие металлы: свинец, железо, ртуть, алюминий, серебро, магний, цинк. Укажите металлы, которые могут вытеснить водород из разбавленной соляной кислоты. Напишите уравнения соответствующих химических реакций. В каком случае объем водорода, вытесняемого из кислоты, будет больше – при взаимодействии с кислотой 10 г цинка или 10 г алюминия.

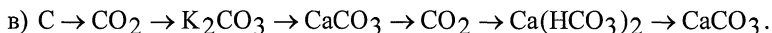
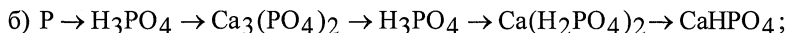
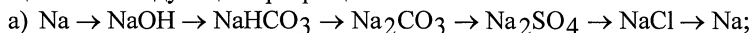
3. В трех пробирках находятся следующие сухие вещества: оксид кальция, оксид алюминия, оксид фосфора (V). При помощи каких реагентов можно различить эти вещества? Напишите соответствующие уравнения реакций.

4. Напишите уравнения реакций, которые доказывают амфотерный характер оксида свинца (II), гидроксида хрома (III), гидроксида цинка.

5. В четырех пробирках без надписей находятся растворы следующих веществ: сульфата натрия, карбоната натрия, нитрата натрия и йодида натрия. С помощью каких реагентов можно определить, где какая соль находится?

6. Напишите уравнения химических реакций, при помощи которых исходя из четырех простых веществ – калия, серы, кислорода и водорода – можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли.

7. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



РАБОТА №2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Цель работы: определить молярную массу эквивалента металла по объёму вытесненного им водорода из кислоты.

Приборы и химическая посуда: прибор для определения молярной массы эквивалента металла (штатив с кольцом и лапкой, бюретка, реакционная пробирка Оствальда, воронка, резиновая трубка, пробки со стеклянной газоотводной трубкой), термометр (комнатный), барометр, воронки.

Реактивы: навески магния, алюминия, цинка.

Растворы: соляная кислота (5%, 15%).

Экспериментальная часть работы

1. Определение молярной массы эквивалента металла проводят в приборе, изображенном на рис. 1. Прибор состоит из воронки (1), реакционной пробирки Оствальда (2) и бюретки (3), закреплённых на штативе. Бюретка и пробирка герметично закрыты пробками и соединены между собой стеклянной газоотводной трубкой. Нижний конец бюретки соединен с воронкой резиновой трубкой.

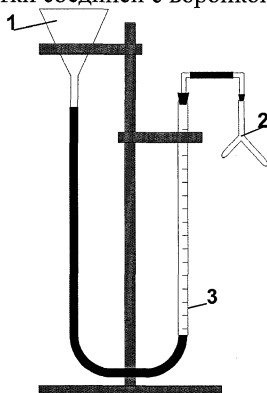


Рис. 1. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла: 1 – воронка; 2 – реакционная пробирка Оствальда; 3 – бюретка

2. Перед проведением опыта обязательно проверьте прибор на герметичность. Для этого поднимите воронку над кольцом, служащим креплением ее к бюретке, и наблюдайте изменение уровня воды в бюретке. Если при поднятии воронки уро-

вень воды в бюретке в первый момент немного повысится, но затем останется постоянным, прибор герметичен. Если уровень воды в бюретке непрерывно повышается, то прибор не герметичен. В случае нарушения герметичности прибора обратитесь к преподавателю.

3. Запишите значения атмосферного давления и температуры, при которых проводится опыт.

4. Отсоедините реакционную пробирку Оствальда и отметьте уровень воды по делениям бюретки с точностью до 0,1 мл.

5. Получите у преподавателя навеску металла. Запишите массу навески металла. Навеску металла с помощью воронки поместите в короткое колено пробирки Оствальда.

6. В длинное колено пробирки Оствальда с помощью воронки налейте разбавленную соляную кислоту примерно до $\frac{2}{3}$ его объема.

7. Плотно закройте пробирку Оствальда пробкой, присоединив ее к прибору, снова проверьте прибор на герметичность. Отметьте уровень воды по делениям бюретки с точностью до 0,1 мл (V_1). Стряхните металл в кислоту.

8. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки. После растворения навески металла дождитесь охлаждения пробирки Оствальда до комнатной температуры. После этого, не снимая реакционной пробирки Оствальда, воду в бюретке и воронке приведите к одинаковому уровню. Отметьте уровень воды в бюретке (V_2).

Результаты опыта

Масса навески металла m_{Me} , г

Температура t , °C

Давление по барометру p , мм рт.ст. (кПа)

Уровень воды в бюретке до реакции V_1 , мл

Уровень воды в бюретке после реакции V_2 , мл

Расчет

1. Вычислите объем водорода V_{H_2} (мл), вытесненный металлом из раствора соляной кислоты при температуре t и давлении p :

$$V_{H_2} = V_2 - V_1.$$

2. Водород, собираясь над водой, смешивается с её парами, поэтому общее давление газа в бюретке (в данном случае оно равно атмосферному) складывается из парциальных давлений водорода p_{H_2} и водяного пара p_{H_2O} . Таким образом, парциальное давление водорода рассчитывается по формуле:

$$p_{H_2} = p - p_{H_2O}.$$

Давление водяного пара является величиной постоянной для данной температуры. Значения p_{H_2O} в зависимости от температуры опыта приведены в табл. 2.

3. Приведите объем водорода к нормальным условиям $V_0(H_2)$, используя

уравнение объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.

Таблица 2

Давление водяного пара при различных температурах

t, °C	Давление		t, °C	Давление		t, °C	Давление	
	кПа	мм рт.ст.		кПа	мм рт.ст.		кПа	мм рт.ст.
10	1,23	9,21	18	2,06	15,47	24	2,98	22,37
12	1,40	10,51	19	2,20	16,47	25	3,17	23,75
14	1,59	11,98	20	2,34	17,53	26	3,36	25,20
15	1,70	12,78	21	2,49	18,64	27	3,65	26,73
16	1,82	13,63	22	2,64	19,82	28	3,78	28,34
17	1,94	14,52	23	2,81	21,06	29	4,00	30,03

4. Вычислите молярную массу эквивалента металла, используя закон эквивалентов. Определите металл.

5. Напишите уравнение химической реакции взаимодействия металла с соляной кислотой. По уравнению реакции определите фактор эквивалентности и теоретическую молярную массу эквивалента металла.

6. Сравните полученную молярную массу эквивалента металла с теоретической и вычислите относительную ошибку опыта:

$$\frac{\Delta M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})}{M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})} = \pm \frac{M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})_{\text{ТЕОР}} - M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})_{\text{ЭКСП}}}{M_{\text{ЭКВ}}(\text{Me})_{\text{ТЕОР}}} \cdot 100\%.$$

Контрольные вопросы

1. Что называется химическим эквивалентом вещества?
2. Что называется молярной массой эквивалента вещества? В каких случаях, молярная масса равна молярной массе эквивалента вещества? Приведите примеры.
3. Как определить фактор эквивалентности и вычислить молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в окислительно-восстановительных реакциях?
4. Что называется молярным объемом эквивалента вещества? Как определить молярный объем эквивалента вещества?
5. Каким методом в данной работе определяют молярную массу эквивалента металла?
6. Опишите прибор, используемый в работе. Какое главное требование предъявляют к установке для определения молярной массы эквивалента металла?
7. С какой целью после растворения металла в кислоте воду в бюретке и воронке приводят к одинаковому уровню?
8. Почему необходимо охлаждение прибора для определения молярной массы эквивалента металла до комнатной температуры?
9. Сформулируйте закон эквивалентов. В чем состоит значение закона эквивалентов.

Задачи

1. Вычислите молярную массу эквивалента атома элемента, оксид которого содержит 22,2% кислорода.
2. При нагревании 20,06 г металла было получено 21,66 г оксида. Вычислите

молярную массу эквивалента металла. Определите, какой это металл.

3. Вычислите относительную атомную массу двухвалентного металла, если на окисление образца металла массой 8,34 г расходуется 0,68 л кислорода (н.у.).

4. При взаимодействии навески металла массой 0,43 г с кислотой выделился водород объемом 123,3 мл (н.у.). 1,555 г этого же металла вступают во взаимодействие с 1,415 г некоторого неметалла. Рассчитайте молярную массу эквивалента неметалла.

5. Двухвалентный металл массой 13,63 г вытеснил из кислоты 5 л водорода, собранного над водой и измеренного при температуре 291 К и давлении 101,325 кПа. Давление насыщенного пара воды при данной температуре равно 3,13 кПа. Вычислите молярную массу эквивалента металла. Определите, какой это металл.

РАБОТА №3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА СЛОЖНОГО ВЕЩЕСТВА

Цель работы: определить молярную массу эквивалента карбоната калия по объёму оксида углерода (IV), образовавшегося в результате взаимодействия карбоната калия с серной кислотой.

Приборы и химическая посуда: прибор для определения молярной массы эквивалента вещества (штатив с кольцом и лапкой, бюретка, реакционная пробирка Оствальда, воронка, резиновая трубка, пробки со стеклянной газоотводной трубкой), термометр (комнатный), барометр, электронные весы, кварцевая чашка для взвешивания, шпатель, бюкс, воронки.

Реактив: карбонат калия.

Раствор: серная кислота (30%).

Экспериментальная часть работы

1. Определение молярной массы эквивалента карбоната калия проводят с использованием того же прибора, что и в работе по определению молярной массы эквивалента металла, заменив воду в бюретке раствором хлорида натрия.

2. Перед проведением опыта проверьте прибор на герметичность.

3. Запишите значения атмосферного давления и температуры, при которых проводится опыт.

4. Отсоедините реакционную пробирку Оствальда и отметьте уровень солевого раствора по делениям бюретки с точностью до 0,1 мл.

5. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г навеску карбоната калия массой 0,25 – 0,27 г. Карбонат калия гигроскопичен, поэтому его взвешивают в бюксе.

6. Навеску карбоната калия с помощью воронки поместите в одно из колен пробирки Оствальда.

7. В другое колено пробирки Оствальда налейте из мерного цилиндра 1,5 мл 30%-ного раствора серной кислоты.

8. Плотно закройте пробирку пробкой, присоединив её к прибору, снова проверьте прибор на герметичность. Отметьте уровень солевого раствора по делениям бюретки с точностью до 0,1 мл (V_1).

9. Раствор серной кислоты перелейте в то колено пробирки Оствальда, где находится навеска карбоната калия. Наблюдайте протекание химической реакции взаимодействия карбоната калия с серной кислотой с выделением оксида углерода (IV).

10. После окончания химической реакции, не снимая реакционной пробирки Оствальда, солевой раствор в бюретке и воронке приведите к одинаковому уровню. Отметьте уровень солевого раствора в бюретке (V_2).

Результаты опыта

Масса навески карбоната калия $m_{K_2CO_3}$, г

Температура t , °C

Давление по барометру p , мм рт.ст. (кПа)

Уровень солевого раствора в бюретке до реакции V_1 , мл

Уровень солевого раствора в бюретке после реакции V_2 , мл

Расчет

1. Вычислите объём оксида углерода (IV) V_{CO_2} (мл), образовавшийся в результате взаимодействия карбоната калия с серной кислотой при температуре t и давлении p :

$$V_{CO_2} = V_2 - V_1.$$

2. Приведите объём оксида углерода (IV) к нормальным условиям $V_0(CO_2)$, используя уравнение объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.

3. Вычислите молярную массу эквивалента карбоната калия, используя закон эквивалентов.

4. Напишите уравнение химической реакции взаимодействия карбоната калия с серной кислотой. По уравнению химической реакции определите фактор эквивалентности и теоретическую молярную массу эквивалента карбоната калия.

5. Сравните полученную молярную массу эквивалента карбоната калия с теоретической и вычислите относительную ошибку опыта:

$$\frac{\Delta M_{\text{ЭКВ}}(K_2CO_3)}{M_{\text{ЭКВ}}(K_2CO_3)} = \pm \frac{M_{\text{ЭКВ}}(K_2CO_3)_{\text{теор}} - M_{\text{ЭКВ}}(K_2CO_3)_{\text{эксп}}}{M_{\text{ЭКВ}}(K_2CO_3)_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Контрольные вопросы

1. Как определить фактор эквивалентности и вычислить молярную массу эквивалента а) оксидов; б) кислот; в) оснований; г) солей в реакциях обмена? Приведите примеры.

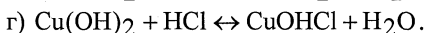
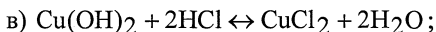
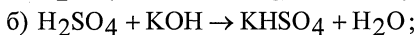
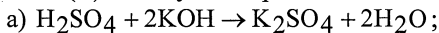
2. Каким методом в данной работе определяют молярную массу эквивалента карбоната калия?

3. Какой закон лежит в основе расчета молярной массы эквивалента сложного вещества в данной работе? Сформулируйте закон.

4. Почему в приборе, используемом для определения молярной массы эквивалента карбоната калия, бюретку заполняют раствором хлорида натрия, а не водой?

Задачи

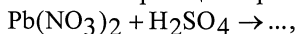
1. Определите молярные массы эквивалентов серной кислоты и гидроксида меди (II) в следующих реакциях:



2. Вычислите молярную массу эквивалентов следующих соединений: Ag_2O , HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, BaSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в реакциях обмена.

3. Вычислите молярную массу эквивалента фосфорной кислоты в реакциях обмена, в результате которых образуются средняя и кислые соли.

4. Закончите уравнение химической реакции и расставьте коэффициенты:



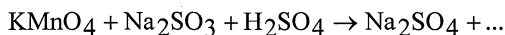
если в результате реакции образуется средняя соль. Определите:

а) фактор эквивалентности $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 ;

б) молярную массу эквивалентов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 ;

в) массу серной кислоты, необходимой для осаждения сульфата свинца (II) из раствора, если количество вещества эквивалента $\nu_{\text{экв}}(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = 0,28$ моль.

5. Реакцию между перманганатом калия и сульфитом натрия проводят в кислой среде:



Закончите уравнение химической реакции и расставьте коэффициенты. Определите:

а) фактор эквивалентности Na_2SO_3 ;

б) молярную массу эквивалента Na_2SO_3 ;

в) количество вещества эквивалента Na_2SO_3 , если количество вещества вступившего в реакцию окислителя $\nu(\text{KMnO}_4) = 0,13$ моль.

РАБОТА №4. УСТАНОВЛЕНИЕ ПРОСТЕЙШЕЙ ФОРМУЛЫ СУЛЬФИДА МЕДИ

Цель работы: на основании экспериментальных данных вывести простейшую формулу сульфида меди.

Приборы и химическая посуда: электронные весы, кварцевая чашка для взвешивания, штатив с кольцом, фарфоровый тигель, фарфоровый треугольник, сухое горючее, подставка для сухого горючего, тигельные щипцы, шпатели, эксikator.

Реактивы: сера (порошок), медь (порошок).

Экспериментальная часть работы

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

1. Взвесьте на электронных весах фарфоровый тигель с точностью до 0,01 г.
2. Прокалите взвешенный тигель в электрической печи при температуре 180 – 200 °С в течение 15 минут. Прокаленный тигель поместите в эксикатор до охлаждения. После охлаждения вновь взвесьте тигель. В случае расхождения масс повторите прокаливание, охлаждение и взвешивание до постоянного веса тигля. Запишите массу тигля.
3. В тигле взвесьте 2 г серы и закройте его фарфоровой крышкой.
4. В кварцевой чашке взвесьте 2 г меди с точностью до 0,01 г.
5. Установите в вытяжном шкафу штатив с кольцом, на которое поместите фарфоровый треугольник. Поставьте на фарфоровый треугольник тигель с серой и осторожно нагрейте до расплавления серы. Когда сера расплавится, тигельными щипцами приподнимите крышку тигля и аккуратно небольшими порциями добавляйте навеску меди в расплавленную серу. Закройте тигель и нагрейте его до полного выгорания серы, не вступившей в реакцию с медью. Во время выгорания серы периодически приоткрывайте крышку тигля.
6. Охладите тигель на воздухе, после чего с помощью тигельных щипцов перенесите его в эксикатор. Дождитесь охлаждения тигля до комнатной температуры и взвесьте его.
7. После первого взвешивания повторите прокаливание, охлаждение и взвешивание тигля. Опыт можно считать законченным, если разность между обоими взвешиваниями не превышает 0,01 г. В случае расхождения масс повторяйте прокаливание, охлаждение и взвешивание до тех пор, пока не будет получена одинаковая масса.

Результаты опыта

Масса тигля $m_{\text{тигля}}$, г

Масса меди m_{Cu} , г

Масса тигля с сульфидом меди $m_{\text{T,CuS}}$

1-е взвешивание, г

2-е взвешивание, г

Расчет

1. Рассчитайте массу сульфида меди:

$$m_{\text{CuS}} = m_{\text{T,CuS}} - m_{\text{тигля}}$$

2. Вычислите массу прореагировавшей серы:

$$m_{\text{S}} = m_{\text{CuS}} - m_{\text{Cu}}$$

3. Предположив, что в состав молекулы сульфида меди входит x атомов Cu и y атомов S и приняв во внимание, что относительные атомные массы равны $A_r(\text{Cu}) = 64$, $A_r(\text{S}) = 32$, можно составить следующее равенство $64x : 32y = m_{\text{Cu}} : m_{\text{S}}$. Разделив первые члены этой пропорции на 64, а вторые – на 32, получим:

$$x : y = \frac{m_{\text{Cu}}}{64} : \frac{m_{\text{S}}}{32}$$

где x и y – атомные факторы. Чтобы выразить атомные факторы в виде целых чисел, разделим их на наименьший из атомных факторов. Тогда формула сульфида меди будет Cu_xS_y .

