

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

ОСНОВЫ ТЕХНОЛОГИИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ МАТЕРИАЛОВ

Методические указания по выполнению лабораторных работ

Направление подготовки 28.03.02 Наноинженерия

Направленность (профиль)

«Нанотехнологии и наноматериалы»

Ставрополь

2026

Содержание.

1.	Предисловие	3
2.	Лабораторная работа №1. Общие правила работы и техника безопасности в химической лаборатории	4
3.	Лабораторная работа №2. Галогены.	23
4.	Лабораторная работа №3. Сера.	30
5.	Лабораторная работа №4. Главная подгруппа пятой группы (азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут).	37
6.	Лабораторная работа №5. Главная подгруппа четвертой группы (углерод, кремний, германий, олово, свинец).	46
7.	Лабораторная работа №6. Главная подгруппа третьей группы (бор, алюминий).	55
8.	Лабораторная работа №7. Химия S-элементов.	62
9.	Лабораторная работа №8. Хром и его соединения.	70
10.	Лабораторная работа №9. Марганец и его соединения.	75
11.	Лабораторная работа №10. Железо, кобальт, никель.	81
12.	Лабораторная работа №11. Медь и серебро.	90
13.	Лабораторная работа №12. Цинк, кадмий, ртуть.	96
14.	Лабораторная работа №13. Синтез неорганических веществ.	101
15.	Приложение	109

Предисловие.

Учебно-методическое пособие к выполнению лабораторных работ составлено в соответствии с требованиями ФГОС и программой дисциплины для студентов направления подготовки 28.03.02 Наноинженерия. Выбор тем лабораторных работ, теоретического обоснования и порядок следования определяется программой дисциплины и базируется как на материале, изложенном в рамках лекционного курса, так и на материале, выносимом на самостоятельную работу студента в рамках курса «Основы технологии нанокристаллических материалов».

В рамках освоения лабораторного практикума реализуются следующие цели и задачи:

Цели:

- освоение теоретических основ неорганической химии (состав, строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений, связь строения вещества и протекания химических процессов)
- развитие активного химического мышления на основе системного подхода и современных достижений химии, формирование у студентов научного мировоззрения, понимание основных законов, привитие навыков химического эксперимента.

В задачи программы подготовки входит

- обучение методам эксперимента в неорганической химии, умению определять направления и оптимальные условия проведения эксперимента;
- научиться анализировать и обобщать изученный материал, уметь представить результаты опыта, приобрести навыки работы со справочной литературой, овладеть современной химической символикой и терминологией, приобрести навыки работы с химическими соединениями, химической посудой, оборудованием и т.д.

В рамках подготовки к выполнению, проведения лабораторной работы, формирования отчета и контроля самостоятельной работы студента по темам лабораторных работ по «Основам технологии нанокристаллических материалов».

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 1

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Цель и содержание

Ознакомить студентов с общими правилами работы в химических лабораториях. С первых дней работы в лаборатории студент должен выработать в себе самостоятельность и серьезное отношение ко всем процессам лабораторного эксперимента, что включает теоретическую, практическую подготовку, подготовку химических реактивов, расчет данных и проведение самого опыта.

Теоретическое обоснование

1. Во время работы в химической лаборатории соблюдайте тишину, чистоту и порядок.
2. Не приступайте к работе без разрешения преподавателя.
3. Запрещается работать в лаборатории одному.
4. Работать студент должен на закрепленном за ним рабочем месте.
5. Не допускать попадания химических реактивов на кожу и одежду.
6. Во время работы надевайте халат, а длинные волосы уберите под косынку.
7. Экономьте реактивы, газ, воду, электричество.
8. Реактивы общего пользования не уносите на свои рабочие места. Если нет указаний по дозировке реактивов для данного опыта, то брать следует их в минимальном количестве.
9. Аккуратно и осторожно обращайтесь с химической посудой, приборами и реактивами. Если посуда разбилась, сдайте ее лаборанту.
10. Для проведения опытов пользуйтесь только дистиллированной водой.
11. Не путайте пробки от склянок с разными реактивами. Сухие реактивы нужно брать только чистым шпателем. Неизрасходованные реактивы не высыпать (не выливать) в те склянки, из которых они взяты.

12. Пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными этикетками категорически запрещается.

13. Не работайте с грязной посудой, сами не оставляйте ее невытой.

14. Не запускайте прибор без предварительной проверки. Не оставляйте прибор без присмотра.

15. Не выносите из лаборатории приборы, реактивы, посуду.

16. Особую осторожность соблюдайте при работе с ядовитыми и вредными веществами: с концентрированными кислотами и щелочами. Работу с ними проводите только в вытяжном шкафу, окна которого должны быть открыты не более чем на одну треть.

17. Не выливайте в раковины остатки кислот, щелочей, огнеопасных жидкостей и т.д. Сливайте эти вещества в специальные склянки, помещенные в вытяжной шкаф. Не бросайте в раковину бумагу, песок, металлы и др. твердые вещества.

18. При нагревании или кипячении жидкости (особенно с осадком) на газовой горелке или спиртовке, во избежание разбрызгивания, нагревайте верхнюю часть пробирки, при этом держа ее отверстием от себя и от работающих рядом.

19. При взвешивании сухих реактивов не высыпайте их прямо на чашку весов. Взвешивайте на часовом стекле или на фильтровальной бумаге.

20. Запрещается курить и принимать пищу в химической лаборатории

21. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Нужно легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

22. Уходя из лаборатории, проверьте, выключены ли газ, вода, электричество.

23. Результаты лабораторной работы оформляют в виде отчета и отдают преподавателю.

Правила оказания первой медицинской помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу (рук, лица и т.д.) концентрированных кислот (азотной, серной, уксусной и т.д.) следует насухо вытереть ожог полотенцем и затем промыть большим количеством воды (лучше теплой) или 2-3%-ным раствором пищевой соды или слабым раствором аммиака, после чего наложить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи – надо немедленно обратиться к врачу.

2. При ожоге растворами щелочей промывать водой обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, затем нейтрализовать 1-2%-ной уксусной или лимонной кислотой, после чего положить повязку из ваты, смоченной 3%-ным раствором перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть их большим количеством воды комнатной температуры не менее 5 минут, после чего обратиться к врачу.

4. При случайном попадании реактивов вовнутрь рекомендуется выпить побольше воды. Наряду с этим необходимо:

а) при отравлении кислотами выпить стакан 2%-ного раствора пищевой соды, магнезии или известковой воды;

б) при отравлении щелочами – стакан 2%-ного раствора уксусной или лимонной кислоты.

5. При отравлении газами (хлором, бромом, сероводородом и т.д.) необходимо пострадавшего вывести на свежий воздух и дать понюхать нашатырный спирт, а в тяжелых случаях сразу вызвать врача, применить искусственное дыхание, поддержать работу сердца.

6. При отравлении соединениями ртути, мышьяка немедленно обратиться к врачу, принимать молоко, сырые яйца, известковую воду.

7. В случае пореза стеклом убедитесь в том, что в ране нет осколков, и ватой, смоченной этиловым спиртом или перманганатом калия (раствор), удалите кровь, смажьте йодом и забинтуйте.

8. При термических ожогах наложите повязку (марля, бинт), смоченную 2–3%-ным раствором перманганата калия, 2%-ным раствором стрептоцида или раствором пищевой соды. Нельзя смазывать ожоги вазелином или жиром, лучше воспользоваться специальной мазью.

9. При несчастных случаях, связанных с электричеством, необходимо выключить ток или контакт (используя резиновые перчатки, сухую палку или другой предмет, не проводящий ток), пострадавшего изолировать от токоведущей части за сухую одежду. Если пострадавший в обморочном состоянии (т. е. сердце и органы дыхания работают), обеспечить доступ свежего воздуха и дать понюхать нашатырный спирт. При электрическом «ударе» (когда нет дыхания и сердце не работает) надо вызвать скорую помощь, тотчас удалить стесняющую одежду, применять искусственное дыхание не менее 4-х часов и давать вдыхать кислород. Пострадавшего укрыть одеялом и обложить грелками или бутылками с горячей водой.

ОСНОВНАЯ ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА И ЛАБОРАТОРНЫЕ ПРИНАДЛЕЖНОСТИ

1. Посуда общего назначения

Пробирки. Представляют собой узкие цилиндрической формы сосуды с закругленным дном (рис. 1.1); они бывают различной величины и диаметра и из различного стекла.

Обычные лабораторные пробирки изготавливают из легкоплавкого стекла, но для особых работ, когда требуется нагревание до высоких температур, пробирки изготавливают из тугоплавкого стекла или кварца.

Кроме обычных, простых, пробирок, применяют также градуированные и центрифужные конические пробирки.

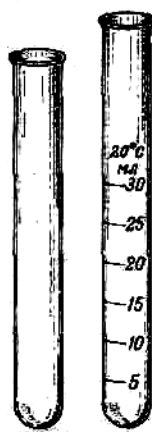


Рисунок 1.1 – Простая и градуированная пробирки

Для хранения пробирок, находящихся в работе, служат специальные деревянные, пластмассовые или металлические штативы (рис.1.2).



Рисунок 1.2 – Штатив с пробирками

Пробирки применяют для проведения главным образом аналитических или микрохимических работ. При проведении реакций в пробирке реактивы не следует применять в слишком большом количестве. Совершенно недопустимо, чтобы пробирка была наполнена до краев.

Иногда в пробирку нужно ввести твердое вещество (порошки, кристаллы и т. п.), для этого применяют микрошпатель, которым отбирают нужное количество твердого вещества. Пробирку держат в левой руке, наклонив ее

горизонтально, и вводят в нее микрошпатель почти до дна (рис. 1.3). Затем пробирку ставят вертикально и слегка ударяют по ней рукой. Когда все твердое вещество высыпается, микрошпатель вынимают.



Рисунок 1.3 – Внесение в пробирку порошкообразных веществ

Для перемешивания налитых реактивов пробирку держат большим и указательным пальцами левой руки за верхний конец и поддерживают ее средним пальцем, а указательным пальцем правой руки ударяют косым ударом по низу пробирки. Этого достаточно, чтобы содержимое ее было хорошо перемешано. Совершенно недопустимо закрывать пробирку пальцем и встряхивать ее в таком виде; при этом можно не только ввести что-либо постороннее в жидкость, находящуюся в пробирке, но иногда и повредить кожу пальца, получить ожог и пр. Если пробирка наполнена жидкостью больше чем на половину, содержимое перемешивают стеклянной палочкой.

Если пробирку нужно нагреть, ее следует зажать в держателе (рис. 1.4). При неумелом и сильном нагревании пробирки жидкость быстро вскипает и выплескивается из нее, поэтому нагревать нужно осторожно. Когда начнут появляться пузырьки, пробирку следует отставить и, держа ее не в пламени горелки, а около него или над ним, продолжать нагревание горячим воздухом. При нагревании открытый конец пробирки должен быть обращен в сторону от работающего и от соседей по столу.



Рисунок 1.4 – Держатель для пробирок

Воронки. Служат для переливания жидкостей, для фильтрования и т. д. Химические воронки выпускают различных размеров, верхний диаметр их составляет 35, 55, 70, 100, 150, 200, 250 и 300 мм.

При работе воронки устанавливают или в специальном штативе, или в кольце на обычном лабораторном штативе (рис. 1.5).

При переливании жидкости в бутылку или колбу не следует наполнять воронку до краев.

Если воронка плотно прилегает к горлу сосуда, в который переливают жидкость, то переливание затрудняется, так как внутри сосуда создается повышенное давление. Поэтому воронку время от времени нужно приподнимать.



Рисунок 1.5 – Штатив с укрепленными в специальных держателях воронками

Еще лучше сделать между воронкой и горлом сосуда щель, вложив между ними, например, кусочек бумаги. При этом нужно следить, чтобы прокладка не попала в сосуд.

Химические стаканы представляют собой цилиндры различной емкости. Так же как и другую химическую посуду, стаканы делают из фарфора (рис. 1.6) и из химически стойкого стекла (рис. 1.7). Они бывают: с носиками и без носиков, фарфоровые стаканы – с ручками и без ручек, стеклянные – с делениями для приблизительного измерения объема или без делений.

Нагревать стаканы из обычного стекла на голом пламени нельзя – от этого они лопаются. Нагревание следует проводить только через асбестированную сетку или на водяной либо другой бане.



Рисунок 1.6 – Фарфоровые кружки и стаканы



Рисунок 1.7 – Стекло́нные стака́ны

Плоскодонные колбы. Бывают самой разнообразной емкости (рис.1.8), начиная от 50 мл и до нескольких литров, со шлифом и без шлифа на горле. Их изготавливают из обычного, а также из кварцевого и специальных сортов стекла.



Рисунок 1.8 – Плоскодонные колбы

Конические колбы (Эрленмейера). Находят широкое применение при аналитических работах (титрование). Они бывают различной емкости, с носиками и без носиков, узкогорлые и широкогорлые (рис. 1.9).



Рисунок 1.9 – Конические колбы

Нагревать колбы следует только через асбестированную сетку или на какой-либо бане.

2. Мерная посуда

Мерной называют посуду, применяемую для измерения объема жидкости.

Мерные цилиндры. Представляют собой стеклянные толстостенные сосуды с нанесенными на наружной стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах (рис. 1.10 а). Они бывают самой разнообразной емкости: от 5—10 мл до 1 л и больше. Чтобы отмерить нужный объем жидкости, ее наливают в мерный цилиндр до тех пор, пока нижний мениск не достигнет уровня нужного деления.



a

б

Рисунок 1.10 — Мерные цилиндры (*a*) и мензурки (*б*)

Кроме цилиндров, для той же цели употребляют мензурки (рис. 1.10 б). Это сосуды конической формы, на стенке которых имеются деления. Они очень удобны для отстаивания мутных жидкостей, когда осадок собирается в нижней, суженной части мензурки.

Пипетки. Служат для точного отмеривания определенного объема жидкости. Различают пипетки для жидкостей и газовые пипетки.

Пипетки для жидкостей (рис. 1.11). Обычные пипетки (пипетки Мора) представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с расширением посередине. Нижний конец пипетки слегка оттянут, и имеет диаметр около 1 мм.

Пипетки бывают емкостью от 1 до 100 мл, в верхней части их имеется метка, до которой набирают жидкости. Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления в 0,1 мл.

Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или ртом, но лучше при этом

пользоваться специальными приспособлениями.

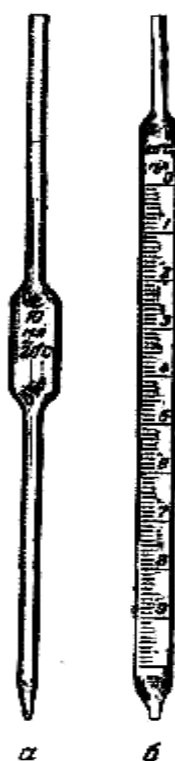


Рисунок 1.11 – Пипетки: *а* – простая (пипетка Мора), *б* - градуированная

Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2—3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие, указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Очень полезно указательный палец слегка увлажнить, так как влажный палец более плотно закрывает пипетку.

Когда пипетка наполнена, ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки; как только нижний мениск жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Если на конце пипетки после этого будет висеть капля, ее следует осторожно удалить. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того как жидкость вытечет, пипетку держат в течение еще 5 сек (считая до 5) прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси, после чего удаляют пипетку, не

обращая внимания на оставшуюся в ней жидкость.

При выливании раствора из пипетки в коническую колбу очень важно, чтобы раствор стекал именно по стенке конической колбы и не разбрызгивался, так как при этом часть выливаемого раствора может попасть на стенку колбы и при последующем титровании не вступит в реакцию с раствором, выливаемым из бюретки.

Никогда не следует стремиться выгонять остатки жидкости из пипетки выдуванием или нагреванием рукой расширенной части пипетки.

Для отмеривания малых объемов жидкостей применяют микропипетки емкостью 1, 2, 3 и 5 мл. Микропипетки часто градуируют, они имеют деления в 0,01 мл, что позволяет делать отсчет с точностью 0,002— 0,005 мл.

Градуированной пипеткой можно отбирать не только один определенный объем жидкости (как обыкновенными пипетками), но любой в пределах ее емкости. Жидкость набирают в пипетку до нужной метки (нижний мениск жидкости находится на уровне последней) и затем выливают ее, как обычно.

Пипетки должны быть всегда чисто вымытыми; их следует ставить в особый штатив (рис. 1.12) и закрывать сверху маленькими пробирками или куском чистой фильтровальной бумаги. Если штатива в лаборатории нет, пипетки можно хранить в стеклянном цилиндре, на дно которого предварительно кладут несколько слоев чистой фильтровальной бумаги, вырезанной кружками. После работы пипетку ополаскивают несколько раз дистиллированной водой и помещают в стеклянный цилиндр, каждый раз заменяя верхний слой фильтровальной бумаги свежим. Обычными пипетками нельзя отмерять жидкости, вязкость которых заметно отличается от вязкости воды, например, концентрированные кислоты, щелочи и т. п., так как объем отобранной жидкости не будет соответствовать указанному. Для отбора таких жидкостей пользуются специально прокалиброванными пипетками.



Рисунок 1.12 – Штативы для пипеток

При обращении со всеми видами пипеток нужно обязательно придерживаться следующих правил:

1. Пипетка при отборе жидкости всегда должна находиться в строго вертикальном положении.
2. При установке нижнего мениска на уровне черты глаз наблюдателя должен быть расположен в одной плоскости с меткой (метки на передней и задней стенках должны при этом сливаться в одну).

Бюретки. Применяют при титровании, для измерения точных объемов и пр. Различают бюретки объемные, весовые, поршневые, микробюретки и газовые.

Объемные бюретки. Это — стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженные краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл, так что отсчеты можно вести с точностью до 0,02 мл.

Бюретки (рис. 1.13) бывают двух типов: с притертым краном (б) и бескрановые с оттянутым концом (а), к которому посредством резиновой

трубки присоединяют оттянутую в капилляр стеклянную трубку; резиновую трубку зажимают зажимом Мора.

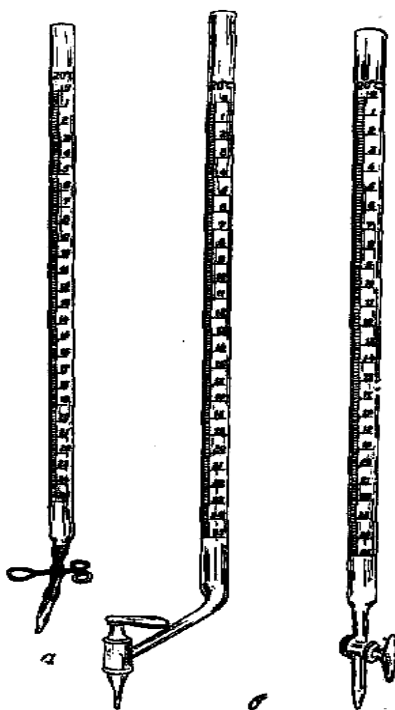


Рисунок 1.13 – Бюретки объемные

Резиновая трубка должна иметь стенку толщиной не менее 1,5 мм, а внутренний диаметр — около 3 мм. Таким образом, наружный диаметр резиновой трубки - около 6 мм.

В бюретки с краном можно наливать все жидкости за исключением щелочей, которые могут вызывать заедание притертого крана. Для работы со щелочами применяют бескрановые бюретки с резиновой насадкой.

Для работы в учебных лабораториях или в тех случаях, когда титрование проводят редко, и при всех временных работах бюретки укрепляют на лабораторных штативах в лапках (рис. 1.14).



Рисунок 1.14 – Штатив с бюретками

Так как бюретки предназначены для очень ответственной работы — титрования, их следует содержать в особенной чистоте.

После работы бюретку следует вымыть водой и оставить ее в штативе, перевернув открытым концом вниз. Чтобы в бюретку не попадала пыль, ее лучше заткнуть кусочком ваты. У бюреток с краном нужно вынуть кран, обернуть его один раз куском чистой фильтровальной бумаги и снова вставить в бюретку. Если этого не сделать, шлиф может испортиться и кран будет протекать.

Бюретку устанавливают на нуль только после того, как работающий убедится, что в капилляре или кончике бюретки не осталось пузырьков воздуха (рис. 1.15).

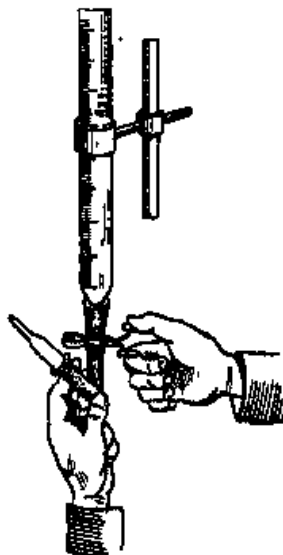


Рисунок 1.15 – Удаление воздуха из кончика бюретки

Бюретку следует заполнять так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы (до 3–4 см). Затем, осторожно приоткрывая кран, аккуратно устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля. Уровень жидкости прозрачных растворов устанавливают по нижнему мениску, а непрозрачных – по верхнему.

Мерные колбы. Необходимая посуда для большинства аналитических работ (рис. 1.16); они представляют собой плоскодонные колбы различной емкости; в большинстве случаев мерные колбы имеют пришлифованные стеклянные пробки. Однако часто применяют мерные колбы без пришлифованных стеклянных пробок. В таких случаях для закрывания мерных колб используют резиновые пробки соответствующего размера.



Рисунок 1.16 – Мерные колбы

Различают узкогорлые и широкогорлые мерные колбы. Диаметр горла последних приблизительно в полтора раза больше по сравнению с узкогорлыми. На горле колбы имеется кольцевая метка, а на самой колбе вытравлено число, указывающее ее емкость в миллилитрах при определенной температуре. Приведенная емкость означает, что при данной температуре объем воды, налитой в колбу до метки, точно соответствует указанному. Объем вылитой из колбы воды будет несколько меньше помеченного, так как часть ее останется на стенках. Поэтому обычные мерные колбы не пригодны для отмеривания точного объема воды с последующим выливанием ее.

Методика и порядок выполнения работы

Для получения навыков работы с химической посудой необходимо взять все описанные элементы и попробовать их в работе.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу.

Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в

лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения в виде отчета.

Вопросы для защиты работы

Специфика данной работы предполагает только оформление отчета

Литература

[Основная литература 1-4, дополнительная литература 2]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 2

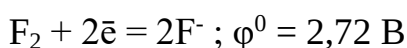
ГАЛОГЕНЫ.

