

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

по выполнению лабораторных работ по дисциплине
«Химия»

для студентов направления подготовки
27.03.01 Стандартизация и метрология
Направленность (профиль): «Стандартизация, метрология и управление
качеством»

Ставрополь, 2026

Пояснительная записка

Лабораторный практикум «Химия» предназначен для студентов университета, обучающихся по направлению подготовки 27.03.01-Стандартизация и метрология. При его подготовке учтено возрастание требований к взаимосвязи между теоретической и экспериментальной подготовкой студентов, а также предусмотрено соответствие и интеграция с другими химическими дисциплинами.

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии должен дать студенту правильное понимание взаимосвязи между теорией и практикой эксперимента, закрепить теоретические знания и привить навыки в научной работе с использованием современного оборудования.

Общая и неорганическая химия – это наука, изучающая при помощи экспериментальных методов сущность химических явлений.

Изучение общей и неорганической химии расширяет знания об окружающем нас мире, позволяет более глубоко понять общетеоретические основы органической и биологической химии, а также физиологии животных и растений. Химические методы исследования широко используются в биологии, геологии, медицине и других отраслях знаний. Современные производственные процессы по получению новых веществ и рациональному использованию и выбору наиболее правильных параметров неразрывно связаны с общей и неорганической химии.

Основными задачами курса являются:

1. Изучение основных разделов общей и неорганической химии для более глубокого понимания не только теоретических основ химических дисциплин, но и использования полученных знаний для доказательства материальности и познаваемости мира.

2. Ознакомиться с химическими методами исследования.

3. Научиться анализировать и обобщать изученный материал. Уметь представить результаты опыта, приобрести навыки работы со справочной литературой, овладеть современной символикой и терминологией.

Эффективность освоения этой учебной дисциплины в значительной мере зависит от содержания и постановки лабораторного практикума.

Для выполнения каждой лабораторной работы необходимо:

1) ознакомиться по учебнику с тем разделом общей и неорганической химии, к которому относится данная работа;

2) внимательно прочитать и понять содержание теоретического введения к выполняемой работе; в нем рассматриваются основные закономерности физико-химических процессов, а также формулируется цель работы, которую необходимо отчетливо представлять, чтобы сознательно выполнить экспериментальную работу;

3) ознакомиться с описанием опытов;

4) выполнить опыт;

- 5) составить отчет о работе;
- 6) ответить на контрольные вопросы.

Составление отчета

По окончании работы составляется отчет. В отчете указать номер работы, ее название и дату выполнения, затем написать порядок выполнения работы, основные уравнения и формулы.

Водород и щелочные металлы, магний и щелочноземельные металлы

Лабораторная работа № 1

1. Восстановительные свойства водорода

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

гранулированный цинк;

оксид меди (II) CuO;

две пробирки;

пробка с газоотводной трубкой;

штатив с лапками;

горелка Бунзена;

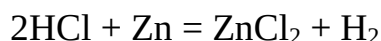
спички;

воронка;

мензурка.

Экспериментальная часть

В пробирку, закрепленную в лапке штатива, налейте 5 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты. Внесите в жидкость 2 – 3 гранулы цинка. В пробирке происходит реакция, приводящая к выделению водорода:

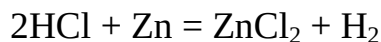


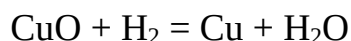
Вставьте в горло пробирки пробку с газоотводной трубкой.

В другую пробирку поместите примерно 0,5 см³ оксида меди (II) CuO. Зажмите пробирку в лапке штатива и опустите в нее конец газоотводной трубки первой пробирки так, чтобы он был над оксидом меди (II) CuO.

Нагрейте с помощью горелки Бунзена пробирку с оксидом меди (II) CuO в том месте, где находится вещество. После появления на стенке пробирки и на поверхности кристаллов оксида меди (II) CuO красного налета меди нагревание прекратите. Дайте пробирке остыть.

Составьте уравнение реакции и укажите ее тип.





2. Взаимодействие натрия с кислородом воздуха

Опыт следует проводить строго по методике. Кусочки щелочного металла нельзя ронять на пол, стол, одежду. *Запрещено приближать лицо к тиглю*, в котором будет происходить реакция, *следует надеть защитные очки*.

Необходимые реактивы и принадлежности

Кусочек натрия или калия ~ 0,2 г;

штатив;

горелка Бунзена;

тигель;

треугольник для тигля;

щипцы;

защитные очки или экран;

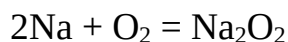
фильтровальная бумага;

спички.

Экспериментальная часть

У лаборанта получите небольшой кусочек натрия, отрезанный ножом от образца, хранящегося под слоем керосина в металлической банке. Обсушите его от следов керосина фильтровальной бумагой и поместите в тигель, размещенный в треугольном креплении в штативе в вытяжном шкафу. Зажгите горелку Бунзена и нагрейте тигель. Сгорая, натрий образует на воздухе пероксид Na_2O_2 . Охладите его.

Напишите уравнение реакции. Сохраните полученный продукт до следующего опыта.



3. Взаимодействие металлического натрия (калия) с водой

Опыт выполняется в защитных очках.

Необходимые реактивы и принадлежности

Кусочек натрия (калия) ~ 0,2 г;

дистиллированная вода;

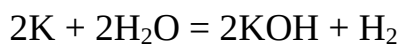
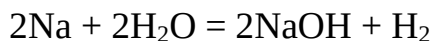
фарфоровая чашка;

фильтровальная бумага;
часовое стекло или воронка;
лакмус или фенолфталеин;
две пробирки.

Экспериментальная часть

Налейте в фарфоровую чашку немного воды и опустите в нее кусочек натрия или калия, взятого у лаборанта и предварительно обсушенного от керосина фильтровальной бумагой. Быстро прикройте чашку часовым стеклом или воронкой, чтобы предотвратить разбрызгивание раствора гидроксида щелочного металла. С помощью индикаторов (лакмус или фенолфталеин) убедитесь в щелочной реакции полученного раствора.

Напишите уравнение протекающей реакции.



4. Окрашивание пламени ионами щелочных металлов (проба Бейльштейна)

Необходимые реактивы и принадлежности

Нихромовая или платиновая проволочка;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
горелка Бунзена;
концентрированные растворы солей лития, натрия и калия;
стеклянная призма с раствором синего индиго;
щипцы;
спички.

Экспериментальная часть

Некоторое время подержите нихромовую или платиновую проволочку в хлороводородной (соляной) кислоте HCl и прокалите ее в пламени горелки. Запишите цвет пламени. Точно так же поступите с солью калия и только потом испытайте, в какой цвет окрасит пламя натрий.

Окрашивание пламени солью калия рассматривайте через стеклянную призму с раствором индиго, который поглощает желтые лучи. Они могут появиться из-за примесей солей натрия, которые маскируют фиолетовую окраску, характерную для калия.

5. Взаимодействие магния с кислотами

Опыты с концентрированной серной H_2SO_4 и азотной HNO_3 кислотами *проводятся в вытяжном шкафу.*

Необходимые реактивы и принадлежности

Стружка магния;

1 моль/л растворы хлороводородной (соляной), серной, азотной кислот;

концентрированная серная кислота;

четыре пробирки;

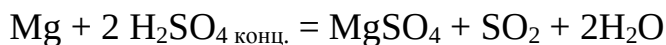
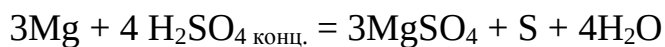
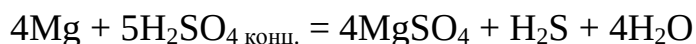
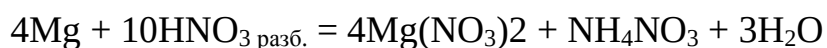
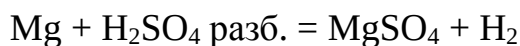
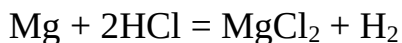
воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

В четыре пробирки опустите по кусочку магниевой стружки. Внесите в первую пробирку 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты, во вторую – такое же количество 1 моль/л раствора серной кислоты, в третью – концентрированный раствор серной кислоты, в четвертую – 1 моль/л раствора азотной кислоты. По окраске и запаху определите выделяющиеся из пробирок газы.

В отчете опишите опыты и напишите уравнения соответствующих реакций.



6. Взаимодействие магния, кальция и их оксидов с водой

Необходимые реактивы и принадлежности

Стружка металлического магния и кусочки кальция;

оксиды магния MgO и кальция CaO ;

1 моль/л раствор хлорида аммония NH_4Cl ;

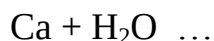
дистиллированная вода;

универсальная индикаторная бумага;

пять пробирок;
горелка Бунзена;
спички.

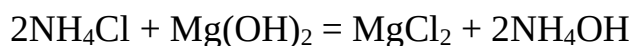
Экспериментальная часть

Поместите в пробирку кусочек металлического кальция и налейте на него воды. Наблюдайте быстрое протекание реакции



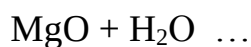
В две пробирки налейте воду и поместите в каждую немного стружки магния. Взаимодействует ли магний с холодной водой? Затем одну пробирку нагрейте, а в другую добавьте раствор хлорида аммония NH_4Cl . Что наблюдается?

В первом случае заметное взаимодействие магния с водой обусловлено увеличением растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при нагревании, а во втором – тем, что хлорид аммония NH_4Cl растворяет защитную пленку $\text{Mg}(\text{OH})_2$, покрывающую поверхность данного металла

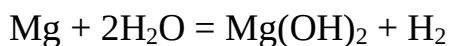
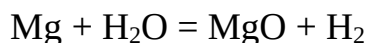
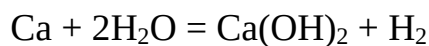


Удаление защитной пленки приводит к бурному взаимодействию магния с водой.

Поместите в две пробирки отдельно немного оксида магния и оксида кальция. Налейте в каждую из них воды. Какие изменения происходят в пробирках? Определите pH полученных растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида кальция (известь, «кипелка») CaO и оксида магния с водой:

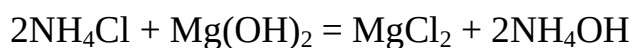


Уравнения реакций к лабораторной работе № 2:

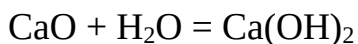


1) заметное взаимодействие магния с водой обусловлено увеличением растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при нагревании

2) добавление хлорида аммония NH_4Cl растворяет защитную пленку $\text{Mg}(\text{OH})_2$, покрывающую поверхность данного металла



Удаление защитной пленки приводит к бурному взаимодействию магния с водой.



7. Получение и свойства гидроксида магния Mg(OH)_2

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор нитрата магния $\text{Mg(NO}_3)_2$;

0,1 и 1 моль/л растворы гидроксида натрия NaOH ;

мензурки;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

две пробирки;

капельницы;

воронки.

Экспериментальная часть

В две пробирки внесите по 5 мл 0,1 Моль/л раствор нитрата магния $\text{Mg(NO}_3)_2$ и такой же объем 0,1 моль/л раствора гидроксида натрия NaOH . Отметьте цвет и характер выпавшего осадка. В одну пробирку прилейте по каплям раствор сильной хлороводородной (соляной) кислоты, в другую – избыток 1 моль/л раствора гидроксида натрия NaOH . В какой из пробирок осадок растворился? Какие кислотнo-основные свойства проявляет гидроксид магния Mg(OH)_2 ?

Напишите в ионно-молекулярной и молекулярной формах уравнения реакций получения гидроксида магния Mg(OH)_2 и его взаимодействия с кислотой.

8. Получение нерастворимых солей щелочноземельных металлов

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

0,1 моль/л раствор сульфата натрия Na_2SO_4 ;

0,1 моль/л раствор ортофосфата калия K_3PO_4 ;

0,1 моль/л растворы хлоридов или нитратов щелочноземельных металлов (кальция, стронция и бария);

девять пробирок;

воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

Возьмите девять пробирок. В три из них налейте по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора карбоната натрия Na_2CO_3 , в следующие три – по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора сульфата натрия Na_2SO_4 , а в последние три – по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствор ортофосфата калия K_3PO_4 . Поочередно в каждую из пробирок добавьте такое же количество 0,1 моль/л растворов хорошо растворимых солей кальция, стронция и бария. В каких случаях выпадали осадки?

Какова растворимость карбонатов, сульфатов и фосфатов щелочноземельных металлов? Как она согласуется с величинами ПР этих веществ? Напишите уравнения реакций Na_2CO_3 , Na_2SO_4 и K_3PO_4 с солями кальция, стронция и бария в ионно-молекулярной и молекулярной формах.

9. Дробное осаждение сульфата CaSO_4 и карбоната кальция CaCO_3

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор хлорида кальция CaCl_2 ;

0,1 моль/л раствор сульфата натрия Na_2SO_4 ;

0,1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

две пробирки;

пипетка.

Экспериментальная часть

Получите сульфат кальция, добавив к 1 – 2 мл 0,1 моль/л раствора CaCl_2 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора сульфата натрия Na_2SO_4 . Дайте раствору отстояться и пипеткой перенесите его осветленную часть в чистую пробирку. В раствор введите 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Что при этом наблюдается?

Напишите уравнения реакций и объясните, почему в растворе после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образуется осадок при действии Na_2CO_3 . Сравните значения ПР сульфата CaSO_4 и карбоната кальция CaCO_3 .

10. Открытие ионов Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} по окрашиванию пламени (проба Бейльштейна)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л растворы хлоридов или нитратов кальция, стронция и бария;

нихромовая или платиновая проволока;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

спички;

горелка Бунзена.

Экспериментальная часть

Очистите поверхность нихромовой или платиновой проволоки погружением ее в раствор концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. Опустите очищенную проволоку в раствор соли кальция, например CaCl_2 , и внесите ее в бесцветное пламя горелки. Точно так же поступите с солями стронция и бария. В какой цвет окрашивается пламя солями щелочноземельных металлов? Наблюдения запишите.