4. Рассчитайте массовые доли (в %) меди и серы в сульфиде меди:

$$\omega(\text{Cu}) = \frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{CuS}}} \cdot 100\%, \quad \omega(\text{S}) = \frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{CuS}}} \cdot 100\%.$$

Контрольные вопросы

1. Какую информацию о веществе дает его химическая формула?
2. В чем отличие простейшей формулы вещества от молекулярной (истинной)? Всегда ли простейшая формула вещества совпадает с молекулярной?
3. Что необходимо знать для установления простейшей формулы вещества, а также для нахождения молекулярной формулы химического соединения?
4. Почему перед началом опыта фарфоровый тигель прокаливают?
5. С какой целью в опыте выдерживают фарфоровый тигель с сульфидом меди в эксикаторе? Какие осушающие вещества применяют в эксикаторе?

Задачи

1. Определите простейшую формулу вещества, в котором массовая доля натрия составляет 43,4%, углерода – 11,3% и кислорода – 45,3%.
2. Определите простейшую формулу оксида ванадия, зная, что 2,73 г оксида содержит 1,53 г металла.
3. После прокаливания 14,26 г основного карбоната магния образовалось 8,06 г MgO , 1,8 г H_2O и 4,4 г CO_2 . Выведите формулу соли.
4. При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г CO_2 и 4,48 г SO_2 . Определите простейшую формулу вещества.
5. Определите молекулярную формулу соединения, в котором массовая доля углерода составляет 54,5%, кислорода – 36,4% и водорода – 9,1%. Плотность соединения по водороду равна 44.

РАБОТА №5. УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ КРИСТАЛЛОГИДРАТА

Цель работы: на основании экспериментальных данных вывести формулу кристаллогидрата.

Приборы и химическая посуда: электронные весы, кварцевая чашка для взвешивания, шпатель, штатив с кольцом, фарфоровый тигель, фарфоровый треугольник, сухое горючее, подставка для сухого горючего, тигельные щипцы, эксикатор.

Реактивы: кристаллогидраты солей хлорида кобальта (II), сульфата меди (II), сульфата никеля (II), карбоната натрия.

Экспериментальная часть работы

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

1. Взвесьте на электронных весах фарфоровый тигель с точностью до 0,01 г.
2. Прокалите взвешенный тигель в электрической печи при температуре

180 – 200 °С в течение 15 минут. Прокаленный тигель поместите в эксикатор до охлаждения. После охлаждения вновь взвесьте тигель. В случае расхождения масс повторите прокаливание, охлаждение и взвешивание до постоянного веса тигля. Запишите массу тигля.

3. В кварцевой чашке взвесьте навеску кристаллогидрата массой 2 г. Отметьте цвет кристаллогидрата.

4. Поместите навеску в фарфоровый тигель.

5. Взвесьте фарфоровый тигель с кристаллогидратом с точностью до 0,01 г.

6. Установите в вытяжном шкафу штатив с кольцом, на которое поместите фарфоровый треугольник. Поставьте на фарфоровый треугольник тигель, закройте его крышкой и нагрейте в течение 10 – 15 минут.

7. Отметьте изменение цвета соли при обезвоживании кристаллогидрата.

8. Охладите тигель на воздухе в течение нескольких минут, после чего с помощью тигельных щипцов перенесите его в эксикатор. Дождитесь охлаждения тигля до комнатной температуры и взвесьте его.

9. После первого взвешивания повторите прокаливание, охлаждение и взвешивание тигля. Опыт можно считать законченным, если разность между обоими взвешиваниями не превышает 0,02 г. В случае расхождения масс повторяйте прокаливание, охлаждение и взвешивание до тех пор, пока не будет получена одинаковая масса.

Результаты опыта

Масса тигля $m_{\text{тигль}}$, г

Масса кристаллогидрата $m_{\text{крист.}}$, г

Масса тигля с кристаллогидратом $m_{\text{т,крист.}}$, г

Масса тигля с обезвоженным веществом $m_{\text{т,прокл.}}$

1-е взвешивание, г

2-е взвешивание, г

Расчет

1. Рассчитайте массу безводной соли:

$$m_{\text{безв.соли}} = m_{\text{т,прокл.}} - m_{\text{тигль}}$$

2. Вычислите массу удаленной воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{т,крист.}} - m_{\text{т,прокл.}}$$

3. Рассчитайте массовые доли соли и воды в кристаллогидрате:

$$\omega_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{крист.}}} \cdot 100\%;$$

$$\omega_{\text{безв.соли}} = \frac{m_{\text{безв.соли}}}{m_{\text{крист.}}} \cdot 100\%.$$

4. Рассчитайте число моль воды, приходящееся на один моль безводного кристаллогидрата.

В кристаллогидрате массовая доля безводной соли и кристаллизационной воды рассчитывается по следующим формулам:

$$\omega_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n \cdot M_{\text{rH}_2\text{O}}}{M_{\text{rкрст.}}} \cdot 100\%;$$
$$\omega_{\text{безв.соли}} = \frac{M_{\text{rбезв.соли}}}{M_{\text{rкрст.}}} \cdot 100\%,$$

где n – количество воды в моль, приходящееся на один моль безводной соли.

Разделив массовую долю безводной соли на массовую долю кристаллизационной воды, получаем:

$$\frac{\omega_{\text{безв.соли}}}{\omega_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{M_{\text{rбезв.соли}}}{n \cdot M_{\text{rH}_2\text{O}}},$$
$$n = \frac{\omega_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{rбезв.соли}}}{\omega_{\text{безв.соли}} \cdot M_{\text{rH}_2\text{O}}}.$$

5. Запишите формулу кристаллогидрата.
6. Определите относительную ошибку опыта, исходя из реальной формулы кристаллогидрата.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются кристаллогидратами? В чем отличие кристаллогидратов от безводных солей? Приведите примеры. Дайте определение кристаллизационной воды.
2. Как экспериментально определить массу безводной соли и кристаллизационной воды, если имеется образец кристаллогидрата? Какую химическую реакцию необходимо для этого осуществить?
3. Что происходит с кристаллогидратами при нагревании? Процесс дегидратации кристаллогидратов происходит при одинаковой температуре?
4. Как вывести молекулярную формулу кристаллогидрата по массовым долям безводной соли и воды?
5. Почему тигель с обезвоженной солью нельзя охлаждать на воздухе?

Задачи

1. Определите формулу кристаллогидрата хлорида кальция, если 2,22 г безводной соли образует с водой 4,38 г кристаллогидрата.
2. Массовая доля кристаллизационной воды в кристаллогидрате сульфата железа (II) составляет 45,32%. Определите формулу кристаллогидрата.
3. Определите формулу кристаллогидрата сульфата магния, если его навеска массой 7,38 г после высушивания и полного обезвоживания стала весить на 3,78 г меньше.
4. При охлаждении водного раствора нитрата неизвестного металла было получено 0,3 моль кристаллогидрата, в котором массовая доля безводной соли составляет 59,5%, а масса кристаллизационной воды на 22,8 г меньше массы безводной соли. Определите молярную массу кристаллогидрата и установите его состав.

5. При растворении 28 г неизвестного двухвалентного металла в разбавленной серной кислоте выделяется газ объемом 11,2 л (н.у.) и образуется сульфат металла, из которого получается 139 г кристаллогидрата. Определите формулу полученного кристаллогидрата.

РАБОТА №6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ОКСИДА УГЛЕРОДА (IV)

Цель работы: на основании экспериментальных данных определить молекулярную массу оксида углерода (IV).

Приборы и химическая посуда: электронные весы, термометр (комнатный), барометр, установка для получения и очистки оксида углерода (IV), плоскодонная колба на 250 мл, мерный цилиндр, резиновая пробка, лучинка.

Экспериментальная часть работы

1. Установка для получения и очистки оксида углерода (IV) (рис. 2) состоит из аппарата Киппа (1), заряженного кусками мрамора и соляной кислотой, двух последовательно соединенных склянок Дрекселя (2) (первая склянка заполнена водой для очистки проходящего оксида углерода (IV) от хлороводорода и от механических примесей, вторая склянка заполнена серной кислотой для осушки газа).

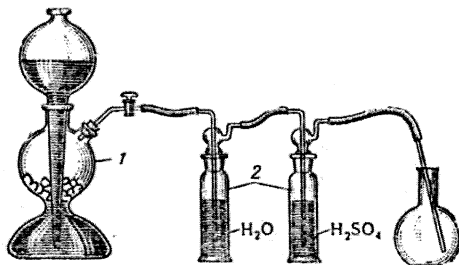


Рис. 2. Схема лабораторной установки: 1 – аппарат Киппа; 2 – склянки Дрекселя; 3 – плоскодонная колба

2. Запишите значения атмосферного давления и температуры, при которых проводится опыт.

3. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г сухую плоскодонную колбу на 250 мл, закрытую резиновой пробкой (m_1). Положение нижнего края пробки отметьте карандашом для надписей по стеклу.

4. Заполните колбу оксидом углерода (IV). Для этого газоотводную трубку установки опустите в колбу до дна, откройте кран аппарата Киппа и пропускайте газ в колбу в течение 8 минут. Для постепенного заполнения колбы газом и его достаточной очистки установите такую скорость прохождения газа через склянки Дрекселя, при которой можно считать пузырьки в промывных склянках.

Будьте внимательны!

Не рекомендуется впускать в колбу быструю струю оксида углерода (IV), так как оксид углерода (IV) будет перемешиваться с воздухом, а не вытеснять его. Это приведет к неточным результатам.

Не следует нагревать колбу руками, поэтому, закрывая ее пробкой, надо держать колбу пальцами у горла на весу в вертикальном положении.

5. Колбу, наполненную оксидом углерода (IV), закройте пробкой до метки и взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г.

6. Пропустите газ в колбу еще раз в течение 5 минут для того, чтобы убедиться, что колба заполнена полностью оксидом углерода (IV). Закройте пробкой до метки и взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г.

Если массы в первом и втором взвешивании совпадут, то опыт можно считать законченным. В случае расхождения масс повторно пропустите газ в колбу до получения постоянной массы колбы.

7. Определите объем оксида углерода (IV), для этого в колбу налейте воду до метки на горле колбы. Измерьте объем воды мерным цилиндром. Объем воды будет равен объему газа.

Результаты опыта

Объем колбы, мл

Масса пустой колбы m_1 , г

Масса колбы с оксидом углерода (IV) m_2 , г

1-е взвешивание, г

2-е взвешивание, г

Давление по барометру p , мм рт.ст.

Температура t , °C

Расчет

1. Вычислите объем газа $V_0(\text{CO}_2)$ (мл) при нормальных условиях, используя уравнение объединенного газового закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака.

2. Вычислите массу воздуха m_3 (г) в объеме колбы, учитывая, что при нормальных условиях масса одного литра воздуха равна 1,293 г.

3. Вычислите массу m_4 (г) пустой (без воздуха) колбы с пробкой:

$$m_4 = m_1 - m_3.$$

4. Вычислите массу оксида углерода (IV) в объеме колбы:

$$m_5 = m_2 - m_4.$$

5. Определите относительную плотность оксида углерода (IV) по воздуху:

$$D_{\text{возд}} = \frac{m_5}{m_3}.$$

6. Вычислите молярную массу оксида углерода (IV) тремя способами:

а) по воздуху: $M_{\text{CO}_2} = 29 \cdot D_{\text{возд}}$;

б) по закону Авогадро: $M_{\text{CO}_2} = \frac{22,4 \cdot m_5}{V_0}$;

в) по уравнению Менделеева-Клапейрона: $M_{\text{CO}_2} = \frac{m_5 \cdot R \cdot T}{p \cdot V}$.

7. Вычислите среднее значение молярной массы оксида углерода (IV) с точностью до одного знака после запятой.

8. Определите относительную погрешность опыта, сравнивая среднее опытное значение молярной массы оксида углерода (IV) с теоретической величиной:

$$\frac{\Delta M(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)} = \pm \frac{M(\text{CO}_2)_{\text{теор}} - M(\text{CO}_2)_{\text{эксп}}}{M(\text{CO}_2)_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Контрольные вопросы

1. Перечислите основные способы определения молекулярных масс газообразных веществ.

2. Какой закон лежит в основе известных способов определения молекулярных масс? Сформулируйте его.

3. Что называется а) относительной плотностью газа; б) плотностью газа по водороду; в) плотностью газа по воздуху?

4. Как можно вычислить молекулярную массу газа, если известна его плотность относительно другого газа? Приведите примеры.

5. Опишите установку для получения и очистки оксида углерода (IV).

6. Какая химическая реакция протекает в аппарате Киппа? Напишите уравнение реакции получения оксида углерода (IV) в аппарате Киппа.

7. В аппарате Киппа для получения оксида углерода (IV) из мрамора используется соляная кислота. Почему нельзя использовать более дешевую серную кислоту?

8. С какой целью, определяя молекулярную массу оксида углерода (IV), газ пропускают через склянки Дрекселя с водой и серной кислотой?

9. Почему нужно высушивать оксид углерода (IV)?

10. Как проверить полноту заполнения колбы оксидом углерода (IV)?

11. Почему объем газов при расчете масс газов и их молекулярных масс необходимо приводить к нормальным условиям? Какие условия называются нормальными?

Задачи

1. При температуре 17 °С и давлении 104 кПа масса 624 мл газа равна 1,56 г. Вычислите молекулярную массу газа.

2. Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5% водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу соединения.

3. Соединение содержит 40,3% бора, 7,5% водорода и 52,2% азота. 2,3 л этого соединения при температуре 60 °С и давлении 101,3 кПа имеют массу 6,78 г. Определите молекулярную формулу соединения.

4. Масса $0,001 \text{ м}^3$ некоторого газа при нормальных условиях равна $0,00152 \text{ кг}$, а масса $0,001 \text{ м}^3$ азота составляет $0,00125 \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу газа, исходя а) из его плотности относительно азота; б) из молярного объема.

5. Масса оксида углерода (IV), заполнившего колбу при $19 \text{ }^\circ\text{C}$ и давлении $102107,8 \text{ Па}$ равна $0,38 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Масса колбы с воздухом при тех же условиях равна $32,48 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, а с водой – $235,70 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Масса 10^{-6} м^3 воздуха при нормальных условиях равна $129 \cdot 10^{-8} \text{ кг}$. Вычислите молекулярную массу газа. Рассчитайте абсолютную и относительную ошибки в определении молекулярной массы газа (по сравнению с теоретической величиной).

РАБОТА №7. СПОСОБЫ ОЧИСТКИ ВЕЩЕСТВ ОТ ПРИМЕСЕЙ

Цель работы: ознакомиться со способами очистки веществ от примесей: перекристаллизацией, перегонкой, высаливанием, возгонкой.

Приборы и химическая посуда: электронные весы, электрическая плитка, спиртовая горелка, сухое горючее, подставка для сухого горючего, колба-нагреватель, термометр, набор ареометров, установка для перегонки жидкостей (штатив с кольцом и лапкой, штатив с лапкой для холодильника, колба Вюрца, коническая колба емкостью 100 мл , аллонж), установка для очистки хлорида натрия высаливанием (колба Вюрца, капельная воронка, резиновая трубка, стеклянная воронка), аппарат Киппа, заряженный для получения оксида углерода (IV), кварцевые чашки для взвешивания, шпатели, металлический скальпель, тигельные щипцы, мерные цилиндры, химические стаканы, кристаллизатор, колба Бунзена, колба Кляйзена, круглодонная колба, склянки Дрекселя, воронка, чашка Петри, бюкс, часовое стекло, стеклянная палочка, стеклянные капилляры, пипетки, стеклянная воронка с пробкой, хлоркальциевая трубка, фильтры, фарфоровая чашка, фарфоровая ступка с пестиком, воронка Бюхнера, насос Комовского, водоструйный насос.

Реактивы: дихромат калия, сульфат меди (II) (безводный), хлорид натрия, йод, йодид калия, хлорид аммония, сульфат натрия (безводный).

Растворы: азотная кислота (2 н.), соляная кислота (конц., 20%), серная кислота (70%), нитрат серебра (0,1 н.), хлорид бария (2 н.), лакмус, реактив Несслера.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Очистка растворимых солей методом перекристаллизации

1. Используя данные табл. 3 рассчитайте количество соли и объем воды, необходимые для приготовления такого количества насыщенного при $80 \text{ }^\circ\text{C}$ раствора соли, из которого при последующем охлаждении до $0 \text{ }^\circ\text{C}$ выделилось бы:

I вариант – $10 \text{ г CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (сульфат меди (II) безводный содержит примеси хлорида калия, а также песок и кусочки угля);

II вариант – $5 \text{ г K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (дихромат калия загрязнен небольшим количеством сульфата натрия).

В связи с наличием примесей навеску соли необходимо взять на 10% больше рассчитанной массы.

2. Отмерьте мерным цилиндром необходимый объем воды и вылейте ее в химический стакан на 50 мл. Нагрейте воду до кипения.

Таблица 3

Растворимость неорганических веществ в воде

Соль	Растворимость безводной соли, г/100 г воды, при температуре °С								
	0	10	20	30	40	50	60	80	100
CuSO ₄	12,9	14,8	17,2	20,0	22,8	25,1	28,1	34,9	42,4
K ₂ Cr ₂ O ₇	4,43	7,5	11,1	15,4	20,6	25,9	31,2	41,1	50,5

3. Поместите в воду навеску соли, предварительно растертую в ступке, и при перемешивании стеклянной палочкой нагрейте раствор до кипения на электрической плитке.

4. Проведите горячее фильтрование приготовленного насыщенного раствора соли. Для этого в химический стакан налейте немного воды и поставьте его на электрическую плитку. Отфильтруйте приготовленный насыщенный раствор соли через воронку в химический стакан. При фильтровании используйте складчатый фильтр. Насыщенный раствор при таком фильтровании не будет охлаждаться, а значит, вещество не будет кристаллизоваться на фильтре и тем самым затруднять процесс фильтрования.