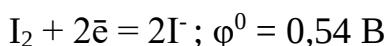
Цель и содержание

- 1) ознакомление с лабораторными методами получения галогенов и их соединений с водородом;
- 2) изучение окислительно-восстановительных свойств галогенов и их важнейших соединений;
- 3) проведение качественных реакций на галогены и галогенид-ионы.

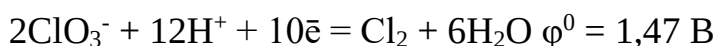
Теоретическое обоснование

Галогены (фтор, хлор, бром, йод) находятся в земной коре, а также в воде океанов, морей и соленых озер в составе их солей – галогенидов: NaCl, KCl, NaBr, KBr, NaI, KI, CaF₂ и др. Из этих соединений галогены получают для технических и лабораторных целей химическими и электрохимическими методами. Будучи неметаллами, галогены являются окислителями, но их окислительные свойства в ряду фтор–хлор–бром–йод уменьшаются, о чем свидетельствуют значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций:





Большое техническое значение имеют галогеноводороды (HF, HCl, HBr, HI), в особенности хлороводород и его водный раствор – соляная кислота. В этих соединениях галогены находятся в отрицательной степени окисления (–1), поэтому они являются восстановителями. Восстановительные свойства галогеноводородов возрастают в порядке, обратном увеличению окислительных свойств галогенов. Таким образом, наиболее сильным восстановителем является йодоводород. Среди многочисленных соединений галогенов в положительных степенях окисления особое место занимает хлорат калия KClO_3 (бертолетова соль). Это соединение является сильным окислителем, его окислительные свойства проявляются и в растворенном, и в расплавленном, и в твердом состояниях. В растворах хлорат калия восстанавливается до хлорида калия или до свободного хлора. В кислой среде при стандартных условиях окислительные свойства хлорат-ионов характеризуются следующими значениями окислительно-восстановительных потенциалов:



Хлорат калия в твердом порошкообразном состоянии входит в состав спичек, зажигательных смесей, осветительных ракет и составы для фейерверков. В этом случае его окислительные свойства объясняются разложением при нагревании с выделением кислорода по уравнению:



Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: H_2SO_4 конц. и разб., $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_3PO_4 конц., FeCl_3 , KClO_3 , AgNO_3 , органический растворитель, бромная вода, хлорная вода, йодная вода.

Сухие реактивы: NaCl, NaBr, NaI, KMnO₄, MnO₂, K₂Cr₂O₇, KOH

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение галогенов

Галогены являются ядовитыми веществами, поэтому опыт следует проводить в вытяжном шкафу !

В три сухие пробирки внести по одному микрошпателью KCl, KBr и KI (или NaCl, NaBr, NaI) и по одному микрошпателью KMnO₄ или K₂Cr₂O₇. Вещества в пробирках перемешать встряхиванием. Во все пробирки добавить по 2–3 капли концентрированной серной кислоты и наблюдать выделение газообразного хлора, брома и йода, отличающихся окраской.

Убедившись в протекании реакции, в пробирки внести по 5–6 капель тиосульфата натрия, который подавляет выделение галогенов, восстанавливая их до безвредных галогенидов.

Хлор можно также получить из соляной кислоты. Для этого в пробирку внести микрошпатель KMnO₄ или MnO₂ и 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Убедившись в протекании реакции, добавить в пробирку 5–6 капель Na₂S₂O₃.

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и указать окраску галогенов. Все реакции уравнивать методом полуреакций. В выводе сформулировать сущность лабораторного метода получения галогенов и объяснить, почему этот метод неприменим для получения фтора.

Опыт 2. Получение галогеноводородов

1. Получение хлороводорода. В сухую пробирку внести один микрошпатель кристаллического хлорида натрия и добавить 4–5 капель концентрированной серной кислоты. Вспучивание хлорида натрия и выделение газа свидетельствуют о протекании реакции. Поднести к пробирке смоченную

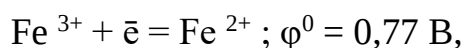
водой синюю лакмусовую бумагу (вместо лакмуса можно использовать универсальную индикаторную бумагу) и наблюдать изменение её окраски. В отчете описать опыт, написать уравнение реакции и объяснить изменение окраски индикатора. Объяснить, почему в опыте используется твердый хлорид натрия и концентрированная кислота, а не раствор соли и не разбавленная кислота.

2. Получение бромоводорода и йодоводорода. В две сухие пробирки внести по одному микрошпателью кристаллических солей: бромид и йодида натрия (или калия). Добавить к ним по 4–5 капель концентрированной ортофосфорной кислоты. Пробирки слегка подогреть на пламени спиртовки. Вспучивание солей и выделение газов свидетельствует о протекании реакции. Смочить водой индикаторную бумагу и подержать ее у отверстия пробирок, наблюдать изменение окраски индикатора.

В отчете описать опыт, объяснить изменение окраски индикатора, написать уравнения реакций. Объяснить, почему в опытах используется не серная кислота (как при получении хлороводорода), а ортофосфорная.

Опыт 3. Восстановительные свойства галогеноводородов и галогенидов

В три пробирки внести по 4–5 капель раствора FeCl_3 и по 2–3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Добавить по 3–4 капли растворов KI (первая пробирка), KBr (вторая) и KCl (третья пробирка). По изменению окраски раствора определить, в какой пробирке произошло восстановление FeCl_3 до FeCl_2 и окисление галогенид-иона. Написать уравнение реакции. Сравнивая окислительно-восстановительные потенциалы галогенид-ионов с потенциалом полуреакции:



объяснить результаты опыта.

Опыт 4. Исследование окислительных свойств хлората калия.

1. Взаимодействие KClO_3 с йодидом калия. В пробирку внести 4–5 капель раствора KI , прибавить 2–3 капли раствора хлората калия или несколько

кристалликов сухой соли и 3–4 капли разбавленной серной кислоты. Наблюдать появление бурой окраски раствора. Объяснить опыт, написать уравнение реакции.

2. Окисление соляной кислоты. В пробирку поместить 1/3 микрошпателя кристаллического хлората калия и прибавить 2–3 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение газа, обратить внимание на его окраску. Написать уравнение реакции.

3. Окисление оксида марганца (IV). В сухом фарфоровом тигле смешать по одному микрошпателю хлората калия и диоксида марганца и внести в смесь одну гранулу твердого гидроксида калия. На пламени спиртовки довести смесь до расплавленного состояния и нагревать несколько минут. Наблюдать изменение окраски, что свидетельствует об окислении MnO_2 . Описать опыт и написать уравнение реакции, учитывая, что зеленый цвет продукта свидетельствует об образовании манганата калия.

4. Зажигание смеси сахара и KClO_3 .

(Опыт опасен, поэтому его выполнение требует осторожности!)

Небольшое количество (1–2 микрошпателя) мелко растертой бертолетовой соли осторожно смешать стеклянной палочкой в фарфоровом тигле с равным количеством сахарной пудры. Смесь не растирать, так как при растирании возможно воспламенение. К смеси прибавить (осторожно, из длинной пипетки) одну каплю концентрированной серной кислоты. Наблюдать вспышку смеси.

Описать опыт, объяснить иницирующее действие серной кислоты, написать уравнение реакции.

Опыт 5. Качественные реакции на галогены

В две пробирки отдельно внести по 2–3 капли бромной и йодной воды. Добавить в каждую пробирку по 5–6 капель какого-либо органического растворителя. Растворы перемешать стеклянной палочкой. Отметить окраску отстоявшихся слоев в пробирках. В отчете описать опыт, ответить на следующие вопросы: 1) почему галогены растворяются в органических растворителях гораздо лучше, чем в воде? 2) как называется процесс

извлечения брома и йода из водного раствора органическим растворителем? 3)
какое практическое значение имеет изученное явление?

Опыт 6. Качественные реакции на галогенид-ионы

Образование осадков AgCl , AgBr , AgI является характерной реакцией на галогенид-ионы. Получить указанные вещества реакциями ионного обмена. Растворы соответствующих солей брать объемом 4–5 капель. Обратить внимание на вид и цвет осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Учитывая небольшое отличие осадков галогенидов серебра друг от друга, предложить реакции, с помощью которых их можно отличить более достоверно и однозначно.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Объясните изменение длины и энергии связи в молекулах галогеноводородов, и как оно влияет на свойства этих соединений.
2. Покажите схемами и уравнениями реакций химический и электрохимический способы получения хлора из хлорида натрия.
3. Были проведены четыре опыта, в которых:
 - 1) смешаны растворы хлорида натрия и разбавленной серной кислоты;

2) на раствор хлорида натрия действовали концентрированной серной кислотой;

3) на твердый хлорид натрия действовали концентрированной серной кислотой;

4) на твердый хлорид натрия действовали разбавленной серной кислотой.

Объясните, что было получено в каждом опыте.

4. Объясните, с помощью каких реакций и при каких условиях получают газообразные HF , HCl , HBr , и HI из соответствующих солей.

5. Объясните, почему диспропорционирование галогенов в воде протекает обратимо, а в щелочах необратимо.

6. Смесь бертолетовой соли с гидроксидом калия, называемая окислительной смесью, используется для вскрытия минералов. Напишите уравнения вскрытия этой смесью минерала пиролюзита.

7. Смесь бертолетовой соли и сахара вспыхивает и сгорает от одной капли концентрированной серной кислоты. Объясните, какие параллельные и последовательные реакции протекают в этом опыте.

8. Написать уравнение реакции, протекающей при растворении фтора в воде. Можно ли приготовить «фторную воду» аналогично хлорной?

9. Написать уравнения реакций получения хлороводорода тремя различными способами. Какая из приведенных реакций не применима для получения бромоводорода и иодоводорода? Почему? Написать уравнения соответствующих реакций.

10. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF , HCl , HBr , HI ? Чем это объясняется?

11. Какой из галогеноводородов является наиболее сильным восстановителем? Какой – наиболее слабым? Пользуясь таблицей электронных потенциалов, указать один из окислителей, которым можно окислить: а) KI , не окисляя KBr ; б) KBr , не окисляя KCl ? Написать соответствующие уравнения.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1-6]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 3

СЕРА.

Цель и содержание

Изучение свойств серы и её наиболее распространенных соединений.

Теоретическое обоснование

Сера является неметаллом, и в реакциях с металлами она является окислителем. Однако при взаимодействии с более сильными окислителями (фтор, кислород, азотная кислота и др.) сера проявляет восстановительные свойства. В соединениях сера находится в степенях окисления -2 (H_2S , Na_2S , ZnS и др.), $+4$ (SO_2 , H_2SO_3 , Na_2SO_3 и др.) и $+6$ (SO_3 , H_2SO_4 , K_2SO_4 и др.).

Соединения серы (II) – восстановители, серы (VI) – окислители, а серы (IV) проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

Самое важное соединение серы – серная кислота. Она производится в огромных количествах и применяется в производстве удобрений, в нефтехимии, при получении химических реактивов, для обработки металлов. Серная кислота является окислителем, причем окислительная способность повышается с увеличением её концентрации в растворе. Концентрированная серная кислота окисляет металлы, находящиеся в ряду напряжений до серебра, а также многие неметаллы.

Познавательное и практическое значение имеет гидролиз соединений серы – сульфидов, сульфитов и сульфатов, а также изучение растворимости сульфидов в различных растворителях. Все сульфиды по растворимости подразделяются на четыре группы:

1) растворимые в воде (к ним относятся сульфиды щелочных металлов,

сульфиды бария, кальция, стронция и сульфид аммония);

2) нерастворимые в воде, но растворимые в соляной и разбавленной серной кислотах (к ним относятся сульфиды цинка, двухвалентного железа и марганца);

3) нерастворимые в воде, в HCl и в разбавленной H₂SO₄, но растворимые в кислотах-окислителях (HNO₃, концентрированная H₂SO₄, хлорноватая, селеновая);

4) растворимые в водных растворах сульфидов щелочных и щелочноземельных металлов и сульфида аммония с образованием сульфосолей.

Большинство сульфидов имеют окраску (например, PbS – черный, CdS – желтый, Sb₂S₃ – оранжевый и т.д.). Различие в окраске и растворимости сульфидов в различных средах используется в аналитической химии для обнаружения и разделения катионов.

По химическим свойствам различают сульфиды основные, кислотные и амфотерные. Различие химических свойств сульфидов проявляется в реакциях гидролиза и при взаимодействии сульфидов разной природы между собой.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HNO₃ конц. и разб., BaCl₂, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, H₂S, H₂SO₄, сульфат цинка, сульфат марганца (II), нитрат свинца (II), хлорид сурьмы (III), сульфид натрия, сульфит натрия, сульфат алюминия, сульфат кадмия.

Сухие реактивы: цинк, железо или алюминий, сера, FeS,

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Окислительные и восстановительные свойства серы

1. Окислительные свойства серы. В сухую пробирку насыпать смесь порошков цинка (или алюминия, железа) с серой в соотношении 1:2. Пробирку нагреть на пламени спиртовки в вытяжном шкафу. Доказать опытом, что образовавшийся белый порошок содержит в своем составе ион S^{2-} . Написать уравнение реакции.

2. Восстановительные свойства серы. В пробирку насыпать один микрошпатель порошка серы и добавить 5–6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагреть на пламени спиртовки до полного исчезновения серы. Какой газ при этом выделяется? К полученному раствору добавить 1–2 капли раствора хлорида бария. На присутствие какого иона указывает образование белого осадка?

Описать опыт и написать уравнение взаимодействия серы с азотной кислотой. Сделать общий вывод о химических свойствах серы.

Опыт 2. Сероводород и его свойства

1. Получение сероводорода и его горение. Пробирку, на 1/3 наполненную мелкими кусочками сульфида железа (II), закрепить в штативе. Добавить в неё 5–6 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть пробирку пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ зажечь у конца отводной трубки. Над пламенем горящего газа подержать смоченную водой синюю лакмусовую или универсальную индикаторную бумажку. Наблюдать изменение её цвета.

В отчёте описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций:

1) получения сероводорода, 2) его горения, 3) взаимодействия с водой газа, полученного при горении сероводорода. Объяснить изменение цвета индикатора.

2. Восстановительные свойства сероводорода. В две пробирки внести по 5 капель перманганата калия и дихромата калия. Растворы подкислить серной кислотой и в каждую из пробирок добавить по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора. Объяснить изменение окраски растворов,

написать уравнения реакций. Коэффициенты перед веществами найти методом полуреакций.

3. Кислотные свойства сероводорода. Что представляет собой водный раствор H_2S , какие молекулы и ионы находятся в этом растворе? С помощью универсальной индикаторной бумаги определить водородный показатель сероводородной воды. Написать схемы двух ступеней диссоциации H_2S в растворе и выражения для расчета констант диссоциации по обеим ступеням. Выписать из справочника численные значения констант диссоциации. Сделать вывод о силе сероводородной кислоты.

Опыт 3. Получение сульфидов и изучение их растворимости.

1. Получение сульфидов. В 5 пробирок поместить по 4–5 капель растворов сульфата цинка, сульфата марганца (II), нитрата свинца (II), хлорида сурьмы (III) и хлорида бария. В каждую пробирку добавить раствор сульфида аммония или сульфида натрия. В каких пробирках выпал осадок? Если осадок не выпал, объяснить причину. Отметить окраску полученных осадков и написать уравнения реакций их получения. Полученные сульфиды сохранить для следующего опыта.

2. Исследование растворимости сульфидов в HCl . В пробирки с полученными в опыте 1 сульфидами, добавить соляную кислоту и отметить, в каких пробирках наблюдалось растворение осадков. Написать уравнения реакций в молекулярном и в ионном виде.

3. Исследование растворимости сульфидов в HNO_3 . В пробирки, в которых осадки сульфидов не растворились в соляной кислоте, добавить концентрированную азотную кислоту (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Отметить выделение газа (какого?). Написать уравнения реакций, коэффициенты перед веществами найти методом полуреакций.

По результатам опытов 1, 2 и 3 составить сводную таблицу (15.1)

Таблица 15.1. Результаты опытов 1, 2, 3.

№	Сульфид	Растворимость
---	---------	---------------

пробирки		в воде	в HCl	в HNO ₃

Опыт 4. Изучение свойств соединений серы (IV)

1. Восстановительные свойства сульфита натрия. В пробирку с 5–6 каплями перманганата калия добавить 3–4 капли серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, коэффициенты найти методом полуреакций.

2. Диспропорционирование сульфита натрия. Поместить микрошпатель кристаллического сульфита натрия в сухую пробирку и нагреть в пламени спиртовки в течение 4–5 минут. После того как пробирка остынет, растворить её содержимое в воде. Полученный раствор разделить на две части. К первой части добавить реактив для обнаружения сульфид-ионов. Какое другое соединение образуется при диспропорционировании сульфита натрия и как его обнаружить? Написать уравнения всех реакций.

3. Окислительные свойства сульфита натрия. В свежеприготовленный раствор сульфита натрия добавить раствор сульфида натрия. Отметить образование осадка. Какую функцию проявляет сульфит по отношению к сульфиду? Почему раствор сульфита натрия должен быть свежеприготовленным? Какие свойства – окислительные или восстановительные – выражены сильнее у сульфита натрия и других соединений серы (IV)?

Опыт 5. Изучение свойств серной кислоты.

1. Дегидратирующие свойства серной кислоты. Стеклой палочкой, смоченной концентрированной серной кислотой, написать что-нибудь на листочке бумаги. Бумагу слегка прогреть, держа её высоко над пламенем горелки. Что наблюдается? В отчёте описать опыт, дать его объяснение и сделать вывод.

2. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Подействовать в трех пробирках разбавленной серной кислотой на магний, цинк и медь.

Написать уравнения реакций серной кислоты с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью? Повторить опыт, подействовав на металлы концентрированной кислотой (под тягой!), наблюдать выделение газов в первой и третьей пробирках (определить газы по их запаху) и образование белого осадка во второй. Написать уравнения реакций, подобрать коэффициенты методом полуреакций. В выводе сформулировать главное отличие концентрированной серной кислоты от разбавленной в окислительно-восстановительных реакциях с металлами.

Опыт 6. Гидролиз солей, содержащих серу.

1. Обратимый гидролиз сульфидов. На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести каплю раствора сульфида натрия и каплю раствора сульфида аммония. Определить водородный показатель растворов, записать уравнения реакций гидролиза, сделать вывод о полноте гидролиза этих соединений.

2. Необратимый гидролиз сульфида алюминия. К 3–4 каплям сульфата алюминия прибавить несколько капель сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Проверить отношение полученного осадка к кислотам и щелочам, предварительно разделив его на две части. Написать уравнения реакций гидролиза сульфида алюминия и взаимодействия полученного осадка с кислотой и щелочью.

3. Обратимый гидролиз сульфитов. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH раствора сульфита натрия, сделать вывод и написать уравнения гидролиза в ионном и молекулярном виде.

4. Необратимый гидролиз сульфита алюминия. К 3–4 каплям сульфата алюминия прибавить по каплям раствор сульфита натрия, который приготовить предварительно растворением этой соли в воде. Наблюдать выпадение осадка и выделение газа. Написать уравнение реакции.

5. Обратимый гидролиз сульфатов. С помощью универсальной индикаторной бумаги определить рН растворов сульфатов цинка, алюминия и кадмия. Написать уравнения их гидролиза в молекулярном и ионном виде. Провести аналогичный опыт с растворами сульфатов натрия и калия, почему гидролиз этих солей не наблюдается? Сделать общий вывод по опыту 6.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Покажите уравнениями реакций окислительные и восстановительные свойства серы.

2. В учебной литературе утверждается, что сероводород – сильный восстановитель. Какая справочная величина является показателем окислительной или восстановительной способности? Чему она равна для сероводорода?

3. Растворимость сероводорода в воде при 20 °С равна 2,6 мл в 100 г воды. Вычислите молярную концентрацию образующейся сероводородной кислоты.

4. Сульфиды по составу и свойствам подразделяются на четыре группы; приведите примеры трех сульфидов каждой группы. Какое практическое значение имеет эта классификация сульфидов?

5. С какой максимальной концентрацией может быть получена сернистая кислота при 20°C? Охарактеризуйте с помощью справочных данных окислительные и восстановительные свойства этого соединения.

6. Объясните, почему при растворении серной кислоты в воде идет сильный разогрев раствора?

7. Объясните, чем отличаются окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты.

8. Напишите уравнения гидролиза сульфида натрия, сульфита натрия, сульфата цинка и сульфида алюминия.

9. Какие вещества будут получаться при взаимодействии FeS: а) с хлороводородной кислотой, б) с концентрированной азотной? Написать соответствующие уравнения.

10. Написать уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Как будут смещаться равновесия при прибавлении: а) хлороводородной кислоты, б) нитрата свинца (II), в) щелочи?

11. Написать уравнения реакции гидролиза сульфидов; Al_2S_3 , Na_2S .

12. Написать формулы двух различных сульфидов, нерастворимых в воде и растворимых в кислой среде, и двух сульфидов, нерастворимых в нейтральной и кислой среде, и уравнения реакций их получения.

13. Какие ионы получатся при пропускании SO_2 : а) в чистую воду, б) в воду, содержащую Cl_2 ? Написать соответствующие уравнения в ионном виде.

Литература

[Основная литература 1, 3, 5, дополнительная литература 1-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 4

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА ПЯТОЙ ГРУППЫ

(азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут)

Цель и содержание

Получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений азота, фосфора, сурьмы и висмута.

Теоретическое обоснование

Соединения азота.

Среди многочисленных соединений азота особый интерес, в связи с широким применением, вызывают аммиак, соли азотистой кислоты – нитриты, азотная кислота HNO_3 и ее соли – нитраты. В промышленности аммиак получают путем каталитического синтеза из азота и водорода. В лабораториях для получения аммиака используют реакции между солями аммония (например, NH_4Cl) и щелочами. Реагенты берутся в виде твердых веществ либо в виде концентрированных растворов. Реакция протекает в две стадии:

- 1) образование гидроксида аммония;
- 2) его разложение с выделением NH_3 .

Аммиак бесцветен, но, тем не менее, он легко обнаруживается различными способами: 1) по запаху; 2) с помощью влажной индикаторной бумаги по её окрашиванию под действием газообразного аммиака; 3) с помощью газообразного хлороводорода, с которым аммиак соединяется,

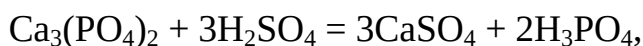
образуя кристаллический хлорид аммония в виде белого дыма (стеклянную палочку, смоченную концентрированным раствором соляной кислоты, подносят к пробирке, в которой идет реакция).