11. Жесткость воды. Умягчение воды

Необходимые реактивы и принадлежности

Водный раствор мыла – стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$;

жесткая вода (возможно водопроводная вода с малыми добавками растворимых солей железа и щелочноземельных металлов – хлоридов и нитратов);

насыщенный раствор сульфата кальция CaSO_4 ;

0,1 моль/л раствор гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

0,1 моль/л раствор гидроксида кальция (гашеная известь) $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

пробирки;

горелка Бунзена;

спички;

воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

А. Термическое умягчение

В пробирку налейте 5 мл жесткой воды и нагрейте ее в пламени горелки. Что наблюдается?

Объясните причину этого явления и напишите уравнения протекающих реакций.

Б. Реагентный (химический) метод умягчения воды

К 3 мл 0,1 моль/л раствора гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ прилейте такое же количество 0,1 моль/л раствора гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

К 3 мл насыщенного раствора сульфата кальция CaSO_4 прилейте 2 мл 1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.

К 2 мл 0,1 моль/л раствора гидрокарбоната кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ добавьте 1 мл насыщенного раствора сульфата кальция CaSO_4 и 3 мл 1 моль/л раствора Na_2CO_3 . Что происходит? Напишите уравнения реакций.

Налейте в пробирку 2 – 3 мл раствора мыла и прибавьте к нему 2 – 3 мл жесткой воды. Перемешайте растворы. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции взаимодействия гидрокарбоната кальция со стеаратом натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$.

Бор, алюминий

Лабораторная работа № 2

1. Получение ортоборной кислоты H_3BO_3 и изучение ее свойств

Необходимые реактивы и принадлежности

Насыщенный раствор тетрабората натрия (буры) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

концентрированная серная кислота;

магниевая лента;

три пробирки;

мензурки;

универсальная индикаторная бумага;

платиновая проволока;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение ортоборной кислоты H_3BO_3

В пробирку поместите 5 – 6 мл насыщенного раствора декагидрата тетрабората натрия (буры) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, добавьте 2 – 3 мл концентрированной серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдайте выпадение белых кристаллов ортоборной кислоты H_3BO_3 .

Напишите уравнение реакции. Солью какой кислоты является тетраборат натрия (бура)? Почему в реакции получается не тетраборная, ортоборная кислота?

Б. Кислотные свойства ортоборной кислоты H_3BO_3

В двух пробирках приготовьте раствор ортоборной кислоты H_3BO_3 . В первую пробирку внесите кусочек магниевой ленты, наблюдайте выделение газообразного вещества. Напишите уравнение реакции магния с ортоборной кислотой H_3BO_3 .

Во второй пробирке определите рН раствора ортоборной кислоты H_3BO_3 с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите схему ее электролитической диссоциации. Чем диссоциация ортоборной кислоты H_3BO_3 отличается от диссоциации других кислот? Какова ее основность?

Сделайте вывод о силе ортоборной кислоты H_3BO_3 , константа диссоциации которой $5 \cdot 10^{-10}$.

В. Окрашивание пламени борной кислотой H_3BO_3

Отрегулируйте пламя горелки так, чтобы оно было большим и почти бесцветным. Предварительно прокаленной платиновой проволокой захватите несколько кристалликов борной кислоты H_3BO_3 и внесите в пламя. При этом пламя окрашивается в зеленый цвет.

2. Гидролиз тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор декагидрата тетрабората натрия (буры) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

пробирка;

универсальная индикаторная бумага;

мензурка.

Экспериментальная часть

В пробирку налейте 1 – 2 мл 1 моль/л раствор декагидрата тетрабората натрия (буры) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и с помощью универсальной индикаторной бумаги определите рН этого раствора.

В отчете напишите уравнения ступенчатого гидролиза тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, учитывая, что на первой ступени образуются ортоборная кислота и

метаборат натрия NaBO_2 , а на второй – ортоборная кислота H_3BO_3 и гидроксид натрия.

3. Получение малорастворимых боратов

Необходимые реактивы и принадлежности

Насыщенный раствор тетрабората натрия (буры) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

1 моль/л раствор нитрата серебра AgNO_3 ;

мензурки;

1 моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;

две пробирки;

воронки.

Экспериментальная часть

В две пробирки внесите по 3 – 4 мл насыщенного раствора тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и добавьте по несколько миллилитров 1 моль/л растворов: в первую – раствор нитрата серебра AgNO_3 , во вторую – раствор сульфата меди (II) CuSO_4 . Наблюдайте выпадение осадков.

Напишите уравнения реакций, учитывая, что в первой пробирке образуется метаборат серебра AgBO_2 , а во второй – гидроксметаборат меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})\text{BO}_2$. Почему во второй пробирке образовалась основная, а не средняя соль?

4. Получение перлов буры

Метабораты хрома $\text{Cr}(\text{BO}_2)_3$, никеля $\text{Ni}(\text{BO}_2)_2$, кобальта $\text{Co}(\text{BO}_2)_2$ и некоторых других металлов имеют стеклообразную структуру и характерную окраску. Эти цветные стекла называются перлами буры. Они используются в анализе и при изготовлении художественных изделий из цветных стекол.

Необходимые реактивы и принадлежности

Тетраборат натрия (бура) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$;

хлориды кобальта $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, хрома CrCl_3 , никеля NiCl_2 , меди CuCl_2 и железа FeCl_2 ;

платиновая проволока с ушком;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички.

Экспериментальная часть

Раскаленной платиновой проволочкой с ушком коснитесь поочередно кристалликов буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и любой соли кобальта, например хлорида кобальта CoCl_2 . Нагрейте полученную на проволоке каплю до однородной стекловидной массы. Таким же способом получите перлы хрома, никеля, меди, и железа.

Напишите уравнения реакций:

- 1) обезвоживания буры и ее разложения до оксида бора B_2O_3 ;
- 2) взаимодействия оксида бора B_2O_3 с солями кобальта, хрома, никеля, меди и железа.

5. Свойства металлического алюминия

Необходимые реактивы и принадлежности

Алюминиевая стружка;

15%-ные растворы хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот;

концентрированные хлороводородная (соляная), серная и азотная кислоты;

девять пробирок;

30%-ный раствор гидроксида натрия;

1%-ный раствор нитрата ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

фильтровальная бумага;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Взаимодействие с разбавленными кислотами

В три пробирки поместите по 5 – 6 мл 15%-ных растворов хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот. В каждую пробирку опустите по небольшому кусочку алюминиевой стружки. Во всех случаях реакция протекает на холоду? Пробирки подогрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Какие газообразные вещества выделяются при взаимодействии алюминия с разбавленными кислотами?

Б. Взаимодействие с концентрированными кислотами

В три пробирки поместите по 3 – 4 мл концентрированных хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот. В каждую опустите по кусочку алюминиевой стружки. С какими кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует? Осторожно нагрейте пробирки. Как влияет нагревание?

Напишите уравнения реакций, учитывая, что при нагревании концентрированная азотная кислота восстанавливается алюминием преимущественно до оксида азота (IV) NO_2 , а серная – до серы S.

В. Взаимодействие со щелочами

В пробирку налейте 2 – 3 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия и добавьте кусочек алюминиевой стружки. Что наблюдается? Почему реакция начинается не сразу?

Напишите уравнения реакций алюминия и оксида алюминия Al_2O_3 со щелочью с образованием гидроксокомплексного соединения $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. В окислительно-восстановительной реакции укажите окислитель.

Г. Взаимодействие с водой

В пробирку с водой опустите кусочек алюминиевой стружки. Наблюдается ли взаимодействие алюминия с водой?

Второй кусочек алюминиевой стружки опустите на 2 – 3 мин в пробирку с 1%-ным раствором нитрата ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. За это время на поверхности алюминия образуется амальгама (раствор алюминия во ртути). Выньте кусочек алюминиевой стружки из пробирки, высушите фильтровальной бумагой и опустите в пробирку с водой. Наблюдайте выделение водорода.

Сравните окислительно-восстановительные потенциалы воды и алюминия, сделайте вывод о возможности взаимодействия алюминия с водой. Напишите уравнения реакций алюминия с нитратом ртути (II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и водой H_2O .

6. Получение и исследование свойств гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;

5%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

две пробирки;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

1 моль/л раствора гидроксида натрия;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

В двух пробирках получите гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействием 2 – 3 мл 1 Моль/л раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с 5%-ным раствором аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, вносимым по каплям. В первой пробирке на осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$ подействуйте 3 – 4 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты, а во второй таким же объемом 1 моль/л раствора гидроксида натрия.

Напишите уравнения реакций и схему диссоциации гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ типу оснований и по типу кислот. Как смещается равновесие этих процессов при добавлении кислоты или щелочи? Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

7. Гидролиз сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;

1 моль/л раствора карбоната натрия Na_2CO_3 ;

Универсальная индикаторная бумага;

две пробирки.

Экспериментальная часть

А. Гидролиз сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH раствора сульфата алюминия.

Напишите уравнения ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярном и ионном виде. Почему гидролиз этой соли не идет до конца?

Б. Совместный гидролиз сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и карбоната натрия Na_2CO_3

В пробирку внесите 3 – 4 мл 1 моль/л раствор сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и добавьте столько же 1 моль/л раствора карбоната натрия Na_2CO_3 . Отметьте выпадение осадка и выделение газа.

Напишите уравнение совместного гидролиза двух солей. Почему в этом случае гидролиз протекает до конца?

Углерод, кремний

Лабораторная работа № 3

1. Получение оксида углерода (IV) CO_2 и его растворение в воде

Необходимые реактивы и принадлежности

Мрамор;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
дистиллированная вода;
установка для получения газа;
универсальная индикаторная бумага;
штатив.

Экспериментальная часть

Соберите простейшую установку для получения оксида углерода (IV) CO_2 или используйте аппарат Кипа. В первом случае применяется колба Вюрца, плотно закрываемая пробкой или 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 положите 3 – 4 маленьких кусочка мрамора, внесите 5 мл дистиллированной воды и 10 мл концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. Быстро закройте реакционный сосуд пробкой, конец газоотводной трубки опустите в пробирку с дистиллированной водой. Пропустите газ 2 – 3 мин, после чего проверьте pH полученного в пробирке раствора универсальной индикаторной бумагой.

Напишите схему равновесия, существующего в водном растворе оксида углерода (IV) CO_2 .

2. Тушение горящей лучинки оксидом углерода (IV) CO_2

Необходимые реактивы и принадлежности

Прибор для получения оксида углерода (IV) CO_2 ;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
мрамор;
лучинка;
спички.

Экспериментальная часть

Заполните оксидом углерода (IV) CO_2 приемную пробирку для сбора газа, опустив в нее отводную трубку от прибора для получения углекислого газа. Зажгите лучинку и внесите ее в приемную пробирку для сбора газа. Лучинка гаснет, так как диоксид углерода (IV) CO_2 не поддерживает горения.

3. Горение магния в оксиде углерода (IV) CO_2

Необходимые реактивы и принадлежности

Прибор для получения оксида углерода (IV) CO_2 ;

мрамор;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

приемная колба для сбора газа;

горелка Бунзена;

щипцы;

песок;

спички.

Экспериментальная часть

Как в предыдущем опыте, получите оксид углерода (IV) CO_2 и заполните им приемную колбу для газа, дно которой покройте сантиметровым слоем песка. Возьмите щипцами кусочек магния, подожгите его в пламени горелки и внесите в приемную колбу, заполненную оксидом углерода (IV) CO_2 . Магний продолжает гореть, при этом слышно характерное потрескивание, а на стенках пробирки оседают частицы угля.

Напишите уравнение реакции горения магния в оксиде углерода (IV) CO_2 .

4. Соли угольной кислоты

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида кальция CaCl_2 ;

1 моль/л раствор хлорида бария BaCl_2 ;

1 моль/л раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;

1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

мензурки;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

1 моль/л раствор гидрокарбоната натрия NaHCO_3 ;

пять пробирок;
универсальная индикаторная бумага;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение нерастворимых солей угольной кислоты

В три пробирки налейте по 4 – 5 мл 1 моль/л растворов солей: в одну – хлорида кальция CaCl_2 , во вторую – хлорида бария BaCl_2 , в третью – нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. В каждую из этих трех пробирок прилейте такой же объем 1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдайте выпадение осадков.

Добавьте к осадкам по каплям концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. Что наблюдается?

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения получения нерастворимых в воде карбонатов и их взаимодействия с хлороводородной (соляной) кислотой.

Б. Гидролиз солей угольной кислоты

В две пробирки налейте 4 – 5 мл 1 моль/л растворов солей: в одну – карбоната натрия Na_2CO_3 , во вторую – гидрокарбоната натрия NaHCO_3 . С помощью универсальной индикаторной бумаги измерьте рН данных растворов.

Напишите в ионно-молекулярном и молекулярном виде уравнения гидролиза карбоната и гидрокарбоната натрия.

5. Взаимодействие кремния со щелочью

Необходимые реактивы и принадлежности

Кремний;
пробирка;
мензурка;
концентрированный раствор гидроксида калия;
воронка.

Экспериментальная часть

Поместите в пробирку приблизительно 0,5 – 1 г порошка кремния и прилейте концентрированный раствор гидроксида калия. Наблюдайте энергичную реакцию их взаимодействия с образованием силиката калия K_2SiO_3 и выделением газообразного водорода H_2 .

Напишите уравнение проведенной реакции.

6. Получение геля кремниевой кислоты

Необходимые реактивы и принадлежности

Концентрированный раствор силиката натрия Na_2SiO_3 ;

пробирка;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

мензурка;

воронка.

Экспериментальная часть

К 4 – 5 мл концентрированного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 добавьте 6 – 7 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты. Наблюдайте образование геля кремниевой кислоты H_2SiO_3 . Напишите уравнение реакции. Объясните, почему формула кремниевой кислоты H_2SiO_3 является условной, каков действительный состав геля?