5. Убедитесь, что в фильтрате, в зависимости от номера варианта, содержатся хлорид Cl⁻ или сульфат SO₄²⁻ ионы в качестве примесей. Для этого в пробирку налейте 1 мл раствора сульфата меди (II) или дихромата калия. Для определения примесей хлорид-ионов добавьте 1 – 2 капли раствора нитрата серебра и 2 капли азотной кислоты. Для определения наличия сульфат-ионов добавьте 1 – 2 капли раствора хлорида бария и 2 капли раствора соляной кислоты.

6. Помешивая фильтрат стеклянной палочкой, охладите полученный раствор сначала на воздухе до комнатной температуры, а затем до 0 °С в кристаллизаторе со льдом и водой.

7. Отделите выпавшие кристаллы соли от маточного раствора фильтрованием на воронке Бюхнера при пониженном давлении.

8. Проанализируйте полученные кристаллы и фильтрат на присутствие примесей хлорид или сульфат ионов, предварительно растворив несколько кристаллов в 1 – 2 мл воды.

Если же кристаллы все еще содержат примеси, проведите повторную перекристаллизацию. Для этого взвесьте полученное вещество, рассчитайте количество воды, необходимое для приготовления насыщенного при 80 °С раствора. Проведите все операции, как и в первый раз, кроме горячего фильтрования.

9. Снимите кристаллы медного купороса (дихромата калия) с воронки Бюхнера и отожмите их между листами фильтровальной бумаги до тех пор, пока они не перестанут прилипать к сухой стеклянной палочке. Кристаллы медного купороса сушите на воздухе при комнатной температуре. Перекристаллизованный дихро-

мат калия поместите в чашку Петри и сушите при $60\text{ }^{\circ}\text{C}$ в сушильном шкафу до постоянной массы, вынимая чашку с кристаллами через каждые 15 – 20 минут, охлаждая ее на воздухе или в эксикаторе и взвешивая.

11. Вычислите выход соли (в %).

В отчете опишите опыт, приведите результаты расчетов, объясните причины потери медного купороса (дихромата калия) в процессе перекристаллизации.

В выводе сформулируйте сущность, область применения, достоинства и недостатки метода перекристаллизации.

Опыт №2. Очистка воды методом перегонки

1. Соберите установку для перегонки жидкостей, изображенную на рис. 3.

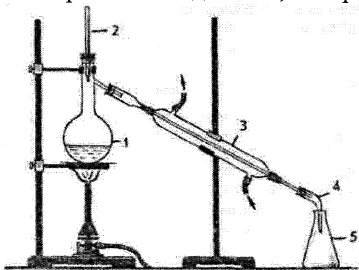


Рис. 3. Установка для перегонки жидкостей: 1 – колба Вюрца, 2 – термометр, 3 – холодильник, 4 – аллонж, 5 – колба-приемник

2. Определите плотность исходного раствора воды, содержащего примесь сульфата меди (II).

3. Поместите в колбу Вюрца (1) стеклянные капилляры незапаянным концом вниз.

4. Очищаемую воду налейте в колбу. Объем жидкости не должен превышать 150 мл и занимать не более половины объема колбы.

5. Закройте отверстие колбы Вюрца пробкой с термометром (2).

6. Заполните холодильник (3) проточной водой, таким образом, чтобы вода поступала снизу вверх.

7. Нагрейте раствор в колбе до кипения. Скорость перегонки должна составлять 1 – 2 капли на выходе из холодильника.

8. После того, как в колбе-приемнике (5) соберется около 5 мл воды, поменяйте приемник. Перегонку закончите, когда в приемнике соберется жидкость в количестве, достаточном для определения ее плотности.

9. Перегнанную воду охладите до комнатной температуры и подтвердите химическим путем отсутствие в ней исходной соли.

10. Определите плотность очищенной воды. Что и как изменилось по сравнению с исходным раствором?

11. Сравните содержание примесей в дистиллированной воде и водопроводной. Для этого на часовое стекло поместите 1 – 2 капли той и другой воды и выпарите ее на спиртовке досуха. О чистоте воды можно судить по наличию налета сухого вещества на стекле.

В отчете зарисуйте установку, опишите опыт, приведите результаты сравнения чистоты воды. В выводе сформулируйте сущность, область применения, достоинства и недостатки метода.

Опыт №3. Очистка хлорида натрия высаливанием

А) 1. Приготовьте насыщенный раствор хлорида натрия при комнатной температуре. Для этого разотрите в ступке около 10 г соли и растворите ее в 25 мл воды. Раствор отфильтруйте через складчатый фильтр в химический стакан.

2. К насыщенному раствору хлорида натрия медленно небольшими порциями добавьте 25 мл концентрированной соляной кислоты при непрерывном перемешивании раствора стеклянной палочкой.

3. После охлаждения раствора до комнатной температуры отфильтруйте выпавшие кристаллы, используя водоструйный насос, высушите их в сушильном шкафу и взвесьте.

4. Вычислите выход соли (в %).

Б) 1. Приготовьте насыщенный раствор хлорида натрия при комнатной температуре. Для этого разотрите в ступке около 10 г соли и растворите ее в 25 мл воды. Раствор отфильтруйте через складчатый фильтр в химический стакан.

2. Под тягой соберите установку для очистки хлорида натрия высаливанием, изображенную на рис. 4.

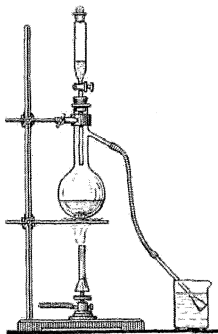


Рис. 4. Установка для очистки хлорида натрия высаливанием

3. В колбу Вюрца поместите 5,85 г хлорида натрия и через капельную воронку добавьте 5 мл 70%-ной серной кислоты. Содержимое колбы слегка нагрейте через асбестовую сетку.

4. Пропустите ток хлороводорода в приготовленный насыщенный раствор хлорида натрия. Прекратите пропускание хлороводорода, когда произойдет насыщение раствора.

5. Отфильтруйте полученные кристаллы соли на воронке Бюхнера при пониженном давлении, высушите в сушильном шкафу и взвесьте.

6. Вычислите выход соли (в %).

7. Объясните, почему образуется осадок при пропускании хлороводорода через насыщенный раствор хлорида натрия.

В отчете зарисуйте установку, опишите опыт, приведите результаты расчетов. В выводе сформулируйте сущность, область применения, достоинства и недостатки метода высаливания.

Опыт №4. Очистка йода возгонкой

А) 1. Взвесьте на электронных весах в бюксе 0,3 г кристаллического йода и в кварцевой чашке для взвешивания 0,1 г йодида калия.

2. Поместите навески на дно химического стакана для возгонки и перемешайте стеклянной палочкой.

3. Накройте стакан круглодонной колбой или колбой Кляйзена с холодной водой и льдом (рис. 5.).

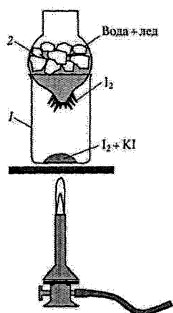


Рис. 5. Прибор для возгонки йода: 1 – стакан; 2 – колба

4. Поместите стакан на асбестовую сетку. Осторожно нагрейте дно стакана небольшим пламенем горелки. Нагревание прекратите в тот момент, когда весь стакан наполнится окрашенными парами йода. Наблюдается ли при этом образование жидкости?

5. Осторожно, сухой фильтровальной бумагой снимите с колбы кристаллы йода в чистый сухой бюкс с притертой пробкой и взвесьте их.

6. Отметьте цвет паров, форму и цвет кристаллов йода.

7. Рассчитайте выход продукта (в %) от исходной навески йода.

8. Очистите круглодонную колбу, растворив остатки йода в растворе йодида калия.

В отчете зарисуйте установку, опишите опыт, приведите результаты расчетов. В выводе сформулируйте сущность, область применения, достоинства и недостатки метода возгонки.

Опыт №5. Очистка хлорида аммония возгонкой

Прибор для возгонки хлорида аммония состоит из фарфоровой чашки, установленной на кольцо штатива, и стеклянной воронки, закрытой пробкой.

1. Получите у преподавателя навеску, содержащую смесь хлорида аммония и безводного сульфата натрия.

2. Используя справочные данные о физических свойствах хлорида аммония и сульфата натрия предположите, какое из указанных веществ при нагревании может возгоняться.

3. На электронных весах взвесьте фарфоровую чашку и стеклянную воронку. Данные занесите в табл. 4.

Таблица 4

Масса фарфоровой чашки, г		Масса стеклянной воронки, г		Масса NH_4Cl в навеске, г	Масса NH_4Cl опытная, г	Выход продукта, %
исходная	с веществом	исходная	с веществом			

4. Поместите навеску в фарфоровую чашку, накройте ее воронкой с пробкой и нагревайте в пламени горелки. Возгоняющееся вещество будет оседать на стеклянной воронке и в фарфоровой чашке.

5. По окончании возгонки прекратите нагревание. Тигельными щипцами осторожно снимите с кольца штатива фарфоровую чашку (не снимая стеклянной воронки) и оставьте охлаждаться на воздухе до комнатной температуры.

6. После охлаждения со дна фарфоровой чашки осторожно уберите остаток от навески.

7. Взвесьте вместе с веществом фарфоровую чашку и стеклянную воронку. Данные занесите в табл. 4.

8. Определите массу вещества, полученного возгонкой.

9. Предположите, какое вещество возгонялось, используя реактив Несслера.

10. С помощью скальпеля соберите очищенное вещество с фарфоровой чашки и воронки и поместите его в бюкс.

11. Определите качественной реакцией на ион SO_4^{2-} , какое вещество не подверглось возгонки, а осталось на дне фарфоровой чашки.

12. Рассчитайте выход очищенного вещества (в %), получив необходимую информацию у преподавателя.

В отчете зарисуйте установку, опишите опыт, приведите результаты расчетов. В выводе сформулируйте сущность, область применения, достоинства и недостатки метода возгонки.

Опыт №5. Очистка углекислого газа

Оксид углерода (IV), полученный в аппарате Киппа из мрамора и соляной кислоты, может быть загрязнен парами воды и хлороводородом. Для его очистки применяют вещества, поглощающие воду (например, концентрированную серную кислоту и безводные сульфат меди (II) и хлорид кальция) и воду для растворения хлороводорода.

1. Установка для очистки оксида углерода (IV) состоит из аппарата Киппа, заряженного кусками мрамора и соляной кислотой, двух последовательно соединенных склянок Дрекселя, заполненных на $\frac{1}{3}$ дистиллированной водой.

2. Пропустите через склянки Дрекселя оксид углерода (IV) в течение 8 – 10 минут с такой скоростью, чтобы можно было считать пузырьки газа, проходящие через воду.

3. Испытайте содержимое промывных склянок Дрекселя на присутствие хлорид ионов Cl^- , а также ионов водорода H^+ . Для определения примесей Cl^- добавьте к 1 мл раствора из промывной склянки 1 – 2 капли раствора нитрата серебра и 2 капли азотной кислоты. Наличие ионов H^+ подтвердите с помощью индикатора. В какой из промывных склянок содержится больше хлороводорода?

4. Присоедините к аппарату Киппа хлоркальциевую трубку, наполненную обезвоженным сульфатом меди (II).

5. В течение 10 минут пропускайте оксид углерода (IV). Что наблюдаете? Отметьте изменение цвета сульфата меди (II). Почему сульфат меди (II) изменил свой цвет?

В отчете зарисуйте установку, опишите опыт. В выводе сформулируйте сущность метода очистки газов.

Контрольные вопросы

1. Какие способы очистки веществ существуют?
2. На чем основан метод перекристаллизации? Какие соли нельзя разделить методом перекристаллизации?
3. Дайте определение понятия «растворимость». Как количественно оценивается растворимость вещества при данных условиях?
4. Одинакова ли растворимость различных веществ в воде?
5. От чего зависит растворимость веществ?
6. Как влияет нагревание на растворимость твердых веществ, газов? Приведите примеры.
7. Как зависит растворимость газов от давления?
8. Какие растворы называются насыщенными, ненасыщенными?
9. Какие растворы называются перенасыщенными? Как можно получить перенасыщенный раствор?
10. Какие растворы (насыщенные или перенасыщенные) являются неустойчивыми и почему?
11. Что произойдет с ненасыщенным раствором, с насыщенным раствором и с перенасыщенным раствором при внесении в каждый из них дополнительного количества кристаллов растворяемого вещества?
12. В трех химических стаканах содержатся прозрачные растворы сульфата меди (II): ненасыщенный, насыщенный и перенасыщенный. Как доказать, какой раствор при данной температуре находится в каждом химическом стакане?
13. Перечислите основные этапы перекристаллизации.
14. Почему при перекристаллизации происходит очистка от растворимых примесей?
15. От каких примесей происходит очистка при горячем фильтровании?
16. Почему при охлаждении раствора необходимо перемешивание?
17. Как высушивают кристаллы после перекристаллизации?
18. Каких потерь нельзя избежать при перекристаллизации?
19. Почему добавляют соляную кислоту при определении чистоты дихромата

калия, а азотную кислоту при определении чистоты медного купороса?

20. Чем отличается процесс возгонки от процесса перегонки?
21. Опишите установку для перегонки жидкостей.
22. Зачем используют капилляры?
23. Какие вещества можно очищать возгонкой?
24. В каких случаях для очистки веществ применяют возгонку?
25. В каком приборе и при какой температуре проводят возгонку?
26. Зачем при очистке йода методом возгонки добавляют йодид калия?
27. Почему выпадают кристаллы при высаливании?
28. Как можно очистить оксид углерода (IV) от примесей паров воды и хлороводорода? Опишите установку для очистки оксида углерода (IV).

Задачи

1. Путем выпаривания досуха 200 г насыщенного при 10 °С раствора хлорида натрия получено 52,64 г соли. Чему равна растворимость хлорида натрия в воде при 10 °С?

2. При охлаждении насыщенного при 90 °С раствора до 25 °С выкристаллизовалось 200 г соли. Определите объем воды и массу соли, взятые для перекристаллизации, если растворимость соли при 90 и 25 °С соответственно составляет 42,7 и 6,9 г.

3. В воде массой 100 г растворяется при температуре 30 °С бромид аммония массой 81,8 г. При охлаждении насыщенного при температуре 30 °С раствора бромида аммония массой 300 г выпадает в осадок соль массой 36,8 г. Определите, какая масса бромида аммония может быть растворена в воде массой 100 г при температуре 0 °С.

4. Определите количество кристаллогидрата сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, который выкристаллизовался при охлаждении 513,2 г насыщенного при 80 °С раствора сульфата натрия до 10 °С (растворимость безводного сульфата натрия при 80 °С равна 28,3 г, а при 10 °С – 9 г в 100 г воды).

5. Определите процентное содержание примесей в мраморе, если из 118 г его при разложении выделилось 25 л оксида углерода (IV), объем которого был измерен при 17 °С и 103,9 кПа.

РАБОТА №8. ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: измерить тепловые эффекты реакции нейтрализации и процессов, протекающих при растворении солей в воде.

Приборы и химическая посуда: электронные весы, кварцевая чашка для взвешивания, калориметр, термометр, секундомер, мешалка, воронка, мерный цилиндр.

Реактивы: сульфат меди (II) (безводный), карбонат натрия (безводный), кристаллогидрат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, кристаллогидрат $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Растворы: гидроксид натрия (1 н.), соляная кислота (1 н.).

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Определение теплоты реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием

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

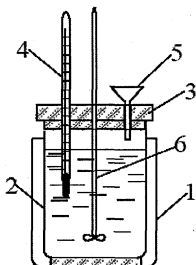


Рис. 6. Схема простейшего калориметра: 1 – наружный стакан; 2 – внутренний стакан; 3 – крышка; 4 – термометр; 5 – воронка; 6 – мешалка

2. Определите и запишите массу внутреннего стакана калориметра $m_{ст}$.

3. Получите у лаборанта 1 н. растворы соляной кислоты и гидроксида натрия, выдержанные при комнатной температуре. Запишите показания термометра T с точностью до $0,2\text{ }^{\circ}\text{C}$.

3. Отмерьте мерным цилиндром 50 мл раствора соляной кислоты и налейте ее во внутренний стакан калориметра.

4. С помощью другого мерного цилиндра отмерьте 50 мл раствора гидроксида натрия и влейте его через воронку в кислоту. При постоянном перемешивании раствора мешалкой наблюдайте изменение температуры и записывайте её значения в табл. 5.

Таблица 5

Время, мин	0	1	2	3	4	5
$T\text{ }^{\circ}\text{C}$						

5. Определите изменение температуры ΔT в ходе реакции.

Расчет

1. Вычислите количество теплоты, выделившееся в калориметре.

Тепловой эффект химической реакции может быть рассчитан по формуле:

$$Q = K \cdot \Delta T,$$

где K – теплоемкость калориметра;

ΔT – изменение температуры в ходе реакции.

По физическому смыслу теплоемкость калориметра – это количество теплоты, необходимое для нагревания калориметра с его содержимым на один градус. Теплоемкость калориметра складывается из теплоемкости раствора, который находится во внутреннем стакане ($c_{p-ра} \cdot m_{p-ра}$), и теплоемкости самого стакана ($c_{ст} \cdot m_{ст}$). Таким образом, тепловой эффект химической реакции может быть рассчитан по формуле:

$$Q = \Delta T(c_{p-ра} \cdot m_{p-ра} + c_{ст} \cdot m_{ст}),$$

где $c_{p-ра}$ – удельная теплоемкость раствора;

$c_{ст}$ – удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен химический стакан;

$m_{p-ра}$ – масса раствора;

$m_{ст}$ – масса стакана;

ΔT – скачок температуры.