Аммиак обладает восстановительными свойствами. В газообразном состоянии при нагревании он восстанавливает металлы из оксидов, а в растворенном, в кислой среде, обесцвечивает раствор перманганата натрия и изменяет окраску дихромата калия, образуя соли марганца (II) и хрома (III). Аммиак при этом окисляется с образованием азота. Азотистая кислота HNO_2 и её соли нитриты обладают окислительно-восстановительной двойственностью: в реакциях с сильными восстановителями (KI , SnCl_2 , H_2S) они окислители

(восстанавливаются до оксида азота (II), а с сильными окислителями (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KClO_3) – восстановители (окисляются до нитратов). Для азотной кислоты и ее солей характерны окислительные свойства. В этом качестве азотная кислота используется в реакциях с металлами и неметаллами, а нитраты – для вскрытия минералов. Вскрытием минералов называются реакции, в которых химически инертные минералы пиролюзит MnO_2 , хромит $\text{FeO}_3 \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3$, рутил TiO_2 , циркон ZrSiO_4 и другие превращаются в растворимые соединения, удобные для дальнейшей переработки. Вскрытие минералов чаще всего производится их сплавлением со смесью щелочей и нитратов.

Соединения фосфора.

Среди соединений фосфора наибольшее практическое значение имеют ортофосфорная кислота и ее соли. Ортофосфорную кислоту в промышленности получают действием серной кислоты на природное соединение фосфат кальция (суперфосфат):



а в лабораториях для этой цели используют реакцию красного фосфора с азотной кислотой. Обнаружить ортофосфорную кислоту можно раствором молибдата аммония, с которым она образует комплексное соединение ярко-желтого цвета.

Ортофосфорная кислота – является слабой кислотой, поэтому её растворимые соли (ортофосфаты щелочных металлов) гидролизуются по аниону. Но большинство фосфатов не растворяется в воде, кислотах, щелочах и агрессивных средах. Образование нерастворимых фосфатов на поверхности металлов применяется для защиты металлов от коррозии. В технике эту операцию называют фосфатированием.

Соединения мышьяка, сурьмы, висмута.

У мышьяка, сурьмы и висмута, вследствие увеличения радиуса атомов, закономерно изменяются химические свойства: мышьяк является неметаллом, сурьма – сильно амфотерный металл, а висмут – металл со слабыми признаками амфотерности. С соединениями мышьяка в учебных лабораториях опытов не

проводят, так как они очень ядовиты. У сурьмы и висмута наибольший интерес представляют их соединения в степенях окисления +3 и +5: гидроксиды, соли и сульфиды.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. HNO₃ конц. и разб., NaNO₂, KI, KMnO₄, K₂Cr₂O₇, H₂SO₄, р-р аммиака, молибдат аммония, Na₃PO₄, хлорид сурьмы (III), нитрата висмута (III), р-р NaOH, хлорид сурьмы (III), нитрат висмута (III). сульфид натрия,

Сухие реактивы: хлорид аммония, гидроксид калия, магний, цинк, медь, KNO₃, MnO₂, красный фосфор

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение и обнаружение аммиака

Смесь кристаллического хлорида аммония и гидроксида натрия (или KOH), поместить в пробирку и осторожно нагреть на спиртовке. Выделение аммиака установить с помощью влажной универсальной индикаторной бумаги или с помощью стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой.

В отчете описать опыт и свои наблюдения, а также уравнения реакций образования аммиака и белого дыма около стеклянной палочки.

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

В две пробирки поместить по 5–6 капель растворов перманганата калия и дихромата калия, подкислить их серной кислотой и прибавлять по каплям раствор аммиака до обесцвечивания первого и изменения окраски второго. В

отчёте написать уравнения реакций и найти в них коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность нитритов

1. Окислительные свойства нитритов. Провести в пробирке (*под тягой!*) реакцию между растворами NaNO_2 (или KNO_2) и подкисленным раствором NaI (или KI), обратить внимание на изменение окраски раствора и цвет выделяющегося газа. В отчете описать опыт и составить уравнения реакций: а) нитрита с иодидом в присутствии серной кислоты; б) окисления образующегося оксида азота (II) кислородом воздуха на выходе из пробирки. Первую реакцию уравнивать методом полуреакций.

2. Восстановительные свойства нитритов. Выбрать из штатива два известных окислителя и провести их восстановление нитритом натрия (или калия) в кислой среде. Описать ход опыта, написать уравнения реакций. В выводе объяснить причину окислительно-восстановительной двойственности нитритов.

Опыт 4. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

Внимание! Опыты с азотной кислотой проводятся в вытяжном шкафу. В отдельных пробирках провести шесть опытов по взаимодействию разбавленной HNO_3 (из штатива) и концентрированной HNO_3 (хранится в вытяжном шкафу) с магнием, цинком и медью. Гранулы цинка и меди после опыта обмыть струей воды и вернуть для повторного использования. Описать наблюдения, составить уравнения реакций и подобрать в них коэффициенты методом полуреакций, сделать выводы. В выводах отразить влияние природы металла (положение в ряду напряжений) и концентрации азотной кислоты на состав продуктов её восстановления в этих реакциях.

Опыт 5. Вскрытие минерала расплавленным нитратом

Смесь твердых KNO_3 и KOH расплавить в тигле на пламени спиртовки и добавить в расплав немного MnO_2 . Наблюдать образование в расплаве манганата калия, имеющего красивую окраску цвета морской волны или

бирюзы. Составить уравнение реакции, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 6. Получение и обнаружение фосфорной кислоты

Поддействовать концентрированной азотной кислотой на небольшое количество красного фосфора (опыт проводить под тягой, обратить внимание на окраску выделяющегося газа). К полученному раствору прибавить раствор молибдата аммония (1–2 капли). В отчете описать опыт, привести уравнение реакции фосфора с HNO_3 , уравнив его методом полуреакций.

Найти в рекомендуемой основной или дополнительной литературе формулу окрашенного комплексного соединения, которое образуется при взаимодействии H_3PO_4 с молибдатом аммония и написать уравнение его образования. Как называется класс неорганических соединений, к которому принадлежит это вещество?

Опыт 7. Гидролиз фосфатов

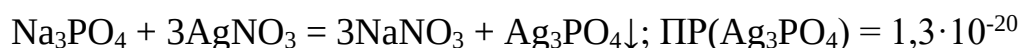
С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и pH раствора Na_3PO_4 или K_3PO_4 . Написать молекулярные и ионные уравнения ступенчатого гидролиза этой соли.

Используя табличные значения констант ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты, вычислить константу гидролиза и степень гидролиза в 1 М растворе по каждой ступени. В отчете привести все уравнения реакций и все расчеты. В выводе указать, какая из ступеней гидролиза имеет практическое значение, а какие можно в общем случае не учитывать.

Опыт 8. Получение нерастворимых фосфатов

Используя раствор ортофосфата натрия (или калия) и растворы других солей, имеющихся в штативе, провести по своему выбору не менее пяти ионообменных реакций получения нерастворимых фосфатов.

В отчете написать уравнения реакций и привести после каждой из них справочную величину произведения растворимости полученной соли, например:



В выводе указать практическое значение проведенных реакций; какие из них используются при водоподготовке для «доумягчения» воды?

Опыт 9. Получение гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III) и исследование их свойств

1. Получение гидроксида сурьмы (III). В две пробирки поместить по 3–4 капли раствора хлорида сурьмы (III). В каждую пробирку прибавить по 3–5 капель раствора щелочи до выпадения осадка. В одной из пробирок на осадок гидроксида сурьмы (III) подействовать соляной кислотой (добавить несколько капель), в другую – раствором щелочи.

Наблюдать протекание реакций в обоих случаях. В отчете описать опыт, написать все уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделать вывод об основно-кислотных свойствах гидроксида сурьмы (III).

2. Получение гидроксида висмута (III). Получить нерастворимый $\text{Bi}(\text{OH})_3$ взаимодействием нитрата висмута (III) с раствором щелочи. Подействовать на осадок азотной кислотой и щелочью. Почему с кислотой гидроксид висмута взаимодействует, а со щелочью реакция не идёт?

В отчете описать опыт, написать уравнения реакций получения гидроксида висмута (III) и его взаимодействия с азотной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 10. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

В две пробирки налить 4–5 капель раствора хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III). В каждую пробирку добавлять по каплям воду, перемешивая раствор стеклянной палочкой. Наблюдать помутнение растворов и выпадение осадков основных солей. Прибавить несколько капель концентрированной соляной кислоты к хлориду сурьмы (III) и концентрированной азотной кислоты к нитрату висмута (III); осадки при этом растворяются. Снова прилить воду, наблюдается вторичное образование осадка. Объяснить это явление.

В отчете написать в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения следующих реакций: а) гидролиза хлорида сурьмы (III) и нитрата висмута (III) в

три ступени; б) разложения основных солей с образованием оксохлорида сурьмы (III) SbOCl и оксонитрата висмута (III) BiONO_3 ; в) растворения осадков оксосолей при приливании кислот. В выводе объяснить причину гидролиза солей сурьмы и висмута, а также указать, какая из солей гидролизуеться в большей степени и почему.

Опыт 11. Получение и изучение свойств сульфидов сурьмы (III) и висмута (III)

1. Сульфид сурьмы (III). В пробирку с 2–3 каплями раствора хлорида сурьмы (III) прибавить 5–8 капель раствора сульфида натрия (или сульфида аммония), обратить внимание на яркую окраску образующегося сульфида сурьмы (III). После отстаивания осадка слить с него жидкость, после чего добавить раствор сульфида натрия (или аммония). Перемешивая осадок стеклянной палочкой, наблюдать его растворение с образованием сульфосоли Na_3SbS_3 . К полученному раствору прибавить 5–6 капель концентрированной соляной кислоты, при этом снова образуется сульфид сурьмы (III) и выделяется газ с характерным запахом. По запаху определить, какой газ выделяется.

В отчете описать опыт и составить уравнения реакций: а) получения сульфида сурьмы (III); б) его растворения в сульфиде натрия; в) разложения сульфосоли соляной кислотой. В выводе привести общее название всех сульфидов, растворяющихся в растворах сульфидов щелочных металлов и аммония. Объяснить причину неустойчивости сульфокислот.

2. Сульфид висмута (III). Получить сульфид висмута (III) по ионо-обменной реакции нитрата висмута (III) с сульфидом натрия, отметить цвет осадка. Подействовать на осадок раствором Na_2S – осадок не растворяется. Слить раствор с осадка и подействовать на него концентрированной азотной кислотой – осадок растворяется (для ускорения реакции пробирку можно подогреть на пламени спиртовки).

В отчете описать опыт. Составить уравнения реакций получения сульфида висмута (III) и его взаимодействия с HNO_3 , имея в виду, что вторая реакция является окислительно-восстановительной, в которой образуются нитрат

висмута (III), серная кислота и оксид азота (II). Уравнять реакцию методом полуреакций. Объяснить, почему сульфид висмута (III) не образует сульфосоля при взаимодействии с раствором сульфида натрия.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Какие опытные данные свидетельствуют о химической инертности азота, как объясняется в теоретической химии инертность азота?
2. Газообразный аммиак обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия; напишите уравнение соответствующей реакции.
3. Объясните, почему азотистая кислота и ее соли обладают окислительно-восстановительной двойственностью? Напишите уравнения всех возможных реакций нитрита калия с хлоратом калия и укажите среди них наиболее вероятную.
4. Напишите уравнения всех возможных реакций разбавленной азотной кислоты с цинком и укажите термодинамически наиболее вероятную реакцию.
5. Расплавленная смесь KNO_3 (NaNO_3) с KOH (NaOH) называется окислительной смесью. Она применяется при вскрытии минералов. Напишите уравнение вскрытия этой смесью минерала пиролюзита.

6. Ортофосфорную кислоту для химических целей получают взаимодействием красного фосфора с концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнение этой реакции.

7. Чем отличается взаимодействие As_2S_3 и Sb_2S_3 с концентрированной азотной кислотой от взаимодействия Bi_2S_3 с этой же кислотой?

8. Почему сульфиды As_2S_3 , As_2S_5 , Sb_2S_3 , Sb_2S_5 называются сульфогидридами? Напишите уравнения соответствующих реакций.

9. Написать уравнения реакций, характерных для аммиака: присоединения, замещения, окисления, комплексообразования.

10. Написать уравнение реакции взаимодействия аммиака с фосфорной кислотой в молекулярном и ионном виде.

11. Какие из оксидов азота будут реагировать с KOH ? Написать соответствующие уравнения реакций.

12. Написать ряд уравнений последовательных реакций, протекающих при получении фосфора из природного фосфата калия.

13. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида и иодида фосфора (III).

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1-6]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 5

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА ЧЕТВЕРТОЙ ГРУППЫ

(углерод, кремний, германий, олово, свинец)

Цель и содержание

Получение и исследование свойств наиболее распространенных соединений углерода, кремния, олова и свинца.

Теоретическое обоснование

Соединения элементов главной подгруппы четвертой группы периодической системы.

Главную подгруппу четвертой группы периодической системы Д.И. Менделеева составляют химические элементы углерод, кремний, германий, олово и свинец. Их простые вещества и многие соединения широко используются в жизни и деятельности человека. Углерод – основа органической химии, но и в неорганической химии его соединения представлены достаточно полно. Изучение неорганических соединений углерода начинается с получения углекислого газа и нерастворимых карбонатов, с изучения гидролиза растворимых карбонатов. При изучении соединений кремния особое внимание уделяют кремниевой кислоте, так как это случай нерастворимой кислоты и гелеобразного состояния вещества, с которыми знакомятся студенты при изучении химии. Полезны также опыты по получению нерастворимых и гидролизу растворимых силикатов, так как они позволяют сравнить их с аналогичными соединениями углерода. Германий и его соединения редки, и в учебных целях не используются. Олово, свинец и их соединения, наоборот, широко используются в лабораторных целях. Эти металлы можно получать из растворов их солей вытеснением более активными металлами. Оксиды и гидроксиды этих металлов амфотерны.

Особое внимание уделяется окислительно-восстановительным свойствам соединений олова и свинца. Хлорид олова (II) используется в химических лабораториях и для технических целей как восстановитель, а диоксид свинца – как один из самых сильных окислителей.

Элементы одной подгруппы – это в общем сходные элементы, но

каждый из них обладает многими индивидуальными особенностями. Для олова и свинца отличие проявляется, в частности, при получении и растворении сульфидов. Сульфид двухвалентного олова SnS нерастворим в разбавленных кислотах, но растворим в концентрированной HCl и в кислотах-окислителях; с сульфидами щелочных элементов и сульфидом аммония он не взаимодействует. Сульфид четырехвалентного олова SnS_2 – сульфоангидрид,

т.е. он взаимодействует с растворами сульфидов щелочных элементов и аммония с образованием растворимых сульфосолей. Сульфид двухвалентного свинца PbS относится к сульфидам, растворимым в кислотах-окислителях, а сульфид четырёхвалентного свинца не существует вследствие разложения в момент образования по реакции внутримолекулярного окисления-восстановления.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Колба Вюрца, Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO_3 конц. и разб., KI , $KMnO_4$, $(NH_4)_2S$, H_2SO_4 , р-р $NaOH$ конц. и разб., растворимые соли кальция, стронция и бария, карбонат натрия, карбонат калия, силикат натрия, сульфат бария, хлорид никеля (II), сульфат меди (II), хлорид олова (II), нитрат свинца (II), хлорид олова (II), гидроксид аммония, нитрат свинца (II), хлорид олова (IV), оксид свинца (IV), сульфата марганца (II).

Сухие реактивы: кусочек мрамора, цинк .

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение оксида углерода (IV) и его растворение в воде

Собрать простейшую установку для получения оксида углерода (IV): а) в первом случае используется колба Вюрца , плотно закрываемая пробкой б) во втором – круглодонная колба , которая также закрывается пробкой со вставленной в нее газоотводной стеклянной трубкой . В обоих случаях конец газоотводной трубки опускается в пробирку с водой .

В реакционный сосуд положить 3–4 маленьких кусочка мрамора, внести 5 капель воды и 10 капель концентрированной соляной кислоты. Быстро закрыть реакционный сосуд пробкой, конец газоотводной трубки опустить в пробирку с

дистиллированной водой. Пропускать газ 2–3 мин, после чего проверить среду полученного в пробирке раствора универсальной индикаторной бумагой. Описать опыт. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как и почему смещается это равновесие при добавлении в раствор щелочи и кислоты?

Опыт 2. Получение малорастворимых карбонатов

В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворимых солей этих металлов с раствором карбоната натрия. Дать растворам отстояться, после чего из пробирок слить, удалить пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги всю (или хотя бы часть) жидкость. Добавить к осадкам по одной капле концентрированной соляной кислоты. Что наблюдается?

Написать уравнения получения карбонатов и их взаимодействия с соляной кислотой в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

Опыт 3. Гидролиз растворимых карбонатов

С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду растворов карбонатов натрия и калия. Написать уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и объяснить, почему в обоих случаях среда одинаковая.

Опыт 4. Получение кремниевой кислоты

К 4–5 каплям раствора силиката натрия добавить 6–7 капель 2 н. соляной кислоты. Наблюдать образование геля кремниевой кислоты. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему формула кремниевой кислоты H_2SiO_3 является условной, каков действительный состав геля?

Опыт 5. Получение малорастворимых силикатов

В три пробирки внести по 3–4 капли растворов хлорида бария, хлорида никеля (II) и сульфата меди (II). Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли раствора силиката натрия. Описать опыт, написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, отметить цвет осадков.

Опыт 6. Гидролиз растворимого силиката

С помощью универсальной индикаторной бумаги установить среду раствора силиката натрия. Написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде. Объяснить, почему среда раствора Na_2SiO_3 более щелочная, чем раствора Na_2CO_3 .

Опыт 7. Получение олова и свинца

В одну пробирку внести раствор хлорида олова (II), а в другую – нитрата свинца (II). В каждую пробирку опустить по одной грануле цинка. Наблюдать появление на гранулах мелких кристалликов металлического олова и свинца. Написать уравнения реакций и объяснить их самопроизвольное протекание. Возможно ли протекание таких реакций, если гранулы цинка заменить на кусочки меди? Сформулировать вывод.

Опыт 8. Получение гидроксидов олова (II) и свинца (II) и исследование их основно-кислотных свойств

1. Гидроксид олова (II). В двух пробирках получить гидроксид олова (II) взаимодействием раствора хлорида олова (II) с гидроксидом аммония. Для исследования свойств гидроксида олова (II) в одну пробирку добавить соляную кислоту, в другую – избыток раствора щелочи. Написать молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида олова (II) и взаимодействия его с раствором гидроксида натрия и соляной кислотой, учитывая, что в щелочном растворе образуется гидроксокомплексное соединение.

2. Гидроксид свинца (II). Взаимодействием растворённого нитрата свинца (II) с гидроксидом аммония получить в двух пробирках гидроксид свинца (II). Отметить цвет осадка. Растворить осадок, добавляя в первую пробирку 2 н. азотную кислоту, а во вторую – раствор щелочи. Написать уравнения реакций получения гидроксида свинца (II) и взаимодействия его с кислотой и щелочью в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Почему для растворения $\text{Sn}(\text{OH})_2$ можно использовать серную и соляную кислоту, а для растворения $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – нельзя? Сформулировать вывод об основно-кислотных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II).

Опыт 9. Получение гидроксида олова (IV) и оксида свинца (IV)

и исследование их основно-кислотных свойств

1. Гидроксид олова (IV). В две пробирки внести по 3–5 капель раствора хлорида олова (IV) и добавить гидроксид натрия до появления осадков гидроксида олова (IV). Растворить осадки, добавляя в первую пробирку разбавленную соляную кислоту, а во вторую – разбавленный раствор гидроксида натрия. Написать уравнения получения гидроксида олова (IV) и его взаимодействия с кислотой и раствором щелочи в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

2. Амфотерные свойства оксида свинца (IV). В фарфоровый тигель внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 6–8 капель концентрированного раствора гидроксида натрия и нагреть тигель на спиртовке. После охлаждения отобрать пипеткой в пробирку образовавшийся раствор гексагидроксоплюмбата (IV) натрия и добавить к нему по каплям концентрированную соляную кислоту до появления осадка хлорида свинца (IV) желтого цвета. Написать уравнения реакций получения гексагидроксоплюмбата (IV) натрия и его взаимодействия с соляной кислотой. Какие свойства проявляет оксид свинца (IV) в этом опыте? Как можно на опыте установить свойства оксида свинца (IV), противоположные тем, которые он проявляет при взаимодействии с гидроксидом натрия? Чем затруднено проведение такого опыта?

Опыт 10. Гидролиз солей олова (II) и свинца (II)

1. Гидролиз хлорида олова (II). В пробирку с 3–4 каплями воды опустить 2–3 кристаллика хлорида олова (II). Размешать содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов и с помощью универсальной индикаторной бумаги определить pH раствора. Добавить в пробирку еще 5–6 капель воды, отметить образование осадка основной соли – хлорида гидроосоолова (II). Прибавлением какого реактива можно уменьшить гидролиз хлорида олова (II)? Проверить свое заключение опытом. Написать

уравнения всех реакций. Указать тип гидролиза и pH среды. Объяснить влияние добавления воды и кислоты на смещение равновесия гидролиза этой соли.

2. Гидролиз нитрата свинца (II). Поместить в пробирку несколько кристалликов нитрата свинца (II) и 3–4 капли дистиллированной воды. Размешать содержимое пробирки стеклянной палочкой до полного растворения соли. Определить pH полученного раствора с помощью универсального индикатора. Какова среда этого раствора? Нагреть раствор в пламени спиртовки, добавить 2–3 капли карбоната натрия, снова нагреть. Наблюдать выпадение осадка основной соли свинца $(\text{PbOH})_2\text{CO}_3$, состав которой можно также выразить формулой $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$. В какой кислоте растворяется этот осадок? Проверить свое заключение на опыте. Написать уравнение гидролиза нитрата свинца (II) по первой ступени. Как влияет добавление карбоната натрия на этот процесс? Происходит ли здесь взаимное усиление или взаимное ослабление гидролиза $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2CO_3 ? Написать уравнение совместного гидролиза нитрата свинца (II) и карбоната натрия.

Опыт 11. Окислительно-восстановительные свойства соединений свинца и олова

1. Восстановление перманганата калия хлоридом олова (II). В пробирку с раствором перманганата калия добавить для создания кислой среды разбавленную соляную кислоту, а затем раствор хлорида олова (II). Что наблюдается? Описать опыт и написать уравнение реакции, определив стехиометрические коэффициенты методом полуреакций. Используя стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов φ° показать возможность протекания реакции.