7. Соли кремниевой кислоты (силикаты)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида бария BaCl_2 ;

1 моль/л раствор хлорида никеля (II) NiCl_2 ;

1 моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;

концентрированный раствор силиката натрия Na_2SiO_3 ;

универсальная индикаторная бумага;

четыре пробирки;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение нерастворимых силикатов

В три пробирки внесите 3 – 4 мл 1 моль/л растворов хлорида бария BaCl_2 , хлорида никеля (II) NiCl_2 и сульфата меди (II) CuSO_4 . Добавьте в каждую пробирку по 2 – 3 мл концентрированного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 .

Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения проведенных реакций, отметьте цвет образовавшихся осадков.

Б. Гидролиз силиката натрия Na_2SiO_3

С помощью универсальной индикаторной бумаги установите pH насыщенного раствора силиката натрия Na_2SiO_3 .

Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнение гидролиза.

Объясните, почему pH раствора Na_2SiO_3 более высокий, чем раствора Na_2CO_3 .

Азот и фосфор

Лабораторная работа № 4

1. Получение азота разложением нитрита натрия NH_4NO_2

Необходимые реактивы и принадлежности

Насыщенный раствор нитрита натрия NaNO_2 ;

насыщенный раствор хлорида аммония NH_4Cl ;

колба Вюрца;

капельная воронка;

водяной холодильник;

аллонж и приемник;

лучинка;

горелка Бунзена;

спички.

Экспериментальная часть

В колбу Вюрца поместите 15 мл насыщенного раствора нитрита натрия NaNO_2 . Нагрейте содержимое колбы почти до кипения, а затем очень осторожно через капельную воронку, вставленную сверху (в горло) колбы Вюрца, небольшими порциями прилейте 15 мл насыщенного раствора хлорида аммония NH_4Cl . Соберите выделяющийся газ в приемник методом вытеснения воды. Внесите зажженную лучинку в приемник с газом. Лучинка гаснет, так как азот не поддерживает горения.

Напишите уравнение реакции получения азота, учитывая, что сначала по обменной реакции образуется нитрит аммония NH_4NO_2 , который при нагревании разлагается на воду и азот.

2. Получение и обнаружение аммиака NH_3

Необходимые реактивы и принадлежности

Хлорид аммония NH_4Cl ;

гранулированный гидроксид натрия;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
пробирка;
горелка Бунзена;
универсальная индикаторная бумага;
стеклянная палочка;
микрошпатель;
спички.

Экспериментальная часть

С помощью микрошпателя поместите в пробирку немного кристаллического хлорида аммония NH_4Cl и добавьте немного гранулированного гидроксида натрия. Смесь осторожно нагрейте на горелке.

Выделение аммиака установите с помощью влажной универсальной индикаторной бумаги или с помощью стеклянной палочки, смоченной концентрированной хлороводородной (соляной) кислотой.

Напишите уравнения реакций образования аммиака NH_3 и белого «дыма» NH_4Cl около стеклянной палочки.

3. Восстановительные свойства аммиака NH_3

Необходимые реактивы и принадлежности

25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
бромная вода;
0,1 моль/л раствор перманганата калия KMnO_4 ;
две пробирки;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

Возьмите две пробирки. В одну налейте 2 – 3 мл бромной воды, а в другую – такое же количество 0,1 моль/л раствора перманганата калия KMnO_4 . В

каждую пробирку добавьте по 3 – 4 мл 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Растворы слегка подогрейте до изменения окраски в обеих пробирках.

Напишите уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций, учитывая, что в каждой аммиак окисляется до свободного азота N_2 , а во второй пробирке образуется осадок бурого цвета оксида марганца (IV) MnO_2 .

4. Окислительно-восстановительные свойства нитритов

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор нитрита калия KNO_2 ;

1 моль/л раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;

мензурки;

1 моль/л раствор серной кислоты;

1 моль/л раствор йодида калия KI ;

две пробирки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Окислительные свойства нитритов

Внесите в пробирку 2 – 4 мл 1 моль/л раствора йодида калия KI и столько же 1 моль/л раствора серной кислоты. Добавьте 2 – 4 мл 1 моль/л раствора нитрита калия KNO_2 . Чем вызвано побурение раствора?

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: а) нитрита калия KNO_2 с йодидом калия KI в присутствии серной кислоты, учитывая, что KNO_2 восстанавливается до оксида азота (II) NO , а йодид калия KI окисляется до свободного йода I_2 ; б) окисления образующегося оксида азота (II) NO кислородом воздуха на выходе из пробирки. Первую реакцию уравняйте методом полуреакций.

Б. Восстановительные свойства нитритов

2 – 3 мл 1 моль/л раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в пробирке подкислите 1 мл концентрированной серной кислоты и добавьте 4 – 6 мл 1 моль/л раствора нитрита калия KNO_2 . Отметьте изменение окраски раствора вследствие перехода Cr(VI) в Cr(III) . Как изменилась степень окисления атома азота?

Напишите соответствующие электронные и молекулярные уравнения реакции. Объясните причину окислительно-восстановительной двойственности нитритов.

5. Окислительные свойства азотной кислоты HNO_3

Необходимые реактивы и принадлежности

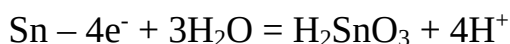
Концентрированная азотная кислота;
0,1 моль/л раствор азотной кислоты;
гранулированное олово;
два железных гвоздя;
насыщенный раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;
0,1 моль/л раствор сульфата железа (II) FeSO_4 ;
0,1 моль/л раствор роданида аммония NH_4SCN ;
дистиллированная вода;
наждачная бумага
фильтровальная бумага;
пять пробирок;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Концентрированная азотная кислота HNO_3 конц

1. В пробирку поместите кусочек гранулированного олова и прилейте 3 – 4 мл концентрированной азотной кислоты. Наблюдайте цвет выделяющегося газа под тягой.

Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций, имея в виду, что олово при этой реакции окисляется в оловянную кислоту H_2SnO_3 :



2. Тщательно очистите два железных гвоздя от ржавчины, помойте их водой и вытрите досуха фильтровальной бумагой. Осторожно погрузите один гвоздь в пробирку с концентрированной азотной кислотой HNO_3 конц.

В две пробирки налейте 3 - 4 мл насыщенного раствора сульфата меди (II) CuSO_4 . Через 3 – 4 мин осторожно выньте гвоздь из азотной кислоты и погрузите его в раствор CuSO_4 .

Одновременно во вторую пробирку с таким же количеством насыщенного раствора сульфата меди (грузите второй гвоздь, не обработанный концентрированной азотной кислотой. Наблюдайте, в какой из пробирок протекает реакция восстановления меди. Какая пленка защищает металл от дальнейшего окисления, т.е. пассивирует его? Напишите уравнения реакций.

Б. Разбавленная азотная кислота HNO_3 разб

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл свежеприготовленного 0,1 моль/л раствора сульфата железа (II) FeSO_4 . В одну из них добавьте такой же объем 0,1 моль/л раствора азотной кислоты, прокипятите раствор в течение 2 – 3 мин. и затем охладите. В обе пробирки введите по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора роданида аммония NH_4SCN . Почему раствор окрашивается в красный цвет только в одной пробирке?

Составьте соответствующие уравнения реакций.

6. Окислительные свойства нитрата калия KNO_3

Необходимые реактивы и принадлежности

Нитрат калия KNO_3 ;

гранулированный гидроксид калия;

оксид марганца (IV) MnO_2 ;

тигель;

горелка Бунзена;

спички;

треножник;

асбестовая сетка;

микрошпатель.

Экспериментальная часть

В тигель поместите с помощью шпателя немного кристаллического нитрата калия KNO_3 и несколько гранул гидроксида калия. Расплавьте смесь на пламени горелки и добавьте в нее немного оксида марганца (IV) MnO_2 .

Наблюдайте образование в расплаве манганата калия K_2MnO_4 , имеющего красивую окраску цвета морской волны или бирюзы.

Составьте уравнение реакции, подберите коэффициенты методом полуреакций.

7. Взаимодействие фосфорного ангидрида P_2O_5 с водой

Необходимые реактивы и принадлежности

Оксид фосфора (V) P_2O_5 ;

дистиллированная вода;

индикатор лакмус;

пробирка;

микрошпатель;

мензурка.

Экспериментальная часть

Налейте в пробирку 5 – 10 мл дистиллированной воды, добавьте 2 – 3 капли индикатора лакмуса и внесите с помощью микрошпателя немного оксида фосфора (V) P_2O_5 . При растворении оксида фосфора (V) P_2O_5 в воде слышится сильное шипение, цвет раствора становится красным в результате образования метафосфорной кислоты HPO_3 .

Напишите уравнение проведенной реакции.

8. Осаждение малорастворимых фосфатов серебра

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор нитрата серебра $AgNO_3$;

1 моль/л раствор динатрийфосфата Na_2HPO_4 ;

три пробирки;

1 моль/л раствор пирофосфата натрия $Na_2H_2P_2O_7$;

1 моль/л раствор метафосфата натрия $NaPO_3$;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора нитрата серебра $AgNO_3$ и прилейте последовательно следующие 1 моль/л растворы: в первую

пробирку - динатрий фосфата Na_2HPO_4 ; во вторую – пирогосфата натрия $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$; в третью – метафосфата натрия NaPO_3 . В первой пробирке выпадает желтый осадок, а в остальных двух образуются белые осадки соответствующих фосфатов серебра, так как произведения растворимости этих соединений очень малы.

Составьте уравнения соответствующих реакций.

9. Гидролиз фосфата натрия Na_3PO_4

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор фосфата Na_3PO_4 ;
пробирки;
универсальная индикаторная бумага;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку налейте 4 – 5 мл 1 Моль/л раствор фосфата Na_3PO_4 и с помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH этого раствора.

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза этой соли. Используя табличные значения констант ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты ($K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$), вычислите константу гидролиза и степень гидролиза в этом растворе по каждой ступени.

Приведите все уравнения реакций и все расчеты. Укажите, какая из ступеней гидролиза имеет практическое значение, и какие можно в общем случае не учитывать.

Сера и ее соединения

Лабораторная работа № 5

1. Окислительно-восстановительные свойства серы

Необходимые реактивы и принадлежности

Порошок серы;
порошок цинка;
концентрированная азотная кислота;
1 моль/л раствор хлорида бария BaCl_2 ;

две пробирки;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
микрошпатель;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Окислительные свойства серы

В сухую пробирку насыпьте 3 г смеси порошков цинка (или алюминия, железа) с серой в соотношении 1 : 2. Пробирку нагрейте на пламени горелки (**в вытяжном шкафу**). При этом образуется белый порошок сульфида цинка ZnS.

Б. Восстановительные свойства серы

В пробирку насыпьте один микрошпатель порошка серы и добавьте 5-6 мл концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте на пламени горелки (**в вытяжном шкафу**) до полного исчезновения серы. Какой газ при этом выделяется? К полученному раствору добавьте 1 – 2 мл 1 моль/л раствора хлорида бария BaCl₂. На присутствие какого иона указывает образование белого осадка?

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции взаимодействия серы с азотной кислотой. Сделайте общий вывод о химических свойствах серы.

2. Сероводород H₂S и его свойства

Необходимые реактивы и принадлежности

Сульфид железа (II) FeS;
0,1 моль/л раствор перманганата калия KMnO₄;
0,1 моль/л раствор дихромата калия K₂Cr₂O₇;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
мензурка;
концентрированная серная кислота;
дистиллированная вода;

аппарат Кипа;
две пробирки;
химический стакан;
универсальная индикаторная бумага;
воронка.

Экспериментальная часть

А. Получение сероводорода H_2S

Для получения сероводорода используйте аппарат Кипа. Колбу-реактор заполните на треть мелкими кусочками сульфида железа (II) FeS . В воронку залейте концентрированную хлороводородную (соляную) кислоту. Откройте кран на отводной трубке. Кислота поступает в колбу-реактор, и начинается реакция. Выделяющийся газ пропустите через воду для насыщения ее сероводородом H_2S и получения сероводородной воды.

Напишите уравнения реакции получения сероводорода H_2S .

Б. Восстановительные свойства H_2S

В две пробирки внесите по 5 мл 0,1 моль/л растворов перманганата калия KMnO_4 и дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Растворы подкислите 1 мл концентрированной серной кислоты и в каждую из пробирок добавьте по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора.

Объясните изменение окраски растворов, напишите уравнения реакций. Коэффициенты перед веществами найдите методом полуреакций.

В. Кислотные свойства сероводорода H_2S

Что представляет собой водный раствор H_2S , какие молекулы и ионы находятся в этом водном растворе? С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH сероводородной воды.

Напишите схемы двух степеней диссоциации H_2S в растворе и выражения для расчета констант диссоциации по обеим ступеням. Сделайте вывод о силе сероводородной кислоты.

3. Получение сульфидов и изучение их растворимости

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата цинка ZnSO_4 ;
1 моль/л раствор сульфата марганца (II) MnSO_4 ;
1 моль/л раствор нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;

1 моль/л раствор хлорида сурьмы (III) SbCl_3 ;
пять пробирок;
мензурки;
1 моль/л раствор хлорида бария BaCl_2 ;
1 моль/л раствор сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ или натрия Na_2S ;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
концентрированная азотная кислота;
воронки.

Экспериментальная часть

A. Получение сульфидов

В пять пробирок поместите по 4-5 капель 1 моль/л растворов сульфата цинка ZnSO_4 ; сульфата марганца (III) MnSO_4 , нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, хлорида сурьмы (III) SbCl_3 и хлорида бария BaCl_2 . В каждую пробирку добавьте такое же количество 1 моль/л раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ или натрия Na_2S . В каких пробирках выпал осадок? Отметьте окраску полученных осадков и напишите уравнения реакций их получения. Полученные сульфиды сохраните для следующего опыта.

Б. Исследование растворимости сульфидов в хлороводородной (соляной) кислоте

В пробирки с полученными в предыдущем опыте сульфидами добавьте 1-2 мл концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты и отметьте, в каких пробирках наблюдается растворение осадков.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и в ионно-молекулярном виде.