Поскольку концентрация раствора мала, удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды, то есть 4,18 Дж/г. Удельная теплоемкость стекла, из которого изготовлен химический стакан, равна 0,78 Дж/г.

2. Вычислите количество вещества соляной кислоты или гидроксида натрия, взятых для опыта.

3. Вычислите тепловой эффект и энтальпию реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием в кДж/моль.

4. Рассчитайте теоретическую величину энтальпии реакции нейтрализации.

5. Сравните полученное значение энтальпии нейтрализации с теоретическим и вычислите относительную ошибку опыта (в %).

Опыт №2. Определение энтальпии реакции гидратации сульфата меди (II)

1. Определите и запишите массу внутреннего стакана калориметра $m_{ст}$.

2. Во внутренний стакан калориметра налейте 200 мл дистиллированной воды и запишите показания термометра T с точностью до 0,2 °С.

3. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г навеску безводного сульфата меди (II) массой 7 – 8 г.

4. Быстро и аккуратно внесите навеску во внутренний стакан калориметра через воронку.

5. При постоянном перемешивании раствора мешалкой наблюдайте изменение температуры и записывайте её значения в табл. 6.

Таблица 6

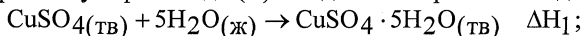
Время, мин	0	1	2	3	4	5
T , °С						

6. Определите изменение температуры ΔT в ходе реакции.

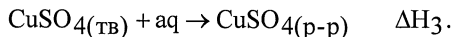
7. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г навеску кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ массой 9 – 10 г. Повторите опыт с навеской кристаллогидрата (пункты 1 – 6).

Расчет

Процесс растворения сульфата меди (II) в воде можно разбить на две стадии:



Первая стадия – процесс гидратации, то есть получение кристаллогидрата сульфата меди (II), вторая стадия – растворение кристаллогидрата в воде. Суммарная энтальпия реакций $\Delta H_1 + \Delta H_2$ равна энтальпии процесса растворения безводной соли ΔH_3 согласно закону Гесса:



Измерив энтальпии процессов растворения кристаллогидрата ΔH_2 и безводной соли ΔH_3 , можно вычислить энтальпию реакции гидратации безводного сульфата меди (II) ΔH_1 :

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2.$$

1. Рассчитайте количество теплоты, выделившееся в калориметре при растворении навески безводной соли сульфата меди (II), по формуле:

$$Q = \Delta T(c_{\text{р-ра}} \cdot m_{\text{р-ра}} + c_{\text{ст}} \cdot m_{\text{ст}}).$$

2. Рассчитайте энтальпию реакции растворения безводного сульфата меди (II) ΔH_3 . Энтальпия реакции растворения (в кДж/моль) может быть рассчитана по формуле:

$$\Delta H_{\text{раст}} = \pm \frac{Q \cdot M}{m},$$

где Q – теплота, выделившаяся (поглотившаяся) в калориметре, кДж;

M – молярная масса вещества, г/моль;

m – масса навески соли, г.

3. Рассчитайте количество теплоты, поглощенное в калориметре при растворении кристаллогидрата.

4. Рассчитайте энтальпию реакции растворения кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ΔH_2 (в кДж/моль).

5. Рассчитайте энтальпию гидратации безводного сульфата меди (II) ΔH_1 по формуле:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2.$$

6. Сравните полученное значение энтальпии гидратации сульфата меди (II) с теоретическим и вычислите относительную ошибку опыта (в %).

Справочная величина энтальпии гидратации сульфата меди (II) равна – 78, 87 кДж/моль. В выводе укажите на возможные причины погрешности.

Опыт №3. Определение энтальпии реакции гидратации карбоната натрия

1. Определите и запишите массу внутреннего стакана калориметра $m_{\text{ст}}$.

2. Во внутренний стакан калориметра налейте 200 мл дистиллированной воды и запишите показания термометра T с точностью до 0,2 °С.

3. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г навеску безводного карбоната натрия массой 6 – 7 г.

4. Быстро и аккуратно внесите навеску во внутренний стакан калориметра через воронку.

5. При постоянном перемешивании раствора мешалкой наблюдайте изменение температуры и записывайте её значения в табл. 7.

Таблица 7

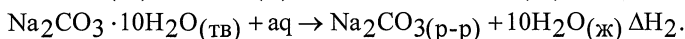
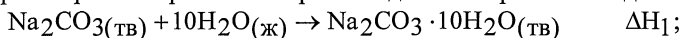
Время, мин	0	1	2	3	4	5
T °,C						

6. Определите изменение температуры ΔT в ходе реакции.

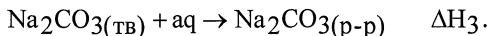
7. Взвесьте на электронных весах с точностью до 0,01 г навеску кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 14 – 15 г. Повторите опыт с навеской кристаллогидрата (пункты 1 – 6).

Расчет

Процесс растворения карбоната натрия в воде можно разбить на две стадии:



Первая стадия – процесс гидратации, то есть получение кристаллогидрата карбоната натрия, вторая стадия – растворение кристаллогидрата в воде. Суммарная энтальпия реакций $\Delta H_1 + \Delta H_2$ равна энтальпии процесса растворения безводной соли ΔH_3 согласно закону Гесса:



Измерив энтальпии процессов растворения кристаллогидрата ΔH_2 и безводной соли ΔH_3 , можно вычислить энтальпию реакции гидратации безводного карбоната натрия ΔH_1 :

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2.$$

1. Рассчитайте количество теплоты, выделившееся в калориметре при растворении навески безводной соли карбоната натрия, по формуле:

$$Q = \Delta T(c_{\text{р-ра}} \cdot m_{\text{р-ра}} + c_{\text{ст}} \cdot m_{\text{ст}}).$$

2. Рассчитайте энтальпию реакции растворения безводного карбоната натрия ΔH_3 . Энтальпия реакции растворения (в кДж/моль) может быть рассчитана по формуле:

$$\Delta H_{\text{раст}} = \pm \frac{Q \cdot M}{m},$$

где Q – теплота, выделившаяся (поглотившаяся) в калориметре, кДж;

M – молярная масса вещества, г/моль;

m – масса навески соли, г.

3. Рассчитайте количество теплоты, поглощенное в калориметре при растворении кристаллогидрата.

4. Рассчитайте энтальпию реакции растворения кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ΔH_2 (в кДж/моль).

5. Рассчитайте энтальпию реакции гидратации безводного карбоната натрия ΔH_1 по формуле:

$$\Delta H_1 = \Delta H_3 - \Delta H_2.$$

6. Сравните полученное значение энтальпии гидратации карбоната натрия с теоретическим и вычислите относительную ошибку опыта (в %).

Справочная величина энтальпии гидратации карбоната натрия равна $-92,47$ кДж/моль. В выводе укажите на возможные причины погрешности.

Контрольные вопросы

1. Что называется тепловым эффектом химической реакции? Как экспериментально определить тепловой эффект химического процесса? Опишите устройство простейшего калориметра.

2. Как называются химические реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?

3. Какое условие необходимо соблюдать при определении теплоты реакции нейтрализации и теплоты растворения с помощью калориметра?

4. Как рассчитать количество теплоты, выделившейся или поглотившейся в ходе реакции? Что называется теплоемкостью калориметра? Почему при расчете теплоемкости калориметра удельная теплоемкость раствора принимается равной теплоемкости воды?

4. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?

5. Что называется теплотой гидратации, теплотой растворения?

6. Объясните, почему процессы растворения веществ в воде могут самопроизвольно протекать не только с выделением тепла, но и поглощением тепла?

7. Одинаковы ли теплоты нейтрализации 1 н. раствора гидроксида натрия и 1 н. растворов а) соляной; б) серной; в) уксусной кислот? Если нет, то почему?

8. Сформулируйте закон Гесса. Приведите примеры применения закона Гесса.

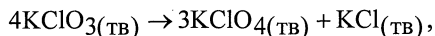
Задачи

1. Рассчитайте энтальпию гидратации сульфата натрия, если известно, что растворение 1 моль сульфата натрия сопровождается выделением $2,3$ кДж теплоты, а растворение 1 моль гидратированного сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – поглощением $79,4$ кДж теплоты.

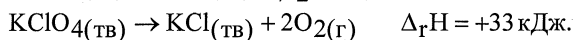
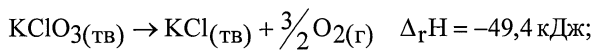
2. Теплоты растворения SrCl_2 и $\text{SrCl}_2 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ составляют соответственно $-47,7$ и 31 кДж. Рассчитайте энтальпию гидратации хлорида стронция.

3. При сгорании фосфора массой $9,3$ г выделяется $229,5$ кДж теплоты. Рассчитайте стандартную энтальпию образования оксида фосфора (V).

4. Вычислите изменение энтальпии реакции:



используя следующие термодинамические данные:



5. Вычислите стандартную энтальпию образования кристаллического фосфата кальция, если известно, что при сгорании 12 г кальция выделяется 190,48 кДж, при сгорании 6,2 г фосфора – 154,66 кДж, а при взаимодействии 168 г оксида кальция с оксидом фосфора (V) – 670,89 кДж теплоты.

РАБОТА №9. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: определить кинетические параметры химической реакции: порядок реакции и энергию активации. Исследовать влияние изменения концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость химической реакции.

Приборы и химическая посуда: электрическая плитка, прибор для изучения скорости разложения пероксида водорода (штатив с кольцом и лапкой, бюретка, реакционная пробирка Оствальда, воронка, резиновая трубка, пробки со стеклянной газоотводной трубкой), штатив с пробирками, химические стаканы, бюретки, мерный цилиндр, стеклянная палочка, секундомер, термометр, водяная баня.

Реактивы: оксид марганца (IV) (порошок).

Растворы: пероксид водорода (3%), тиосульфат натрия (0,3 М), серная кислота (0,25 М).

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Определение константы скорости, порядка и времени полураспада реакции разложения пероксида водорода

В данной работе изучается скорость реакции разложения пероксида водорода, которую в первом приближении можно рассматривать как реакцию первого порядка. В обычных условиях скорость разложения пероксида водорода мала, поэтому проводить реакцию следует в присутствии катализатора – оксида марганца (IV).

1. Изучение скорости разложения пероксида водорода проводят в приборе, изображенном на рис. 7. Прибор состоит из воронки (1), реакционной пробирки Оствальда (2) и бюретки (3), закреплённых на штативе. Бюретка и пробирка герметично закрыты пробками и соединены между собой стеклянной газоотводной трубкой. Нижний конец бюретки соединен с воронкой резиновой трубкой.

2. Перед проведением опыта обязательно проверьте прибор на герметичность. Для этого поднимите воронку над кольцом, служащим креплением ее к бюретке, и наблюдайте изменение уровня воды в бюретке. Если при поднятии воронки уровень воды в бюретке в первый момент немного повысится, но затем останется постоянным, прибор герметичен. Если уровень воды в бюретке непрерывно повышается, то прибор не герметичен. В случае нарушения герметичности прибора обратитесь к преподавателю.

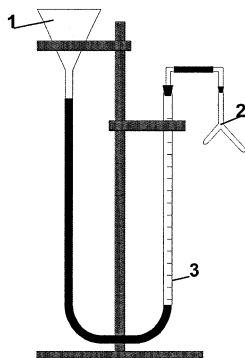


Рис. 7. Прибор для изучения скорости разложения пероксида водорода:
1 – воронка; 2 – реакционная пробирка Оствальда; 3 – бюретка

3. Отсоедините реакционную пробирку Оствальда и отметьте уровень воды по делениям бюретки с точностью до 0,1 мл.

4. Отмерьте цилиндром 4 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и перелейте в одно из колен реакционной пробирки Оствальда.

5. Возьмите стеклянную палочку диаметром 0,5 – 0,6 см и длиной примерно 2 см. Опустите кончик палочки в раствор клея БФ-6. Дайте стечь его избытку и прикоснитесь к поверхности тонко измельченного порошка оксида марганца (IV) таким образом, чтобы конец стеклянной палочки покрылся тонким слоем катализатора.

6. Поместите стеклянную палочку в свободное колено пробирки Оствальда.

7. Плотно закройте пробирку пробкой, присоединив ее к прибору, снова проверьте прибор на герметичность. Отметьте уровень воды по делениям в бюретке с точностью до 0,1 мл (V_1).

8. Наклоните реакционную пробирку таким образом, чтобы раствор пероксида водорода перелился в колено пробирки Оствальда, в котором находится катализатор, и одновременно включите секундомер. Наблюдайте выделение кислорода и вытеснение воды из бюретки.

9. Измерение объема кислорода, выделяющегося в процессе реакции разложения пероксида водорода, проводите через 2 минуты каждые 30 с в течение 7 – 8 минут эксперимента. Во время измерений воду в бюретке и воронке приведите к одинаковому уровню. Результаты измерений занесите в табл. 8.

10. Для определения объема кислорода $V_{O_2, \text{кон}}$, выделяющегося при практически полном разложении пероксида водорода, поместите колено реакционной пробирки Оствальда с реакционной смесью в стакан с горячей водой. Повышение температуры повысит скорость реакции разложения пероксида водорода.

11. После окончания реакции уберите стакан с горячей водой, дождитесь охлаждения реакционной пробирки Оствальда до комнатной температуры. Воду в бюретке и воронке приведите к одинаковому уровню. После этого отметьте уро-

вень воды по делениям в бюретке с точностью до 0,1 мл и занесите значение $V_{O_2, \text{кон}}$ в табл. 8.

Таблица 8

Время τ , с	Уровень воды в бюретке, мл	Объем выделившегося кислорода, $V_{O_2, \tau}$	$V_{O_2, \text{кон}}$	$\ln \left(\frac{V_{O_2, \text{кон}}}{V_{O_2, \text{кон}} - V_{O_2, \tau}} \right)$
			$V_{O_2, \text{кон}} - V_{O_2, \tau}$	
120		0		
150				
180				
...	
		$V_{O_2, \text{кон}}$	—	—

Расчет

1. Напишите уравнение химической реакции разложения пероксида водорода.

2. На основании данных табл. 8 рассчитайте значения константы скорости реакции разложения пероксида водорода по формуле:

$$k = \frac{1}{\tau} \ln \left(\frac{V_{O_2, \text{кон}}}{V_{O_2, \text{кон}} - V_{O_2, \tau}} \right),$$

или перейдя к десятичным логарифмам: $k = \frac{2,303}{\tau} \lg \left(\frac{V_{O_2, \text{кон}}}{V_{O_2, \text{кон}} - V_{O_2, \tau}} \right)$.

Сохранятся ли постоянным значение константы скорости в опыте? Вычислите среднее значение константы скорости $k_{\text{ср}}$ реакции разложения пероксида водорода.

3. Рассчитайте время полураспада для реакции разложения пероксида водорода по формуле:

$$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}.$$

4. На основании экспериментальных данных табл. 8 постройте график зависимости $V_{O_2, \tau}$ – τ . Используя график, определите период полураспада пероксида водорода и рассчитайте значение константы скорости реакции. Сравните полученное значение со средним значением константы скорости реакции разложения пероксида водорода $k_{\text{ср}}$.

5. На основании экспериментальных данных табл. 8 постройте график зависи-

мости $\ln \left(\frac{V_{O_2, \text{кон}}}{V_{O_2, \text{кон}} - V_{O_2, \tau}} \right)$ – τ . Из графика по тангенсу угла наклона прямой определите значение константы скорости реакции.

Сравните полученное значение со средним значение константы скорости реакции разложения пероксида водорода $k_{\text{ср}}$.

6. Рассчитайте период полураспада пероксида водорода по формуле:

$$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

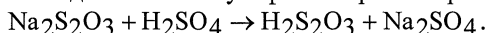
и сравните его значение с $\tau_{1/2}$, полученным из графика.

Опыт №2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. Определение порядка реакции разложения тиосерной кислоты

В данном опыте определяют порядок реакции разложения тиосерной кислоты:



Тиосерная кислота является неустойчивым соединением, поэтому ее получают в эксперименте при взаимодействии тиосульфата натрия и серной кислоты:



Начальная концентрация тиосерной кислоты $\text{C}_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ соответствует исходной концентрации тиосульфата натрия с учетом увеличения объема реакционной смеси за счет добавления воды и серной кислоты.

Средняя скорость реакции разложения тиосерной кислоты рассчитывается по формуле:

$$\bar{v} = -\frac{\Delta \text{C}_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{\Delta \tau}.$$

За ходом протекания реакции наблюдают по плотности суспензии серы, образующейся при разложении тиосерной кислоты. Достигаемая визуально во всех опытах одинаковая плотность суспензии соответствует одинаковому количеству разложившейся кислоты. Следовательно, $\Delta \text{C}_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ во всех проводимых опытах – постоянная величина. Вследствие этого при графическом определении порядка реакции средняя скорость разложения тиосерной кислоты можно быть рассчитана по формуле:

$$\bar{v} = \frac{1}{\Delta \tau}.$$

В химический стакан из бюретки налейте 10 мл 0,3 М раствора тиосульфата натрия и 30 мл воды. В пробирку налейте 10 мл 0,25 М раствора серной кислоты. Одновременно слейте растворы серной кислоты и тиосульфата натрия. Отметьте время с момента сливания растворов до появления коллоидных частиц серы – помутнения раствора. Аналогично проделайте опыты с увеличивающимися концентрациями тиосульфата натрия, изменив пропорции тиосульфата натрия и воды согласно табл. 9. Результаты опыта занесите в табл. 9.