2. Окисление иодида калия оксидом свинца (IV). В пробирку внести один микрошпатель оксида свинца (IV), 3–5 капель 2 н. серной кислоты и 5–6 капель йодида калия. Нагреть пробирку на спиртовке. Отметить изменение цвета раствора. Перенести стеклянной палочкой каплю этого раствора в пробирку с 8–10 каплями раствора крахмала. Отметить появление синей окраски раствора. На образование, какого вещества указывает появление этой окраски раствора

крахмала? Описать опыт и написать уравнение реакции, определив стехиометрические коэффициенты методом полуреакций. Используя стандартные значения окислительно-восстановительных потенциалов φ° , показать возможность протекания реакции.

3. Окисление сульфата марганца (II) оксидом свинца (IV). В пробирку поместить оксид свинца (IV) на кончике микрошпателя, добавить 6–8 капель 2 н. азотной кислоты и одну каплю раствора сульфата марганца (II). Содержимое пробирки прокипятить, дать раствору отстояться. Отметить окраску полученного раствора. Написать уравнение реакции, учитывая, что образовалась марганцевая кислота и соль свинца (II). По результатам опыта сравнить окислительные свойства оксида свинца (IV) и MnO_4^- -ионов и сопоставить результаты сравнения со значениями φ° соответствующих полуреакций.

Опыт 12. Получение сульфидов олова и свинца и исследование их свойств

В три пробирки внести растворы солей: в первую – хлорида двухвалентного олова, во вторую – хлорида олова (IV), в третью – нитрата свинца (II). Добавить в каждую пробирку по 2–3 капли сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметить образование сульфидов соответствующих металлов во всех пробирках, энергично перемешать стеклянной палочкой их содержимое, после чего разделить каждый осадок на две части. К одной из них прибавить избыток сульфида аммония, а к другой – концентрированную азотную кислоту. Во всех ли пробирках наблюдается растворение осадков? В отчете описать опыт, написать уравнения реакций получения сульфидов олова и свинца в молекулярном и ионном виде и указать их цвет. Написать уравнение реакции сульфида олова (IV) с сульфидом аммония и сделать вывод о его принадлежности к сульфоангидридам. Объяснить, почему сульфида олова (II) и сульфид свинца (II) с сульфидом аммония не взаимодействуют. Написать уравнения окислительно-восстановительных реакций при взаимодействии SnS , SnS_2 и PbS с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что

преимущественным продуктом восстановления кислоты является оксид азота (IV). Записать результаты исследования свойств сульфидов.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

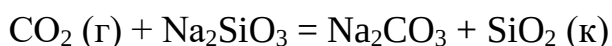
Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Покажите уравнениями реакций получение углекислого газа из природных соединений (минералов) кальцита, магнезита и малахита.

2. Растворимость углекислого газа в воде при 20 °С равна 87,2 мл на 100 г воды. Чему равна молярная концентрация этого раствора?

3. Напишите уравнения гидролиза карбоната натрия и силиката натрия. Какая соль и почему гидролизуетесь полнее?

4. Объясните, почему реакция



в растворах протекает в прямом направлении, а в расплавах – в обратном?

5. Раствор силиката натрия используется в качестве клея. Почему при хранении в негерметичной емкости этот раствор становится мутным и теряет клеящие свойства?

6. Покажите уравнениями реакций амфотерные свойства гидроксидов олова $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и $\text{Sn}(\text{OH})_4$.

7. Покажите уравнениями реакций восстановительные свойства SnCl_2 и окислительные свойства PbO_2 .

8. Какой тип гибридизации АО углерода имеет место при образовании молекулы CO_2 ? Какую геометрическую формулу имеет эта молекула? Дать соответствующую схему.

9. Молекулы какого вещества и какие ионы находятся в водном растворе диоксида углерода? Написать схему соответствующего равновесия в растворе. Как изменится концентрация диоксида углерода при добавлении в раствор щелочи?

10. Почему карбонат калия растворяется в воде, насыщенной диоксидом углерода? Написать соответствующее уравнение и объяснить процесс растворения, пользуясь правилом произведения растворимости.

11. Больше или меньше 7 значение pH в растворе карбонатов щелочных металлов? Ответ объяснить, написав соответствующие уравнения.

12. Как получить из кварцевого песка: а) кремний, б) тетрафторид кремния, в) силикат натрия? Написать соответствующие уравнения реакций.

13. Какая реакция протекает в водном растворе силиката натрия? Что наблюдается при добавлении к нему хлорида аммония? Написать соответствующие уравнения. В каком случае реакция протекает наиболее полно? Почему?

14. Написать уравнения реакций, указывающих на амфотерные свойства: а) гидроксила олова (II), б) оксида свинца (II).

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1-5]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 6

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА ТРЕТЬЕЙ ГРУППЫ

(Бор, алюминий)

Цель и содержание

Получение и исследование свойств наиболее характерных соединений бора и алюминия.

Теоретическое обоснование

Бор, алюминий.

Бор и алюминий относятся к р-элементам третьей группы. Состояние их валентных электронов характеризуется общей формулой ns^2np^1 . В своих соединениях бор и алюминий проявляют единственную и устойчивую степень окисления равную +3, поэтому для соединений бора и алюминия как окислительные, так и восстановительные свойства не характерны.

Кристаллический бор – неметалл и химически инертное вещество, алюминий – активный металл ($\varphi^0 = -1,67$ В), но из-за наличия защитной оксидной пленки многие реакции с алюминием идут с так называемым латентным периодом, во время которого разрушается Al_2O_3 .

Оксиды и гидроксиды бора и алюминия амфотерны, причём у этих соединений бора преобладают кислотные свойства, а у соединений алюминия – основные. Необычной особенностью оксида бора является его склонность к стеклообразованию. В этом проявляется диагональное сходство бора с кремнием. Устойчивые к действию химических реактивов и термостойкие боратные стекла используются для изготовления лабораторной посуды.

Из соединений алюминия самое широкое применение имеет сульфат алюминия, который используется как наполнитель при изготовлении бумаги, для осветления воды (осаждения взвешенных частиц) и в других производствах.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, HCl конц и разб., HNO_3 конц. и разб., H_2SO_4 , р-р NaOH , этиловый спирт, нитрат серебра, сульфат меди (II), сульфата алюминия, гидроксид аммония, сульфат алюминия, карбонат натрия

Сухие реактивы: магний, соли кобальта, алюминиевая фольга, алюминий

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты и изучение ее свойств.

1. Получение ортоборной кислоты. В пробирку поместить 5–6 капель насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, добавить 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Наблюдать выпадение белых кристаллов.

В отчёте описать опыт и написать уравнение реакции. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Почему в реакции получается не тетраборная, а ортоборная кислота?

2. Кислотные свойства ортоборной кислоты. В двух пробирках приготовить раствор ортоборной кислоты. В первую пробирку внести кусочек магниевой ленты, наблюдать выделение газообразного вещества. Написать уравнение реакции магния с ортоборной кислотой. Во второй пробирке определить pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Указать значение pH раствора кислоты и написать схему электролитической диссоциации. Чем диссоциация ортоборной кислоты отличается от диссоциации других кислот? Какова её основность? Сделать вывод о силе ортоборной кислоты, константа диссоциации которой равна $5 \cdot 10^{-10}$.

3. Получение эфира ортоборной кислоты. В фарфоровый тигель поместить несколько кристалликов ортоборной кислоты, 2–3 капли серной кислоты и 5–6 капель этилового спирта. Смесь растереть стеклянной палочкой и поджечь. Отметить окраску пламени. В отчете написать уравнение взаимодействия этанола с ортоборной кислотой с образованием борноэтилового эфира

$B(OC_2H_5)_3$. Какова роль серной кислоты в этой реакции? Сделать вывод об амфотерных свойствах ортоборной кислоты.

Опыт 2. Гидролиз тетрабората натрия.

В пробирке приготовить 1–2 мл раствора буры. С помощью универсальной индикаторной бумажки определить pH раствора. В отчете

написать уравнения ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что на первой ступени образуется ортоборная кислота и метаборат натрия, а на второй – ортоборная кислота и гидроксид натрия.

Опыт 3. Получение малорастворимых боратов.

В две пробирки внести по 3–4 капли насыщенного раствора тетрабората натрия и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди (II). Наблюдать выпадение осадков. Написать уравнения реакций, учитывая, что в первой пробирке образуется метаборат серебра, а во второй – гидроксометаборат меди (II). Почему во второй пробирке образовалась основная, а не средняя соль?

Опыт 4. Получение перлов буры.

Метабораты хрома, никеля, кобальта и некоторых других металлов имеют стеклообразную структуру и характерную окраску. Эти цветные стёкла называются перлами буры. Они используются в анализе и при изготовлении художественных изделий из цветных стёкол. Раскаленной платиновой или стальной проволокой с ушком коснуться поочередно кристалликов буры и соли кобальта. Нагреть полученную каплю расплава до получения однородной стекловидной массы. Охладить полученный перл и отметить его окраску. Таким же способом получить перлы хрома, никеля, меди и железа. Описать опыт и наблюдения. Написать уравнения реакций:

1) обезвоживания буры и её разложения на метаборат и оксид бора, 2) взаимодействия оксида бора с солями кобальта, хрома, никеля, меди и железа.

Опыт 5. Свойства металлического алюминия.

1. Взаимодействие с разбавленными кислотами. В три пробирки поместить по 5–6 капель разбавленных соляной, серной и азотной кислот. В каждую

опустить по небольшому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях реакция протекает на холоду? Пробирки подогреть. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какие газообразные вещества выделяются при взаимодействии алюминия с разбавленными кислотами?

2. Взаимодействие с концентрированными кислотами. В три пробирки поместить по 3–4 капли концентрированных растворов соляной, серной и азотной кислот. В каждую опустить по кусочку алюминия. С какими кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует? Осторожно нагреть пробирки. Как влияет нагревание? Описать опыт. Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании концентрированная азотная кислота восстанавливается алюминием преимущественно до оксида азота (IV), а серная – до серы.

3. Взаимодействие со щелочами. В пробирку налить 2–3 мл раствора щелочи и добавить один микрошпатель алюминиевой пудры. Что наблюдается? Почему реакция начинается не сразу? Описать опыт. Написать уравнения реакций: 1) оксида алюминия со щелочью с образованием гидроксокомплексного соединения; 2) алюминия с водой и щелочью. Во второй реакции указать окислитель.

4. Взаимодействие с водой. В пробирку с водой опустить полоску алюминиевой фольги. Наблюдается ли взаимодействие алюминия с водой? Вторую полоску фольги опустить на 2–3 минуты в пробирку с раствором нитрата ртути (II); за это время в поверхностном слое алюминиевой фольги образуется амальгама алюминия. Полоску вынуть из пробирки, высушить фильтровальной бумагой и опустить в пробирку с водой. Наблюдать выделение водорода. Описать опыт. Сравнить окислительно-восстановительные потенциалы воды и алюминия, сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций алюминия с нитратом ртути (II) и водой.

Опыт 6. Получение и исследование свойств гидроксида алюминия.

В двух пробирках получить гидроксид алюминия взаимодействием сульфата алюминия с гидроксидом аммония. В первой пробирке на осадок гидроксида алюминия подействовать соляной кислотой, а во второй - щелочью. Описать наблюдения и написать уравнения реакций. Написать схему диссоциации гидроксида алюминия по типу оснований и по типу кислот. Как смещается равновесие этих процессов при добавлении кислоты и щелочи? Сделать вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт 7. Гидролиз солей алюминия.

1. Гидролиз сульфата алюминия. Универсальной индикаторной бумагой определить pH раствора сульфата алюминия. В отчете написать уравнения ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярном и ионном виде. Почему гидролиз этой соли не идет до конца?

2. Совместный гидролиз сульфата алюминия и карбоната натрия. В пробирку внести 3–4 капли раствора сульфата алюминия и добавить столько же раствора карбоната натрия. Отметить выпадение осадка и выделение газа. В отчете написать уравнение совместного гидролиза двух солей. Почему в этом случае гидролиз идет до конца?

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Кислотные свойства ортоборной кислоты объясняются необычной реакцией, которая протекает при растворении этой кислоты в воде; напишите уравнение этой реакции.

2. Почему ортоборная кислота является одноосновной кислотой, почему формулу этой кислоты часто записывают в виде основания?

3. По названиям напишите формулы следующих соединений бора: оксид бора, боран, диборан, борид магния, метаборная кислота, тетраборат натрия, бура, метаборат серебра, метаборат гидроксомеди (II).

4. Как получают алюминий в промышленности? Какова роль криолита в этом процессе?

5. Напишите уравнения реакций алюминия с соляной кислотой, разбавленной серной кислотой, с раствором и расплавом гидроксида натрия. Напишите реакцию горения алюминия в атмосфере углекислого газа.

6. Напишите уравнения гидролиза сульфата алюминия, сульфида алюминия и совместного гидролиза сульфата алюминия и карбоната натрия.

7. Какие вещества получают при постепенном прокаливании ортоборной кислоты? Написать уравнения соответствующих реакций и названия полученных веществ.

8. Какие ионы находятся в разбавленном водном растворе тетрабората натрия? Ответ мотивировать.

9. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия: а) с разбавленными серной и азотной кислотами, б) с концентрированными серной и азотной, в) с водным раствором медного натра.

10. Почему алюминий растворяется в водном растворе карбоната натрия? Написать уравнение соответствующей реакции.

11. Корунд нерастворим в кислотах, а продукт сплавления его со щелочью легко растворяется в кислоте. Написать уравнения реакций: сплавления корунда со щелочью и взаимодействия полученного продукта с серной кислотой.

12. Как практически убедиться в амфотерных свойствах гидроксида алюминия? Написать уравнения соответствующих реакций.

13. При действии избытка гидроксида калия и гидроксида аммония на раствор сульфата алюминия, выпавший вначале осадок сохраняется только в водном случае. Указать в каком именно. Написать уравнения реакций.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 7

ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ.

Цель и содержание

Изучение свойств важнейших соединений щелочных металлов и s-элементов второй группы.

Теоретическое обоснование

Химия S-элементов.

К s-элементам, в атомах которых валентные электроны находятся на s-подуровнях, относятся два неметалла (H, He), элементы главной подгруппы первой группы (щелочные металлы) и элементы главной подгруппы второй группы периодической системы Д.И. Менделеева. Щелочные металлы чрезвычайно активны в химических реакциях, поэтому опыты с их применением опасны и в учебных лабораториях не проводятся. Среди соединений щелочных металлов наибольшее практическое значение имеют NaCl, NaOH, Na₂CO₃, NaHCO₃.

Среди s-элементов второй группы особое положение занимает бериллий, гидроксид которого нерастворим и является амфотерным соединением, а растворимые соли гидролизуются по катиону. По-своему интересен магний: этот металл не взаимодействует с водой при обычных условиях, так как

образующийся на его поверхности слой гидроксида нерастворим и обладает защитными свойствами. Но при нагревании $Mg(OH)_2$ растворяется, поэтому реакция магния с горячей водой идет без кинетических затруднений. Гидроксид магния, как и гидроксид бериллия, – слабое основание, но, в отличие от $Be(OH)_2$, он не амфотерен.

Кальций, стронций, барий – активные щелочно-земельные металлы. Они взаимодействуют с водой, образующиеся при этом гидроксиды растворимы в воде и являются щелочами. Но многие соли щелочноземельных металлов, в отличие от солей щелочных металлов, нерастворимы в воде. Опыты по изучению растворимости карбонатов, сульфатов и хроматов кальция, стронция и бария имеют практическое значение. Соединения щелочных и щелочно-земельных металлов окрашивают пламя горящего спирта в различные цвета, что используется в фотометрических методах анализа.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO_3 конц. и разб., H_2SO_4 конц. и разб., $CaCl_2$, р-р $NaOH$, $NaCl$, $KMnO_4$, MnO_2 , PbO_2 , Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, K_2CO_3 , хлорид или нитрат бериллия, соль магния, хлорид аммония, известковая вода, р-р соды, сульфат натрия, соль кальция, стронция и бария, оксалат аммония, хромат калия, карбонат натрия, этиловый спирт.

Сухие реактивы: магниевая лента и стружка, мрамор, соединения лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение хлора из хлорида натрия.

Поместить в три пробирки по одному микрошпателью смесей хлорида натрия с различными окислителями: $\text{NaCl} + \text{KMnO}_4$ (первая пробирка), $\text{NaCl} + \text{MnO}_2$ (вторая пробирка) и $\text{NaCl} + \text{PbO}_2$ (третья пробирка). Добавляя в каждую пробирку по 1–2 капли концентрированной серной кислоты (**опыт проводить в вытяжном шкафу!**), наблюдать выделение хлора. Какую окраску имеет этот газ? В отчете написать уравнения реакций и объяснить, почему реакции не идут между твердыми веществами в этих смесях и почему они не идут при добавлении (вместо серной кислоты) воды?

Опыт 2. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов щелочных металлов.

С помощью универсальной индикаторной бумаги определить среду и водородный показатель растворов Na_2CO_3 , NaHCO_3 и K_2CO_3 . В отчете привести значения pH, написать уравнения гидролиза и ответить на следующие вопросы: а) почему водородный показатель растворов Na_2CO_3 и K_2CO_3 выше семи и практически одинаков? б) почему среда раствора гидрокарбоната близка к нейтральной?

Опыт 3. Гидроксид бериллия и его свойства.

Поместить в пробирку 5–6 капель раствора соли бериллия и добавить (по каплям) раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Осадок разделить на две части; на одну часть осадка подействовать соляной кислотой, на другую – избытком щелочи. В отчете описать опыт и привести уравнения реакций получения $\text{Be}(\text{OH})_2$ и его взаимодействия с кислотой и щёлочью. Сделать вывод о свойствах гидроксида бериллия. Написать схемы его диссоциации по основному и кислотному типу. Привести название комплексного соединения, образующегося при взаимодействии $\text{Be}(\text{OH})_2$ с избытком щелочи. Объяснить, почему бериллий образует комплексные соединения и почему его координационное число равно четырем.

Опыт 4. Гидролиз солей бериллия.

С помощью универсальной индикаторной бумаги определить водородный показатель раствора хлорида (или нитрата) бериллия. В отчете

привести значение рН и написать уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

Опыт 5. Взаимодействие магния с водой.

Взять кусочек магниевой ленты и очистить её поверхность от оксида наждачной бумагой. В пробирку внести 6–7 капель дистиллированной воды и опустить в неё очищенный магний. Отметить отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагреть пробирку на спиртовке. Что наблюдается? Прибавить к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. Образование каких ионов в растворе приводит к появлению окраски фенолфталеина? В отчете описать опыт, ответить на вопросы и написать уравнение взаимодействия магния с водой при нагревании.

Опыт 6. Взаимодействие магния с кислотами.

В четыре пробирки опустить по кусочку магниевой стружки. В одну пробирку внести 5–6 капель 2 н. соляной кислоты, в другую такое же количество капель 2 н. серной кислоты, в третью концентрированной серной кислоты, в четвертую – 2 н. азотной кислоты (опыты с концентрированной серной и азотной кислотами проводятся в вытяжном шкафу!). По окраске и запаху определить выделяющиеся из пробирок газы. В отчете описать опыт и написать уравнения реакций.

Опыт 7. Получение оксида магния и взаимодействие его с водой.

Взять щипцами кусочек магниевой стружки и поджечь его в пламени спиртовки. Как только магний загорится, вынуть его из пламени и держать над тиглем. Образовавшийся оксид магния сбросить в тигель, прибавить туда же несколько капель дистиллированной воды, размешать всё стеклянной палочкой и перелить содержимое тигля в пробирку. Почему жидкость мутная? Доказать образование в растворе $\text{Mg}(\text{OH})_2$, добавив одну каплю фенолфталеина. В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций образования MgO и его превращения в $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Объяснить, почему при обработке оксида магния водой получается мутный раствор.

Опыт 8. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония.

В двух пробирках получить гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор соли магния. В одну пробирку прибавить по каплям 2 н. соляную кислоту до полного растворения осадка. В другую пробирку внести по каплям 2 н. раствор хлорида аммония также до полного растворения осадка. В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций получения $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и его взаимодействия с HCl и NH_4Cl . Объяснить, почему гидроксид магния взаимодействует с кислотой и с хлоридом аммония.

Опыт 9. Получения оксида и гидроксида кальция.

Кусочек мрамора поместить в сухой фарфоровый тигель и поставить прокаливаться в горячую муфельную печь при температуре 900–950 °С. Примерно через 20–25 минут щипцами перенести тигель в эксикатор. После охлаждения вынуть тигель из эксикатора и добавить в него 8–10 капель воды. Размешать образовавшийся гидроксид кальция и дать осадку отстояться. Несколько капель полученного раствора перенести пипеткой в пробирку и добавить одну каплю фенолфталеина. Наблюдать изменение окраски индикатора. Описать опыт и написать уравнения реакций разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой. Как называется вторая реакция в технике? Какое техническое название имеет гидроксид кальция? Как называется раствор гидроксида кальция в воде?

Опыт 10. Карбонат и гидрокарбонат кальция.

1. Получение CaCO_3 и $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Наполнить пробирку на половину её высоты известковой водой и пропустить через нее углекислый газ из аппарата Киппа. Отметить появление взвеси карбоната кальция. Продолжать пропускать диоксид углерода до исчезновения взвеси вследствие образования растворимого гидрокарбоната кальция. Как называется вода, содержащая растворенные гидрокарбонаты кальция и магния? Раствор сохранить для следующего опыта. В отчете описать наблюдаемые явления и написать уравнения реакций: а) образования карбоната кальция при взаимодействии

углекислого газа с известковой водой; б) растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната. Указать практическое значение данного опыта.

2. Устранение временной жесткости воды. Разделить полученный в предыдущем опыте раствор гидрокарбоната кальция на две части, перелив половину его в другую пробирку. В одну пробирку добавить 1–2 капли раствора щелочи, наблюдать образование осадка CaCO_3 . Другую пробирку прокипятить на спиртовке. Наблюдать образование такого же осадка. В отчете описать опыт и привести уравнения реакций разрушения гидрокарбоната кальция при кипячении и при взаимодействии со щелочью. Указать практическое значение данного опыта.

Опыт 11. Свойства нерастворимых солей.

1. Карбонаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Подействовать на полученные карбонаты раствором 2 н. соляной кислоты, добавляя её по каплям. В отчете написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, объяснить их протекание. Указать практическое значение данного опыта.

2. Сульфаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки сульфатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором сульфата натрия. Подействовать на полученные сульфаты 2 н. соляной кислотой. Наблюдается ли при этом протекание реакций? В отчете написать уравнения реакций образования сульфатов и объяснить, почему они не взаимодействуют с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

3. Оксалаты кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором оксалата аммония. Испытать действие соляной кислоты на осадки оксалатов. В отчете написать уравнения реакций образования оксалатов и их растворения в соляной кислоте.

4. Хроматы кальция, стронция, бария. Получить в трех пробирках осадки хроматов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором хромата калия. Отметить их цвет. Испытать действие уксусной кислоты на осадки хроматов. Какой из них не растворяется в уксусной кислоте? Хромат, не растворяющийся в уксусной кислоте, получить повторно и подействовать на него соляной кислотой. В отчете написать уравнения реакций а) образования хроматов кальция, стронция и бария; б) их взаимодействия с уксусной кислотой; в) взаимодействие хромата бария с соляной кислотой. Указать практическое значение данного опыта.

5. Дробное осаждение сульфата и карбоната кальция. Получить сульфат кальция, добавив к 3–4 каплям раствора CaCl_2 5–6 капель раствора сульфата натрия. Дать раствору отстояться и пипеткой перенести его осветлённую часть в чистую пробирку. В раствор внести несколько капель раствора карбоната натрия; что при этом наблюдается? В отчете описать опыт, написать уравнения и объяснить, почему раствор, после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образует осадок при действии Na_2CO_3 . При объяснении использовать значения ПР соединений бериллия, магния и щелочноземельных элементов.

Опыт 12. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочноземельных металлов.

Опыт проводится в вытяжном шкафу. В шесть фарфоровых тиглей поместить по половине микрошпателя соединений лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Залить соли до половины объема тиглей этиловым спиртом, перемешать с целью некоторого растворения соединений в спирте и поджечь. Наблюдать окрашивание пламени, которое особенно заметно в конце горения. В отчете описать опыт и указать его практическое значение.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по

экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Объясните, какие химические свойства характерны для щелочных металлов и как они изменяются в ряду литий – натрий – калий – рубидий – цезий.

2. Хлорид натрия является исходным веществом для получения в большом количестве едкого натра. Опишите этот процесс.

3. Хлорид натрия является исходным веществом для получения в большом количестве кальцинированной соды. Опишите этот процесс.

4. Объясните, почему среда раствора средних солей Na_2CO_3 и K_2CO_3 щелочная, а кислых солей NaHCO_3 и KHCO_3 – нейтральная.

5. Почему четыре s-элемента второй группы периодической системы (кальций, стронций, барий, радий) имеют общее название «щелочноземельные элементы», а бериллий и магний к ним не относятся?

6. Объясните, как изменяются химические свойства оксидов в ряду BeO – MgO – CaO – SrO – BaO ; напишите уравнения соответствующих реакций.

7. Объясните, как изменяются химические свойства оснований в ряду Be(OH)_2 – Mg(OH)_2 – Ca(OH)_2 – Sr(OH)_2 – Ba(OH)_2 ; напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Если через мутную взвесь карбоната кальция или магния пропускать углекислый газ, то взвесь постепенно исчезает и раствор становится прозрачным, но при кипячении этого раствора взвесь появляется снова. Объясните этот опыт уравнениями реакций.

9. Почему горящий магний нельзя тушить водой? Написать соответствующие уравнения.

10. Объяснить, почему при пропускании диоксида углерода через раствор хлорида или нитрата кальция осадок карбоната кальция не выпадает, а при действии диоксида углерода на известковую воду – выпадает?

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 2-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 8 ХРОМ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

Цель и содержание

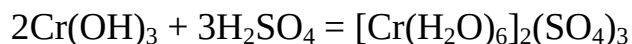
Получение и изучение свойств хрома и его наиболее распространенных соединений.

Теоретическое обоснование

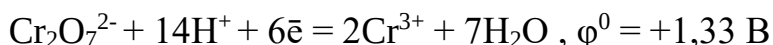
Хром и его соединения.

Хром – это металл средней активности ($\varphi^0 = -0,74$ В). Он взаимодействует с кислотами-неокислителями, но пассивируется в концентрированных кислотах-окислителях: азотной, серной, хлорной и хлорноватой. Характерными степенями окисления хрома в соединениях являются +2, +3 и +6, но наиболее всего распространены и устойчивы соединения хрома (+3).

Оксид и гидроксид хрома (II) проявляют основные свойства и являются сильными восстановителями. Соединения хрома (III) – самые устойчивые и многочисленные. Оксид и гидроксид хрома (III) амфотерны. С кислотами и растворами щелочей оксид хрома (III) практически не взаимодействует, но при спекании с карбонатом калия и щелочами образует хромиты. Свежеприготовленный гидроксид хрома (III) легко растворяется и в растворах кислот, и в растворах щелочей с образованием аквакомплексных и гидроксокомплексных солей, например:



В степени окисления +6 хром образует соединения, свойственные неметаллам: это хромовый ангидрид CrO_3 , хромовая H_2CrO_4 и двуххромовая $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ кислота и соли этих кислот. Они известны своими окислительными свойствами, которые особенно заметны в кислой среде:



Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO_3 конц., KI , H_2SO_4 конц., и разб., р-р NaOH , сульфит натрия, дихромат аммония, соль хрома (III), бромная вода, хромат и дихромат калия, хлорид бария, сульфата железа (II).

Сухие реактивы: хром, карбонат калия

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Взаимодействие хрома с кислотами.

В две пробирки поместить по 6–8 капель концентрированных растворов соляной и азотной кислоты, в каждую опустить по кусочку металлического хрома. Наблюдать выделение в первой пробирке газа и появление синей окраски, характерной для иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Наблюдается ли взаимодействие хрома с азотной кислотой? Вылить азотную кислоту из пробирки, промыть металл водой и добавить соляную или серную разбавленную кислоту. Наблюдается ли реакция в этом случае? Описать опыт. Написать уравнение

реакции хрома с соляной кислотой. Объяснить, какое действие оказывает азотная кислота на хром.

Опыт 2. Соединения хрома (III).

1. Получение и свойства оксида хрома (III). В фарфоровую чашку поместить горкой кристаллический дихромат аммония. Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Описать ход реакции. Написать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию методом электронного баланса. Каков тип этой реакции? Какое природное явление в уменьшенном масштабе она напоминает? Какой цвет имеет полученный оксид? Проверить действие на оксид кислоты и щелочи. Небольшую часть полученного оксида хрома (III) поместить в фарфоровый тигель, добавить равный объем карбоната калия и сплавить смесь. Охладить продукт сплавления, растворить его в воде. Отметить цвет раствора. Написать уравнение взаимодействия оксида хрома (III) с карбонатом калия с образованием хромита калия. Отметить инертность Cr_2O_3 в растворах кислот и щелочей. Сделать вывод о свойствах оксида.

2. Получение и свойства гидроксида хрома (III). Получить в пробирке гидроксид хрома (III), добавляя к раствору его соли раствор разбавленного гидроксида натрия (осторожно, по каплям). Половину полученного осадка перенести в другую пробирку. На оставшийся в первой пробирке осадок подействовать соляной кислотой, на содержимое второй пробирки – тем же раствором NaOH . Отметить цвет образовавшихся растворов. В отчете написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III), его взаимодействия с соляной кислотой и щелочью, учитывая, что и в том, и в другом случае образуются комплексные соли: хлорид гексааквахрома (III) и гексагидроксохромат (III) натрия. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

3. Гидролиз солей хрома (III). Одну каплю раствора соли хрома (III) поместить на кусочек универсальной индикаторной бумажки. Определить pH

раствора. Написать уравнение гидролиза в молекулярной и ионной форме. Объяснить, влияние нагревания раствора на смещение равновесия гидролиза.

4. Восстановительные свойства солей хрома (III). В пробирке получить гексагидроксохромат (III) калия (см. опыт 2). К раствору прилить 2–3 капли бромной воды, пробирку слегка подогреть. Наблюдать изменение окраски раствора. В отчете написать уравнение окисления CrCl_3 в щелочной среде

бромной водой, учитывая, что появление желтой окраски свидетельствует об образовании хромата. Уравнять реакцию методом полуреакций.

Опыт 3. Соединения хрома (VI).

1. Получение малорастворимых хроматов. В двух пробирках к 5 каплям растворов хромата и дихромата калия добавить по 2–3 капли раствора хлорида бария. Отметить различия в окраске полученных осадков. Наблюдать за изменениями, происходящими в пробирке с дихроматом. В отчёте написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, учитывая, что при взаимодействии хлорида бария с хроматами и дихроматами щелочных металлов образуется одно и то же вещество – хромат бария. Объяснить явление с учётом процессов, происходящих в растворе с дихроматом калия.

2. Смещение равновесия между хроматами и дихроматами. В пробирку поместить 2–3 капли раствора хромата калия, прибавить несколько капель раствора серной кислоты. Отметить изменение цвета раствора. Сюда же добавить несколько капель раствора щелочи. Раствор приобретает первоначальную окраску. Опыт повторить два–три раза. Описать опыт. Написать уравнения взаимных переходов хроматов в дихроматы. Сформулировать вывод о влиянии среды на существование растворимых хроматов и дихроматов.

3. Окислительные свойства соединений хрома (VI). В три пробирки внести по 4–5 капель раствора дихромата калия, добавить 3–4 капли серной кислоты. В первую пробирку прилить несколько капель раствора йодида калия, во вторую добавить один микрошпатель сульфита натрия и пробирку слегка подогреть, в третью пробирку внести один микрошпатель сульфата железа (II). Наблюдать

изменение окраски растворов. Описать опыт. Написать уравнения реакций, коэффициенты перед веществами найти методом полуреакций.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

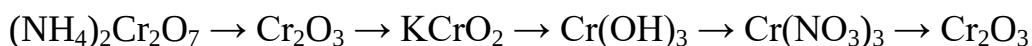
Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Напишите полную электронную формулу атома хрома. Укажите его валентные электроны. Для валентных электронов постройте электронно-графическую формулу. Каковы возможные степени окисления хрома?

2. Укажите наиболее характерные степени окисления хрома, приведите формулы оксидов и гидроксидов хрома в указанных степенях окисления.

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



4. Опишите свойства гидроксида хрома (III).

5. В какой среде более устойчивы хроматы металлов, а в какой дихроматы?

6. Как из дихромата калия получить хромат калия?

7. Написать уравнения реакций перехода:

а) сульфат хрома (III) в дихромат калия;

б) хромата калия в хлорид хрома (III)

в) дихромат калия в хромат калия.

8. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома (III):

- а) с раствором серной кислоты.
- б) с раствором гидроксида калия.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 5,6]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 9 МАРГАНЕЦ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ.

Цель и содержание

Получение и изучение свойств марганца и его наиболее распространённых соединений.

Теоретическое обоснование

Марганец и его соединения.

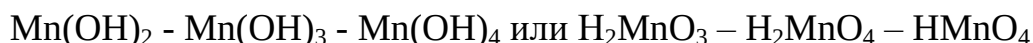
Изучение химических свойств марганца и его соединений имеет большое познавательное значение вследствие их разнообразия и широкого применения. Марганец – металл со средними восстановительными свойствами: в ряду напряжений он находится между алюминием и цинком, его электродный потенциал отрицателен ($-1,18$ В). Марганец активно взаимодействует с кислотами, но не взаимодействует со щелочами. В периодической системе марганец расположен в седьмой группе. В его атоме имеется семь валентных электронов в состоянии $3d^5 4s^2$. В соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6 и +7. Максимальная степень окисления соответствует его положению в периодической системе и числу валентных электронов в его атоме. Самая устойчивая степень окисления марганца +4, которую он проявляет в природном соединении - минерале пиролюзите MnO_2 .

У однотипных соединений марганца при увеличении его степени окисления наблюдается закономерное изменение основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойств. Так, в ряду оксидов основные свойства уменьшаются, а кислотные увеличиваются:



основной – основной – амфотерный – кислотный – кислотный

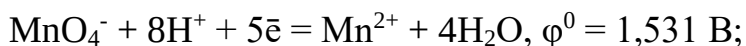
Также изменяются основно-кислотные свойства гидроксидов:



основание – основание – амфолит – кислота – кислота

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца зависят от степени его окисления: металлический марганец – восстановитель, соединения марганца (+7) – окислители, а соединения в промежуточных степенях окисления обладают окислительно-восстановительной двойственностью. В химической практике в качестве окислителя часто используется перманганат калия KMnO_4 . Его окислительные свойства и продукты восстановления зависят от среды раствора, что видно из уравнений полуреакций и их потенциалов:

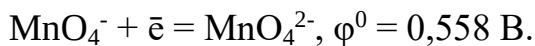
1. кислая среда



2. нейтральная среда



3. щелочная среда



Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO_3 конц. и разб., KMnO_4 , H_2SO_4 конц. и разб., р-р NaOH , сульфата марганца (II), бромная вода, сульфит натрия.

Сухие реактивы: оксалат марганца, оксид марганца (IV), гидроксид калия, нитрат калия

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение марганца и его взаимодействие с кислотами.

1. Получение порошкообразного марганца. В сухую пробирку поместить кристаллический оксалат марганца и нагреть в пламени спиртовки до разложения соли с образованием мелкодисперсного металла. Высыпать из пробирки с большой высоты на металлическую поверхность мелкодисперсный металл, наблюдать вспышки. Описать опыт, написать уравнение реакции разложения оксалата. Как называется явление самовоспламенения металлов в тонкодисперсном состоянии?

2. Взаимодействие марганца с кислотами. В пять пробирок налить по несколько капель кислот: соляной, серной разбавленной, серной концентрированной, азотной разбавленной, азотной концентрированной. Во все пробирки внести порошкообразного марганца, полученного в предыдущем опыте. Описать ход реакций, написать их уравнения.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксида марганца (II).

В три пробирки внести по 2–3 капли раствора сульфата марганца (II) и в каждую добавить по 2–3 капли раствора щелочи; наблюдать образование осадка $Mn(OH)_2$, отметить цвет осадка. В первую пробирку добавить 5–6 капель серной кислоты. Что происходит с осадком? Содержимое второй пробирки перемешать стеклянной палочкой – осадок изменяет окраску. В третью пробирку прилить 5–6 капель бромной воды – окраска осадка также изменяется. Описать опыт. Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II); б) взаимодействия $Mn(OH)_2$ с серной кислотой; в)

окисления его кислородом воздуха (при перемешивании) с образованием гидроксида марганца (IV); г) его окисления бромной водой с образованием MnO_2 . Сделать вывод об основно-кислотных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца (II).

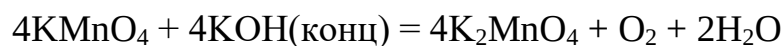
Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства MnO_2 .

1. Окислительные свойства оксида марганца (IV). В сухую пробирку внести микрошпатель оксида марганца (IV) и прилить 3–4 капли концентрированной соляной кислоты. Наблюдать выделение хлора. Если хлор не выделяется, пробирку подогреть. **Опыт проводить под тягой!** Написать уравнение реакции. Какова роль MnO_2 в этой реакции?

2. Восстановительные свойства MnO_2 . В тигель поместить несколько гранул гидроксида калия и один микрошпатель нитрата калия. Смесь расплавить в пламени спиртовки и внести на кончике микрошпателя несколько кристалликов диоксида марганца. Отметить цвет полученного расплава. В отчете написать уравнение реакции окисления MnO_2 до K_2MnO_4 , подобрать коэффициенты методом полуреакций.

Опыт 4. Получение и свойства манганата калия.

1. Получение манганата калия. В пробирку внести 5–6 капель концентрированного раствора KOH (или NaOH). Добавить 3–4 капли раствора перманганата калия и нагреть смесь на спиртовке до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый.



Раствор манганата разлить в три пробирки и использовать в следующих опытах. В отчете написать уравнение реакции и указать, к какому типу она относится.

2. Взаимодействие манганата калия с хлором. К раствору манганата калия в первой пробирке прилить 4–5 капель хлорной воды (или бромной) – наблюдается изменение окраски раствора. Указать, как изменяется окраска раствора. Написать уравнение реакции. Определить роли манганата калия и хлора (брома) в этой реакции. Коэффициенты найти методом полуреакций.

3. Взаимодействие K_2MnO_4 с сульфитом натрия. Во вторую пробирку с раствором манганата калия добавить микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Наблюдать обесцвечивание раствора и появление коричневого осадка MnO_2 . Качественной реакцией на сульфат-ион SO_4^{2-} доказать его образование в ходе реакции. Написать уравнение взаимодействия манганата калия с сульфитом натрия и определить роли K_2MnO_4 и Na_2SO_3 в этой реакции.

4. Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде. Манганат калия устойчив в сильнощелочной среде. При нейтрализации щелочи кислотой он разлагается. В пробирку с полученным щелочным раствором манганата калия (третья пробирка) прибавлять по каплям разбавленную серную кислоту. При этом наблюдается изменение окраски раствора и выпадение осадка MnO_2 . Определить тип реакции, уравнивать ее методом полуреакций. Сделать общий вывод об окислительно восстановительных свойствах манганатов.

Опыт 5. Влияние среды на свойства перманганата калия.

В трех пробирках провести параллельно три реакции между перманганатом калия и сульфитом натрия. В первой пробирке реакция проводится в кислой среде:



Во второй пробирке реакция проводится в нейтральной среде:



В третьей пробирке – в щелочной среде:



Описать изменения в каждой из пробирок при протекании реакций. Закончить уравнения всех трех реакций, имея в виду, что в кислой среде перманганат-ионы восстанавливаются до ионов Mn^{2+} , в нейтральной среде – до оксида марганца (IV), а в щелочной среде – до манганат-ионов. Сделать вывод о том, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при переходе от кислой среды к нейтральной и щелочной.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Выпишите все элементы, входящие в подгруппу марганца. Укажите характер изменения свойств этих элементов.

2. Какими свойствами обладает оксид марганца (II)? Напишите несколько уравнений реакций, подтверждающие его свойства.

3. Приведите примеры соединений марганца, обладающих только окислительными, только восстановительными свойствами и окислительно-восстановительными свойствами.

4. Рассчитайте объем кислорода (н.у.), который можно получить при действии 500 мл 0,5 М раствора перманганата калия на пероксид водорода в кислой среде.

5. В каких кислотах растворяется марганец? Написать уравнения соответствующих реакций.

6. Написать уравнения реакций, в которых из сульфата марганца (II) получаются:

- а) гидроксид марганца (III)
- б) диоксид марганца
- в) марганцовая кислота.

7. К раствору сульфата марганца на воздухе добавлено:

- а) гидроксид калия
- б) сульфид аммония
- в) перманганат калия

Какое соединение марганца получится в каждом случае, написать уравнения реакций.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 2-5]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 10 ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ.

Цель и содержание

Исследование свойств металлов семейства железа; получение и исследование свойств соединений железа, кобальта и никеля.

Теоретическое обоснование

Железо, кобальт, никель.

Железо, кобальт и никель – d-элементы (металлы) восьмой группы периодической системы. Они близки по физическим и химическим свойствам, поэтому их изучают совместно как «семейство железа». В электрохимическом ряду напряжений эти металлы расположены в средней части, до водорода. Они взаимодействуют с соляной и разбавленной серной кислотой с выделением водорода и окислением до двухвалентного состояния. В концентрированных серной и азотной кислотах металлы пассивируются, что позволяет концентрированную H_2SO_4 перевозить в железных цистернах. С разбавленной азотной кислотой железо и кобальт взаимодействуют с образованием $Fe(NO_3)_3$ и $Co(NO_3)_3$, а никель – с образованием $Ni(NO_3)_2$. Никель устойчив к действию щелочных растворов и расплавов; железо и кобальт взаимодействуют с

концентрированными (>50 %) растворами щелочей при нагревании, что свидетельствует об их слабой амфотерности. Для всех трех элементов в соединениях характерна степень окисления +2, однако соединения двухвалентного железа, как гидроксид, так и соли, окисляются до трехвалентного состояния кислородом воздуха. Соединения кобальта (II) и никеля (II) устойчивее подобных соединений железа; например, соединения никеля (II) окисляются до никеля (III) действием более сильных, чем кислород, окислителей: H_2O_2 , NaClO и т.п. Из этого следует, что соединения кобальта (III) и никеля (III) обладают окислительными свойствами. Действительно, эти свойства наблюдаются при взаимодействии $\text{Ni}(\text{OH})_3$ и $\text{Co}(\text{OH})_3$ с соляной кислотой: вместо обменных идут окислительно-восстановительные реакции с выделением хлора и образованием NiCl_2 и CoCl_2 . Окислительные свойства соединений железа (III) выражены слабее: они не выделяют хлор из соляной кислоты, но с йодоводородной кислотой HI и её солями (йодидами) окислительно-восстановительные реакции с образованием йода возможны. Окислительные свойства солей железа (III) также можно наблюдать при их взаимодействии с сульфидами щелочных металлов и аммония: в этих реакциях железо (III) восстанавливается сульфид-ионами до двухвалентного состояния и наблюдается образование FeS и серы. Для железа, кобальта и никеля характерно существование большого числа комплексных соединений. Особенно интересно наблюдать образование окрашенных амминокомплексных соединений кобальта и никеля и цианоккомплексных соединений железа: берлинской лазури и турнбулевой сини. Современными исследованиями установлено, что их состав одинаков, а разная окраска обусловлена различным строением этих веществ. Железо отличается от кобальта и никеля существованием ферратов – соединений в степени окисления +6. Их получают в щелочных средах действием сильных окислителей (Cl_2 , Br_2 , O_3 , NaClO и т.п.) на гидроксид железа (III). Все ферраты – сильные окислители.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO₃ конц. и разб., KI, K₂Cr₂O₇, H₂SO₄ конц. и разб., р-р аммиака, р-р NaOH, сульфид натрия, соль кобальта (II), пероксид водорода, соль никеля (II), сульфат железа (II), хлорид железа (III), сероводородная вода, карбонат натрия, бромат калия, хлорид бария, K₃[Fe(CN)₆], K₄[Fe(CN)₆], хлорид кобальта (II),

Сухие реактивы: железная стружка, соль Мора,

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами.

1. Взаимодействие железа с кислотами. В три пробирки внести по 5 капель 2 н. растворов соляной, серной и азотной кислот. В четвертую пробирку внести 4 капли концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместить по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть. Наблюдать происходящие реакции. В каждую пробирку добавить по одной капле раствора роданида калия, который является качественным реактивом на ионы железа (+3). Убедится в том, что в соляной и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа (+2), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа (+3). В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии железа с кислотами.

2. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами. Поместить в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки и в каждую добавить по 10 капель 2 н. растворов соляной, серной и азотной кислот. Пробирки слегка нагреть и наблюдать выделение газообразных продуктов. Обратить внимание на окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать

уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии кобальта с кислотами. Прodelать точно такие же опыты, используя никелевую стружку. Отметить окраску образующихся растворов солей. В отчете описать опыт, написать уравнения реакций и сформулировать общий вывод о взаимодействии никеля с кислотами.

Опыт 2. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II), кобальта (II) и никеля (II)

1. Гидроксид железа (II). Растворы солей железа (II) никогда не готовят заранее, так как они легко окисляются кислородом воздуха. Поэтому в опытах используется наиболее устойчивая кристаллическая двойная соль – соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или её раствор, который готовится непосредственно перед опытом (в пробирку насыпают один микрошпатель соли Мора и растворяют в 6–8 каплях воды). В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (II). В пробирку с 6 каплями раствора соли Мора добавить по каплям 2 н. раствор щелочи до выпадения осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Обратить внимание на цвет полученного гидроксида. Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой, наблюдать постепенный переход окраски в бурый цвет вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III), формулу которого следует записывать в виде $\text{FeO}(\text{OH})$, т.к. катион железа (+3) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реакции:



В отчете написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) его окисления в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды; в) превращения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в гидроксид оксожелеза (III).

2. Гидроксид кобальта (II). В две пробирки внести по 6 капель раствора соли кобальта (II) и добавить по каплям раствор щелочи. Реакция протекает ступенчато. Сначала появляется синий осадок основной соли CoOHCl , который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта

(II). Осадок в одной пробирке размешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, а в другую прибавить 2–3 капли 3 %-го раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта (II)? В отчете описать опыт и написать уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом кобальта (III) сохранить для опыта 3.

3. Гидроксид никеля (II). В три пробирки поместить по 6 капель раствора соли никеля (II) и добавить по каплям раствор щелочи до выпадения осадка Ni(OH)_2 . Отметить цвет осадка. В первой пробирке осадок перемешать стеклянной палочкой и оставить на воздухе, во вторую добавить 2–3 капли 3 % раствора H_2O_2 , а в третью – 1 каплю бромной воды. В каком случае происходит окисление Ni(OH)_2 ? В отчете описать опыт и написать уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом никеля (III) сохранить для опыта 3. По опыту 2 сделать общий вывод об изменении восстановительных

свойств соединений в ряду $\text{Fe(OH)}_2 - \text{Co(OH)}_2 - \text{Ni(OH)}_2$

Опыт 3. Окислительные свойства Co(OH)_3 и Ni(OH)_3 .

Слить жидкость с осадков гидроксидов кобальта (III) и никеля (III), полученных во втором опыте, и подействовать на них концентрированной соляной кислотой (опыт проводить в вытяжном шкафу!). Пробирки подогреть на спиртовке, прикрыв их фильтровальной бумагой, смоченной раствором йодида калия. Наблюдать образование йода на бумаге. В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) взаимодействия гидроксидов кобальта (III) и никеля (III) с соляной кислотой; б) образования йода на фильтровальной бумаге. Сделать вывод об изменении окислительных свойств соединений в ряду $\text{Fe(OH)}_3 - \text{Co(OH)}_3 - \text{Ni(OH)}_3$.

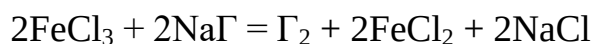
Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (II) и железа (III).

1. Восстановительные свойства ионов Fe^{2+} . В пробирку поместить 6 капель раствора дихромата калия, подкислить разбавленной серной кислотой (5–6 капель), затем добавить один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II). Наблюдать изменение окраски раствора. В отчете написать

уравнение реакции, уравнивать её методом полуреакций. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций определить, возможно ли окисление солей Co^{2+} и Ni^{2+} дихроматом калия. Сделать вывод о восстановительных свойствах ионов Fe^{2+} в сравнении с ионами Co^{2+} и Ni^{2+} .

2. Окислительные свойства ионов Fe^{3+} . Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов соответствующих полуреакций, определить, какой галоген можно получить в молекулярном

виде по реакции:



Провести реакцию получения этого галогена и подтвердить его образование качественной реакцией. В отчете описать опыт и сделать вывод об окислительных свойствах соединений железа (III).

Опыт 5. Гидролиз солей железа.

1. Гидролиз FeSO_4 и FeCl_3 . Приготовить или взять из штатива готовые растворы сульфата железа (II) и хлорида железа (III). С помощью универсального индикатора определить водородный показатель растворов.

Пробирку с раствором FeCl_3 подогреть на спиртовке, сравнить значения водородного показателя нагретого и холодного раствора. Описать опыт, написать уравнения гидролиза обеих солей. Какая из них (FeSO_4 или FeCl_3) и почему в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивировать, используя представления о поляризующих свойствах катионов. Написать уравнения гидролиза хлорида железа (III) при нагревании. Чем объясняется различие в значениях pH холодного и нагретого раствора этой соли?

2. Совместный гидролиз FeCl_3 и карбоната натрия. К 3–4 каплям раствора хлорида железа (III) прибавить по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение бурого осадка гидроксида железа (III) и выделение газа. Какой газ выделяется? В отчете объяснить, почему в присутствии карбоната натрия гидролиз хлорида железа (III) идет до конца и написать уравнение реакции.

Опыт 6. Получение и исследование свойств сульфидов железа.

1. Сульфид железа (II). В две пробирки поместить по 5–6 капель свежеприготовленного раствора сульфата железа (II). В одну пробирку добавить две капли сероводородной воды, в другую – две капли раствора сульфида натрия. В какой пробирке выпал осадок сульфида железа(II)? Проверить растворимость осадка в разбавленной серной кислоте. В отчете описать опыт и объяснить, почему сульфид железа (II) не выпадает при действии H_2S , но образуется при действии Na_2S ? Вывод подтвердить математическими расчетами. Написать уравнения реакций образования FeS и его взаимодействия с соляной кислотой в ионном и молекулярном виде.

2. Действие H_2S и Na_2S на соли железа (III). В две пробирки поместить по 3–4 капли раствора $FeCl_3$. В первую добавить две капли сероводородной воды, во вторую – две капли раствора сульфида натрия. Наблюдать образование в обеих пробирках коллоидной серы. Отметить, что при действии сульфида аммония образуется, кроме серы, осадок сульфида железа (II), тогда как при действии H_2S такой осадок не выпадает. В отчете объяснить, почему в обеих пробирках образуется сера и почему FeS образуется только при действии сульфида натрия.

Опыт 7. Получение и исследование свойств ферратов.

В пробирку поместить пинцетом несколько гранул гидроксида калия, добавить 1–2 капли насыщенного раствора $FeCl_3$ и две капли бромата калия (опыт проводить в вытяжном шкафу!). После слабого нагревания образуется фиолетовый раствор феррата калия K_2FeO_4 , в котором железо находится в степени окисления +6. Внести в полученный раствор 3–4 капли раствора хлорида бария, наблюдать выпадение красно-фиолетового осадка феррата бария $BaFeO_4$. Оба феррата получены в щелочной среде, в которой они устойчивы. Проверить на опыте устойчивость ферратов в кислой среде. Для этого осторожно слить с осадка $BaFeO_4$ жидкость и добавить к осадку по каплям разбавленную соляную кислоту. Наблюдать вначале выделение газа и изменение цвета осадка, а затем полное растворение осадка. Описать опыт и написать уравнения реакций: а) окисления хлорида железа (III) бромом в

щелочной среде; б) образования малорастворимого феррата бария; в) разложения феррата бария при действии первых капель HCl с образованием Fe_2O_3 , O_2 , BaCl_2 и H_2O (к какому типу относится эта реакция?); г) растворения Fe_2O_3 в избытке соляной кислоты.

Опыт 8. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля.

1. Получение турнбулевой сини и берлинской лазури. Приготовить в пробирке раствор сульфата железа (II) и добавить одну каплю красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдать образование осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «турнбулева синь». Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, привести номенклатурные названия обоих соединений. Поместить в пробирку 2–3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить одну каплю раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдать выпадение осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «берлинская лазурь». Написать молекулярное и ионное уравнения образования комплексного соединения, привести его номенклатурное название. В отчете отметить, что современные исследования показали идентичность состава турнбулевой сини и берлинской лазури, которые отличаются только строением комплексов

2. Аквакомплекс кобальта (II) и его разрушение. Написать стеклянной палочкой, смоченной раствором хлорида кобальта (II), какую-либо цифру или слово на фильтровальной бумаге. Подсушить бумагу до почти полного исчезновения надписи, а затем подогреть на пламени спиртовки, пока надпись не станет видимой. Обратит внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении бумаги. Описать и объяснить опыт, имея в виду, что простые ионы Co^{2+} имеют синюю окраску, а аквакомплексные $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – розовую.

3. Амминокомплексное соединение кобальта (II). К 6 каплям хлорида кобальта (II) прибавить по каплям 25%-й раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида кобальта (II). Полученный осадок растворить в избытке аммиака. Раствор перемешать стеклянной палочкой, наблюдать изменение окраски

раствора вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта (II) в комплексное соединение кобальта (III) кислородом воздуха. Прилить в пробирку раствор сульфида натрия (2–3 капли), наблю-

дать выпадение осадка (какого вещества?). В отчете описать опыт и написать уравнения реакций: а) образования амминокомплексного соединения кобальта (II); б) его окисления кислородом воздуха; в) взаимодействия амминокомплекса кобальта (III) с сульфидом натрия. Сделать вывод об устойчивости степеней окисления +2 и +3 для кобальта в некомплексных и комплексных соединениях, имея в виду, что обычные соединения (соли) кобальта (II) кислородом воздуха не окисляются, и только гидроксид кобальта (II) окисляется очень медленно. Также указать в выводе причину разрушения амминокомплекса кобальта (III) сульфидом натрия, используя значения константы нестойкости комплекса ($4 \cdot 10^{-5}$) и произведения растворимости CoS ($4 \cdot 10^{-21}$).

4. Амминокомплексное соединение никеля (II). К 6 каплям раствора соли никеля (II) прибавить по каплям 25%-й раствор аммиака до выпадения осадка гидроксида никеля (II) и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Отметить, как изменяется при этом цвет раствора. Добавить к полученному раствору 2–3 капли раствора сульфида натрия. Наблюдать выпадение осадка (какого вещества?). В отчете описать опыт и привести уравнения реакций образования амминокомплексного соединения никеля (II) и его взаимодействия с сульфидом натрия. Объяснить причину разрушения комплекса сульфидом аммония, используя значения константы нестойкости комплекса ($2 \cdot 10^{-9}$) и произведения растворимости NiS ($1,4 \cdot 10^{-24}$). По опыту 8 сформулировать общий вывод о свойствах катионов железа, кобальта и никеля в реакциях комплексообразования.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по

экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

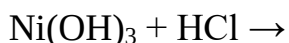
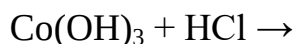
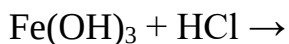
Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Чем обусловлено сходство химических свойств металлов триады железа и их соединений?

2. Укажите возможные, характерные и устойчивые степени окисления железа, кобальта, никеля.

3. Напишите уравнения реакций, которые иллюстрируют различные способы получения гидроксида железа (III).

4. Закончите уравнения реакций:



Сделайте вывод об изменении устойчивых степеней окисления в триаде железа.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1-4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 11 МЕДЬ И СЕРЕБРО.

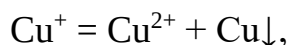
Цель и содержание

Изучение свойств металлической меди и важнейших соединений меди и серебра.

Теоретическое обоснование

Медь и серебро.

Медь, серебро и золото относятся к d-металлам первой группы, побочной подгруппы. Физические свойства простых веществ этих элементов очень близки и во многом уникальны: медь, серебро и золото обладают наивысшей тепло- и электропроводностью, очень пластичны, кристаллизуются в одинаковой кубической решетке. В электрохимическом ряду напряжений эти металлы расположены после водорода, поэтому с разбавленной соляной и серной кислотами они не взаимодействуют. Медь и серебро взаимодействуют с азотной и концентрированной серной кислотой, а золото растворяется в селеновой кислоте и «царской водке». Медь в соединениях бывает в степенях окисления +1, +2, +3. Но преимущественной степенью окисления является +2 (CuO , CuCl_2 , CuSO_4 и др.); соединения со степенью окисления +1 менее устойчивы и, как правило, в растворах диспропорционируют:



А соединения меди (+3) являются сильнейшими окислителями. Для серебра характерной степенью окисления является +1, что объясняется повышенной устойчивостью предвнешнего полностью заполненного электронами d-подуровня ($4d^{10}$), сформировавшегося еще у палладия. Самое распространённое соединение одновалентного серебра – это его нитрат AgNO_3 , который используется в аналитической химии как надёжный реагент для обнаружения в растворах галогенид-ионов, а в медицине как лекарственный препарат «ляпис». Гидроксиды меди (II) и серебра (I) – неустойчивые соединения: первый разлагается на оксид CuO и воду при 40–50°C, а второй – при комнатной температуре. Соли серебра, особенно хлорид и бромид, ввиду их способности разлагаться под влиянием света с выделением металлического

серебра, используются для изготовления фотоматериалов. Наиболее характерная степень окисления золота в соединениях $+3$, но обычных соединений этого элемента мало, т.к. они, как правило, термодинамически неустойчивы. Медь, серебро и золото входят в состав многих комплексных соединений. На образовании одного из комплексных соединений – дицианоаурата (I) натрия основан наиболее распространённый способ извлечения золота из песка и горных пород. Из-за различия состава и химических свойств соединений меди и серебра, они рассматриваются отдельно. Золото и его соединения из-за дороговизны в учебных химических лабораториях не применяются.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO_3 конц. и разб., KI , , H_2SO_4 конц. и разб., р-р аммиака, р-р NaOH , сульфид натрия, сульфата меди (II), карбонат натрия, сероводородная вода, крахмал, тиосульфат натрия, нитрат серебра, хлорид натрия, бромид натрия, пероксид водорода.

Сухие реактивы: гранулы цинка.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение меди исследование ее свойств.

1. Получение меди восстановлением из раствора. В пробирку налить раствор сульфата меди (II) и опустить гранулу цинка. Наблюдать выделение кристаллической меди на поверхности цинка. В отчете написать уравнение реакции. Используя значения электродных потенциалов, привести примеры других металлов, способных вытеснять медь из растворов её солей.

2. Взаимодействие меди с кислотами. Исследовать взаимодействие меди с соляной, разбавленной серной, разбавленной азотной кислотами и с концентрированной серной и азотной кислотами. В отчете написать уравнения реакций, коэффициенты подобрать методом полуреакций. Объяснить разный состав продуктов взаимодействия меди с разбавленной и концентрированной серной, с разбавленной и концентрированной азотной кислотами.

Опыт 2. Получение и свойства соединений меди (II).

1. Получение и свойства гидроксида меди (II). В четырёх пробирках получить осадок гидроксида меди (II) взаимодействием раствора сульфата меди (II) с раствором щелочи. Испытать отношение гидроксида меди (II) к нагреванию, к растворам серной кислоты, аммиака и щелочи. Описать опыт. Написать уравнения реакций. Сформулировать вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II) и его свойствах.

2. Свойства оксида меди (II). Оксид меди (II), полученный при нагревании гидроксида меди (II), испытать к действию кислоты и щелочи. В отчете написать уравнения реакций. Сделать вывод о свойствах оксида меди (II).

3. Получение сульфида меди (II). В пробирку с 5–7 каплями сульфата меди (II) добавить столько же раствора сульфида натрия. Отметить цвет выпавшего осадка. Разделить осадок на две части. В одну добавить несколько капель концентрированной соляной кислоты, в другую – концентрированной азотной. В какой пробирке осадок растворился? В отчете написать уравнения получения сульфида меди и его взаимодействия с одной из кислот. К какой группе сульфидов относится CuS ? Можно ли его получить действием сероводородной воды на соль меди?

4. Гидролиз соли меди (II). В пробирку поместить 5–6 капель раствора сульфата меди (II) и с помощью полоски универсального индикатора определить среду раствора. Затем в пробирку внести 5–6 капель раствора карбоната натрия, отметить образование зеленого осадка основного карбоната меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (тривиальное название - малахит). Описать опыт. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде. Почему при

взаимодействии соли меди (II) с раствором соды не выпадает средний карбонат меди?

5. Получение амминокомплексного соединения меди (II). К 4–5 каплям раствора сульфата меди (II) добавить 1–2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Растворить осадок в избытке аммиака. Отметить цвет раствора. Внести в пробирку 5–7 капель сероводородной воды. Что наблюдается? Описать опыт. Написать уравнения реакций. Пользуясь значениями константы нестойкости амминокомплекса меди ($2 \cdot 10^{-13}$) и произведения растворимости сульфида меди ($6 \cdot 10^{-36}$), объяснить образование CuS .

Опыт 3. Получение и свойства соединений меди (I).

1. Получение йодида меди (I). В пробирку с 5–6 каплями раствора сульфата меди (II) внести 5–6 капель раствора йодида калия. Отметить выпадение осадка и окрашивание раствора. С помощью крахмала доказать, что в реакции образовался молекулярный йод. В отчете написать уравнение и определить тип реакции. Объяснить, почему в растворе не идёт ионообменная реакция и не образуется йодид меди CuI_2 .

2. Получение комплексного соединения меди (I). В пробирку с йодидом меди (I), полученным в предыдущем опыте, прибавить несколько капель раствора тиосульфата натрия. Наблюдать растворение осадка. В отчете написать уравнение образования комплексного соединения меди (I), учитывая что координационное число меди (I) равно 2, а тиосульфат-ион является монодентатным лигандом.

Опыт 4. Получение оксида серебра (I).

В пробирку с 3–4 каплями нитрата серебра (I) прилить столько же раствора гидроксида натрия. Отметить цвет выпавшего осадка оксида серебра (I). Написать уравнения образования гидроксида серебра и его мгновенного разложения, объяснить причину неустойчивости гидроксида, учитывая сильное поляризующее действие катиона Ag^+ .

Опыт 5. Получение малорастворимых галогенидов серебра (I).

В три пробирки внести по 2–3 капли раствора нитрата серебра и добавить по 2–3 капли растворов хлорида натрия, бромиды натрия и йодида калия. Отметить цвет выпавших осадков и сохранить их для следующего опыта. В отчете написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде. Какой галогенид-ион является наиболее чувствительным реагентом на катион серебра, если произведения растворимости галогенидов серебра равны: $PP(AgCl) = 1,78 \cdot 10^{-10}$, $PP(AgBr) = 7,7 \cdot 10^{-13}$, $PP(AgI) = 8,3 \cdot 10^{-17}$

Опыт 6. Получение комплексных соединений серебра.

Каждый осадок, полученный в опыте 2, разделить на две части. К первой добавить раствор аммиака, ко второй – раствор тиосульфата натрия. Все ли осадки растворились? Описать опыт. Используя значения константы нестойкости комплексов – $K_n([Ag(NH_3)_2]^+) = 9,3 \cdot 10^{-8}$, $K_n([Ag(S_2O_3)_2]^{3-}) = 2,5 \cdot 10^{-14}$ – объяснить, почему йодид серебра не растворяется в избытке аммиака, но растворяется в растворе тиосульфата натрия.

Опыт 7. Окислительные свойства катиона Ag^+ .

В пробирку внести 1–2 капли раствора $AgNO_3$, 3–5 капель 3%-го раствора пероксида водорода и 1–2 капли раствора щелочи. Наблюдать образование мелкодисперсного металлического серебра. В отчете написать уравнение реакции, уравнивать её методом полуреакций.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, сделанной в лаборатории, студент записывает в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Какие степени окисления являются характерными для меди? Приведите примеры соединений меди в данных степенях окисления.
2. Какой из реактивов позволит перевести металлическую медь в растворимое состояние: HCl, H₂SO₄(конц), HNO₃(конц), H₂SO₄(разб), ZnSO₄, HI, NaOH, Pb(NO₃)₂ ? Напишите уравнения реакций.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$$\text{Cu} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$$
4. Объясните причину устойчивости степени окисления +1 у серебра.
5. К нитрату серебра прилили раствор щелочи. Какое соединение выпало в осадок. Напишите уравнение реакции.
6. Какой из галогенидов серебра растворяется в воде? Объясните причину его хорошей растворимости.

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 3,4]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 12 ЦИНК. КАДМИЙ. РТУТЬ.

Цель и содержание

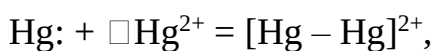
Изучение химических свойств цинка, кадмия, ртути и их характерных соединений.

Теоретическое обоснование

Цинк. Кадмий. Ртуть.

Цинк, кадмий и ртуть находятся в побочной подгруппе второй группы периодической системы. Полное заполнение электронами предвнешних d-

орбиталей и внешних s-орбиталей объясняет свойства этих элементов. Zn, Cd, Hg – мягкие, легкоплавкие металлы, их температуры плавления ниже по сравнению с другими d-металлами, так как спаренные d- электроны атомов не принимают участия в образовании металлической связи. Ртуть, имеющая температуру плавления $-38,8^{\circ}\text{C}$, является самым легкоплавким металлом, что позволяет использовать её в термометрах. В своих соединениях цинк, кадмий и ртуть всегда двухвалентны. Для ртути известны соединения, в которых она, будучи двухвалентной (электронная валентность) проявляет степень окисления +1, например Hg_2Cl_2 , $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ и др. Такие соединения со связью металл–металл (например: Cl-Hg-Hg-Cl) называются кластерами (от английского слова cluster – гроздь). Образование таких соединений у ртути объясняется повышенной устойчивостью $6s^2$ -состояния. Образование химической связи в двухатомных ионах Hg_2^{2+} происходит по донорно-акцепторному механизму:



где $\square$ – 6s-орбиталь.