В. Исследование растворимости сульфидов в азотной кислоте

В пробирках, в которых осадки сульфидов не растворились в хлороводородной (соляной) кислоте, добавьте 1 – 2 мл концентрированной азотной кислоты. Отметьте выделение газа (какого?).

Напишите уравнения реакций, коэффициенты перед веществами найдите методом полуреакций.

4. Изучение свойств соединений серы (IV)

Необходимые реактивы и принадлежности

Сульфит натрия Na_2SO_3 ;
1 моль/л раствор сульфита натрия Na_2SO_3 ;

0,1 моль/л раствор перманганата калия KMnO_4 ;

1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;

мензурки;

три пробирки;

горелка Бунзена; спиртовка;

спички;

микрошпатель;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Восстановительные свойства сульфита натрия Na_2SO_3

В пробирку с 5 – 6 мл 0,1 моль/л раствора перманганата калия KMnO_4 добвьте 3 – 4 мл 1 моль/л раствора серной кислоты и с помощью микрошпателя немного сульфита натрия Na_2SO_3 . Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции, коэффициенты найдите методом полуреакций.

Б. Диспропорционирование сульфита натрия Na_2SO_3

Поместите микрошпателем в сухую пробирку немного сульфита натрия Na_2SO_3 и нагрейте в пламени газовой горелки в течение 4 – 5 мин. После того как пробирка остынет растворите ее содержимое в воде. Полученный раствор разделите на две части. К первой части добавьте реактив для обнаружения сульфид ионов. Какое другое соединение образуется при диспропорционировании сульфита натрия Na_2SO_3 и как его обнаружить?

Напишите уравнения реакций.

В. Окислительные свойства сульфита натрия Na_2SO_3

В 3 – 4 мл свежеприготовленного 1 моль/л раствора сульфита натрия Na_2SO_3 добавьте такое же количество 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте образование осадка. Какую функцию проявляет сульфит по отношению к сульфиду?

Какие свойства – окислительные или восстановительные – выражены сильнее у сульфита натрия Na_2SO_3 и других соединений серы (IV)?

5. Взаимодействие серной кислоты с металлами

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор серной кислоты;

кусочки магния, цинка и меди;
концентрированная серная кислота;
шесть пробирок.

Экспериментальная часть

Подействуйте на магний, цинк и медь в тех пробирках 1 моль/л раствором серной кислоты. Напишите уравнения реакций H_2SO_4 с магнием и цинком. Почему разбавленная серная кислота не взаимодействует с медью?

Повторите опыт, подействовав на эти же металлы концентрированной серной кислотой (опыт ***проводится под тягой***), наблюдайте выделение газов в первой и третьей пробирках (определите газы по их запаху) и образование белого осадка во второй.

Напишите уравнения реакций, подберите коэффициенты методом полуреакций. Сформулируйте главное отличие концентрированной серной кислоты от разбавленной в окислительно-восстановительных реакциях с металлами.

6. Гидролиз солей, содержащих серу

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Мол/л раствор сульфида натрия Na_2S ;
1 моль/л раствор сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;
1 моль/л раствор сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
1 моль/л раствор сульфита натрия Na_2SO_3 ;
1 моль/л раствор сульфата цинка ZnSO_4 ;
шесть пробирок;
мензурка;
воронки;
1 моль/л раствор сульфата кадмия CdSO_4 ;
1 моль/л раствор сульфата натрия Na_2SO_4 ;
1 моль/л раствор сульфата калия K_2SO_4 ;
1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;
1 моль/л раствор гидроксида натрия NaOH ;
универсальная индикаторная бумага;

микропипетка.

Экспериментальная часть

А. Обратимый гидролиз сульфидов

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанесите по капле 1 моль/л растворов сульфида натрия Na_2S и сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Определите pH этих растворов, напишите уравнения реакций гидролиза, сделайте вывод о полноте гидролиза этих соединений.

Б. Необратимый гидролиз сульфида алюминия Al_2S_3

В 3 – 4 мл 1 моль/л раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ прибавьте такое же количество 1 моль/л раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Наблюдайте выпадение осадка. Проверьте отношение полученного осадка к 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты и гидроксида натрия, предварительно разделив его на две части.

Напишите уравнения реакций гидролиза сульфида алюминия Al_2S_3 и взаимодействия полученного осадка с кислотой и щелочью.

В. Обратимый гидролиз сульфитов

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH 1 моль/л раствора сульфита натрия Na_2SO_3 .

Сделайте вывод и напишите в ионном и молекулярном виде уравнения гидролиза.

Г. Необратимый гидролиз сульфита алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$

В 3 – 4 мл 1 моль/л раствора сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ прибавьте такое же количество 1 моль/л раствора сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдайте выпадение осадка и выделение газа.

Напишите уравнение реакции.

Д. Обратимый гидролиз сульфатов

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH 1 моль/л растворов сульфата цинка ZnSO_4 , алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и кадмия CdSO_4 .

Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Проведите аналогичный опыт с 1 моль/л растворами сульфатов натрия Na_2SO_4 и калия K_2SO_4 . Почему гидролиз этих солей не наблюдается?

7. Реакция тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;

пробирка;

1 моль/л раствор серной кислоты;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

Внесите в пробирку 5 – 6 мл 1 моль/л раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 3 – 4 мл водного раствора серной кислоты. Отметьте выпадение осадка серы и по запаху определите, какой газ выделяется.

Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель. Сравните структуру тиосерной и серной кислот.

Галогены

Лабораторная работа № 6

1. Получение галогенов (проводится только в вытяжном шкафу)

Необходимые реактивы и принадлежности

Хлорид калия KCl ;

бромид калия KBr ;

йодид калия KI ;

концентрированная серная кислота;

мензурки;

1 моль/л раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;

перманганат калия KMnO_4 ;

три пробирки;

шпатель;

воронки.

Экспериментальная часть

В три сухие пробирки внести с помощью микрошпателя немного кристаллических солей KCl , KBr и KI и такое же количество окислителя – перманганата калия KMnO_4 . Вещества в пробирках перемешайте встряхиванием. Во все пробирки добавьте по 2-3 мл концентрированной

серной кислоты и наблюдайте выделение газообразного хлора Cl_2 , брома Br_2 и йода I_2 , отличающихся окраской. Галогены являются ядовитыми веществами, поэтому опыт следует **проводить в вытяжном шкафу**.

Убедившись в протекании реакции, в пробирки внести по 5-6 мл 1 моль/л раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, который подавляет выделение галогенов, восстанавливая их до безвредных галогенидов.

Напишите уравнения проведенных реакций и укажите окраску галогенов. Все реакции уравнивайте методом полуреакций.

В выводе сформулируйте сущность лабораторного метода получения галогенов и объясните, почему этот метод неприменим для получения фтора.

2. Окислительные свойства галогенов (проводится в вытяжном шкафу)

Необходимые реактивы и принадлежности

Бромная вода;

порошок цинка или алюминия;

раствор йода в насыщенном растворе йодида калия (KI);

кристаллический йод I_2 ;

мензурки;

дистиллированная вода;

две пробирки;

керамическая пластинка;

пипетка;

микрошпатель;

воронка.

Экспериментальная часть

А. В пробирку налейте 3-4 мл бромной воды, всыпьте в нее микрошпателем порошок цинка или алюминия и встряхните. Почему раствор обесцветился? Составьте уравнение реакции.

Б. В пробирку налейте 3-4 мл раствора йода I_2 в насыщенном растворе йодида калия (KI), всыпьте в нее микрошпателем порошок цинка или алюминия и встряхните содержимое пробирки. Объясните, почему раствор обесцветился? Составьте уравнение реакции.

В. На керамической пластинке смешайте порошок йода с алюминиевой пудрой в весовом отношении 14 : 1 и соберите смесь в виде горки. В середине

горки сделайте небольшое углубление и налейте в него из пипетки несколько капель дистиллированной воды. Сначала появляется легкий дымок, затем смесь раскаляется, вырывается яркое пламя и выделяется большое количество фиолетовых паров йода. Рассматриваемая реакция образования йодида алюминия AlI_3 происходит только в присутствии воды, которая играет роль катализатора.

Напишите уравнение проведенной реакции.

3. Сравнение окислительной активности свободных галогенов (проводится в вытяжном шкафу)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор бромид натрия $NaBr$;

1 моль/л раствора йодида калия KI ;

хлорная вода;

бромная вода;

бензол или бензин;

три пробирки; стеклянная палочка;

фильтровальная бумага.

Экспериментальная часть

В одну пробирку внесите 2-3 мл 1 моль/л раствора бромид натрия $NaBr$, а две другие – 2-3 мл 1 моль/л раствора йодида калия KI . Во все три пробирки добавьте по 1-2 мл бензола или бензина. В первые две пробирки с растворами бромид натрия и йодида калия внесите по 2-3 мл хлорной воды, а в последнюю пробирку с раствором йодида калия – столько же бромной воды. Содержимое пробирок тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Палочку каждый раз промывайте тщательно водой и вытирайте фильтровальной бумагой. По окраске бензольного или бензинового кольца определите, какой галоген выделился в каждой пробирке.

Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимного вытеснения галогенов. В каждом случае укажите окислитель и восстановитель. Расположите галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Объясните последовательность расположения галогенов по их реакционной способности.

4. Получение галогеноводородов

Необходимые реактивы и принадлежности

Хлорид натрия $NaCl$;

бромид натрия NaBr;

йодид натрия NaI;

концентрированная серная кислота;

концентрированная ортофосфорная кислота H_3PO_4 ;

горелка Бунзена;

спички;

три пробирки;

микрошпатель;

универсальная индикаторная бумага.

Экспериментальная часть

А. Получение хлороводорода HCl (проводится в вытяжном шкафу)

В сухую пробирку внесите с помощью микрошпателя немного кристаллического хлорида натрия NaCl и добавьте 4-5 мл концентрированной серной кислоты. Вспучивание хлорида натрия и выделение газа свидетельствуют о протекании реакции. Поднесите к пробирке смоченную водой универсальную индикаторную бумагу и наблюдайте изменение ее окраски.

Напишите уравнение реакции и объясните изменение окраски индикатора. Объясните, почему в опыте используется твердый хлорид натрия NaCl и концентрированная серная кислота.

Б. Получение бромоводорода HBr и йодоводорода HI

В две сухие пробирки внесите с помощью микрошпателя немного кристаллических солей: бромид натрия NaBr и NaI. Добавьте к ним по 4-5 мл концентрированной ортофосфорной кислоты H_3PO_4 . Пробирки слегка подогрейте на пламени горелки. Вспучивание солей и выделение газов свидетельствуют о протекании реакции.

Смочите водой универсальную индикаторную бумагу и подержите ее у отверстия пробирок, наблюдайте изменение ее окраски.

Объясните изменение окраски универсальной индикаторной бумаги, напишите уравнения реакций. Объясните, почему в этом опыте используется не серная кислота (как при получении хлороводорода), а ортофосфорная H_3PO_4 .

5. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов (проводится в вытяжном шкафу)

Необходимые реактивы и принадлежности

Хлорид натрия NaCl:

бромид калия KBr;

йодид калия KI;

концентрированная серная кислота;

индикаторная бумага, смоченная ацетатом свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$;

три пробирки;

микрошпатель.

Экспериментальная часть

В три пробирки соответственно поместите с помощью микрошпателя немного хлорида натрия NaCl, бромида калия KBr и йодида калия KI.

В каждую пробирку добавьте по 2-4 мл концентрированной серной кислоты.

В первой пробирке выделяется бесцветный хлористый водород, который с влагой воздуха образует хорошо заметный белый туман. Во второй пробирке сначала виден белый туман, образуемый бромистым водородом. Однако в результате окисления бромистого водорода серной кислотой очень быстро появляются красно-бурые пары брома Br_2 . В третьей пробирке вследствие окислительно-восстановительной реакции приливание серной кислоты сразу вызывает выделение йода I_2 . Содержимое пробирки окрашивается сначала в бурый цвет, затем появляются фиолетовые пары йода I_2 и ощущается запах сероводорода H_2S . Выделение H_2S можно обнаружить с помощью фильтровальной бумаги, смоченной раствором ацетата свинца $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Pb}$.

Напишите уравнения реакций взаимодействия хлорида, бромида и йодида с концентрированной серной кислотой H_2SO_4 конц в начале опыта и уравнения вторичных процессов. Расположите галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности. В чем проявилось различие восстановительных свойств галогеноводородов и чем это объясняется?

6. Качественные реакции на галогенид-ионы

Образование осадков AgCl, AgBr и AgI является характерной реакцией на галогенид-ионы.

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида натрия NaCl:

1 моль/л раствор бромида калия KBr;

1 моль/л раствор йодида калия KI;

0,1 моль/л раствор нитрата серебра AgNO_3 ;

три пробирки.

Экспериментальная часть

В три пробирки налейте по 1-2 мл 1 моль/л растворов хлорида натрия NaCl , бромида калия KBr и йодида калия KI . Добавьте к ним по 4-5 мл 0,1 моль/л раствора нитрата серебра AgNO_3 . Обратите внимание на вид и цвет выпавших осадков.

Напишите в ионно-молекулярной и молекулярной формах уравнения проведенных реакций.

7. Исследование окислительных свойств хлората калия KClO_3 (проводится в вытяжном шкафу)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствора хлората калия KClO_3 ;

кристаллический хлорат калия KClO_3 ;

1 моль/л раствор йодида калия KI ;

1 моль/л раствор серной кислоты;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

диоксид марганца MnO_2 ;

гранулированный гидроксид калия;

две пробирки;

микрошпатель;

тигель;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

тренога;

асбестовая сетка;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Взаимодействие с йодидом калия KI

В пробирку внесите 4-5 мл 1 моль/л раствора KI, прибавьте 2-3 мл 1 моль/л раствора хлората калия KClO_3 и 3-4 мл 1 моль/л раствора серной кислоты. Наблюдайте появление бурой окраски раствора.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

Б. Окисление соляной кислоты (под тягой)

В пробирку поместите с помощью микрошпателя немного кристаллического хлората калия KClO_3 и прибавьте 2-3 мл концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. Наблюдайте выделение газа, обратите внимание на его окраску.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Коэффициенты в уравнении реакции подберите методом электронного баланса.