Расчет

1. На основании полученных данных постройте график зависимости $\lg \frac{1}{\Delta \tau}$ от

логарифма концентрации тиосульфидной кислоты $\lg C_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}$ при постоянной температуре.

2. Определите по графику порядок реакции разложения тиосульфидной кислоты.

3. Напишите кинетическое уравнение реакции разложения тиосульфидной кислоты.

3. На основании графика сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Сопоставятся ли ваши наблюдения с законом действующих масс?

Таблица 9

Температура опыта – ...°С

Опыт	Объем растворов, мл				$C_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, моль/л	$\lg C_{\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3}$	$\Delta\tau$, с	$\frac{1}{\Delta\tau}$, с ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	общий объем, мл				
1	10	30	10	50				
2	15	25	10	50				
3	20	20	10	50				
4	25	15	10	50				
5	30	10	10	50				
6	40	–	10	50				

Опыт №3. Зависимость скорости реакции от температуры. Определение энергии активации разложения тиосульфидной кислоты

1. В пробирку налейте из бюретки 5 мл 0,3 М раствора тиосульфата натрия. В другую пробирку налейте 5 мл 0,25 М раствора серной кислоты. Отметьте комнатную температуру воздуха t °С. Одновременно слейте растворы серной кислоты и тиосульфата натрия. Отметьте время с момента сливания растворов до появления коллоидных частиц серы – помутнения раствора.

2. В две другие пробирки налейте по 5 мл тех же растворов. Поместите пробирки в водяную баню, температура которой на 10 °С выше комнатной ($t + 10$ °С). Выдержите пробирки при этой температуре 5 – 7 минут. Слейте содержимое пробирок и отметьте время с момента сливания растворов до начала помутнения раствора.

3. Следующие варианты опыта проведите аналогично второму при температуре на 20, 30, 40, 50 °С выше комнатной. Результаты опыта занесите в табл. 10.

Таблица 10

Опыт	Объем растворов, мл		Температура T , К	$1/T$, К ⁻¹	$\Delta\tau$, с	$\frac{1}{\Delta\tau}$, с ⁻¹	$\ln\left(\frac{1}{\Delta\tau}\right)$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4					
1	5	5					
2	5	5					
3	5	5					
4	5	5					
5	5	5					
6	5	5					

Расчет

1. На основании полученных данных постройте график зависимости $\ln \frac{1}{\Delta t}$ от $1/T$.

2. Определите по графику энергию активации реакции разложения тиосерной кислоты.

3. На основании экспериментальных данных рассчитайте значение температурного коэффициента скорости реакции. Выполняется ли в данном опыте правило Вант-Гоффа?

3. Как влияет изменение температуры на скорость химической реакции? Сделайте вывод о зависимости скорости химической реакции от температуры.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются гомогенными, а какие – гетерогенными? Приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций.

2. Дайте определение средней и истинной скорости химической реакции.

3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

4. Сформулируйте закон действующих масс. В каких случаях закон применим к химическим процессам? Как влияет концентрация на скорость химической реакции?

5. Что называется кинетическим уравнением химической реакции?

6. Что такое порядок реакции? Как с помощью метода подстановки можно определить, что данная реакция а) нулевого порядка; б) первого порядка; в) второго порядка?

7. Как графическим методом можно определить, что данная реакция а) нулевого порядка; б) первого порядка; в) второго порядка?

8. Что называется молекулярностью реакции? В каком случае молекулярность реакции и порядок кинетического уравнения могут численно совпадать?

9. Что такое константа скорости реакции? В чем заключается физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?

10. Почему при повышении температуры скорость химической реакции возрастает?

11. Сформулируйте правило Вант-Гоффа. Влияние какого фактора на скорость химической реакции оно отражает? Напишите математическое выражение правила Вант-Гоффа. Что называется температурным коэффициентом скорости химической реакции?

12. Дайте определение энергии активации. Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли энергия активации от температуры?

13. Прямая реакция экзотермическая. У какой реакции: прямой или обратной будет больше энергия активации. Ответ поясните с помощью графика.

14. Напишите уравнение Аррениуса. В чем заключается физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? От каких факторов он зависит?

Задачи

1. Химическая реакция между оксидом азота (II) и хлором протекает по уравнению: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$. Как изменится скорость реакции при увеличении: а) концентрации оксида азота (II) в два раза; б) концентрации хлора в два раза; в) концентрации обоих веществ в два раза; г) общего давления в системе в 4 раза?

2. Определите порядок реакции разложения пероксида водорода в присутствии катализатора, если концентрация пероксида водорода изменялась следующим образом:

время, мин	0	10	20	30	40
cH_2O_2 , моль/л	2,50	0,90	0,32	0,12	0,04

Определите константу скорости реакции.

3. При 30 °С скорость химической реакции равна 0,01 моль/л · мин. Какова будет скорость реакции: а) при 60 °С; б) при 0 °С, если при повышении температуры на 10 °С скорость реакции возрастает в 3 раза?

4. При 150 °С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится реакция, если проводить ее: а) при 200 °С; б) при 80 °С.

5. Вычислите энергию активации реакции разложения оксида азота (IV), если константы скорости этой реакции при 600 и 640 К соответственно равны 83,9 и 407 л · моль⁻¹ · с⁻¹.

6. Вычислите энергию активации реакции окисления сульфата железа (II) хлоратом калия в кислой среде в интервале от 10 до 32 °С, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5.

РАБОТА №10. КАТАЛИЗ И ИНГИБИРОВАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Цель работы: изучить автокаталитические реакции, а также влияние действия катализатора и ингибитора на скорость протекания химических реакций.

Химическая посуда: штатив с пробирками, держатель для пробирок, спиртовка, шпатели.

Реактивы: оксид марганца (IV), сульфат марганца (II), железный гвоздик.

Растворы: пероксид водорода (3%), хлорид железа (III) (насыщ.), перманганат калия (0,1 М), серная кислота (2 М), соляная кислота (20%), щавелевая кислота (1 М).

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Гомогенный катализ.

Разложение пероксида водорода в присутствии хлорида железа (III)

В пробирку налейте 2 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли интенсивное выделение газа?

Добавьте к содержимому пробирки 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III). Опишите наблюдения. Напишите уравнение химической реакции. Сделайте вы-

вод о влиянии хлорида железа (III) на скорость разложения пероксида водорода.

Опыт №2. Гетерогенный катализ.

Разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV)

В две пробирки налейте по 5 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Что наблюдаете?

В первую пробирку добавьте немного (на кончике шпателя) порошка оксида марганца (IV), во вторую в два раза больше. Запишите время начала и окончания выделения кислорода в обеих пробирках. Опишите наблюдения. Напишите уравнение химической реакции. Сделайте вывод о влиянии количества катализатора оксида марганца (IV) на скорость разложения пероксида водорода.

Опыт №3. Автокатализ.

Взаимодействие перманганата калия с щавелевой кислотой

В пробирку налейте 1 мл раствора перманганата калия и добавьте дистиллированную воды до образования раствора розового цвета. Разделите раствор на две пробирки и добавьте в каждую по 1 мл щавелевой кислоты и по 1 мл серной кислоты. В одну пробирку внесите кристаллик соли сульфата марганца (II).

Отметьте время протекания реакции в первой и второй пробирке по моменту обесцвечивания раствора. Опишите наблюдения. Напишите уравнение химической реакции. Сделайте вывод о влиянии ионов Mn^{2+} на скорость реакции взаимодействия перманганата калия с щавелевой кислотой.

Опыт №4. Ингибирование. Взаимодействие железа с соляной кислотой

В две пробирки налейте по 3 – 4 мл раствора соляной кислоты. В одну пробирку добавьте на кончике шпателя уротропин. Затем в каждую пробирку поместите железный гвоздик. Нагрейте содержимое пробирок. Наблюдайте за выделением водорода. Опишите наблюдения. Напишите уравнение химической реакции. Сделайте вывод о влиянии уротропина на скорость реакции взаимодействия железа с соляной кислотой.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются каталитическими? Приведите примеры каталитических химических реакций. Что такое катализатор?
2. Что такое катализ? Какие виды катализа существуют? Что называется гомогенным и гетерогенным катализом?
3. В чем заключается принцип действия катализатора?
4. Как объясняет теория промежуточных соединений механизм гомогенного катализа?
5. В чем заключается роль катализатора в гетерогенном катализе?
6. Чем отличаются механизмы ускорения реакций при повышении температуры и ускорения реакций с помощью катализатора? Какие преимущества имеет ускорение реакций с помощью катализаторов перед ускорением реакций путем повышения температуры?
7. В чем сущность избирательности катализаторов?
8. Что такое автокатализ?

9. Что такое ингибитор? В чем заключается действие ингибиторов химических процессов?

РАБОТА №11. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Цель работы: изучить влияние изменения концентрации веществ, температуры, среды раствора на смещение химического равновесия.

Химическая посуда: штатив с пробирками, химический стакан на 50 мл, водяная баня, пипетки, шпатели, стеклянная палочка.

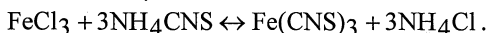
Реактивы: хлорид железа (III), роданид аммония, хлорид аммония.

Растворы: гидроксид натрия (2 н.), серная кислота (2 н.), хлорид железа (III) (конц.), роданид аммония (конц.), дихромат калия (0,5 н.), хромат калия (0,5 н.), крахмал свежеприготовленный, йодная вода.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Влияние изменения концентрации веществ на смещение химического равновесия

Влияние изменения концентрации веществ на смещение химического равновесия рассмотрим на примере химической реакции между хлоридом железа (III) FeCl_3 и роданидом аммония NH_4CNS :



Роданид железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, образующийся в результате данной реакции, придает раствору ярко красную окраску. Раствор хлорида железа (III) FeCl_3 имеет слабо желтую окраску, а растворы роданида аммония NH_4CNS и хлорида аммония NH_4Cl – бесцветны. Поэтому изменение интенсивности окраски раствора позволяет судить об изменении концентрации роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{CNS})_3$, то есть о смещении химического равновесия в исследуемой реакционной системе.

1. В химический стакан на 50 мл налейте примерно 20 мл (около 1/3 объема) дистиллированной воды и добавьте по 2 – 3 капли насыщенных растворов хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида аммония NH_4CNS . Отметьте окраску раствора.

2. Полученный раствор разделите примерно поровну на четыре пробирки, одна из которых будет являться контрольной.

3. В остальные три пробирки добавьте следующие реактивы: в первую – 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III) FeCl_3 ; во вторую – такое же количество раствора роданида аммония NH_4CNS ; в третью – кристаллический хлорид аммония NH_4Cl .

4. Перемешайте растворы с помощью стеклянной палочки. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски раствора в контрольной пробирке. Результаты опыта занесите в табл. 11.

Таблица 11

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски (ослабление, усиление по сравнению с контрольной пробиркой)	Направление смещения химического равновесия (влево, вправо)
1	FeCl_3		
2	NH_4CNS		
3	NH_4Cl		

5. На основании принципа Ле Шателье-Брауна объясните изменение интенсивности окраски растворов.

6. Напишите выражение для константы химического равновесия исследуемой обратимой реакции. Объясните наблюдаемые явления, используя выражение константы химического равновесия.

7. Сделайте вывод о влиянии изменения концентрации веществ на смещение химического равновесия.

Опыт №2. Влияние изменения температуры на смещение химического равновесия

1. В две пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора крахмала и по каплям, перемешивая содержимое пробирок, добавьте йодную воду до получения устойчивой синей окраски. Объясните образование синей окраски раствора.

2. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а другую – осторожно нагрейте на водяной бане. Отметьте изменение окраски раствора при нагревании.

3. Охладите пробирку водой из-под крана и сравните окраску раствора с контрольной пробиркой. Отметьте изменение окраски раствора при охлаждении.

4. Повторите цикл нагревание – охлаждение для того, чтобы убедиться в неоднократной обратимости процесса.

5. На основании принципа Ле Шателье-Брауна определите прямая реакция между йодом и крахмалом – экзотермическая или эндотермическая?

6. Объясните влияние температуры на смещение химического равновесия.

7. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического равновесия.

Опыт №3. Влияние среды раствора на смещение химического равновесия

1. В две пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте 1 – 2 мл гидроксида натрия. Отметьте изменение окраски раствора.

2. В две другие пробирки налейте по 2 – 3 мл раствора хромата калия K_2CrO_4 . Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1 – 2 мл раствора серной кислоты. Отметьте изменение окраски раствора.

3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций перехода хромата в дихромат и обратного процесса.

4. Сделайте вывод о влиянии среды раствора на смещение химического равновесия.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
2. Что такое химическое равновесие? Почему химическое равновесие называют динамическим?
3. Что понимают под равновесной и исходной концентрациями веществ? В каких соотношениях они находятся?
4. Что называется константой химического равновесия? В чем заключается физический смысл константы химического равновесия?
5. От каких факторов зависит константа химического равновесия?
6. Какова связь между константой равновесия и изменением энергии Гиббса?
7. Какими внешними воздействиями можно нарушить состояние химического равновесия?
8. Сформулируйте принцип Ле Шателье-Брауна.
9. Как влияет изменение концентрации одного из реагирующих веществ на смещение химического равновесия в гомогенной реакционной смеси?
10. Как влияет изменение температуры на смещение химического равновесия в а) экзотермических; б) эндотермических реакциях?

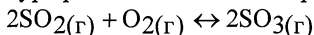
Задачи

1. Напишите выражения констант химического равновесия следующих обратимых химических реакций:

- а) $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$;
- б) $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{Cl}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$;
- в) $2\text{ZnS}(\text{кр}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{ZnO}(\text{кр}) + 2\text{SO}_2(\text{г})$;
- г) $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{кр}) + 4\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 3\text{Fe}(\text{кр}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

2. Константа равновесия системы: $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$ равна 0,1. Равновесные концентрации $[\text{H}_2] = 0,2$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,08$ моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота.

3. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе:



составляли соответственно $[\text{SO}_2] = 0,04$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3] = 0,02$ моль/л. Вычислите константу химического равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

4. Укажите, в каких из перечисленных ниже реакций:

- а) $\text{FeO}(\text{ТВ}) + \text{CO}(\text{г}) \leftrightarrow \text{Fe}(\text{ТВ}) + \text{CO}_2(\text{г})$ $\Delta_{\text{г}}\text{H} = -13,2$ кДж;
- б) $3\text{N}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow 4\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta_{\text{г}}\text{H} = -878$ кДж;
- в) $2\text{NO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta_{\text{г}}\text{H} = -340$ кДж;
- г) $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta_{\text{г}}\text{H} = -1613,6$ кДж;
- д) $\text{CH}_4(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{S}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CS}_2(\text{г}) + 4\text{H}_2(\text{г})$ $\Delta_{\text{г}}\text{H} = 230$ кДж

одновременно понижение температуры и давления вызовет смещение химического равновесия вправо.

5. Химическое равновесие реакции $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{CO}_2] = 7$ моль/л, $[\text{H}_2] = 5$ моль/л, $[\text{CO}] = 10$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 14$ моль/л. Химическое равновесие было нарушено из-за уменьшения концентрации воды до 11 моль/л. Вычислите равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения химического равновесия.

РАБОТА №12. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ. ПРОВЕРКА КОНЦЕНТРАЦИИ ПРИГОТОВЛЕННОГО РАСТВОРА

Цель работы: ознакомиться с различными методами приготовления растворов заданной концентрации и методами проверки концентрации приготовленного раствора.

Приборы и химическая посуда: электронные весы, кварцевая чашка для взвешивания, набор ареометров, термометр, штатив с лапкой, штатив с пробирками, мерные цилиндры, мерные колбы, конические колбы, химические стаканы, химическая воронка, пипетки, бюретки, стеклянная палочка, бюкс, шпатели.

Реактивы: нитрат натрия.

Растворы: серная кислота (конц.), соляная кислота (0,1 М), гидроксид натрия (0,1 н.), фиксанал соляной кислоты (0,1 н.), фиксанал тиосульфата натрия (0,1 н.), фенолфталеин, метиловый оранжевый.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Приготовление раствора нитрата натрия с заданной массовой долей вещества в растворе

Приготовьте 150 г раствора нитрата натрия с массовой долей согласно номеру своего варианта:

Номер варианта	1	2	3	4	5	6
$\omega(\text{NaNO}_3)$, %	4	6	8	10	12	14

1. Рассчитайте массу нитрата натрия, необходимую для приготовления раствора заданной концентрации.

2. В кварцевой чашке взвесьте с точностью до 0,01 г рассчитанную массу нитрата натрия.

3. Рассчитайте массу воды, необходимую для приготовления раствора заданной концентрации. Вычислите объем воды, зная, что плотность воды равна 1 г/мл.

5. Отмерьте необходимый объем воды мерным цилиндром.

6. В химический стакан вылейте из мерного цилиндра примерно 50 мл дистиллированной воды.

7. В химический стакан перенесите навеску соли, затем обмойте туда же кварцевую чашку для взвешивания водой из цилиндра и перелейте в стакан остаток воды.

8. Размешайте раствор с помощью стеклянной палочки.

9. Измерьте температуру приготовленного раствора, и если она не равна температуре, которая указана в табл. 12, доведите ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

10. Вылейте приготовленный раствор в мерный цилиндр на 100 мл до 80 – 90 мл. Определите с помощью ареометра плотность приготовленного раствора. После определения плотности ареометр промойте водой и вытрите досуха.

11. Найдите по плотности массовую долю растворенного нитрата натрия (в %) для приготовленного раствора по табл. 12. В том случае, если измеренное значение плотности окажется между двумя табличными, то массовую долю растворенного нитрата натрия найдите методом интерполяции (графический способ). Данный способ заключается в том, что по известным справочным данным строят график зависимости плотности от массовой доли растворенного вещества в растворе. Для этого на миллиметровой бумаге, на оси абсцисс откладывают массовую долю вещества в процентах, а на оси ординат плотность раствора. Полученные точки соединяют. На графике находят отсутствующее значение плотности раствора и соответствующую этой плотности массовую долю растворенного вещества в растворе.