В ряду Zn – Cd – Hg увеличивается химическое «благородство» металлов, что подтверждается значениями электродных потенциалов: $-0,76 \text{ В}$ (Zn), $-0,40 \text{ В}$ (Cd), $+0,85 \text{ В}$ (Hg). Поэтому цинк и кадмий взаимодействуют как с разбавленными, так и с концентрированными кислотами. Ртуть с кислотами-неокислителями не взаимодействует, а с азотной кислотой взаимодействует своеобразно: в зависимости от концентрации и избытка кислоты образуются или $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, или $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$:



Основные свойства оксидов и гидроксидов увеличиваются от цинка к ртути. Соединения цинка ZnO и $\text{Zn}(\text{OH})_2$ взаимодействуют с разбавленными растворами щелочей при обычных условиях. Амфотерность гидроксида кадмия проявляется в более жёстких условиях: он взаимодействует с концентрированными растворами едких щелочей при нагревании. Оксид ртути проявляет только основные свойства, а гидроксид ртути не существует

(разлагается в момент образования). Как и все d-металлы, цинк, кадмий и ртуть – комплексообразователи. Для цинка и ртути характерно координационное число, равное четырем, для кадмия – шести. Комплексные соединения цинка, кадмия и ртути бесцветны ввиду полного заполнения электронами d-подуровня.

Аппаратура и материалы

Набор пробирок. Штатив. Индикаторы.

Растворы: HCl конц. и разб., HNO₃ конц. и разб., KI, H₂SO₄ конц. и разб., р-р аммиака, р-р NaOH, сульфат кадмия и нитрат ртути (II), соль цинка, нитрат ртути (I), сульфид аммония, хлорид натрия.

Сухие реактивы: гранулы цинка.

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Исследование химических свойств металлов.

1. Изучение свойств металлов. В две пробирки внести по 5–7 капель растворов сульфата кадмия и нитрата ртути (II). В каждую пробирку опустить гранулу цинка. Наблюдать выделение металлов на поверхности цинка. Описать опыт, привести уравнения реакций, сравнить восстановительные свойства цинка, кадмия и ртути, пользуясь значениями стандартных электродных потенциалов.

2. Взаимодействие цинка с кислотами. В четыре пробирки поместить по одной грануле цинка и добавить по 8–10 капель кислот: соляной, разбавленной серной, концентрированной серной (пробирку подогреть), разбавленной азотной. Выделение каких газов наблюдается? Описать опыт, написать уравнения реакций, уравнивать их методом полуреакций.

3. Взаимодействие цинка со щелочами. В пробирку с раствором гидроксида натрия опустить гранулу цинка, наблюдать выделение

газообразного вещества? Написать уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода и образуется гидроксокомплексное соединение.

Опыт 2. Гидроксиды металлов.

1. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия. В две пробирки поместить по 5 капель растворов солей цинка и кадмия. В каждую добавить по 2 капли раствора щелочи. Полученные осадки разделить на три части и исследовать взаимодействие гидроксидов с растворами соляной кислоты, щелочи и аммиака. В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, принимая во внимание, что в комплексных соединениях координационное число цинка равно 4, а кадмия – 6. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

2. Взаимодействие солей ртути со щелочью. В одну пробирку внести 5 капель раствора нитрата ртути (II), в другую – столько же нитрата ртути (I), добавить по 3 капли раствора NaOH. Отметить цвет выпавших осадков. В отчете написать уравнения реакций, имея в виду, что в первой пробирке образуется оксид ртути (II), а во второй – смесь металлической ртути и оксида ртути (II), получившихся в результате диспропорционирования оксида ртути (I). Сделать вывод об устойчивости гидроксида ртути (II) и гидроксида ртути (I).

Опыт 3. Получение малорастворимых солей цинка, кадмия, ртути.

1. Получение сульфидов цинка, кадмия, ртути. В три пробирки с растворами солей цинка, кадмия и ртути (3–4 капли) добавить 1–2 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония. Отметить цвет образовавшихся осадков. В каждую пробирку добавить 2–3 капли соляной кислоты. В какой пробирке наблюдается растворение осадка? В отчете описать опыт. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объяснить различную растворимость сульфидов в соляной кислоте, используя значения произведения растворимости: $PP(\text{ZnS}) = 1,6 \cdot 10^{-24}$; $PP(\text{CdS}) = 1,1 \cdot 10^{-29}$; $PP(\text{HgS}) = 3,0 \cdot 10^{-53}$. Какие сульфиды металлов подгруппы цинка можно получить по реакции: $\text{Me}^{2+} + \text{H}_2\text{S} = \text{MeS} \downarrow + 2\text{H}^+$

2. Получение хлоридов ртути. Действием раствора хлорида натрия на растворы солей $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ получить хлорид ртути (I) и хлорид ртути (II). Какой из хлоридов выпадает в осадок? В отчете написать уравнения реакций, сравнить растворимость сулемы HgCl_2 и каломели Hg_2Cl_2 . Где применяются эти соединения?

Опыт 4. Комплексные соединения цинка, кадмия, ртути.

1. Получение амминокомплексных соединений. В три пробирки поместить по 3 капли растворов солей цинка, кадмия и ртути. Добавить 2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадков. В каждую пробирку по каплям прибавить избыток раствора аммиака. В какой пробирке осадок не растворился? Описать опыт. Уравнениями реакций показать образование гидроксидов цинка, кадмия и ртути и растворения первых двух в избытке аммиака.

2. Получение тетрагидрогидратата (II) калия. В пробирку с 3 каплями нитрата ртути (II) внести 2 капли раствора йодида калия. Отметить цвет выпавшего осадка. Прибавить избыток йодида калия. Что наблюдается? В отчете написать уравнения реакций получения йодида ртути (II) и комплексного соединения в молекулярной и ионной форме. Написать схемы диссоциации и выражения константы диссоциации и константы нестойкости тетрагидрогидратата (II) калия.

Опыт 5 . Диспропорционирование соединений ртути.

В три пробирки внести по 3 капли раствора нитрата ртути (I). В первую добавить 2 капли раствора щелочи, во вторую – столько же раствора йодида калия, в третью – сульфида аммония. Отметить цвет выпавших осадков. В отчете написать уравнения реакций, учитывая, что в растворе катионы Hg_2^{2+} не устойчивы и диспропорционируют по схеме:



Сравнить устойчивость соединений ртути (II) и ртути (I). Привести примеры устойчивых соединений ртути (I).

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Как сказывается на свойствах цинка, кадмия, ртути и их соединений наличие полностью заполненных s- и p-подуровней?
2. С помощью каких реакций можно доказать амфотерность оксида и гидроксида цинка? Напишите уравнения этих реакций.
3. Сравните свойства (амфотерность, устойчивость) гидроксидов цинка, кадмия и ртути.
4. Какой из сульфидов цинка, кадмия и ртути взаимодействует с соляной кислотой? Напишите уравнение реакции.
5. Напишите формулы каломели и сулемы. Где они применяются?

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 4-6]

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА 13 СИНТЕЗ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ.

Цель и содержание

Освоение простых методов синтеза некоторых обычных и комплексных соединений.

Теоретическое обоснование

Синтез неорганических веществ.

Методика синтеза неорганического соединения – это совокупность приемов, позволяющих получить заданное вещество. Используются, в основном, шесть методов синтеза.

1. Синтез в водном растворе на воздухе. Это наиболее широко применяемый, дешевый и простой метод. Этим методом получают многие соли, кристаллогидраты, комплексные соединения, гидроксиды.

2. Синтез в водном растворе в инертной атмосфере. Применяется к легко окисляющимся или восстанавливающимся на воздухе веществам (гидроксиды железа (II), ванадия (II), кобальта (II) и др.).

3. Синтез в водном растворе с использованием электрического тока. Используется для синтеза сильных окислителей и восстановителей (например, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ и др.).

4. Синтез в неводном растворе. Используется для получения неустойчивых в воде веществ (гидролизующихся, окисляющихся водой и т.д.). В неводных растворах синтезируют многие безводные галогениды.

5. Синтез при высокой температуре. Этот метод применяют для реакций, невозможных или сильно заторможенных при обычных температурах. Примером может служить синтез хроматов, манганатов, ферритов и др.

6. Синтез при низкой температуре. Его используют для получения веществ, неустойчивых при обычной температуре или в случае использования низкокипящих растворителей (жидкий аммиак и другие). Например, так получают гексахлороплюмбаты, пероксид натрия и др. Синтез невозможен без предварительной подготовки. Подготовка к синтезу включает следующее. Установление формулы, структуры и свойств получаемого вещества, задание его необходимого количества или массы. Ознакомление с возможными

методами получения этого вещества и выбор наилучшего для данных условий и требований, с учетом термодинамических и кинетических факторов и доступности исходных веществ, материалов, аппаратуры, количества, выхода, чистоты и т.д. Выбор методов разделения, позволяющих (если это необходимо) очистить это вещество от примесей. Описание методов идентификации и анализа примесей. Подбор аппаратуры, исходных веществ и материалов, сборка установки для синтеза. Образование осадков из растворов (осаждение) – наиболее распространенная операция препаративной химии (так называют раздел химии, который изучает и разрабатывает методы синтеза химических соединений). При проведении этой операции необходимо учитывать растворимость, гидролиз и комплексообразование. Кристаллические осадки полезно выдержать несколько часов, суток в маточном растворе, где происходят процессы их кристаллизации. При этом мелкие частички растворяются, а крупные растут. При осаждении осадков происходит соосаждение примесей; его необходимо учитывать и предотвращать при получении чистых веществ. Очистку растворимых осадков от соосажденных примесей можно осуществлять методом многократной перекристаллизации, т.е. повторением циклов растворение – осаждение. Промывание осадков производится методами декантации и промыванием на фильтре. В качестве промывных жидкостей используется вода, разбавленные растворы кислот и щелочей (для предотвращения гидролиза), а также органические жидкости. Промывание горячей водой рекомендуется при низкой растворимости осадков и её слабой зависимости от температуры. Высушивание осадков зависит от их свойств. Соли, образующие кристаллогидраты, высушивают в вакууме, в специальных сухих камерах или эксикаторах. При этом в качестве осушителей используются безводный фосфорный ангидрид P_2O_5 , хлорид кальция $CaCl_2$, концентрированная серная кислота, ангидрон $Mg(ClO_4)_2$, силикагель, цеолиты. На воздухе при обычной температуре высушивают неустойчивые при нагреве негигроскопичные вещества. Нагреванием в сушильных шкафах высушивают устойчивые вещества. При этом температуру поднимают не сразу, а постепенно

во избежание разбрызгивания вещества. Химические реактивы классифицируются по содержанию примесей (по мере уменьшения их содержания) на технические (техн), чистые (ч), чистые для анализа (чда), химически чистые (хч) и особой чистоты (осч). Необходимая степень чистоты реагентов определяется как требованиями к продукту, так и целью синтеза. Как правило, исходные препараты должны иметь ту же или более высокую степень чистоты, чем требуемая для продукта. Но если в процессе отделения продукта происходит его очистка, то это требование отпадает. Например, при получении газов часто примеси не образуют летучих соединений. Для обычных лабораторных синтезов и анализов достаточно иметь препараты марки «чда» или даже «ч». Чтобы не загрязнять реактивы, необходимо соблюдать некоторые элементарные правила. Хранить реактивы в посуде с маркировкой (этикеткой), на которой четко указаны название, формула, чистота, дата изготовления. Реактивы из банок брать сухими фарфоровыми шпателями. Не сыпать подобранные со стола и неиспользованные реактивы из лабораторной посуды обратно в упаковку (банку). Взвешивание проводить только в сухих чистых бюксах, чашках, на кальке; гигроскопичные реактивы должны взвешиваться в банках или колбах с притертыми крышками или пробками. При работе необходимо строго соблюдать как общие правила безопасности, так и специальные меры предосторожности, указанные в описании к каждому синтезу.

Аппаратура и материалы

Технохимические весы. Набор пробирок. Штатив. Индикаторы. Часовое стекло. Стаканы (стеклянные и фарфоровые). Воронка Бюхнера. Мерные цилиндры ёмкостью 50, 25, 10 мл. Эксикатор. Железная пластина. Кристаллизатор.

Растворы: серная кислота, спирт, 25%-й раствор аммиака.

Сухие реактивы: сульфат калия, сульфат алюминия, дихромат калия, сульфат меди (II).

Указания по технике безопасности

См. лабораторную работу 1.

Методика и порядок выполнения работы

Опыт 1. Синтез алюмокалиевых квасцов.

Получить у преподавателя задание – сколько граммов алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ необходимо синтезировать (для освоения методики достаточно 10–20 г). По уравнению реакции рассчитать массу сульфата калия и сульфата алюминия, теоретически необходимую для получения заданной массы квасцов.

Ход синтеза.

1. Взвесить теоретически необходимые для синтеза массы сульфата калия и сульфата алюминия на теххимических весах.

2. Растворить сульфаты в двух отдельных стаканах в минимальных объёмах воды: для сульфата калия массу (и численно равный массе объём воды) взять в 4 раза больше навески соли, а для сульфата алюминия – на 10 % меньше, чем навеска соли.

3. Установить с помощью универсальной индикаторной бумаги pH растворов. Нагреть растворы до кипения, накрыв стаканы часовыми стеклами.

4. Горячие растворы слить вместе (в стакан с сульфатом калия) и размешать стеклянной палочкой.

5. Полученный раствор охладить. При быстром охлаждении (на снегу) и перемешивании получают мелкие кристаллы, для получения крупных кристаллов раствор без перемешивания оставить для медленного охлаждения.

6. Кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера и, не промывая, удалить видимую часть воды с помощью фильтровальной бумаги; для полной осушки оставить кристаллы сушиться на воздухе.

7. После высыхания взвесить, определить выход в процентах.

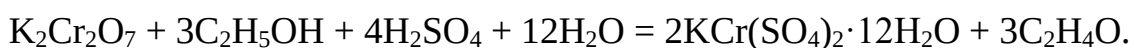
8. Один микрошпатель квасцов растворить в воде (в пробирке), установить

pH раствора и провести качественные реакции на все ионы.

В отчете должно быть отражено: уравнение реакции и расчеты; описание хода синтеза, расчет выхода продукта и обсуждение причин потерь (низкого выхода) квасцов.

Опыт 2. Синтез хромкалиевых квасцов.

Один из способов получения хромокалиевых квасцов $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – восстановление дихромата калия этиловым спиртом в присутствии серной кислоты:



В этом способе для синтеза используются дихромат калия (сухая соль), серная кислота ($\omega = 96 \%$, $\rho = 1,84$) и этиловый спирт ($\omega = 96 \%$, $\rho = 0,8$).

Ход синтеза.

1. Рассчитать массу дихромата калия, объемы воды, серной кислоты и спирта, необходимые для синтеза 50 г хромокалиевых квасцов. Объем воды рассчитать на основании растворимости $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: в 89 г воды при 20°C растворяется 11 г соли. Кислоты взять на 20 % и спирта на 50 % больше расчетного по уравнению реакции.

2. Дихромат калия измельчить, взвесить необходимую массу, поместить в фарфоровый стакан и прилить воду. Раствор перемешать и при перемешивании долить малыми порциями рассчитанный объем серной кислоты. Стакан поместить в ванну со снегом и охладить примерно до 5°C .

3. Прилить малыми порциями спирт, все время перемешивая раствор и следя за тем, чтобы температура не повышалась выше 50°C . Окраска раствора должна измениться от оранжевой в сине-зеленую. Если раствор не принял сине-зеленую окраску, то следует добавить еще 3–5 мл серной кислоты и 5–10 мл спирта.

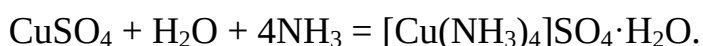
4. Раствор охладить в ванне со снегом до $10\text{--}15^\circ\text{C}$ и оставить на неделю для завершения кристаллизации.

5. Через неделю выпавшие в осадок кристаллы квасцов отфильтровать на воронке Бюхнера, подсушить и взвесить сухой продукт. Рассчитать выход квасцов в % от заданной массы.

В отчете описать ход синтеза, провести расчеты, объяснить низкий выход квасцов, описать форму и цвет кристаллов.

Опыт 3. Синтез сульфата тетраамминмеди (II).

Кристаллогидрат (моногидрат) сульфата тетраамминмеди (II) синтезируют действием аммиака на раствор сульфата меди (II):



Ход синтеза.

1. Получить у преподавателя задание – сколько граммов препарата (комплексного соединения) следует получить.

2. Рассчитать, какую массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и какой объем NH_3 необходимо взять для синтеза. Аммиак берется в виде раствора; зная его плотность и концентрацию, рассчитать объем раствора, необходимый для проведения реакции. Для синтеза используют раствор, содержащий не менее 20 % NH_3 ; его берут в два раза больше, чем требуется по уравнению реакции. Это делается для смещения равновесия реакции вправо и увеличения выхода продукта.

3. Взвесить медный купорос, перенести его в химический стакан, добавить в него раствор аммиака и перемешивать стеклянной палочкой до тех пор, пока вся соль не перейдет в раствор.

4. К полученному раствору добавить этиловый спирт, объем которого равен половине объема раствора аммиака. Это вызывает выпадение кристаллов комплекса $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, который в спирте растворим значительно хуже, чем в воде. Полнота осаждения комплекса возрастает, если стакан с его содержимым поставить на 15–20 мин в кристаллизатор со льдом или снегом.

5. После охлаждения полученное вещество отфильтровать на воронке Бюхнера, промыть небольшим количеством этилового спирта. Просушить листами фильтровальной бумаги и взвесить.

В отчёте должно быть отражено: 1) уравнение реакции и её внешние признаки; 2) стехиометрические расчеты; 3) описание хода синтеза; 4) расчет выхода комплексной соли; 5) объяснение отклонения выхода продукта от теоретического.

Содержание отчета и его форма

Каждый студент должен иметь лабораторный журнал, который является документом, отражающим всю его работу. Все наблюдения и выводы по экспериментальной работе, проделанной в лаборатории, студент заносит в лабораторный журнал непосредственно после ее выполнения.

Отчет по лабораторной работе должен состоять из даты, названия и номера лабораторной работы, цели работы, методики проведения опытов, наблюдений, уравнений химических реакций, выводов и расчетов (формулы, таблицы, графики), ответов на поставленные вопросы.

Вопросы для защиты лабораторной работы

1. Каким образом по степени чистоты маркируются химические реактивы?
2. В какой химической посуде можно хранить гигроскопичные вещества?
3. Какие соединения называются квасцами? Приведите формулы ванадийкалиевых и марганецкалиевых квасцов.
4. Напишите уравнение диссоциации алюмокалиевых квасцов. С помощью каких химических реакций можно доказать наличие катионов и анионов в растворе данной соли?
5. Почему кристаллы хромокалиевых квасцов имеют октаэдрическую форму?

Литература

[Основная литература 1-5, дополнительная литература 1,2,3]

Приложение.

**Таблица 1 – Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
в водных растворах при 25°С**

Химическая формула	Название электролита	Константа диссоциации
HIO_3	Йодноватая кислота	$1,7 \cdot 10^{-1}$
H_2SO_3	Сернистая кислота	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$

H_3PO_4	Фосфорная кислота	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$
HF	Фтороводородная кислота	$7,0 \cdot 10^{-4}$
HNO_2	Азотистая кислота	$4,0 \cdot 10^{-4}$
$HCOOH$	Муравьиная кислота	$1,8 \cdot 10^{-4}$
CH_3COOH	Уксусная кислота	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2CO_3	Угльная кислота	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,7 \cdot 10^{-11}$
H_2S	Сероводородная кислота	$K_1 = 6,0 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$
$HClO$	Хлорноватистая кислота	$5,0 \cdot 10^{-8}$
HCN	Циановодородная кислота	$8,0 \cdot 10^{-10}$
H_3BO_3	Борная кислота	$5,7 \cdot 10^{-10}$
H_2SiO_3	Кремниевая кислота	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
HIO	Йодноватистая кислота	$2,3 \cdot 10^{-11}$
$Pb(OH)_2$	Гидроксид свинца (II)	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$
NH_4OH	Гидроксид аммония	$1,8 \cdot 10^{-5}$
H_2O	Вода	$1,8 \cdot 10^{-11}$

Таблица 2 – Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045
K^+/K	$\text{K}^+ + e^- = \text{K}$	-2,925
Rb^+/Rb	$\text{Rb}^+ + e^- = \text{Rb}$	-2,925
Cs^+/Cs	$\text{Cs}^+ + e^- = \text{Cs}$	-2,923
Ca^{2+}/Ca	$\text{Ca}^{2+} + e^- = \text{Ca}$	-2,866
Na^+/Na	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,363
Al^{3+}/Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^- = \text{Al}$	-1,662
Mn^{2+}/Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,179
Zn^{2+}/Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^- = \text{Zn}$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^- = \text{Cr}$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^- = \text{Cd}$	-0,403
Co^{2+}/Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni}$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e^- = \text{Sn}$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^- = \text{Pb}$	-0,126
$\text{H}^+/\frac{1}{2}\text{H}_2$	$\text{H}^+ + e^- = \frac{1}{2}\text{H}_2$	$\pm 0,000$
Cu^{2+}/Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}$	+0,337
$\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg}$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = \text{Hg}$	+0,788
Ag^+/Ag	$\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$	+0,799
Au^{3+}/Au	$\text{Au}^{3+} + 3e^- = \text{Au}$	+1,498

Основная литература.

1. Стась Н.Ф., А.А.Плакидкин, Е.М. Князева. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии – Томск: изд. ТПУ, 2007 – 209 с.
2. Неорганическая химия в трех томах. Под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: Академия, 2008 г – 670 с .
3. Неорганическая химия: химия элементов: учебник: (в 2т.) / Ю.Д.Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе; МГУ им. М.В. Ломоносова, Т. 1. – 2-е изд., перераб. И доп. – М.: Изд-во МГУ: Академкнига, 2007. – 537 с.
4. Хаханина Т.И. Неорганическая химия: учебное пособие /Т.И. Хаханина, Н.Г. Никитина, В.И. Гребенькова.-М.: Высшее образование, 2008. – 288 с.
5. Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: практикум: учебно-практическое пособие / С.Н. Смарыгин, Н.Л. Багнавец, И.В. Дайдакова; под ред. С.Н. Смарыгина.- М.: Юрайт, 2012. – 414 с.