В. Окисление оксида марганца (IV) MnO_2

В сухом фарфоровом тигле смешайте по одному микрошпателю хлората калия KClO_3 и диоксида марганца MnO_2 и внесите в смесь одну гранулу твердого гидроксида калия. На пламени горелки доведите смесь до расплавленного состояния и нагрейте несколько минут. Наблюдайте изменение окраски, что свидетельствует об окислении MnO_2 .

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что зеленый цвет продукта свидетельствует об образовании манганата калия K_2MnO_4 . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции с помощью метода электронного баланса.

Хром. Марганец

Лабораторная работа № 7

1. Взаимодействие хрома с кислотами

Необходимые реактивы и принадлежности

Кусочки хрома;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

две пробирки;

воронки;

мензурки на 10 мл.

Экспериментальная часть

В две пробирки поместите по 1 – 2 мл концентрированных растворов хлороводородной (соляной) и азотной кислот, в каждую опустите по кусочку металлического хрома. Наблюдайте выделение в первой пробирке газа и появление голубой окраски характерной для иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Наблюдается ли взаимодействие хрома с азотной кислотой?

Напишите уравнение реакции с хлороводородной кислотой. Объясните, какое действие на хром оказывает концентрированная азотная кислота.

2. Осаждение гидроксида хрома (II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$

Необходимые реактивы и принадлежности

Гранулированный цинк;

1 моль/л раствор хлорида хрома (III) CrCl_3 ;

5 моль/л раствор гидроксида натрия;

воронки;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

бензол;

пробирка;

мензурки на 10 мл.

Экспериментальная часть

В пробирку поместите несколько гранул цинка, прилейте 3 – 4 мл раствора хлорида хрома (III) CrCl_3 , 1 мл концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты и 1 мл бензола (для предохранения раствора от соприкосновения с воздухом). Через несколько минут в результате восстановления $\text{Cr}(\text{III})$ до $\text{Cr}(\text{II})$, протекающего по уравнению: $2\text{CrCl}_3 + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{CrCl}_2$, зеленый цвет раствора меняется на ярко синий.

После этого добавьте к полученному раствору по каплям 5 моль/л раствор гидроксида натрия NaOH . Выпадает осадок гидроксида хрома(II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$. Осадок должен иметь желтый цвет, однако, как правило, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ имеет буроватую окраску вследствие частичного окисления $\text{Cr}(\text{II})$ до $\text{Cr}(\text{III})$ кислородом, оставшимся в пробирке.

Напишите уравнение реакции получения гидроксида хрома(II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$. Что произойдет при воздействии на него кислорода воздуха? Напишите соответствующее уравнение реакции.

3. Осаждение ацетата хрома (II) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$

Необходимые реактивы и принадлежности

Гранулированный цинк;

1 моль/л раствор хлорида хрома (III) CrCl_3 ;

насыщенный раствор ацетата натрия CH_3COONa ;

воронки;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

бензол;

пробирка;

мензурки.

Экспериментальная часть

Методика проведения эксперимента такая же, как в предыдущем опыте. Однако, когда раствор в пробирке в результате восстановления Cr(III) до Cr(II) станет синим прилейте к нему не раствор щелочи, а насыщенный раствор ацетата натрия CH_3COONa . При этом выпадает ярко-красный осадок ацетата хрома(II) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Напишите уравнении реакции получения осадка ацетата хрома(II) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

4. Получение и свойства оксида хрома (III) Cr_2O_3

Необходимые реактивы и принадлежности

Дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

карбонат калия K_2CO_3 ;

1 моль/л раствор гидроксида натрия;

фарфоровая чаша;

фарфоровый тигель;

две пробирки;

горелка Бунзена;

спички;

треножник;

асбестовая сетка;

воронки;
мензурки.

Экспериментальная часть

В фарфоровую чашку поместите горкой кристаллический дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Зажженной спичкой прикоснитесь к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции? Напишите схему реакции, учитывая, что продуктами разложения являются оксид хрома (II) Cr_2O_3 , свободный молекулярный азот N_2 и вода. Расставьте коэффициенты в реакции реакции методом электронного баланса. Какое природное явление в уменьшенном масштабе оно напоминает? Какой цвет имеет полученный оксид?

Проверьте действие на оксид хрома (II) кислоты и щелочи. Для этого немного Cr_2O_3 поместите в две пробирки. В одну добавьте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты, а в другую – 2 – 3 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия.

Небольшую часть полученного оксида хрома (III) поместите в фарфоровый тигель, добавьте равный объем карбоната калия K_2CO_3 и сплавьте смесь. Охладите продукт сплавления, растворите его в воде. Отметьте цвет раствора. Напишите уравнение реакции оксида хрома (III) Cr_2O_3 с карбонатом калия K_2CO_3 с образованием хромита калия KCrO_2 . Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах оксида хрома (III) Cr_2O_3 .

5. Получение и свойства гидроксида хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида хрома (III) CrCl_3 ;
10%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
1 моль/л раствор гидроксида натрия;
воронки;
1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;
горелка Бунзена;
щипцы;
три пробирки;
спички.

Экспериментальная часть

Напишите в пробирку 3 – 4 мл 1 моль/л раствора хлорида хрома (III) CrCl_3 и прибавьте к нему по каплям 10%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до

образования серо-зеленого осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Распределите осадок в две пробирки. В одну прилейте 2 – 3 мл 1 моль/л раствор гидроксида натрия, а в другую – 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты. В обоих случаях осадок растворяется с образованием растворов зеленого цвета.

В отчете напишите уравнения реакций получения гидроксида хрома (III), его взаимодействия с хлороводородной (соляной) кислотой и щелочью, учитывая, что и в том и в другом случае образуются комплексные соли: хлорид гексааквахрома (III) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]\text{Cl}_3$ и гексагидроксохромат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ (сохраните этот раствор для опыта 6). Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Поместите в пробирку немного раствора гексагидроксохромата натрия $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ и прокипятите. Из раствора снова выпадает осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ вследствие гидролиза указанного выше соединения при нагревании. Напишите соответствующие ионно-молекулярные уравнения реакций.

6. Восстановительные свойства солей хрома (III)

Необходимые реактивы и принадлежности

Раствор гексагидроксохромата (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$;

бромная вода;

две пробирки;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

мензурка;

воронка.

Экспериментальная часть

В пробирки получите гексагидроксохромат (III) натрия $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ (см. опыт 5). К раствору прилейте 2 – 3 мл бромной воды (опыт выполняйте под тягой), пробирку слегка подогрейте. Наблюдайте изменение окраски раствора.

В отчете напишите уравнение реакции окисления $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ в щелочной среде бромной водой, учитывая, что появление желтой окраски свидетельствует об образовании хромата натрия Na_2CrO_4 . Уравняйте реакцию методом полуреакций.

7. Получение хромового ангидрида CrO_3

Необходимые реактивы и принадлежности

Насыщенный раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$;

пробирка;

концентрированная серная кислота;

воронка;

мензурка.

Экспериментальная часть

К 2 – 3 мл насыщенного раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ в пробирке при энергичном перемешивании осторожно прилейте по каплям концентрированную серную кислоту до выпадения ярко-красного осадка хромового ангидрида CrO_3 .

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций получения оксида хрома (VI) CrO_3 .

8. Смещение химического равновесия между хроматами и дихроматами

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хромата калия K_2CrO_4 ;

1 моль/л раствор серной кислоты;

2 моль/л раствор гидроксида натрия;

пробирка;

воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

В пробирку поместите 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хромата калия K_2CrO_4 и прибавьте 1 – 2 мл 1 моль/л раствор серной кислоты. При этом желтый раствор превращается в оранжевый, что свидетельствует об образовании ионов $Cr_2O_7^{2-}$. Затем в эту же пробирку добавьте 1 – 2 мл 2 моль/л раствора гидроксида натрия. При этом раствор приобретает первоначальную окраску. Опыт повторите два- три раза.

Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения взаимных переходов хроматов в дихроматы. Сформулируйте вывод о влиянии среды на существование растворимых хроматов и дихроматов.

9. Окислительные свойства дихромата калия $K_2Cr_2O_7$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$;

1 моль/л раствор серной кислоты;

1 моль/л раствор йодида калия KI;

1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;

четыре пробирки;

1 моль/л раствор сульфата железа (II) $FeSO_4$;

1 моль/л раствор сульфида аммония $(NH_4)_2S$;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

В четыре пробирки внесите по 2 – 3 мл раствора дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, добавьте в три пробирки по 1 – 2 мл 1 моль/л раствора серной кислоты. В первую пробирку прилейте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора йодида калия KI, во вторую – такое же количество 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S и пробирку слегка подогрейте, в третью – такое же количество 1 моль/л раствора сульфата железа (II) $FeSO_4$, а в четвертую (без кислоты) – такое же количество 1 моль/л раствор сульфида аммония $(NH_4)_2S$. В первой пробирке раствор из оранжевого становится буро-зеленым за счет образования йода I_2 и иона Cr^{3+} , а в четвертой – выпадает грязно-зеленый осадок смеси серы с гидроксидом хрома (III) $Cr(OH)_3$.

Напишите уравнения соответствующих реакций, коэффициенты перед веществами найдите методом полуреакций.

10. Взаимодействие марганца с кислотами

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

1 моль/л раствор серной кислоты;

1 моль/л раствор азотной кислоты;

воронки;

концентрированная серная кислота;

концентрированная азотная кислота;
металлический марганец;
пять пробирок;
мензурки.

Экспериментальная часть

В пять пробирок поместите по несколько кусочков металлического марганца и налейте соответственно по 2 – 3 мл следующих кислот: разбавленной 1 моль/л хлороводородной (соляной), разбавленной 1 моль/л серной, концентрированной серной, разбавленной 1 моль/л азотной, концентрированной азотной кислот.

Опишите ход реакции, напишите их уравнения. Сделайте вывод об устойчивости марганца к воздействию кислот.

11. Получение и свойства гидроксида марганца (II) Mn(OH)_2

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата марганца (II) MnSO_4 ;
1 моль/л раствор гидроксида натрия;
бромная вода;
1 моль/л раствор серной кислоты;
четыре пробирки;
стеклянная палочка;
воронки;
мензурки.

Экспериментальная часть

В четыре пробирки внесите по 2 – 3 мл 1 моль/л раствора сульфата марганца (II) MnSO_4 и в каждую добавьте по 2 – 3 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка Mn(OH)_2 , отметьте цвет осадка.

В первую пробирку добавьте еще 5 – 6 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия. Растворяется ли осадок в избытке щелочи? Во вторую пробирку добавьте 5 – 6 мл 1 моль/л раствора серной кислоты. Что происходит с осадком? Содержимое третьей пробирки перемешайте стеклянной палочкой – осадок бурет вследствие окисления гидроксида марганца (II) Mn(OH)_2 кислородом воздуха в гидроксид марганца (IV) Mn(OH)_4 . В четвертую

пробирку прилейте 5 – 6 мл бромной воды – окраска осадка также изменяется из-за образования оксида марганца (IV) MnO_2 .

Напишите уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; б) взаимодействия $\text{Mn}(\text{OH})_2$ с серной кислотой; в) окисления $\text{Mn}(\text{OH})_2$ кислородом воздуха при перемешивании; г) окисления $\text{Mn}(\text{OH})_2$ бромной водой.

Сделайте вывод о кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойствах гидроксида марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

12. Осаждение основного карбоната марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \cdot \text{MnCO}_3$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида марганца (II) MnCl_2 ;

пробирка;

1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

воронки;

мензурки.

Экспериментальная часть

Поместите в пробирку 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлорида марганца (II) MnCl_2 и прилейте к нему такой же объем 1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . При этом выпадает белый осадок основного карбоната марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \cdot \text{MnCO}_3$. Осадок с поверхности слегка окрашен в коричневый цвет вследствие окисления $\text{Mn}(\text{II})$ кислородом воздуха и образования гидроксидов марганца более высоких степеней окисления.

Напишите уравнение реакции образования основного карбоната марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2 \cdot \text{MnCO}_3$.

13. Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV) MnO_2

Необходимые реактивы и принадлежности

Оксид марганца (IV) MnO_2 ;

концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

гранулированный гидроксид калия;

нитрат калия KNO_3 ;

пробирка;

тигель;

щипцы;
горелка Бунзена;
спички;
тренога;
асбестовая сетка;
микротигель.

Экспериментальная часть

А. Окислительные свойства оксида марганца (IV) MnO_2

В сухую пробирку внесите на микрошпателе оксид марганца (IV) MnO_2 и прилейте 3 – 4 капли концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. Наблюдайте выделение хлора Cl_2 . Если хлор не выделяется, пробирку подогрейте. Так как хлор очень токсичен, опыт ***следует проводить только под тягой!***

Напишите уравнение реакции. Окислителем или восстановителем является MnO_2 в этой реакции?

Б. Восстановительные свойства оксида марганца (IV) MnO_2

В тигель поместите несколько гранул гидроксида калия и один микрошпатель нитрата калия KNO_3 . Смесь расплавьте в пламени горелки и внесите в расплав на кончике микрошпателя небольшое количество оксида марганца (IV) MnO_2 . Отметьте цвет полученного расплава.

Напишите уравнение реакции MnO_2 до K_2MnO_4 (манганат калия), подберите коэффициенты методом полуреакций.

14. Получение и свойства манганата калия K_2MnO_4

Манганатами называются соли не полученной марганцовистой кислоты H_2MnO_4 со степенью окисления марганца +6.

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор перманганата калия KMnO_4 ;
концентрированный (40%-ный) раствор гидроксида калия;
хлорная вода;
1 моль/л раствор серной кислоты;
сульфит натрия Na_2SO_3 ;
четыре пробирки;

микрошпатель;
горелка Бунзена;
спички;
щипцы.