Таблица 12

Плотность водных растворов нитрата натрия (20 °С)

ρ , г/мл	ω , %	ρ , г/мл	ω , %
1,0117	2	1,0819	12
1,0254	4	1,0967	14
1,0392	6	1,1118	16
1,0532	8	1,1272	18
1,0674	10	1,1426	20

12. Сравните полученную величину массовой доли растворенного нитрата натрия в приготовленном растворе с заданной и вычислите относительную ошибку опыта по формуле:

$$\frac{\Delta\omega(\text{NaNO}_3)}{\omega(\text{NaNO}_3)} = \pm \frac{\omega(\text{NaNO}_3)_{\text{теор}} - \omega(\text{NaNO}_3)_{\text{эксп}}}{\omega(\text{NaNO}_3)_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Опыт №2 Приготовление раствора серной кислоты заданной массовой доли в процентах из более концентрированного раствора

Приготовьте 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей согласно номеру своего варианта:

Номер варианта	1	2	3	4	5	6
$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$, %	3	5	7	9	11	13

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

1. В цилиндре на 100 мл с помощью ареометра измерьте плотность раствора исходной концентрированной серной кислоты.

2. Найдите массовую долю серной кислоты в растворе по табл. 13. Если значение полученной плотности раствора лежит в интервале двух табличных значений,

то массовую долю растворённой серной кислоты найдите методом интерполяции.

3. Для приготовления раствора заданной концентрации серной кислоты найдите плотность её раствора, используя данные табл. 13.

4. Рассчитайте объём концентрированной серной кислоты и воды (мл), необходимый для приготовления раствора заданной концентрации.

5. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объём концентрированной серной кислоты.

Таблица 13

Плотность водных растворов серной кислоты

ρ, г/мл	Содержание H ₂ SO ₄ , г		ρ, г/мл	Содержание H ₂ SO ₄ , г	
	в 100 г	в 1 л		в 100 г	в 1 л
1,005	1	10,05	1,132	19	215,1
1,018	3	30,55	1,147	21	240,9
1,032	5	51,58	1,163	23	267,4
1,047	7	73,17	1,178	25	294,6
1,059	9	95,32	1,194	27	322,4
1,073	11	118,00	1,210	29	351,0
1,087	13	141,4	1,227	31	380,3
1,102	15	165,3	1,243	33	410,3
1,117	17	189,9	1,260	35	441,0

6. Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объём воды. В химический стакан вылейте небольшое количество воды (≈ 20 мл), отмеренной для приготовления раствора.

7. Осторожно вылейте в химический стакан концентрированную серную кислоту, постоянно перемешивая раствор стеклянной палочкой. **Лейте концентрированную кислоту в воду, но не воду в кислоту!**

8. Ополосните водой цилиндр, где находилась концентрированная серная кислота. Вылейте остатки воды из цилиндра в химический стакан.

9. Раствор перемешайте. Если раствор нагрелся, то охладите его до комнатной температуры.

10. Приготовленный раствор серной кислоты вылейте в мерный цилиндр на 100 мл до 80 – 90 мл и измерьте плотность раствора ареометром.

11. Найдите в табл. 13 по плотности массовую долю (в %) приготовленного раствора серной кислоты. Если измеренная величина плотности окажется между двумя табличными значениями, то массовую долю серной кислоты приготовленного раствора найдите методом интерполяции (графический способ).

12. Сравните полученную величину массовой доли раствора серной кислоты с заданной и вычислите относительную ошибку опыта по формуле:

$$\frac{\Delta\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \pm \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{теор}} - \omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{эксп}}}{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Опыт № 3. Приготовление раствора заданной молярной концентрации эквивалентов из фиксаля

I вариант: приготовьте 0,1 н. раствор соляной кислоты из фиксаля.

II вариант: приготовьте 0,1 н. раствор тиосульфата натрия из фиксаля.

1. В мерную колбу емкостью 1 л налейте небольшое количество воды.

2. Вставьте в мерную колбу химическую воронку диаметром 9 – 10 см с вложенным в нее бойком с утолщением.

3. Снимите этикетку с ампулы с фиксалем. Вымойте и вытрите насухо ампулу с фиксалем.

4. Сухую и вымытую ампулу со снятой этикеткой поверните дном вниз и слегка ударьте углублением об острие бойка.

5. Вторым бойком пробейте верхнее отверстие и дайте жидкости полностью вылиться, твердое вещество при осторожном встряхивании высыпьте в воронку.

6. Не изменяя положения ампулы, тщательно промойте ее изнутри дистиллированной водой из промывалки. Для промывания рекомендуется не менее, чем шестикратное (по объему ампулы) количество воды.

7. После растворения всего вещества и достижения комнатной температуры довести объем раствора до кольцевой метки.

8. Колбу закройте пробкой и, переверачивая ее вверх дном, тщательно перемешать раствор.

Опыт № 4. Приготовление раствора гидроксида натрия заданной молярной концентрации из кристаллического вещества. Проверка концентрации приготовленного раствора методом титрования

Приготовьте 100 мл раствора гидроксида натрия молярной концентрации 0,1 моль/л. Проверьте концентрацию приготовленного раствора методом титрования.

1. Рассчитайте массу гидроксида натрия, необходимую для приготовления раствора заданной концентрации.

2. Взвесьте в бюксе на электронных весах с точностью до 0,01 г рассчитанную массу гидроксида натрия.

3. В мерную колбу емкостью 100 мл налейте дистиллированной воды на $\frac{1}{3}$ часть от ее объема.

4. Осторожно через воронку перенесите навеску в мерную колбу. Смойте в мерную колбу дистиллированной водой остатки вещества в бюксе и в воронке.

5. При непрерывном перемешивании растворите все кристаллы гидроксида натрия в мерной колбе.

6. После растворения всего вещества и достижения комнатной температуры доведите объем раствора до кольцевой метки.

7. Колбу закройте пробкой и, переверачивая ее вверх дном, тщательно перемешайте раствор.

8. Проверьте молярную концентрацию приготовленного раствора гидроксида натрия методом титрования. Для этого в каждую из трех конических колб налейте по 10 мл исследуемого раствора щелочи, отобранного пипеткой из мерной колбы

с помощью резиновой груши. Для этого опустите нижний конец пипетки в раствор, почти до дна мерной колбы. Когда пипетка наполнится раствором выше метки, верхнее отверстие её быстро закройте указательным пальцем и осторожно, ослабляя нажим пальца, спустите раствор, пока нижняя часть мениска не достигнет метки. В этот момент палец вновь плотно прижмите к верхнему отверстию пипетки. При выливании раствора в колбу оттянутым концом пипетки коснитесь внутренней стенки колбы и, открыв верхнее отверстие, дайте жидкости стечь.

9. В каждую коническую колбу прибавьте по 2 капли индикатора – фенолфталеина. Оттитруйте каждую из трех проб в отдельности 0,1 М раствором соляной кислоты.

Титрование раствора проводите следующим образом: под бюреткой на белый лист бумаги поставьте колбу. Правой рукой регулируйте скорость подачи соляной кислоты из бюретки, а левой рукой непрерывно перемешивайте раствор круговым движением колбы в горизонтальной плоскости. Проведите титрование раствором соляной кислоты до устойчивого обесцвечивания раствора щелочи.

Определите по делениям бюретки объём раствора соляной кислоты с точностью до 0,1 мл, который израсходован на титрование гидроксида натрия в каждой колбе.

10. Результаты титрования занесите в табл. 14.

Таблица 14

Объем титруемого раствора NaOH, мл	Объем стандартного раствора HCl, V _K , мл				Молярная концентрация титруемого раствора NaOH, моль/л
	V _{K1}	V _{K2}	V _{K3}	V _K (ср)	
10					

11. Напишите уравнение химической реакции кислотно-основного титрования.

12. Рассчитайте молярную концентрацию раствора гидроксида натрия и запишите результаты в табл. 14.

13. Рассчитайте относительную ошибку опыта по формуле:

$$\frac{\Delta c(\text{NaOH})}{c(\text{NaOH})} = \pm \frac{c(\text{NaOH})_{\text{теор}} - c(\text{NaOH})_{\text{эксп}}}{c(\text{NaOH})_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

Опыт № 5. Приготовление раствора заданной молярной концентрации эквивалентов. Проверка концентрации приготовленного раствора методом титрования

Приготовьте 250 мл раствора соляной кислоты молярной концентрации эквивалентов согласно номеру своего варианта:

Номер варианта	1	2	3	4	5	6
c _n (HCl), моль/л	0,08	0,09	0,10	0,11	0,12	0,13

Проверьте концентрацию приготовленного раствора методом титрования и вычислите титр приготовленного раствора кислоты.

1. Рассчитайте массу соляной кислоты, которую необходимо взять для приготовления 250 мл раствора заданной молярной концентрации эквивалентов.

2. Определите титр концентрированной соляной кислоты, имеющийся в лаборатории. Для этого под тягой, в цилиндре на 100 мл, измерьте с помощью ареометра плотность раствора исходной концентрированной соляной кислоты.

3. Найдите массовую долю соляной кислоты в растворе по табл. 15. Если значение полученной плотности раствора лежит в интервале двух табличных значений, то массовую долю растворённой соляной кислоты найдите методом интерполяции (графический способ).

4. Рассчитайте титр концентрированной соляной кислоты по значению массовой доли соляной кислоты в растворе и плотности раствора.

5. Вычислите объём (мл) концентрированной соляной кислоты, необходимой для приготовления раствора заданной молярной концентрации эквивалентов по формуле:

$$V_{\text{HCl}} = \frac{m(\text{HCl})}{T(\text{HCl})},$$

где $m(\text{HCl})$ – масса концентрированной соляной кислоты, необходимая для приготовления раствора заданной концентрации; $T(\text{HCl})$ – титр концентрированной соляной кислоты.

Таблица 15

Плотность водных растворов соляной кислоты

ρ, г/мл	Содержание HCl, г		ρ, г/мл	Содержание HCl, г	
	в 100 г	в 1 л		в 100 г	в 1 л
1,047	10	104,7	1,129	26	293,5
1,057	12	126,9	1,139	28	319,0
1,068	14	149,5	1,149	30	344,8
1,078	16	172,4	1,159	32	371,0
1,088	18	195,8	1,169	34	397,5
1,098	20	219,6	1,179	36	424,4
1,108	22	243,8	1,189	38	451,6
1,119	24	268,5	1,198	40	479,2

6. В мерную колбу емкостью 250 мл налейте дистиллированной воды на $\frac{1}{3}$ часть от ее объема.

7. В мерную колбу из бюретки налейте рассчитанный объём концентрированной соляной кислоты.

8. Закройте колбу пробкой и тщательно взболтайте.

9. После перемешивания и достижения комнатной температуры доведите объём раствора до кольцевой метки.

10. Колбу закройте пробкой и, переворачивая ее вверх дном, тщательно перемешайте раствор.

11. Проверьте молярную концентрацию эквивалентов приготовленного раствора соляной кислоты методом титрования. В каждую из трех конических колб налейте по 20 – 25 мл (в зависимости от объема пипетки) исследуемого раствора кислоты, отобранного пипеткой из мерной колбы.

12. В каждую колбу прибавьте 2 – 3 капли индикатора – метилового оранжевого.

13. Оттитруйте каждую из трех проб в отдельности 0,1 н. раствором гидроксида натрия.

14. Определите по делениям бюретки объем раствора щёлочи с точностью до 0,1 мл, который израсходован на титрование соляной кислоты в каждой колбе.

15. Результаты титрования занесите в табл. 16.

16. Напишите уравнение химической реакции кислотно-основного титрования.

17. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора соляной кислоты и запишите результаты в табл. 16.

Таблица 16

Объем титруемого раствора HCl, мл	Объем стандартного раствора NaOH, мл				Молярная концентрация титруемого раствора HCl, моль/л
	V ₁ (NaOH)	V ₂ (NaOH)	V ₃ (NaOH)	V _{NaOH} (ср)	

18. Рассчитайте относительную ошибку опыта по формуле:

$$\frac{\Delta c_n(\text{HCl})}{c_n(\text{HCl})} = \pm \frac{c_n(\text{HCl})_{\text{теор}} - c_n(\text{HCl})_{\text{эксп}}}{c_n(\text{HCl})_{\text{теор}}} \cdot 100\%.$$

19. Вычислите содержание кислоты в исследуемом растворе (г/л) по формуле:

$$m(\text{HCl}) = c_n(\text{HCl}) \cdot M_{\text{экв}}(\text{HCl}).$$

20. Рассчитайте титр (г/мл) приготовленного раствора по формуле:

$$T(\text{HCl}) = \frac{c_n(\text{HCl}) \cdot M_{\text{экв}}(\text{HCl})}{1000}.$$

Контрольные вопросы

1. Что называется раствором, растворителем, растворенным веществом?
2. Как и чем различаются понятия растворителя и растворенного вещества?
3. Какие существуют типы растворов? Приведите примеры.
4. Какие растворы называются разбавленными, концентрированными? Есть ли разница в понятиях насыщенный и концентрированный раствор?
5. Можно ли назвать насыщенные растворы хлорида серебра, сульфата бария концентрированными?
6. Могут ли насыщенные растворы быть разбавленными, а концентрированные растворы – ненасыщенными?

7. Что называется концентрацией раствора? Перечислите способы выражения концентрации растворов.

8. Приведите формулы для вычисления всех способов выражения концентрации растворов.

9. Что понимают под массовой долей растворенного вещества?

10. Выведите математическое выражение для расчета массы растворенного вещества, если известны его массовая доля, объем и плотность раствора.

11. Что понимают под молярной долей растворенного вещества? В каком случае удобно пользоваться понятием объемная доля? Как между собой соотносятся понятия молярная и объемная доли для газообразных компонентов?

12. Что называется молярной концентрацией раствора? Как рассчитать молярную концентрацию раствора, если известна массовая доля растворенного вещества?

13. Что называется молярной концентрацией эквивалента?

14. Что такое титр (массовая концентрация) раствора?

15. Что такое плотность раствора? Каким образом можно определить плотность раствора?

Задачи

1. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльность, молярную долю вещества и титр раствора фосфорной кислоты с массовой долей вещества 30% и плотностью $1,18 \text{ г/см}^3$.

2. Смешаны 100 мл 40% раствора серной кислоты плотностью $1,303 \text{ г/см}^3$ и 500 мл 0,5 М раствора серной кислоты плотностью $1,07 \text{ г/см}^3$. Найдите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

3. Вычислите, какой объем 96%-ного раствора серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/мл}$ нужно взять для приготовления 1 л 0,25 н. раствора?

4. На нейтрализацию 42 мл раствора соляной кислоты требуется 14 мл 0,3 н. раствора гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию эквивалента и титр раствора соляной кислоты.

5. Сколько литров 0,03 н. раствора фосфорной кислоты способно прореагировать с 250 г 4%-ного раствора гидроксида натрия с образованием дигидрофосфата натрия?

РАБОТА №13. РЕАКЦИИ ОБМЕНА В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы: ознакомиться с примерами необратимых и обратимых ионообменных реакций в водных растворах; изучить влияние условий взаимодействия на состояние равновесия ионообменных реакций.

Приборы и химическая посуда: штатив с пробирками, шпатели, стеклянные палочки, спиртовая горелка, держатель для пробирок.

Реактивы: ацетат натрия, ацетат аммония, цинк (гранулированный).

Растворы: уксусная кислота (1 М), соляная кислота (2 М), гидроксид натрия (2 М), аммиак (1 М), сульфат железа (II) (0,5 н.), сульфат меди (II) (0,5 н.), хлорид

аммония (2 н.), ацетат натрия (2 н.), нитрат свинца (0,005 М), хлорид калия (0,05 М), йодид калия (0,05 М), нитрат серебра (0,5 н.), хлорид натрия, сульфид натрия (0,5 н.), фенолфталеин, метиловый оранжевый, универсальный индикатор.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Реакции нейтрализации

Налейте в две пробирки по 2 – 3 мл 2 М раствора гидроксида натрия. Прибавьте к растворам по 1 – 2 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора.

В первую пробирку по каплям добавьте 2 М раствор соляной кислоты, во вторую – 1 М раствор уксусной кислоты до обесцвечивания растворов. Почему растворы обесцветились?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных химических реакций. Какая из реакций является обратимой, а какая необратимой? Почему? Для обратимой реакции объясните смещение химического равновесия.

Опыт №2. Влияние одноименного иона на равновесие в растворе слабой кислоты

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 1 М раствора уксусной кислоты. Прибавьте к растворам по 1 – 2 капли индикатора метилового оранжевого. Отметьте окраску индикатора.

Одну пробирку используйте для контроля. Во вторую пробирку добавьте шпатель несколько кристалликов ацетата натрия. Раствор размешайте. Сравнивая две пробирки, отметьте свои наблюдения.

Как и почему изменился рН раствора уксусной кислоты после добавления ее соли? Объясните изменение окраски раствора на основе принципа Ле Шателье-Брауна.

Опыт №3. Влияние одноименного иона на равновесие в растворе слабого основания

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 1 М раствора аммиака. Прибавьте к растворам по 1 – 2 капли индикатора фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора.

Одну пробирку используйте для контроля. Во вторую пробирку добавьте шпатель несколько кристалликов ацетата аммония. Раствор размешайте. Сравнивая две пробирки, отметьте свои наблюдения.

Как и почему изменился рН раствора аммиака после добавления соли аммония? Объясните изменение окраски раствора на основе принципа Ле Шателье-Брауна.