Дополнительная литература:

1. . Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Л.: Химия, 1986. – 287 с.
2. Бережной А.И. Основы общей химии. Учебное пособие, Высшая школа, 2009, 247с.
3. Лабораторные и семинарные занятия по общей и неорганической химии, Академия, 1999, 368с.
4. Ардашникова Е.И. Азизова М.К. Бадыгина Л.И. Ахметов Н.С.Сборник задач по неорганической химии. 2008, 208 с.
5. Дунаев С.Б. Практикум по общей химии. Изд-во: МГУ 2005, 336с.
6. Практикум по неорганической химии [Текст] / под ред. профессора В. П. Зломанова. – М. : Издательство МГУ, 1994. – 320 :

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ОСНОВЫ ТЕХНОЛОГИИ НАНОКРИСТАЛЛИЧЕСКИХ МАТЕРИАЛОВ

**Методические указания для обучающихся по организации и проведению
самостоятельной работы**

Направление подготовки 28.03.02 «Наноинженерия»
Направленность (профиль)
«Нанотехнологии и наноматериалы»

Ставрополь
2026

ВВЕДЕНИЕ

Методическое указание составлено в соответствии с требованиями ФГОС ВО, рабочих учебных планов по программе бакалавриата, программы дисциплины «Основы технологии нанокристаллических материалов».

При изучении дисциплины «Основы технологии нанокристаллических материалов» на лабораторных занятиях используются междисциплинарное и проблемное обучения в малых группах.

В структуры самостоятельной работы студентов входит:

1) Подготовка к практическим занятиям: изучение теоретического материала, выявление основных законов, уравнений и соотношений, используемых при решении задач по указанной теме;

2) Подготовка к лабораторным занятиям: изучение теоретического материала, ознакомление с методикой и порядком выполнения лабораторных работ, выполнение расчетов и обработка экспериментальных данных, оформление отчетов по выполняемой лабораторной работе;

3) Самостоятельное изучение тем: изучение теоретического материала, подготовка письменного обзора по темам, выносимым на самостоятельное изучение.

4) Подготовленный обзор студенты предоставляют в виде доклада или реферата на обсуждение, проводимого в рамках изучения дисциплины;

5) Подготовка к экзаменам (зачетам): изучение теоретического материала по полному курсу изучаемой дисциплины, подготовка по вопросам, выносимым на экзамен.

В процессе изучения дисциплины по темам, вынесенным на самостоятельное изучение, студенты должны подготовить обзор пользуясь научной литературой, учебниками, учебными пособиями, а также возможно использовать материалы электронных ресурсов сети "Интернет".

Самостоятельная работа с книгой может быть успешной, если текст не только прочитан, но и законспектирован. Существует несколько **форм записей**, но любая форма записи не даст нужного результата, если не будет пробуждать мысли того, кто ее ведет, если отсутствует активная работа ума и формирование своих выводов из прочитанного.

Выбор формы записи зависит от индивидуальных особенностей человека, его образованности и опыта. При этом не меньшую роль играет назначение записей, то есть то, какие задачи ставит перед собой человек (для самообразования, для выступления на семинаре, для использования в будущем).

Введение записей мобилизует наряду со зрительной памятью, также и моторную

память. Кроме того, у человека, систематически ведущего записи изучаемой литературы, создается свой фонд материалов для быстрого повторения и мобилизации накопленных знаний.

Все записи должны быть убористыми и компактными. Интервалы между строками должны быть достаточными, чтобы вписывать дополнения. Рекомендуется вести записи ручкой, а карандашом или ручкой другого цвета пользоваться для отметок и выделений при последующей работе. Полезно также датировать записи.

Записи могут носить различный характер: план, выписки, тезисы, аннотирование, конспектирование, реферирование.

1. План - наиболее краткая формой записи. Это перечень вопросов, рассматриваемых в книге или статье. План обычно раскрывает структуру произведения, логику автора, способствует лучшей ориентации в содержании.

Так, составленным планом можно воспользоваться, чтобы вспомнить прочитанное или быстро отыскать в книге нужное место. Представление об основных пунктах плана дает оглавление книги, поэтому во многих случаях наименования глав и разделов можно использовать в качестве пунктов. Составление плана приучает логически мыслить, вырабатывать умение сжато и последовательно излагать суть вопроса в письменной и устной форме.

Существует два способа составления плана: работа над ним по ходу чтения и составление плана после ознакомления с произведением. При этом план получается более последовательным и стройным.

Трудность составления плана состоит в том, что надо выяснить для себя, прежде всего, построение изучаемого текста, ход мыслей автора и лишь затем изложить содержание работы кратко и ясно. При всей своей краткости план дает представление о содержании прочитанного. Следует учесть, что форма плана не исключает цитирования отдельных мет и обобщений. Различают простой и развернутый план. В отличие от простого плана развернутый план не только содержит перечисление вопросов, но и раскрывает основные идеи произведения, может включать выдержки из него, схемы, таблицы. Планом, особенно развернутым, необходимо пользоваться при написании выступления или статьи.

В целом развернутый план дает гораздо большее представление о произведении, его основных идеях, задачах, которые в нем решаются. Он может включать положения, замечания, собственные мысли студента.

Важно знать, что составление планов помогает вырабатывать способность к отвлеченному, абстрактному мышлению, но наибольшую пользу составление плана даст подготовленным лицам, которые бывают достаточно лишь взглянуть на перечень

основных вопросов, чтобы воспроизвести содержание прочитанного плана.

Тезисы – это сжатое изложение основных мыслей прочитанного произведения или подготавливаемого вступления. Особенностью тезисов является их утвердительный характер.

В них сосредотачивается самое главное, только выводы и обобщения, в них меньше доказательств, иллюстрации и пояснений. Тезисы не должны повторять дословно текст, но в ряде мест могут быть близки к нему, воспроизводя некоторые характерные выражения автора, важные для понимания хода его мыслей. Составление тезисов помогает глубже понять основные идеи произведения, выделить главное в нем; приучают сжато, точно и четко сформулировать свои мысли, повышает культуру речи и письма. При составлении тезисов учитывают следующее. Прежде всего, если произведение небольшое, необходимо внимательно изучать его в целом, если большое – изучать по главам и разделам. Затем, когда будут ясны основные идеи, кратко и последовательно излагать их в виде пунктов.

Различают простые и сложные, развернутые тезисы. Если записывают только утверждение чего – либо, такой тезис называют простым, а сложным тезисом будет выражение главной мысли, содержащее, кроме утверждения, еще и краткое ее доказательство.

Часто тезисы формулируются самим автором как выводы и обобщения в заключении книги или разделах книги. Нередко тезисы выделяются в тексте другим шрифтом.

Рекомендуется делать тезисные записи своими словами, причем можно записывать один абзац за другим, учитывая смысловую связь между ними. Но в большинстве случаев следует составлять сводный тезис, сложный по форме. При этом объединяется несколько утверждений, тесно связанных между собой.

Тезисы по содержанию очень близки к **конспекту**, но конспект носит более описательный характер, и его положения не столь категоричны, как в тезисах. Кроме того, конспект представляет собой более полную форму записи.

Следует отметить, что различие между формами записей условно, но в любой форме запись – важнейшая часть самостоятельной работы с книгой.

2. Выписки. Это записи текста из книги: теоретических положений, статистических данных, имеющих по мнению читателя важное значение. Достоинство выписок состоит в точности воспроизведения текста книги, удобстве пользования записями при последующей работе, в накоплении обобщений и фактического материала. Выписки полезны для повторения, освежения в памяти прочитанного, для быстрой мобилизации своих знаний, когда необходимо в короткий срок вспомнить материал. Выписки выделяют из текста самое главное и тем самым помогают глубже понять его. Без них трудно обойтись при подготовке

доклада, реферата, выступления. Выписки следует рассматривать как составную часть тезисов и конспектов.

Выписывать текст можно и по ходу чтения и после его завершения. В последнем случае надо замечать места, которые потом будут выписаны. Необходимо каждую выписку снабжать ссылкой на источник с указанием соответствующей станицы. Это нужно, чтобы в последствии можно было быстро найти в книге соответствующее место. Целесообразно выписывать из текста только такие места, в которых содержится самое главное, суть вопроса. Выписки должны быть ориентированы на изучение произведения в целом, а не отдельных мест, поскольку положения, вырванные из общего контакта, понимаются нередко совсем не так, как этого хотел автор. Иначе говоря, отдельно взятые, лишенные пояснений выдержки могут быть не поняты или поняты неправильно.

Выписки бывают дословные (цитаты) и «свободные», когда мысли автора излагаются своими словами. Следует учесть, что большие отрывки, которые трудно цитировать, целесообразнее в краткой форме переложить своими словами, но «яркие» и важные места лучше выписывать дословно. Каждую цитату следует заключать в кавычки. Если ее берут из середины предложения, то после вводных кавычек ставят три точки. Ставят их и в конце цитаты, если из предложения опущены последние слова.

Следует знать, что какого-либо единого метода выписок, годного для всех случаев, не существует, поскольку у каждого человека свои особенности мышления и восприятия, свой подход к теме. Все это влияет на содержание и характер выписок.

Выписки рекомендуется хранить в картотеке, конвертах или папках, на которых следует обозначить общую тему.

3. Аннотация – еще одна форма записи, являющаяся кратким обобщением содержания книги. Ею удобно пользоваться, если имеется намерение вернуться к изучаемому произведению. Аннотация может быть необходима и для того, чтобы не забыть о нем.

Для составления аннотации надо сначала полностью прочитать и глубоко продумать произведение. При всей своей краткости аннотация может содержать отдельные фрагменты авторского текста, а не только оценку книги или статьи.

4. Резюме очень близко к аннотации. Это запись, являющаяся краткой оценкой прочитанного материала. Различие между ними состоит в том, что аннотация сжато характеризует произведение в целом, а резюме концентрирует внимание на его выводах, главных итогах.

5. Конспект – наиболее совершенная и наиболее сложная форма записи. Слово «конспект» происходит от латинского «conspectus», что означает «обзор, изложение». В правильно составленном конспекте обычно выделено самое основное в изучаемом тексте, сосредоточено внимание на наиболее существенном, в кратких и четких формулировках

обобщены важные теоретические положения.

Конспект представляет собой относительно подробное, последовательное изложение содержания прочитанного. На первых порах целесообразно в записях ближе держаться тексту, прибегая зачастую к прямому цитированию автора. В дальнейшем, по мере выработки навыков конспектирования, записи будут носить более свободный и сжатый характер.

Конспект книги обычно ведется в тетради. В самом начале конспекта указывается фамилия автора, полное название произведения, издательство, год и место издания. При цитировании обязательная ссылка на страницу книги. Если цитата взята из собрания сочинений, то необходимо указать соответствующий том. Следует помнить, что четкая ссылка на источник – непереносимое правило конспектирования. Если конспектируется статья, то указывается, где и когда она была напечатана.

Конспект подразделяется на части в соответствии с заранее продуманным планом. Пункты плана записываются в тексте или на полях конспекта. Писать его рекомендуется четко и разборчиво, так как небрежная запись с течением времени становится малопонятной для ее автора. Существует правило: конспект, составленный для себя, должен быть по возможности написан так, чтобы его легко прочитал и кто-либо другой.

Формы конспекта могут быть разными и зависят от его целевого назначения (изучение материала в целом или под определенным углом зрения, подготовка к докладу, выступлению на занятии и т.д.), а также от характера произведения (монография, статья, документ и т.п.). Если речь идет просто об изложении содержания работы, текст конспекта может быть сплошным, с выделением особо важных положений подчеркиванием или различными значками.

В случае, когда не ограничиваются переложением содержания, а фиксируют в конспекте и свои собственные суждения по данному вопросу или дополняют конспект соответствующими материалами их других источников, следует отводить место для такого рода записей. Рекомендуется разделить страницы тетради пополам по вертикали и в левой части вести конспект произведения, а в правой свои дополнительные записи, совмещая их по содержанию.

Конспектирование в большей мере, чем другие виды записей, помогает вырабатывать навыки правильного изложения в письменной форме важные теоретических и практических вопросов, умение четко их формулировать и ясно излагать своими словами.

Таким образом, составление конспекта требует вдумчивой работы, затраты времени и труда. Зато во время конспектирования приобретаются знания, создается

фонд записей.

Конспект может быть текстуальным или тематическим. В **текстуальном конспекте** сохраняется логика и структура изучаемого произведения, а запись ведется в соответствии с расположением материала в книге. За основу тематического конспекта берется не план произведения, а содержание какой-либо темы или проблемы.

Текстуальный конспект желательно начинать после того, как вся книга прочитана и продумана, но это, к сожалению, не всегда возможно. В первую очередь необходимо составить план произведения письменно или мысленно, поскольку в соответствии с этим планом строится дальнейшая работа. Конспект включает в себя тезисы, которые составляют его основу. Но, в отличие от тезисов, конспект содержит краткую запись не только выводов, но и доказательств, вплоть до фактического материала. Иначе говоря, конспект – это расширенные тезисы, дополненные рассуждениями и доказательствами, мыслями и соображениями составителя записи.

Как правило, конспект включает в себя и выписки, но в него могут войти отдельные места, цитируемые дословно, а также факты, примеры, цифры, таблицы и схемы, взятые из книги. Следует помнить, что работа над конспектом только тогда будет творческой, когда она не ограничена текстом изучаемого произведения. Нужно дополнять конспект данными из другими источников.

В конспекте необходимо выделять отдельные места текста в зависимости от их значимости. Можно пользоваться различными способами: подчеркиваниями, вопросительными и восклицательными знаками, репликами, краткими оценками, писать на полях своих конспектов слова: «важно», «очень важно», «верно», «характерно».

В конспект могут помещаться диаграммы, схемы, таблицы, которые придадут ему наглядность.

Составлению **тематического конспекта** предшествует тщательное изучение всей литературы, подобранной для раскрытия данной темы. Бывает, что какая-либо тема рассматривается в нескольких главах или в разных местах книги. А в конспекте весь материал, относящийся к теме, будет сосредоточен в одном месте. В плане конспекта рекомендуется делать пометки, к каким источникам (вплоть до страницы) придется обратиться для раскрытия вопросов. Тематический конспект составляется обычно для того, чтобы глубже изучить определенный вопрос, подготовиться к докладу, лекции или выступлению на семинарском занятии. Такой конспект по содержанию приближается к реферату, докладу по избранной теме, особенно если включает и собственный вклад в изучение проблемы.

Следующим методом самостоятельной работы с книгой является

реферирование на определенную тему. Слово реферат употребляется в двух различных значениях:

1. Краткое изложение содержания книги, научной работы;
2. Доклад за заданную тему на основе критического образа литературных источников.

6. Реферат – это один из самых сложных видов самостоятельной работы с книгой, а для этого следует овладеть более простыми приемами работы – разработкой плана, составлением тезисов и конспектов. Подготовка реферата и выступление с его изложением углубляет знания, расширяет кругозор, приучает логически, творчески мыслить, развивать культуру речи.

При просмотре литературы намечается ориентировочный план реферата, в который включается обычно 3-4 основных вопроса или раздела. Каждом из разделов формулируются подвопросы, помогающие последовательно раскрыть содержание проблемы.

В процессе изучения материала формулировки подвопросов и разделов обычно уточняются. При реферировании следует делать выписки, записывать мысли, возникающие при чтении; следует также точно записывать и определения тех понятий, которые будут использованы в реферате. Из прочитанной литературы нужно заимствовать не буквальный текст, а важнейшие мысли, идеи, теоретические положения; можно цитировать небольшие отрывки, приводить диаграммы, схемы, чертежи, но главное – высказывать собственные соображения по вопросам реферата. Приведенные выше советы следует рассматривать как примерные, предполагающие и другие подходы, поскольку у каждого человека вырабатываются свои приемы и навыки составления рефератов. Большую помощь в работе над рефератом оказывают предисловия к монографиям и сборникам. В них можно найти сведения о цели издания, а также о существующих пробелах в исследовании.

При разработке плана реферата важно учитывать, чтобы каждый его пункт раскрывал одну из сторон избранной темы, а все пункты в совокупности охватывали тему целиком. Различают несколько композиционных решений реферата: во-первых, хронологическое, когда тема раскрывается в исторической последовательности; во-вторых, описательное, при котором тема расчленяется на составные части, в целом раскрывающие определенное явление; в-третьих, аналитическое, когда тема исследуется в ее причинно-следственных связях и взаимозависимых проблемах. Важно следить за тем, чтобы каждый пункт плана был соотнесен с главной темой и не содержал повторения в других пунктах. Важными разделами реферата является вступление и заключение. Во вступлении надо обосновать актуальность темы, обозначить круг

составляющих ее проблем, четко и кратко определить задачу своей работы. В заключении делаются краткие выводы, подводятся итоги. В конце реферата должен быть приложен список литературы.

Поиск информации в Интернете лучше всего начинать с работы в **Интернет-каталоге**.

Один из наиболее полных и хорошо систематизированных каталогов в русскоязычном секторе Интернета. Есть много других Интернет-каталогов: www.yandex.ru, www.list.ru, www.rambler.ru (русскоязычные), www.altavista.com (англоязычный) и др. Выбор каталога зависит от вкусов пользователя, степени проработанности его тематической структуры, скорости доступа к ресурсам каталога и т.д.

2. Чтобы попасть на эту страничку, вам надо вписать URL(адрес) данного сайта в адресную строку вашего Интернет-обозревателя (браузера), которая находится в верхней части окна.

3. Перед вами откроется главная страница поисковой системы, например «Апорт».

4. Находим на этой странице ссылку на подкаталог «Наука и образование» и кликаем на ней мышью. Теперь мы попадаем на следующую страницу каталога, где пользователю предлагается выбрать интересующую его рубрику.

5. Ищем на этой странице ссылку на рубрики. Кликаем на нее. Загружается следующая страница, на которой будут ссылки на подрубрики. Под списком рубрик появятся ссылки на конкретные Интернет-ресурсы. Вы выбираете интересующий вас ресурс (при этом можно пользоваться краткой аннотацией, рейтингом популярности сайта, информацией о времени его последнего обновления) и кликаете на его ссылке. Откроется новое окно браузера, в которое будет загружен выбранный вами сайт.

Помимо **тематического поиска** в любом Интернет-каталоге есть **контекстный поиск**. Попробуем по Интернет-каталогу найти **ссылки** на газету «Нанотехнологии».

1. Набираем в окне браузера адрес любого из русскоязычных каталогов.

2. В появившемся поисковом окне набираем целиком словосочетание, например «газета Нанотехнологии», если система может работать со словосочетаниями, или слово «газета», а потом во втором поиске «география», если такой функции в системе не предусмотрено. Не забудьте только при втором поиске напротив поискового окна поставить галочку «Искать в найденном».

3. Через несколько секунд на экране вашего компьютера появятся первые десять или двадцать ссылок на Интернет-страницы, где поисковая система нашла указанные вами слова. При необходимости после просмотра первой порции ссылок на Интернет-

ресурсы можно перейти к следующим. Ссылки на них вы найдете внизу экрана.

4. Для сохранения интересующих вас Интернет-страниц достаточно кликнуть мышкой на меню «файл» (оно находится в самой верхней части браузера) и выбрать пункт «сохранить как».

5. Появится диалоговое окно, где вам нужно будет указать папку для сохранения данной страницы, вписать имя, под которым она будет сохранена (по умолчанию страница сохраняется под тем же именем, что она имеет в Интернете).

6. Если все указано правильно, смело нажимайте на «ОК», в противном случае выбирайте «Отмену».

Часто бывает так, что всю страницу сохранять необязательно, так как интерес вызывают лишь отдельные ее элементы. Текстовая часть страницы без графики и средств мультимедиа сохраняется как файл языка HTML. Часто имеет смысл сохранять только текст, так как любые графические объекты занимают много места на дискетах и жестких дисках компьютера.

Если вам необходимо сохранить только графические элементы страницы (рисунки, фотографии и т.д.), достаточно кликнуть на интересующей вас картинке правой клавишей мыши. Появится диалоговое окно, в котором следует выбрать пункт «Сохранить рисунок как».

Следует помнить, что вы не сможете редактировать составленные в формате HTML Интернет-страницы. В случае если вам по каким-то причинам нужно **внести** в них **правку**, дополнить своими материалами, включить в готовый текстовый документ, то нужно:

1. Выделить мышью в окне браузера необходимый фрагмент текста (весь текст выделяется после нажатия на команды меню «правка» и «выделить все»);
2. Копировать его (команда «копировать» на вкладке «Правка» / «edit»);
3. Вставить в нужный текстовый файл в программе Word (команда «Вставить» / «Paste»).

Вы также можете **распечатать** нужные вам страницы:

1. Одновременно нажмите клавиши ctrl и P или выберите команду «Печать» / «Print» на вкладке «Файл».
2. Если вам не нужно распечатывать всю страницу, то вы можете распечатать ее фрагмент. Для этого вы выделяете интересующий участок страницы мышью, а в диалоговом окне печати, указывая диапазон печати, выберите пункт «Выделенный фрагмент».

3. Если вы хотите вернуться на предыдущую страницу, достаточно кликнуть мышкой кнопку «Назад», которая находится в левом верхнем углу окна вашего браузера. Обратный шаг можно сделать, нажав на стрелку «Вперед».

Для того чтобы в следующий раз точно попасть на нужную вам страницу Интернета, совсем не обязательно переписывать ее адрес, часто громоздкий и сложный. Достаточно всего лишь добавить ссылку на страницу в папке «Избранное» (она расположена вверху экрана, на рабочей панели браузера).

Если вы хотите запомнить много страниц и к тому же систематизировать их, то направляйтесь на специальный сайт www.zakladki.ru, где вы сможете сохранить гиперссылку на любую Интернет-страницу. В этом случае вы сможете работать не только со ссылками, подобранными вами, но и другими пользователями (при условии, что доступ к ним не закрыт паролем).

В первую очередь нужно обращать внимание на собственно научные труды признанных авторов, которые посоветовали вам преподаватели. Нередко в Интернете выкладываются материалы конференций. Полезным будет поискать специализированные Интернет-журналы и электронные библиотеки. Отсутствие фамилии автора у материала и грамматические ошибки в статье должны насторожить. Используйте подобные материалы как вспомогательные и иллюстративные, но не как основные.

Оформление Интернет-информации:

Как и другие источники информации, сайты обязательно должны быть указаны в списке использованной литературы.

Согласно принятым стандартам оформляется Интернет-источник таким образом: Ссылка на ресурс (не общая ссылка на портал, а именно на страницу с использованным текстом); фамилия и инициалы автора; заглавие статьи, эссе или книги.

Например:

1. www.ntmdt.ru официальный сайт компании NT-MDT здесь можно ознакомиться с каталогами продукции для зондовой микроскопии, установками для исследования лэнгмюровских пленок а так же найти научные публикации.

Иногда преподаватели просят указывать подобные источники отдельным списком, после «традиционных» источников. Например, под заглавием «Ресурсы Интернет».

Разумеется, сайты, где выложены коллекции бесплатных рефератов и готовых студенческих работ, не могут быть вписаны как Интернет-источники. Это вторичная информация, уже переработанная кем-то до вас. Достоверность и актуальность ее под сомнением.