Экспериментальная часть

А. Получение манганата калия K_2MnO_4

В пробирку внесите 2 – 3 мл концентрированного раствора KOH (или NaOH). Добавьте 1 – 2 мл 0,1 моль/л раствор перманганата калия $KMnO_4$ и нагрейте смесь до изменения цвета раствора на изумрудно-зеленый. Проведенная реакция протекает по схеме:



Укажите, к какому типу относится данная реакция, и расставьте коэффициенты, используя метод электронного баланса.

Полученный раствор манганата калия разлейте в три пробирки и используйте в следующих опытах.

Б. Взаимодействие манганата калия K_2MnO_4 с хлором

К раствору манганата калия K_2MnO_4 в первой пробирке прилейте 4 – 5 мл хлорной (или бромной) воды. При этом наблюдается изменение окраски раствора.

Напишите уравнение реакции. Определите окислитель и восстановитель. Найдите коэффициенты методом полуреакций.

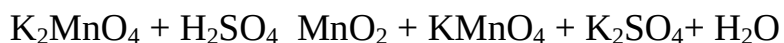
В. Взаимодействие K_2MnO_4 с сульфитом натрия Na_2SO_3

Во вторую пробирку с раствором манганата калия K_2MnO_4 добавьте с помощью микрошпателя немного кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Наблюдается обесцвечивание раствора и появление коричневого осадка MnO_2 .

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции взаимодействия манганата калия K_2MnO_4 с сульфитом натрия Na_2SO_3 .

Г. Диспропорционирование манганата калия в нейтральной среде

Манганат калия устойчив в сильнощелочной среде. При нейтрализации щелочи он разлагается. В пробирку с полученным щелочным раствором манганата калия K_2MnO_4 (третья пробирка) прибавьте по каплям 1 моль/л раствор серной кислоты. При этом наблюдается изменение окраски раствора и выпадение осадка, что свидетельствует о протекании реакций по схеме:



Определите тип реакции, уравняйте ее методом полуреакций. Сделайте общий вывод об окислительно-восстановительных свойствах манганатов.

15. Влияние среды на окислительный свойства перманганата калия KMnO_4

Перманганатами называются соли марганцевой кислоты HMnO_4 со степенью окисления марганца +7.

Необходимые реактивы и принадлежности

0,1 Моль/л раствор перманганата калия KMnO_4 ;
концентрированный (40%-ный) раствор гидроксида калия;
сульфит калия K_2SO_3 ;
1 моль/л раствор серной кислоты;
дистиллированная вода;
три пробирки.

Экспериментальная часть

В три пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,1 моль/л раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую пробирку добавьте около 1 мл 1 моль/л раствора серной кислоты, во вторую – такое же количество дистиллированной воды, в третью – концентрированного раствора гидроксида калия KOH . Затем в каждую из пробирок прибавьте с помощью шпателя небольшую порцию порошка сульфита калия K_2SO_3 .

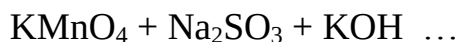
Таким образом, в первой пробирке реакция проводится в кислой среде:



Во второй пробирке реакция проводится в нейтральной среде:



В третьей пробирке – в щелочной среде:



Опишите изменения, происходящие в каждой из пробирок при протекании реакций. Закончите 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) MnO_2 , а в щелочной среде – до манганат-ионов MnO_4^{2-} . Сделайте вывод о том, как изменяются окислительные свойства перманганата калия при переходе от кислой среды к нейтральной и щелочной.

Железо. Кобальт. Никель

Лабораторная работа № 8

1. Взаимодействие металлов триады железа с кислотами

Необходимые реактивы и принадлежности

Железная, кобальтовая и никелевая стружки;
2 моль/л растворы хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот;
концентрированная серная кислота;
1 моль/л раствор роданида калия KSCN;
10 пробирок;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
мензурки на 10 мл;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Взаимодействие железа с кислотами

В три пробирки внесите по 5 мл 2 моль/л растворов хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот. В четвертую пробирку внесите 4 мл концентрированной серной кислоты. В каждую пробирку поместите по одному кусочку железной стружки. Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагрейте. Наблюдайте происходящие реакции.

В каждую пробирку добавьте по одной капле 1 моль/л раствора роданида калия KSCN, который является качественным реактивом на ионы железа(III). Убедитесь в том, что в хлороводородной (соляной) и разбавленной серной кислоте образуются ионы железа(II), а в азотной и концентрированной серной кислоте (при нагревании) – ионы железа(III).

Напишите уравнения реакций и сформулируйте общий вывод о взаимодействии железа с кислотами.

Б. Взаимодействие кобальта и никеля с кислотами

Поместите в три пробирки по маленькому кусочку кобальтовой стружки и в каждую добавьте по 10 мл 2 моль/л растворов хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот.

Пробирки слегка нагрейте и наблюдайте выделение газообразных продуктов. Обратите внимание на окраску образующихся растворов солей.

Напишите уравнения реакций и сформулируйте общий вывод о взаимодействии кобальта с кислотами.

Прodelайте такие же опыты, используя никелевую стружку. Отметьте окраску образующихся растворов солей. Напишите уравнения реакций и сформулируйте общий вывод о взаимодействии никеля с кислотами.

2. Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;

1 моль/л раствор гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

2 моль/л раствор гидроксида натрия;

1 моль/л раствор соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ или FeCl_2 ;

1 моль/л раствор хлорида железа(III) FeCl_3 ;

1 моль/л раствор роданида (тиоцианата) аммония NH_4SCN ;

пять пробирок;

мензурки на 10 мл;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Налейте в одну пробирку 2 – 3 мл 1 моль/л раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в другую такое же количество 1 моль/л гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В обе пробирки прибавьте немного 2 моль/л раствора гидроксида натрия NaOH . Почему не образуются осадки соответствующих гидроксидов железа?

Б. К 2 – 3 мл 1 моль/л раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ или FeCl_2 , прибавьте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и наблюдайте образование осадка турбулевой сини. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, характерной для иона Fe^{2+} .

В. К 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлорида железа(III) FeCl_3 прилейте 2 – 3 мл раствора гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и наблюдайте образование синего осадка берлинской лазури. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции.

Г. К 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлорида железа (III) FeCl_3 прилейте немного 1 моль/л раствора роданида (тиоцианата) аммония NH_4SCN и наблюдайте

образование ярко-красной окраски раствора. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения качественной реакции на ион Fe^{3+} , протекающей с образованием роданида железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$.

3. Получение и исследование свойств гидроксидов железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, кобальта(II) $\text{Co}(\text{OH})_2$ и никеля(II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$;

2 моль/л раствор гидроксида натрия NaOH ;

1 моль/л раствор хлорида кобальта CoCl_2 ;

бромная вода;

3%-ный раствор пероксида водорода H_2O_2 ;

1 моль/л раствор хлорида никеля(II) NiCl_2 ;

шесть пробирок;

стеклянная палочка;

мензурки на 10 мл;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение и исследование свойств гидроксида железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$

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 $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ или ее раствор, который готовится непосредственно перед опытом.

В пробирку с 6 мл раствора соли Мора добавьте по каплям раствор гидроксида натрия до выпадения осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Обратите внимание на цвет полученного гидроксида. Перемешайте полученный осадок стеклянной палочкой, наблюдайте постепенный переход окраски в бурый цвет вследствие окисления кислородом воздуха гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в гидроксид железа (III), формулу которого следует записывать в виде $\text{FeO}(\text{OH})$, так как катион железа(III) обладает сильным поляризующим действием, следствием которого является протекание в момент образования $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реакции с образованием гидроксида оксожелеза(III):



Напишите уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; б) его окисления в гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ под действием кислорода воздуха и воды; в) превращения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в гидроксид оксожелеза(III) $\text{FeO}(\text{OH})$.

Б. Получение и исследование свойств гидроксида кобальта (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$

В две пробирки внесите 6 мл 1 моль/л раствора хлорида кобальта и добавьте по каплям 2 моль/л раствор гидроксида натрия. Реакция протекает ступенчато. Сначала появляется синий осадок основной соли CoOHCl , который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта(II) $\text{Co}(\text{OH})_2$. Осадок в одной пробирке размешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе, а в другую прибавьте 2 – 3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 . В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта(II) $\text{Co}(\text{OH})_2$?

Напишите уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом кобальта(III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ сохраните для следующего опыта.

В. Получение и исследование свойств гидроксида никеля(II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$

В три пробирки поместите по 6 мл 1 моль/л раствора хлорида никеля(II) NiCl_2 и добавьте по каплям 2 моль/л раствор гидроксида натрия до выпадения осадка $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Отметьте цвет осадка. В первой пробирке осадок перемешайте стеклянной палочкой и оставьте на воздухе, во вторую – добавьте 2 – 3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода H_2O_2 , а в третью – 1 мл бромной воды.

В каком случае происходит окисление $\text{Ni}(\text{OH})_2$?

Напишите уравнения реакций. Пробирку с гидроксидом никеля(III) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ сохраните для следующего опыта 4.

Сделайте общий вывод об изменении восстановительных свойств соединений в ряду $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – $\text{Co}(\text{OH})_2$ – $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

4. Окислительные свойства гидроксида кобальта(III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ и никеля(III) $\text{Ni}(\text{OH})_3$

Необходимые реактивы и принадлежности

Концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;

насыщенный раствор йодида калия KI;

мензурка;

две пробирки;

фильтровальная бумага;

горелка Бунзена;

щипцы;
спички;
воронки.

Экспериментальная часть

Слейте жидкость с осадков гидроксидов кобальта(III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ и никеля(III) $\text{Ni}(\text{OH})_3$, полученный в предыдущем опыте, и подействуйте на них концентрированной хлороводородной (соляной) кислотой (опыт проводится в вытяжном шкафу!). Пробирки подогрейте на горелке, прикрыв их фильтровальной бумагой, смоченной раствором йодида калия KI . Наблюдайте образование йода на бумаге.

Напишите уравнения реакций: а) взаимодействия гидроксидов кобальта(III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ и никеля $\text{Ni}(\text{OH})_3$ с хлороводородной (соляной) кислотой; б) образование йода на фильтровальной бумаге. Сделайте вывод об изменении окислительных свойств этих соединений.

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

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
1 моль/л раствор серной кислоты;
сульфат железа (II) FeSO_4 ;
мензурки на 10 мл;
1 моль/л раствор хлорида железа(III) FeCl_3 ;
1 моль/л раствор йодида натрия NaI ;
две пробирки;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Восстановительные свойства ионов Fe^{2+}

В пробирку поместите 6 мл 1 моль/л раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкислите его 1 моль/л раствором серной кислоты (5-6 мл), затем добавьте один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II) FeSO_4 . Наблюдайте изменение окраски раствора. Величина стандартного электродного потенциала пары $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ равна +0,77 В, а пары $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ – +1,33 В.

Напишите уравнение реакции, уравняйте ее методом полуреакций. Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов полуреакций для солей Co^{2+} ($E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}^{3+}) = 1,8 \text{ В}$) и Ni^{2+} ($E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}^{3+}) = 2 \text{ В}$), определите, возможно ли окисление солей Co^{2+} и Ni^{2+} дихроматом калия. Сделайте вывод о восстановительных свойствах ионов Fe^{2+} в сравнении с ионами Co^{2+} и Ni^{2+} .

Б. Окислительные свойства ионов Fe^{3+}

Используя значения окислительно-восстановительных потенциалов следующих полуреакций: $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ В}$, $E^\circ(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = +1,34 \text{ В}$, $E^\circ(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = +1,06 \text{ В}$, $E^\circ(\text{I}_2/2\text{I}^-) = +0,54 \text{ В}$, определите, какой галоген можно получить в молекулярном виде по реакции



Проведите реакцию получения этого галогена и подтвердите его образование качественной реакцией. Сделайте вывод об окислительных свойствах соединений железа(III).

6. Гидролиз солей железа

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата железа (II) FeSO_4 ;

1 моль/л раствор хлорида железа (III) FeCl_3 ;

три пробирки;

1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

универсальная индикаторная бумага;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Гидролиз сульфата железа(II) FeSO_4 и хлорида железа(III) FeCl_3

Налейте в две пробирки по 3 – 5 мл 1 моль/л растворов сульфата железа (II) FeSO_4 и хлорида железа (III) FeCl_3 . С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH этих растворов.

Пробирку с 1 моль/л раствором FeCl_3 подогрейте и сравните значения pH нагретого и холодного растворов.

Напишите уравнения реакций гидролиза обеих солей. Какая из них (FeSO_4 или FeCl_3) и почему в большей степени подвергается гидролизу? Ответ мотивируйте, используя представления о поляризующих свойствах катионов.

Напишите уравнения реакций гидролиза хлорида железа (III) FeCl_3 при нагревании. Чем объясняется различие в значениях pH холодного и нагретого растворов этой соли?

Б. Совместный гидролиз хлорида железа(III) FeCl_3 и карбоната натрия Na_2CO_3

К 3 – 4 мл 1 моль/л раствора хлорида железа (III) FeCl_3 прибавьте по каплям 1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдайте выпадение бурого осадка гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и выделение газа. Какой газ выделяется? Объясните, почему в присутствии карбоната натрия Na_2CO_3 гидролиз хлорида железа (III) FeCl_3 идет до конца, напишите уравнение реакции.

7. Получение и исследование свойств сульфидов железа

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата железа (II) FeSO_4 ;

1 моль/л раствор хлорида железа (III) FeCl_3 ;

1 моль/л раствор серной кислоты;

четыре пробирки;

сероводородная вода $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;

1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;

мензурки на 10 мл;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение и исследование свойств сульфида железа (II) FeS

В две пробирки поместите по 5 – 6 мл 1 моль/л свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) FeSO_4 . В одну пробирку добавьте 2 мл сероводородной воды $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$, а в другую – 2 мл 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S . В какой пробирке выпал осадок сульфида железа (II) FeS ? Проверьте растворимость осадка в 1 моль/л раствор серной кислоты.