Опыт №4. Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости

В две пробирки налейте по 1 – 2 мл растворов сульфата железа (II) и сульфата меди (II). В обе пробирки добавьте по несколько капель раствора сульфида натрия.

К полученным осадками сульфида железа (II) и сульфида меди (II) прилейте 2 М раствор соляной кислоты. Какой из осадков растворился в кислоте?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных

химических реакций. Объясните различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости.

Опыт №5. Реакции, идущие с образованием летучего соединения

В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора хлорида аммония. Прибавьте к раствору в пробирке 1 – 2 мл раствора гидроксида натрия. Пробирку нагрейте, не доводя до кипения. Определите выделяющийся газ по запаху.

В выделяющиеся пары внесите влажную бумажку универсального индикатора. Что наблюдаете? Объясните изменение цвета универсального индикатора.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение соответствующей химической реакции.

Опыт №6. Действия на соль слабой кислоты сильной кислотой

В две пробирки налейте по 5 мл 2 М раствора соляной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковой грануле цинка.

Когда в обеих пробирках установится равномерное выделение водорода, прилейте в одну – 5 мл 2 н. раствора ацетата натрия, а в другую – 5 мл воды. Что наблюдаете?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных химических реакций. Используя закон действующих масс, объясните, почему добавление соли слабой кислоты к раствору сильной кислоты уменьшает реакционную способность последней.

Опыт №7. Условие выпадения осадка

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,005 М раствора нитрата свинца (II). В одну пробирку добавьте 2 – 3 мл 0,05 М раствора хлорида калия, а в другую – такой же объем 0,05 М раствора йодида калия. В какой из пробирок выпал осадок? Отметьте цвет осадка.

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проведенных химических реакций. Объясните наблюдаемые явления, используя значение произведения растворимости хлорида свинца (II), йодида свинца (II).

Опыт №8. Обратимая реакция обмена, идущая с образованием менее растворимого соединения, чем исходное

В пробирке к 2 – 3 мл раствора нитрата серебра прибавьте такой же объем раствора хлорида натрия. Что наблюдаете? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химической реакции. В эту же пробирку добавьте 1 – 2 мл раствора сульфида натрия. Почему изменился цвет осадка? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения соответствующей химической реакции. Объясните, в каком направлении смещается химическое равновесие.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются электролитами? В чем отличие между сильными и слабыми электролитами? Укажите, какие из перечисленных веществ являются неэлектролитами, слабыми электролитами, сильными электролитами: уксусная кислота, этанол, ацетат натрия, аммиак, хлорид аммония, хлороводород, глицин, глицерин, глюкоза, хлорид серебра, хлорид бария, гидроксид бария, гидроксид магния, азотная кислота.

2. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации Аррениуса?

3. Что называется степенью диссоциации? От каких факторов она зависит?

4. Что называется константой диссоциации? От каких факторов зависит константа диссоциации?

5. Какая существует взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации? Приведите математическое выражение закона разбавления Оствальда.

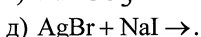
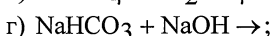
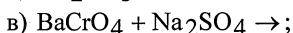
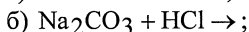
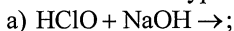
6. Что называется произведением растворимости? Приведите примеры. От каких факторов зависит данная величина?

7. Дайте определение реакциям обмена между растворами электролитов. Как выражают сущность протекающих процессов в реакциях обмена? Приведите примеры.

8. Какие реакции обмена в растворах электролитов относятся к обратимым и необратимым реакциям?

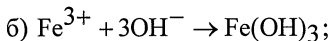
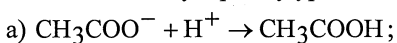
Задачи

1. Закончите уравнения химических реакций:



Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций. Определите, обратимы или необратимы данные реакции. Для обратимых реакций укажите, в какую сторону смещено химическое равновесие.

2. Составьте по три молекулярных уравнения химических реакций к каждому их ионно-молекулярному уравнению:



3. Произведение растворимости йодида свинца при 20 °С равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислите растворимость соли при указанной температуре.

4. Объясните и подтвердите расчетом, почему сульфид цинка взаимодействует с соляной кислотой, а сульфид кадмия не взаимодействует. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций взаимодействия сульфида цинка с соляной кислотой.

5. Произведение растворимости сульфида магния при 25 °С равно $2 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок сульфида магния при смешивании равных объемов 0,004 н. раствора нитрата магния и 0,006 н. раствора сульфида натрия?

РАБОТА №14. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: изучить процесс гидролиза солей и установить факторы, влияющие на гидролиз.

Приборы и химическая посуда: рН-метр, штатив с пробирками, держатель для пробирок, химические стаканы на 50 мл, спиртовая горелка, шпатели, стеклянные палочки.

Реактивы: хлорид калия, нитрат натрия, сульфат алюминия, ацетат натрия, карбонат натрия, нитрат свинца (II), магний (порошок).

Растворы: соляная кислота (2 н., конц., $\rho = 1,18$ г/мл), гидроксид натрия (2 н.), хлорид железа (III) (2 н.), сульфит натрия (1 М), карбонат натрия (1 М), хлорид магния (1 М), хлорид алюминия (1 М), хлорид сурьмы (III) (0,5 н.), ацетат натрия (1 М), хлорид алюминия (2 н.), карбонат натрия (2 н.), лакмус, фенолфталеин, универсальный индикатор.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Определение реакции среды растворов солей при гидролизе

1. В шесть пробирок поместите небольшое количество кристаллических солей: хлорида калия, нитрата натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, карбоната натрия, нитрата свинца (II).

2. В каждую пробирку налейте по 1 – 2 мл дистиллированной воды, растворите соли и добавьте соответствующий индикатор. Результаты опыта занесите в табл. 17.

Таблица 17

Формула соли	Индикатор	Цвет индикатора в водном растворе соли	Реакция среды (нейтральная, кислая, щелочная) Значение рН в растворе	Тип гидролиза (не гидролизуется, по катиону, по аниону)
KCl				
NaNO ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
CH ₃ COONa				
Na ₂ CO ₃				
Pb(NO ₃) ₂				

3. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей. В тех случаях, когда гидролиз протекает ступенчато, напишите уравнения гидролиза для каждой ступени.

4. Вычислите константу гидролиза по первой ступени для каждой соли. На основании полученных данных определите, какая из солей гидролизуеться в наибольшей степени.

Опыт № 2. Исследование продуктов гидролиза

1. В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора хлорида железа (III) и установите с

помощью универсального индикатора характер среды раствора.

2. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза хлорида железа (III) по первой ступени.

3. В раствор хлорида железа (III) внесите немного порошка магния. Что наблюдается? Напишите уравнение соответствующей реакции. Сделайте вывод о составе продуктов гидролиза хлорида железа (III).

Опыт № 3. Зависимость степени гидролиза соли от природы образующих ее кислоты и основания

А) 1. В два химических стакана на 50 мл налейте примерно по 20 мл (около 1/3 объема) 1 М растворов сульфита натрия и карбоната натрия.

2. Измерьте рН растворов с помощью рН-метра.

3. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей по первой ступени.

4. По величине рН вычислите и определите, в каком из двух растворов больше: а) концентрация гидроксогрупп $[\text{OH}^-]$; б) константа гидролиза K_{Γ} по первой ступени; в) степень гидролиза h . Результаты вычислений занесите в табл. 18.

Таблица 18

Формула соли	рН	$[\text{OH}^-]$	K_{Γ}	h
Na_2CO_3				
Na_2SO_3				

5. Сделайте вывод о влиянии природы кислот, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Б) 1. В два химических стакана на 50 мл налейте примерно по 20 мл (около 1/3 объема) 1 М растворов хлорида магния и хлорида алюминия. Измерьте рН растворов с помощью рН-метра.

2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза по первой ступени.

3. По величине рН вычислите и определите, в каком из двух растворов больше: а) концентрация ионов водорода $[\text{H}^+]$; б) константа гидролиза K_{Γ} по первой ступени; в) степень гидролиза h . Результаты вычислений занесите в табл. 19.

Таблица 19

Формула соли	рН	$[\text{H}^+]$	K_{Γ}	h
MgCl_2				
AlCl_3				

4. Сделайте вывод о влиянии природы оснований, образующих соль, на степень ее гидролиза.

Опыт №4. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза

1. В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора хлорида сурьмы (III) и прибавьте по каплям дистиллированную воду. Что наблюдете?

2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соли

по первой и второй ступеням, учитывая, что на второй ступени гидролиза из $(\text{Sb}(\text{OH})_2)\text{Cl}$ образуется белый осадок SbOCl .

3. Сделайте вывод о влиянии разбавления раствора на степень гидролиза солей.

4. Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы (III)? Проверьте свое заключение опытным путем. Напишите соответствующее уравнение химической реакции.

Опыт №5. Влияние температуры на степень гидролиза

А) 1. В две пробирки налейте по 1 – 2 мл 1 М раствора ацетата натрия и добавьте в каждую по 2 капли фенолфталеина. Объясните изменение окраски индикатора. Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения гидролиза соли ацетата натрия.

2. Одну из пробирок нагрейте. Отметьте изменение цвета раствора при нагревании. Объясните, почему при нагревании цвет раствора с индикатором изменяется?

3. Охладите пробирку до комнатной температуры и опять отметьте наблюдаемое изменение цвета раствора. Почему цвет раствора изменяется при охлаждении?

Б) 1. В две пробирки налейте по 1 – 2 мл раствора хлорида железа (III). Одну из пробирок нагрейте. Сравнивая две пробирки, отметьте свои наблюдения.

2. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения для всех стадий гидролиза соли хлорида железа (III).

3. В пробирку, которая была оставлена для сравнения, добавьте 3 – 4 капли концентрированного раствора соляной кислоты. Перемешайте раствор с помощью стеклянной палочки и нагрейте его до кипения. Что наблюдаете? Какое влияние оказывает соляная кислота на гидролиз соли хлорида железа (III)? Объясните влияние изменения концентрации ионов водорода H^+ на смещение химического равновесия процесса гидролиза соли хлорида железа (III).

4. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза солей.

Опыт №6. Полный гидролиз

1. К 1 – 2 мл раствора хлорида алюминия прибавьте такой же объем раствора карбоната натрия. Что наблюдаете? Напишите ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакций.

2. Отфильтруйте образовавшийся осадок и промойте его на фильтре горячей водой для удаления избытка карбоната натрия. Опытным путем докажите, что образовавшийся осадок является гидроксидом алюминия. Напишите соответствующие уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются реакциями гидролиза солей? Какие соли подвергаются гидролизу и почему?

2. Почему соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу?

3. В каких случаях при гидролизе образуются: а) кислые соли, б) основные соли? Приведите по одному примеру. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

4. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?

5. Какие факторы влияют на степень гидролиза солей? Перечислите факторы, приводящие а) к увеличению степени гидролиза; б) к уменьшению степени гидролиза.

6. Как изменяется степень гидролиза солей при а) повышении температуры; б) разбавлении раствора? Почему?

7. В каких случаях процесс гидролиза обратим, а когда идет до конца? Почему невозможно получить сульфид алюминия в водной среде?

Задачи

1. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу: а) нитрат кальция; б) хлорид олова (II); в) арсенат натрия; г) сульфат меди (II)? Для этих солей составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза. В тех случаях, когда гидролиз протекает ступенчато, напишите уравнения гидролиза для каждой ступени. Укажите характер среды и pH.

2. Выведите выражение константы гидролиза соли K_3PO_4 для каждой ступени. Рассчитайте константу гидролиза соли для всех ступеней. Сделайте вывод о возможности протекания гидролиза соли K_3PO_4 по второй и третьей ступеням при обычных условиях. Объясните, как повлияет на гидролиз соли K_3PO_4 разбавление раствора и нагревание.

3. К раствору хлорида железа (III) добавили а) HCl; б) NaOH; в) Na_2CO_3 ; г) $ZnCl_2$; д) NH_4Cl ; е) Zn; ж) H_2O . В каких случаях гидролиз соли хлорида железа (III) усилится? Почему? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

4. Водородный показатель 0,003 н. раствора гипохлорита калия равен 9,5. Вычислите степень гидролиза соли.

5. Вычислите степень гидролиза и pH раствора а) 0,2 М Na_3PO_4 ; б) 0,8 М $FeCl_3$, считая, что гидролиз идет только по первой ступени.

6. При сливании растворов хлорида хрома (III) и карбоната натрия образуется осадок гидроксида хрома (III). Объясните причину данного явления и напишите соответствующие молекулярное и ионно-молекулярное уравнения химических реакций.

РАБОТА №15. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Цель работы: ознакомиться с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, а также с различными типами окислительно-восстановительных реакций.

Химическая посуда: штатив с пробирками, стеклянная палочка, пипетки, шпатели.

Реактивы: оксид марганца (IV), сульфат железа (II), сульфат марганца (II), сульфит натрия.

Растворы: гидроксид натрия (2 М), гидроксид калия (конц.), серная кислота

(2 н.), дихромат калия (0,5 н.), хлорид олова (0,5 н.), хлорид железа (0,5 н.), роданид аммония (0,5 н.), нитрат висмута (0,5 н.), йодид калия (0,5 н.), пероксид водорода (3%), перманганат калия.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Реакции с участием кислорода

В две пробирки поместите небольшое количество кристаллических солей: сульфата железа (II) и сульфата марганца (II). В каждую пробирку добавьте по 1 – 2 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Отметьте цвет образовавшихся осадков. Почему со временем осадки темнеют? Чем вызвано изменение цвета осадков?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций получения гидроксида железа (II), гидроксида марганца (II). Напишите уравнения химических реакций их последующего окисления кислородом воздуха. Коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях подберите методом электронного баланса. Сделайте вывод о роли кислорода в данных окислительно-восстановительных реакциях.

Опыт №2. Окислительные свойства дихромата калия

Поместите в пробирку 2 – 3 капли раствора дихромата калия и добавьте 7 – 8 капель раствора серной кислоты. В подкисленный раствор внесите небольшое количество кристаллической соли сульфата железа (II). Раствор перемешайте с помощью стеклянной палочки. Что наблюдаете? Как изменилась окраска раствора при протекании химической реакции?

Напишите уравнение соответствующей химической реакции. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методами электронного баланса и ионно-электронного баланса.

Опыт №3. Окислительные свойства ионов металлов

А) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора хлорида олова (II) и добавьте 2 – 3 капли раствора хлорида железа (III). К продуктам реакции добавьте еще одну каплю роданида аммония. Зачем добавляют роданид аммония? Почему при появлении красного окрашивания раствора необходимо прибавить дополнительное количество раствора хлорида олова (II)?

Напишите уравнения соответствующих химических реакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe^{3+} и Sn^{2+} .

Б) Поместите в пробирку 2 – 3 капли раствора хлорида олова (II) и добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Отметьте цвет образовавшегося осадка. Затем прибавьте избыток гидроксида натрия до полного растворения осадка. Почему растворился осадок? К образовавшемуся в пробирке веществу добавьте 3 – 4 капли раствора нитрата висмута (III). Что наблюдаете?

Напишите уравнения всех проведенных химических реакций. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах иона V^{3+} .

Опыт №4. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода

А) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора пероксида водорода и добавьте 3 – 4 капли серной кислоты. В подкисленный раствор добавьте одну каплю йодида калия. Что наблюдаете? На образование какого продукта указывает окрашивание раствора?

Напишите уравнение химической реакции. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса.

Б) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора перманганата калия и добавьте 4 – 5 капель раствора серной кислоты. В подкисленный раствор добавьте одну каплю пероксида водорода. Что наблюдаете? Повторите опыт, взяв вместо перманганата калия дихромат калия.

Напишите уравнения химических реакций. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса.

В) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в пробирку немного (на кончике шпателя) порошка оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Напишите уравнение химической реакции. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах пероксида водорода.

Опыт №5. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия

А) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора перманганата калия и добавьте 5 – 6 капель раствора серной кислоты. В подкисленный раствор внесите небольшое количество кристаллической соли сульфата натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения химических реакций. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса. К какому типу относится данная окислительно-восстановительная реакция?

Б) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора перманганата калия и добавьте 5 – 6 капель дистиллированной воды. В раствор внесите небольшое количество кристаллической соли сульфата натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения химических реакций. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса.

В) В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора перманганата калия и добавьте 5 – 6 капель концентрированного раствора гидроксида калия. В раствор внесите небольшое количество кристаллической соли сульфата натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения химических реакций. Коэффициенты в окислительно-восстановительной реакции подберите методом ионно-электронного баланса. Как

изменится состав продуктов реакции, если вместо гидроксида калия в опыте использовать гидроксид натрия? Составьте соответствующее уравнение химической реакции. Коэффициенты подберите методом ионно-электронного баланса. Сделайте вывод о роли среды при протекании окислительно-восстановительных реакций.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры.

2. Какие процессы называются окислением, восстановлением? Как при этом изменяется степень окисления атомов элементов?

3. Какие вещества называются окислителями, восстановителями? Что происходит с окислителем и восстановителем в окислительно-восстановительном процессе?

5. Назовите наиболее распространенные окислители, восстановители, вещества, обладающие двойственной окислительно-восстановительной функцией. Приведите примеры реакций с участием этих веществ.

6. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от положения соответствующих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева?

7. Перечислите основные типы окислительно-восстановительных реакций.

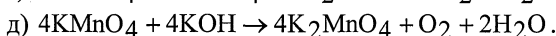
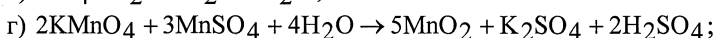
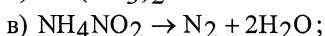
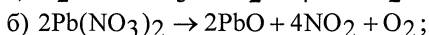
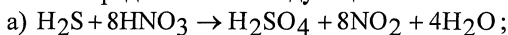
8. Какие окислительно-восстановительные реакции называются а) межмолекулярными; б) внутримолекулярными; в) реакциями самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)? Приведите примеры.

9. Какова роль среды в окислительно-восстановительных реакциях? На примерах восстановления перманганата калия покажите влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.

9. В чем состоит сущность а) электронного; б) ионно-электронного методов расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях?

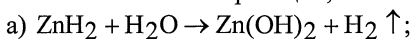
Задачи

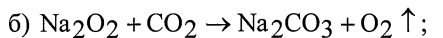
1. Определите тип следующих окислительно-восстановительных реакций:



2. Какие из перечисленных веществ и за счет каких элементов проявляют обычно окислительные свойства и какие – восстановительные? Укажите вещества, которые обладают окислительно-восстановительной двойственностью: H_2S , SO_2 , CO , Zn , F_2 , NaNO_2 , KMnO_4 , HOCl , H_3SbO_3 .

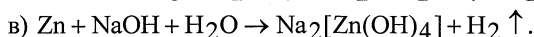
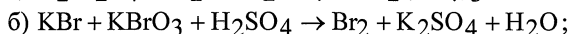
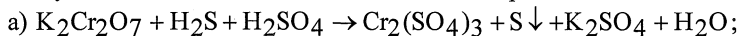
3. Определите, к какому типу окислительно-восстановительных процессов относятся химические реакции, описываемые уравнениями:



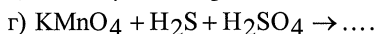
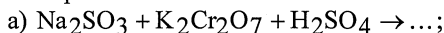


Подберите коэффициенты в уравнениях реакций методом электронного баланса.

4. Используя метод ионно-электронного баланса, выберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



5. Закончите уравнения реакций и выберите коэффициенты методом ионно-электронного баланса:



РАБОТА №16. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: изучить свойства и способы получения комплексных соединений.

Химическая посуда: штатив с пробирками, держатель для пробирок.

Реактивы: цинк (гранулированный), роданид калия, гексацианоферрат (III) калия.

Растворы: соляная кислота (2 н.), серная кислота (2 н.), гидроксид натрия (2 н.), аммиак водный (25%-ный), нитрат серебра (0,1 н.), хлорид натрия (насыщ.), йодид калия (0,1 н.), бромид калия (0,1 н.), сульфат меди (II) (0,5 н.), сульфат никеля (II) (0,5 н.), нитрат ртути (II) (0,5 н.), хлорид железа (III), гексацианоферрат (III) калия (0,5 н.), гексацианоферрат (II) калия (0,5 н.), тиосульфат натрия (1 н.), роданид аммония, перманганат калия, бензол.

Экспериментальная часть работы

Опыт №1. Получение комплексных соединений меди, серебра и ртути

а) К раствору соли сульфата меди (II) добавьте по каплям раствор гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Полученный осадок растворите в избытке раствора аммиака, учитывая, что при этом образуется комплексное соединение с координационным числом комплексообразователя, равным 4. Как изменилась окраска раствора? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций.

б) К 1 мл раствора нитрата серебра добавьте по каплям насыщенный раствор хлорида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Полученный осадок растворите в небольшом количестве раствора аммиака. При этом образуется ком-

плексный ион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$. Убедитесь, что в полученном растворе серебро не осаждается раствором хлорида натрия. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций.

в) К 0,5 – 1 мл раствора нитрата ртути (II) добавьте по каплям концентрированный раствор иодида калия. Какой цвет имеет образовавшийся осадок? Осадок растворите в избытке иодида калия, при этом образуется комплексное соединение, в котором координационное число ртути равно 4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций.

Напишите уравнения электролитической диссоциации полученного комплексного соединения. Запишите выражение для константы нестойкости комплекса.

Опыт №2. Электролитическая диссоциация гексацианоферрата (III) калия

В пробирку налейте 1 мл раствора хлорида железа (III) и прибавьте к нему раствор щелочи. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химической реакции.

Проделайте то же самое с раствором гексацианоферрата (III) калия. В последнем случае осадок гидроксида железа (III) не образуется. Объясните, почему не образуется осадок, используя величину константы нестойкости иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ и величину произведения растворимости гидроксида железа (III) $\text{P}[\text{Fe}(\text{OH})_3] = 3,2 \cdot 10^{-38}$.

Опыт №3. Получение двойного комплексного соединения

Двойными называются такие комплексные соединения, в которых комплексами являются и катион, и анион. В пробирку налейте 1 мл раствора желтой кровяной соли – гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – и 1 мл раствора сульфата никеля (II).

К полученному осадку гексацианоферрата (II) никеля (II) $\text{Ni}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ добавьте 25% раствор аммиака до полного растворения осадка. Одновременно наблюдайте образование бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Напишите уравнения реакций образования гексацианоферрата (II) никеля (II) и взаимодействие его с аммиаком. Назовите полученную комплексную соль. Определите заряды комплексных ионов и комплексообразователей.

Опыт №4. Определение устойчивости комплексных ионов

В двух пробирках получите осадок хлорида серебра. Для этого налейте в каждую пробирку по 1 мл раствора нитрата серебра и такой же объем раствора хлорида натрия. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. В первую пробирку добавьте 25%-ный раствор аммиака до полного растворения осадка. Во второй пробирке растворите осадок хлорида серебра в 1 н. растворе тиосульфата натрия.

В обе пробирки добавьте по 1 мл 0,1 н. раствора бромида калия и слегка встряхните их. Из какого раствора выпадет осадок бромида серебра? Напишите

уравнения химических реакций взаимодействия хлорида серебра с аммиаком; хлорида серебра с тиосульфатом натрия.

Какой из полученных комплексных ионов более прочен? Почему осадок бромида серебра выпадает только в одной пробирке?

Опыт №5. Влияние концентрации раствора на стойкость комплексного иона

В пробирку налейте 1 – 2 мл насыщенного раствора хлорида кобальта (II) и добавьте небольшое количество кристаллического роданида калия. Раствор синет вследствие образования комплексной соли.

Перемешайте раствор с помощью стеклянной палочки. Полученный раствор разделите примерно поровну на две пробирки. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а в другую по каплям добавьте дистиллированной воды до появления розовой окраски, характерной для иона Co^{2+} .

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения химических реакций и дайте номенклатурные названия полученных соединений. Какое влияние оказывает разбавление раствора на диссоциацию комплексного иона?

Опыт №6. Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях

А) Восстановление серебра из его комплексного соединения

В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора нитрата серебра и добавьте такой же объем раствора хлорида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Полученный осадок растворите в 25%-ном растворе аммиака. Поместите в раствор кусочки гранулированного цинка. Что наблюдаете?

Напишите уравнения химических реакций получения осадка хлорида серебра, его растворения в аммиаке с образованием комплекса серебра и взаимодействия полученного комплексного соединения с цинком. В уравнении окислительно-восстановительной реакции укажите окислитель и восстановитель.

Б) Восстановление гексациано(III)феррата калия

В пробирку налейте 1 – 2 мл 0,1 н. раствора иодида калия, 2 мл 2 н. раствора соляной кислоты и 5 – 6 капель бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте один микрошпатель кристаллов комплексной соли железа (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и перемешайте раствор с помощью стеклянной палочки. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного йода.

Напишите уравнение химической реакции взаимодействия гексациано(III)феррата калия с йодидом калия, учитывая, что $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ переходит при этом в $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (кислоту в уравнение реакции не вводить). Укажите окислитель и восстановитель.

В) Окисление гексациано(II)феррата калия

В пробирку налейте 1 – 2 мл раствора перманганата калия, подкисленного 2 н. серной кислотой, и добавьте раствор гексациано(II)феррата калия до обесцвечивания раствора.

Напишите уравнение химической реакции, учитывая, что комплекс железа (II)

переходит в комплекс железа (III) с тем же координационным числом, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до сульфата марганца (II).

Опыт №7. Обменные реакции в растворах комплексных соединений

В одну пробирку налейте 2 мл сульфата меди (II), а в другую – столько же хлорида железа (III). В обе пробирки добавьте по 1 – 2 мл раствора желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$. В результате ионообменных реакций в обеих пробирках образуются новые комплексные соединения: в первой $Cu_2[Fe(CN)_6]$; во второй – малорастворимый $KFe[Fe(CN)_6]$ (берлинская лазурь).

Отметьте цвет образовавшихся осадков. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций получения комплексных соединений. Дайте номенклатурные названия полученных соединений.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются комплексными? Как построена молекула комплексного соединения?
2. Дайте определения следующим понятиям: а) комплексообразователь; б) лиганды; в) координационное число комплексообразователя; г) внутренняя и внешняя сферы комплекса.
3. Как определяют заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя?
4. Какая связь между строением атомов элементов и их способностью к комплексообразованию?
5. Какие частицы чаще всего выступают в роли а) лигандов; б) комплексообразователя?
6. Какие факторы определяют значение координационного числа комплексообразователя?
7. Какая связь между комплексообразователем и лигандами в комплексном ионе?
8. Как диссоциируют комплексные соединения; комплексные ионы?
9. Что такое константа нестойкости комплексного иона?

Задачи

1. Определите заряд и координационное число комплексообразователя в комплексных соединениях $[Cr(H_2O)_4Br_2]Br$, $[Ag(NH_3)_2]NO_3$. Покажите, как диссоциируют комплексные соединения и комплексные ионы. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов. Назовите комплексные соединения.

2. К раствору, содержащему 0,2335 г комплексной соли $CoCl_3 \cdot 4NH_3$, добавили в достаточном количестве раствор нитрата серебра. Масса осажденного хлорида серебра составила 0,1435 г. Определите координационную формулу соли.

3. Закончите уравнения химических реакций:

- а) $[Cu(NH_3)_4](NO_3)_2 + KCN \rightarrow$
- б) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + Na_2S \rightarrow$
- в) $AgNO_3 + K_3[Fe(CN)_6] \rightarrow$

Напишите ионно-молекулярные уравнения химических реакций. В каком направлении будет протекать реакция а), если константы нестойкости исходного и образованного комплексного соединения соответственно равны $9,33 \cdot 10^{-13}$ и $5 \cdot 10^{-31}$?

4. Найдите массу серебра, находящегося в виде ионов в 0,5 л 0,1 М раствора $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, содержащем, кроме этого 0,1 моль/л тиосульфата натрия.

5. Растворы простых солей кадмия образуют с щелочами осадок гидроксида кадмия, а с сероводородом – осадок сульфида кадмия. Чем объяснить, что при добавлении щелочи к 0,05 М раствору $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащему 0,1 моль/л KCN, осадок не образуется, тогда как при пропускании через раствора сероводорода выпадет осадок сульфида кадмия? Константу нестойкости иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ принять равной $7,66 \cdot 10^{-18}$.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Дорофеев, А.И. Практикум по неорганической химии / А.И. Дорофеев, М.И. Федотова. – Л.: Химия, 1990. – 240 с.
2. Васильева, З.Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии: учеб. пособие для вузов / З.Г. Васильева, А.А. Грановская, А.А. Таперова – Л.: Химия, 1986. – 288 с.
3. Лабораторный практикум по общей химии / под ред. С.А. Погодина. – М.: Высшая школа, 1972.– 192 с.
4. Платонов, Ф.П. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для с.-х. и биол. специальностей вузов / Ф.П. Платонов, З.Е. Дейкова. – М.: Высшая школа, 1985. – 255 с.
5. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.
6. Практикум по общей химии: учеб. пособие / под ред. С.Ф. Дунаева – М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.
7. Практикум по общей и неорганической химии: учеб. пособие для химико-технологических вузов / под ред. М.Х. Карапетьянца, С.И. Дракина – М.: Изд-во «Высшая школа», 1969. – 288 с.
8. Практикум по неорганической химии: учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров и др.; под ред. Ю.Д. Третьякова – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 384 с.
9. Практикум по общей химии: учеб. пособие / под ред. С.Ф. Дунаева – М.: Изд-во МГУ, 2005. – 336 с.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах

Формула электролита	Степень	K_d	Формула электролита	Степень	K_d
1	2	3	4	5	6
Кислоты			Основания		
HF		$6,3 \cdot 10^{-4}$	LiOH		$6,75 \cdot 10^{-1}$
HCN		$5 \cdot 10^{-10}$	NaOH		5,9
HNO ₂		$5,1 \cdot 10^{-4}$	NH ₃ · H ₂ O		$1,8 \cdot 10^{-5}$
HClO		$3,2 \cdot 10^{-8}$	Mg(OH) ₂	II	$2,5 \cdot 10^{-3}$
HBrO		$2,2 \cdot 10^{-9}$	Fe(OH) ₂	II	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HIO		$2,3 \cdot 10^{-11}$	Co(OH) ₂	II	$4,0 \cdot 10^{-5}$
HClO ₂		$1,15 \cdot 10^{-2}$	Ni(OH) ₂	II	$2,5 \cdot 10^{-5}$
CO ₂ (aq) + H ₂ O	I	$4,5 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH) ₂	I	$4,4 \cdot 10^{-5}$
	II	$4,8 \cdot 10^{-11}$		II	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ SO ₄	I	-	Pb(OH) ₂	I	$9,0 \cdot 10^{-4}$
	II	$1,2 \cdot 10^{-2}$		II	$2,0 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃	I	$1,4 \cdot 10^{-2}$	Sn(OH) ₂	I	$3,2 \cdot 10^{-10}$
	II	$6,2 \cdot 10^{-8}$		II	$1,2 \cdot 10^{-12}$
H ₂ S	I	$1,0 \cdot 10^{-7}$	Ca(OH) ₂	II	$4,0 \cdot 10^{-2}$
	II	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Cu(OH) ₂	II	$3,4 \cdot 10^{-7}$
H ₃ PO ₄	I	$7,1 \cdot 10^{-3}$	Al(OH) ₃	II	$2,0 \cdot 10^{-8}$
	II	$6,3 \cdot 10^{-8}$		III	$8,0 \cdot 10^{-10}$
	III	$5,0 \cdot 10^{-13}$	Fe(OH) ₃	II	$5,0 \cdot 10^{-10}$
H ₃ AsO ₄	I	$6,3 \cdot 10^{-3}$	Cr(OH) ₃	III	$3,0 \cdot 10^{-12}$
	II	$1,2 \cdot 10^{-7}$		II	$3,4 \cdot 10^{-8}$
	III	$3,2 \cdot 10^{-12}$		III	$1,0 \cdot 10^{-10}$
H ₃ BO ₃	I	$7,1 \cdot 10^{-10}$	Cd(OH) ₂	I	$3,0 \cdot 10^{-5}$
	II	$1,8 \cdot 10^{-13}$		II	$4,0 \cdot 10^{-7}$

Окончание приложения 1

1	2	3	4	5	6
	III	$1,6 \cdot 10^{-14}$	$\text{Mn}(\text{OH})_2$	II	$5,0 \cdot 10^{-4}$
HCOOH		$1,8 \cdot 10^{-4}$	$\text{Be}(\text{OH})_2$	II	$5 \cdot 10^{-11}$
CH_3COOH		$1,74 \cdot 10^{-5}$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	II	$1,5 \cdot 10^{-1}$

Приложение 2

Произведение растворимости некоторых малорастворимых соединений

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$	CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$	MnS (розового цвета)	$2,5 \cdot 10^{-10}$
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	HgS (черный)	$1,6 \cdot 10^{-52}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	ZnS (сфалерит)	$1,6 \cdot 10^{-24}$

Приложение 3

Константа нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	Константа нестойкости	Комплексный ион	Константа нестойкости
1	2	3	4
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,75 \cdot 10^{-7}$
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,76 \cdot 10^{-18}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{-30}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,33 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,09 \cdot 10^{-42}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-31}$

Окончание приложения 3

1	2	3	4
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,75 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,23 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$3,47 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,41 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-37}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$7,94 \cdot 10^{-7}$		

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	3
Работа №1. Получение и свойства основных классов неорганических соединений	4
Работа №2. Определение молярной массы эквивалента металла	9
Работа №3. Определение молярной массы эквивалента сложного вещества	12
Работа №4. Установление простейшей формулы сульфида меди	14
Работа №5. Установление формулы кристаллогидрата	16
Работа №6. Определение молекулярной массы оксида углерода (IV)	19
Работа №7. Способы очистки веществ от примесей	22
Работа №8. Тепловые эффекты химических реакций	29
Работа №9. Скорость химических реакций	35
Работа №10. Катализ и ингибирование химических реакций	41
Работа №11. Химическое равновесие.....	43
Работа №12. Приготовление растворов заданной концентрации. Проверка концентрации приготовленного раствора.....	46
Работа №13. Реакции обмена в растворах электролитов	53
Работа №14. Гидролиз солей.....	57
Работа №15. Окислительно-восстановительные реакции.....	60
Работа №16. Получение и свойства комплексных соединений	64
Библиографический список.....	69
Приложения	
Приложение 1. Константы диссоциации некоторых электролитов в водных растворах	70
Приложение 2. Произведение растворимости некоторых малорастворимых соединений	71
Приложение 3. Константа нестойкости некоторых комплексных ионов.....	71

Елизавета Григорьевна Антошкина,
Любовь Михайловна Чекрыгина,
Екатерина Алексеевна Григорьева

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

Техн. редактор А.В. Миних

Издательский центр Южно-Уральского государственного университета

Подписано в печать 05.07.2011. Формат 60×84 1/16. Печать цифровая.
Усл. печ. л. 4,18. Тираж 100 экз. Заказ 253/302. Цена С.

Отпечатано в типографии Издательского центра ЮУрГУ.
454080, г. Челябинск, пр. им. В.И. Ленина, 76.