Объясните, почему сульфид железа (II) FeS не выпадает в осадок при действии H_2S , но образуется при действии Na_2S ? Вывод подтвердите математическими расчетами. Напишите уравнения реакций образования FeS и его взаимодействия с хлороводородной (соляной) кислотой в ионном и молекулярном виде.

Б. Действие H_2S и Na_2S на соли железа(III)

В две пробирки поместите по 3 – 4 мл 1 моль/л раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . В первую добавьте 2 мл сероводородной воды H_2S , а во вторую – 2 мл 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S . Отметьте, что при действии сульфида натрия Na_2S образуется, кроме серы, осадок сульфида железа (II) FeS , тогда как при действии H_2S такой осадок не выпадает. Объясните, почему в обеих пробирках образуется сера и почему FeS образуется только при действии сульфида натрия.

8. Комплексные соединения железа, кобальта и никеля

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата железа (II) FeSO_4 ;
1 моль/л раствор хлорида железа (III) FeCl_3 ;
1 моль/л раствор гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
1 моль/л раствор гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
1 моль/л раствор хлорида кобальта(II) CoCl_2 ;
25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;
1 моль/л раствор хлорида никеля(II) NiCl_2 ;
фильтровальная бумага;
горелка Бунзена;
спички;
четыре пробирки;
стеклянная палочка;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение турнбулевой сини и берлинской лазури

Налейте в пробирку 1 – 2 мл 1 моль/л раствора сульфата железа (II) FeSO_4 и добавьте 1 мл 1 моль/л раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте образование осадка комплексного соединения, тривиальное название которого «турнбулева синь». Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме, приведите номенклатурные названия обоих соединений.

Поместите в пробирку 2 – 3 мл 1 моль/л раствор хлорида железа (III) FeCl_3 и добавьте 1 мл 1 моль/л раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Наблюдайте выпадение осадка комплексного соединения, приведите его номенклатурное название.

Б. Аквакомплекс кобальта(II) и его разрушение

Напишите стеклянной палочкой, смоченной 1 моль/л раствором хлорида кобальта(II) CoCl_2 , какую-либо цифру или слово на фильтровальной бумаге. Подсушите бумагу до почти полного исчезновения надписи, а затем подогрейте на пламени, пока надпись не станет видимой. Обратите внимание на последующее обесцвечивание надписи при охлаждении бумаги. Объясните опыт, имея в виду, что простые ионы Co^{2+} имеют синюю окраску, а аквакомплексы ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ - розовую.

Б. Аминокомплексное соединение кобальта(II)

К 6 мл 1 моль/л раствора хлорида кобальта(II) CoCl_2 прибавьте по каплям 25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до выпадения осадка гидроксида кобальта (II) $\text{Co}(\text{OH})_2$. Полученный осадок растворите в избытке 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Раствор перемешайте стеклянной палочкой, наблюдайте изменение окраски раствора вследствие окисления полученного комплексного соединения кобальта(II) в комплексное соединение кобальта(III) кислородом воздуха.

Прилейте в пробирку 2 – 3 мл 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S , наблюдайте выпадение осадка (какого вещества?).

Напишите уравнения реакций: а) образования аминокомплексного соединения кобальта(II); б) его окисления кислородом воздуха; в) взаимодействия аминокомплекса кобальта (III) с сульфидом натрия.

Сделайте 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.

В выводе укажите причину разрушения аминокомплекса кобальта(III) сульфидом натрия, используя значение константы нестойкости комплекса ($4 \cdot 10^{-5}$) и произведения растворимости CoS ($4 \cdot 10^{-21}$).

Г. Аминокомплексное соединение никеля(II)

К 6 мл 1 моль/л раствора хлорида никеля(II) NiCl_2 прибавьте по каплям 25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до выпадения осадка гидроксида никеля (II) $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и его дальнейшего растворения вследствие образования комплексного соединения. Отметьте, как изменяется при этом цвет раствора.

Добавьте к полученному раствору 2 – 3 мл 1 моль/л раствора сульфида натрия. Наблюдайте выпадение осадка (какого вещества?).

Приведите уравнения реакций образования амминокомплексного соединения никеля(II) и его взаимодействия с сульфидом натрия Na_2S . Объясните причину разрушения комплекса сульфидом натрия, используя значения константы нестойкости комплекса ($2 \cdot 10^{-9}$) и произведения растворимости NiS ($1,4 \cdot 10^{-24}$).

Медь. Цинк

Лабораторная работа № 9

1. Получение меди и исследование ее взаимодействия с кислотами

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;

15%-ные хлороводородная (соляная), серная и азотная кислоты;

мензурки;

концентрированные серная и азотная кислоты;

гранулированный цинк;

медная стружка;

шесть пробирок;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение меди восстановлением из раствора

В пробирку налейте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора сульфата меди(II) CuSO_4 и опустите гранулу цинка. Наблюдайте выделение кристаллической меди на поверхности цинка.

Напишите уравнения реакции. Используя значения стандартных электродных потенциалов, приведите примеры других металлов, способных вытеснять медь из растворов ее солей.

Б. Взаимодействие меди с кислотами (работа выполняется под тягой)

Поместите в пять пробирок понемногу медных стружек. Осторожно прилейте к ним по 2 – 3 мл соответственно 15%-ных растворов хлороводородной (соляной), серной и азотной кислот, а также концентрированных серной и азотной кислот.

Напишите уравнения реакций, коэффициенты подберите методом полуреакций. Объясните разный состав продуктов взаимодействия меди с разбавленной и концентрированной серной, и концентрированной азотной кислотами.

2. Получение, термическая устойчивость и кислотно-основные свойства гидроксида меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;
1 моль/л раствор гидроксида натрия;
1 моль/л раствор серной кислоты;
четыре пробирки;
мензурки;
25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
концентрированный раствор гидроксида натрия;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
воронки.

Экспериментальная часть

В четырех пробирках получите осадок гидроксида меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ взаимодействием 2 – 3 мл 1 моль/л раствора сульфата меди (II) CuSO_4 с таким же объемом 1 моль/л раствора гидроксида натрия. Первую пробирку с осадком нагрейте до кипения и отметьте происходящие изменения. Ко второй пробирке прилейте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора серной кислоты, к третьей пробирке добавьте такое же количество 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, а к четвертой – 2 – 3 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Во всех ли трех последних случаях происходит растворение осадка?

Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Составьте ионные и ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций. Сформулируйте вывод о термической устойчивости гидроксида меди(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Используйте полученный оксид меди (II) CuO опыте 3.

3. Свойства оксида меди (II) CuO

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор серной кислоты;
1 моль/л раствор гидроксида натрия;
две пробирки;
мензурки;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
универсальная индикаторная бумага;
воронки.

Экспериментальная часть

Разделите осадок оксида меди (II) CuO , полученный после нагревания гидроксида меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (см. опыт 2), на две пробирки. К одной прилейте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора серной кислоты, а к другой – 2 – 3 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах оксида меди(II) CuO .

4. Получение сульфида меди (II) CuS

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;
1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;
две пробирки;
мензурки на 10 мл;
концентрированная хлороводородная (соляная) кислота;
концентрированная азотная кислота;
воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку с 5 – 7 мл 1 моль/л раствора сульфата меди (II) CuSO_4 добавьте столько же 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S (**опыт выполняется под тягой**). Отметьте цвет выпавшего осадка. Разделите осадок на две пробирки. В одну добавьте несколько капель концентрированной хлороводородной (соляной) кислоты. В какой пробирке осадок растворился?

Напишите уравнения получения сульфида меди (II) CuS и его взаимодействия с одной и кислот. Можно ли сульфид меди (II) CuS получить действием сероводородной воды на соль меди (II)?

5. Гидролиз соли меди (II)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;

1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 ;

две пробирки;

универсальная индикаторная бумага;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку поместите 5 – 6 мл 1 моль/л раствора сульфата меди (II) CuSO_4 и с помощью полоски универсальной индикаторной бумаги определите pH раствора. Затем в пробирку внесите 5 – 6 мл 1 моль/л раствор карбоната натрия Na_2CO_3 , отметьте образование зеленого осадка основного карбоната меди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (тривиальное название – малахит). При этом из раствора выделяются пузырьки оксида углерода (IV) CO_2 . Из-за гидролиза карбоната натрия в растворе создается избыток ионов OH^- (щелочная среда). Удостоверьтесь в этом с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза сульфата меди (II) CuSO_4 и карбоната натрия Na_2CO_3 . Объясните причину смещения равновесия при совместном гидролизе этих солей.

6. Получение амминокомплексного соединения меди (II)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;

25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

1 моль/л раствор сульфида натрия Na_2S ;

пробирка;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку с 4 – 5 мл 1 моль/л раствора сульфата меди (II) CuSO_4 добавьте 1-2 мл 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Наблюдайте выпадение осадка основной соли $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Растворите этот осадок в избытке 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Отметьте цвет раствора образовавшегося аммиачного комплекса меди (II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Внесите в пробирку 5 – 7 мл 1 моль/л раствора сульфида натрия Na_2S . **Опыт выполняется под тягой.** Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Пользуясь значениями константы нестойкости амминокомплекса меди (II) ($2 \cdot 10^{-13}$) и произведением растворимости сульфида меди (II) ($6 \cdot 10^{-36}$), объясните образование CuS .

7. Получение и свойства соединений меди (I)

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор сульфата меди (II) CuSO_4 ;
1 моль/л раствор йодида калия KI ;
крахмал;
1 моль/л раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;
две пробирки;
мензурки;
воронки.

Экспериментальная часть

А. Получение йодида меди (I) CuI

В пробирку с 5 – 6 мл 1 моль/л раствора сульфата меди (II) CuSO_4 внесите 5 – 6 мл 1 моль/л раствора йодида калия KI . Отметьте выпадение белого осадка CuI и окрашивание раствора в коричневый цвет. С помощью крахмала докажете, что в реакции образовался молекулярный йод I_2 .

Напишите уравнение и определите тип реакции. Объясните, почему в растворе не идет ионообменная реакция и не образуется йодид меди (II) CuI_2 .

Б. Получение комплексного соединения меди (I)

К осадку йодида меди (I) CuI , полученному в предыдущем опыте, прибавьте 6 – 7 мл 1 моль/л раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдайте растворение осадка.

Напишите уравнение образования комплексного соединения меди (I), учитывая, что координационное число меди (I) равно 2, а тиосульфат является монодентатным лигандом.

8. Исследование химических свойств цинка

Необходимые реактивы и принадлежности

Гранулированный цинк;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

1 моль/л раствор серной кислоты;

пробирки;

1 моль/л раствор азотной кислоты;

концентрированная серная кислота;

1 моль/л раствор гидроксида натрия;

горелка Бунзена;

щипцы;

спички;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

А. Взаимодействие цинка с кислотами

В четыре пробирки поместите по одной грануле цинка и добавьте по 8 – 10 мл растворов хлороводородной (соляной), серной, азотной кислот, а также концентрированной серной кислоты (пробирку следует подогреть, **опыт выполняется под тягой**). Определите по цвету и запаху, какие газы выделяются?

Напишите уравнения реакций и уравняйте их методом полуреакций.

Б. Взаимодействие цинка со щелочами

В пробирку с 3 – 4 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия опустите гранулу цинка, наблюдайте выделение газообразного вещества. Какого?

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода и образуется гидроксокомплексное соединение цинка.

9. Восстановительные свойства цинка

Необходимые реактивы и принадлежности

Гранулы цинка;

0,5 моль/л раствор нитрата калия KNO_3 ;

концентрированный раствор щелочи (NaOH или KOH);
мензурки;
горелка Бунзена;
щипцы;
спички;
универсальная индикаторная бумага;
воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку с 1–2 гранулами цинка прибавьте 5–10 мл 0,5 моль/л раствор нитрата калия KNO_3 и такое же количество концентрированного раствора щелочи (NaOH или KOH). Содержимое пробирки осторожно нагрейте. Поднесите к отверстию влажную полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменился ее цвет? Определите по запаху, какой газ выделяется.

Напишите уравнение проведенной реакции и уравняйте ее методом электронного баланса.

10. Получение и свойства гидроксида цинка

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида цинка ZnCl_2 ;
1 моль/л раствор гидроксида натрия;
1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;
25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
пробирки;
воронки;
мензурки.

Экспериментальная часть

В пробирку поместите по 5 мл 1 моль/л раствора хлорида цинка ZnCl_2 и добавьте 2 мл 1 моль/л раствора гидроксида натрия. Полученный осадок разделите на три части и прилейте отдельно к каждой из них по 5 мл 1 моль/л растворов хлороводородной (соляной) кислоты, гидроксида натрия и 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Что происходит с осадками?

Напишите уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, принимая во внимание, что в комплексных соединениях координационное число цинка равно 4. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида цинка.

11. Получение сульфида цинка

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида цинка ZnCl_2 ;

1 моль/л раствор сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$;

1 моль/л раствор хлороводородной (соляной) кислоты;

1 моль/л раствор хлорида натрия NaCl ;

пробирки;

мензурки;

воронки.

Экспериментальная часть

В пробирку с 3 – 4 мл 1 моль/л раствора хлорида цинка ZnCl_2 добавьте 1 – 2 мл 1 моль/л свежеприготовленного раствора сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Затем добавьте 2 – 3 мл 1 моль/л раствора хлороводородной (соляной) кислоты. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

12. Получения амминокомплексного соединения цинка

Необходимые реактивы и принадлежности

1 Моль/л раствор хлорида цинка ZnCl_2 ;

25%-ный раствор аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;

пробирка;

воронка.

Экспериментальная часть

В пробирку поместите 3 мл 1 моль/л раствора хлорида цинка ZnCl_2 , добавьте к нему 2 мл 25%-ный раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Наблюдайте выпадение осадка. Затем прибавьте по каплям избыток 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Наблюдайте растворение осадка.

Уравнениями реакций покажите образование гидроксида цинка и растворение его в избытке 25%-ного раствора аммиака в воде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Примечание: Каждая лабораторная работ рассчитана на два еженедельных занятия (4 академических лабораторных часа или 1,5 астрономических). Разбивка выполняемых опытов по занятиям производится преподавателем после согласования с лаборантами. Таким образом, весь лабораторный практикум соответствует программе и рассчитан на 27 астрономических часов.

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ**

**Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего образования**

«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ
РАБОТЫ СТУДЕНТОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

ХИМИЯ

для студентов направления подготовки

27.03.01 Стандартизация и метрология

Направленность (профиль): «Стандартизация, метрология и управление
качеством»

Ставрополь, 2026

Введение

В настоящее время актуальными становятся требования к личным качествам современного студента – умению самостоятельно пополнять и обновлять знания, вести самостоятельный поиск необходимого материала.

Ориентация учебного процесса на саморазвивающуюся личность делает невозможным процесс обучения без учета индивидуально-личностных особенностей обучаемых, предоставления им права выбора путей и способов обучения. Соответственно появляется новая цель образовательного процесса – воспитание компетентной личности, ориентированной на будущее, способной решать типичные проблемы и задачи исходя из учебного опыта и адекватной оценки конкретной производственной ситуации.

Решение этих задач невозможно без повышения роли самостоятельной работы студентов над учебным материалом.

Самостоятельная работа выполняет ряд функций в образовательном процессе. К ним относятся: развивающая – приобщение к творческой деятельности, повышение уровня умственного труда; воспитывающая – формирование и развитие профессиональных качеств будущего бакалавра; информационно-обучающая – самостоятельный поиск и отбор необходимой информации.

Самостоятельная работа студентов проводится с целью:

- систематизации и закрепления полученных знаний и умений студентов,
- углубления и расширения теоретических знаний,
- формирования умений использовать нормативную, правовую, справочную документацию и специальную литературу,
- формирования самостоятельности мышления, способностей к саморазвитию, самосовершенствованию и самореализации,
- развития исследовательских умений.

Самостоятельная работа студента подразделяется на внеаудиторную и аудиторную.

Внеаудиторная работа выполняется студентом по тщательно разработанному заданию преподавателя, но без его непосредственного участия.

Содержание внеаудиторной самостоятельной работы определяется программой самостоятельной работы по дисциплине.

Перед выполнением студентами внеаудиторной самостоятельной работы преподаватель проводит инструктаж по выполнению задания, который включает цель задания, его содержания, сроки выполнения, ориентировочный объем работы, основные требования к результатам работы, критерии оценки. В процессе инструктажа преподаватель предупреждает студентов о возможных типичных ошибках, встречающихся при выполнении задания. Инструктаж проводится преподавателем за счет объема времени, отведенного на изучение дисциплины.

Аудиторная работа выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию.

Приступая к выполнению самостоятельной работы, студент должен внимательно ознакомиться с методическими рекомендациями по её выполнению.

Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов, на занятиях в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов.

1. Организация и руководство внеаудиторной самостоятельной работы

Основными видами самостоятельной работы студентов без участия преподавателей являются:

- формирование и усвоение содержания конспекта лекций на базе рекомендованной лектором учебной литературы, включая информационные образовательные ресурсы (электронные учебники, электронные библиотеки и др.);
- написание рефератов;
- подготовка к семинарам, практическим и лабораторным работам, их оформление;
- составление аннотированного списка статей из соответствующих журналов по отраслям знаний (педагогических, психологических, методических и др.);
- подготовка практических разработок и рекомендаций по решению проблемной ситуации;
- выполнение домашних заданий в виде решения отдельных задач, проведения типовых расчетов, расчетно-компьютерных и индивидуальных работ по отдельным разделам содержания дисциплин и т.д.;

Критериями оценок результатов внеаудиторной самостоятельной работы студента являются:

- уровень освоения студентами учебного материала,
- умения студента использовать теоретические знания при выполнении самостоятельных работ,
- обоснованность и четкость изложения ответа.

Методические рекомендации по составлению конспекта. Конспект, план-конспект – это жанры работы с другим источником. Цель этих жанров – зафиксировать, переработать тот или иной научный текст.

Конспект представляет собой дословные выписки из текста источника. При этом конспект – это не полное переписывание чужого текста. Обычно при написании конспекта сначала прочитывается текст-источник, в нём выделяются основные положения, подбираются примеры, идёт перекомпоновка материала, а уже затем оформляется текст конспекта. Конспект может быть полным, когда работа идёт со всем текстом источника или неполным, когда интерес представляет какой-либо один или несколько вопросов, затронутых в источнике.

План-конспект представляет собой более детальную проработку источника: составляется подробный, сложный план, в котором освещаются не только основные

вопросы источника, но и частные. К каждому пункту или подпункту плана подбираются и выписываются цитаты.

Часто записей в виде плана и тезисов бывает недостаточно для полноценного усвоения материала. В этом случае прибегают к конспектированию, т.е. к переработке информации за счет ее свертывания.

Конспектом называется краткое последовательное изложение содержания статьи, книги, лекции. Его основу составляют план тезисы, выписки, цитаты. Конспект в отличие от тезисов воспроизводят не только мысли оригинала, но и связь между ними, в конспекте отражается не только то, о чем говорится в работе, но и что утверждается, и как доказывается.

Существуют разнообразные виды и способы конспектирования. Одним из наиболее распространенных является, так называемый текстуальный конспект, который представляет собой последовательную запись текста книги или лекции. Такой конспект точно передает логику материала и максимум информации.

Общую последовательность действий при составлении текстуального конспекта можно определить таким образом:

1. Уяснить цели и задачи конспектирования.
2. Ознакомиться с произведением в целом: прочитать предисловие, введение, оглавление и выделить информационно значимые разделы текста.
3. Внимательно прочитать текст параграфа, главы и отметить информационно значимые места.
4. Составить конспект, для этого:
 - сделать библиографическое описание конспектируемого источника;
 - последовательно выделить в тексте тезисы и записать их с последующей аргументацией;
 - написать краткое резюме – обобщить текст конспекта, выделить основное содержание проработанного материала, дать ему оценку.

Конспекты могут быть плановыми, пишутся на основе составленного плана статьи, книги. Каждому вопросу плана соответствует определенная часть конспекта.

Удобно в этом случае воспользоваться вопросным планом. В левой части страницы вы ставите проблемы, затронутые в книге в виде вопросов, а в правой части страницы даете на них ответы.

Очень удобно пользоваться схематичной записью прочитанного. Составление конспектов-схем служит не только для запоминания материала. Такая работа становится средством развития способности выделять самое главное, существенное в учебном материале, классифицировать информацию.

Схемы могут быть простыми, в которых записываются самые основные понятия без объяснений. Такая схема используется, если материал не вызывает затруднений при воспроизведении.

Действия при составлении конспекта – схемы могут быть такими:

1. Подберите факты для составления схемы.
2. Выделите среди них основные, общие понятия.
3. Определите ключевые слова, фразы, помогающие раскрыть суть основного понятия.
4. Сгруппируйте факты в логической последовательности.
5. Дайте название выделенным группам.
6. Заполните схему данными.

Те учащиеся, которые не могут положиться на свою память, должны иметь зрительную опору, которая является удобным способом проверки и запоминания информации.

Такой опорой может служить опорный конспект. Это творческий вид работы был введён в учебную деятельность Шаталовым В.Ф. известным педагогом-новатором и получил название «опорный сигнал». В опорном сигнале содержание информации «кодируется» с помощью сочетания графических символов, знаков, рисунков, ключевых слов, цифр и т.п. Такая запись учебного материала позволяет быстро и без труда его запомнить, мгновенно восстановить в памяти в нужный момент.

При любом виде конспектирования важно не забывать о том, что:

Записи полезно делить, для этого используются:

1. Подзаголовки.
2. Абзацные отступы.
3. Пробельные строки.

Всё это повышает удобочитаемость, организует запись.

При конспектировании нужно пользоваться оформительскими средствами:

1. Делать в тексте конспекта подчёркивания, а на полях тетради отчёркивания «например, вертикальные»
2. Заключать законы, основные понятия, правила и т.п. в рамки.
3. Пользоваться при записи различными цветами.
4. Писать разными шрифтами.

Методические рекомендации по выполнению презентации. Одним из актуальных и распространённых направлений внедрения использования информационных технологий в образовательный процесс учебного заведения являются мультимедийные презентационные технологии.

У термина презентация (от лат. praesento — передаю, вручаю или англ. present — представлять) два значения — широкое и узкое. В широком смысле слова презентация — это выступление, доклад, защита законченного или перспективного проекта, представление на обсуждение рабочего проекта, результатов внедрения и т.п. В узком смысле слова презентации — это электронные документы особого рода. Они отличаются комплексным мультимедийным содержанием и особыми возможностями управления воспроизведением

(может быть автоматическим или интерактивным). Далее этот термин будет использоваться в узком смысле этого слова.

Презентация наглядно отображает на экране в сжатом виде весь отобранный автором материал. Документы этого типа готовятся с помощью специальных программных средств, но при этом широко используются и традиционные универсальные средства, такие как текстовые и табличные процессоры, графические редакторы, средства обработки звуковой и видеоинформации.

Сравнение таких программных средств подготовки электронных презентаций, как Corel Presentation 9, Presentation и Microsoft PowerPoint позволило сделать выбор в пользу последнего — в силу его широкого распространения, доступности интерфейса при достаточно больших возможностях анимации предоставляемого материала, импорта различных графических приложений, видео- и звуковых материалов.

Общая характеристика основных структурных элементов презентации

Основной единицей электронной презентации в среде PowerPoint является слайд, или кадр представления информации, учитывающий эргономические требования визуального восприятия информации.

Каждая электронная презентация с одной стороны, должна быть в значительной степени автономным программным продуктом, а с другой — отвечать некоторым общим стандартам по своей внутренней структуре и форматам содержащихся в ней исходных данных (формат рисунков, дизайн таблиц и т.п.).

Обязательными структурными элементами, как правило, являются:

обложка;

титульный слайд;

оглавление;

основной материал (включая текст, схемы, таблицы, иллюстрации, графики);

информационные ресурсы по теме.

При этом содержательное наполнение указанных слайдов может быть прокомментировано следующим образом.

Обложка должна быть по возможности красочной. Для этого следует оформить ее с помощью графических вставок и фонов. Дизайн обложки должен способствовать улучшению эмоционального состояния человека и повышать его интерес к предмету.

Титульный слайд должен включать:

название темы;

информацию об образовательном учреждении;

сведения об авторе;

дату разработки;

информацию о местоположении информации в сети, на локальном компьютере и имя файла.

Оглавление является очень важным структурным элементом презентации. С одной стороны, оно должно быть достаточно подробным, чтобы обеспечивать оперативный доступ (через гипертекстовые ссылки) к ее сравнительно небольшим содержательным частям, с другой стороны, максимально обзорным, т.е. находиться на одном слайде. Практика показывает, что таким требованиям, как правило, удовлетворяет двухуровневое оглавление (разделы и подразделы).

Оглавление может представлять сокращенное графически-текстовое изображение содержания, помогающее понять структуру материала, идеи, заложенные в нем, и сопоставляющее отдельные фрагменты содержания презентации с некими графическими образами, способствующими ассоциативному запоминанию.

Основной материал в электронной презентации, как правило, представлен в краткой форме, что имеет достаточно веские основания для существования наряду с полным учебным материалом. Такое представление дает качественно иной ракурс для рассмотрения содержания, что достаточно эффективно как на этапе вводных занятий по теме, так и на этапе обобщения и систематизации учебного материала.

Изложение содержания материала может осуществляться в виде текста, рисунков, таблиц, графиков и т.п. При этом графическое представление учебного материала позволяет передать необходимый объем информации при краткости его изложения.

Информационное обеспечение презентации удобно организовать в виде гипертекстовой системы, при которой фрагменты текста с элементами графики соединяются между собой с помощью специальных гиперсвязей в сеть. С помощью гиперссылок можно получить на экране дополнительную или поясняющую информацию, организовать многократное обращение к одним и тем же информационным объектам из разных мест презентации.

Каждый слайд, презентующий материал, как правило, содержит:

область отображения местоположения страницы в контенте презентации;

одно или несколько текстовых полей. Текст может включать небольшие графические вставки (формулы, графики, таблицы и т.п.);

область для размещения элементов управления на странице.

Следует выделить наиболее общие требования к средствам, формам и способам представления содержания самостоятельного материала в электронной презентации:

сжатость и краткость изложения, максимальная информативность текста;

объединение связанных информационных элементов в целостно воспринимающиеся группы;

каждому положению (каждой идее) должен быть отведен отдельный абзац текста;

основная идея абзаца должна находиться в самом начале (в первой строке абзаца). Это связано с тем, что лучше всего запоминаются первая и последняя мысли абзаца;

предпочтительнее использование табличного (матричного) формата предъявления материала, который позволяет представить материал в компактной форме и наглядно показать связи между различными понятиями;

при проектировании характера и последовательности предъявления материала должен соблюдаться принцип стадийности: информация может разделяться в пространстве (одновременное отображение в разных зонах одного слайда) или во времени (размещение информации на последовательно демонстрируемых слайдах);

вся вербальная информация должна тщательно проверяться на отсутствие орфографических, грамматических и стилистических ошибок;

графика должна органично дополнять текст. Динамика взаимоотношений визуальных и вербальных элементов и их количество определяются функциональной направленностью материала.

При этом большие иллюстрации могут храниться в отдельном альбоме рисунков (графиков, схем, фотографий), оформляемом в виде самостоятельного модуля презентации.

2 Организация и руководство аудиторной самостоятельной работы

Аудиторная самостоятельная работа по дисциплине выполняется на учебных занятиях под непосредственным руководством преподавателя и по его заданию.

Основными видами аудиторной самостоятельной работы являются:

- выполнение лабораторных/практических работ по инструкциям;
- работа с литературой и другими источниками информации, в том числе электронными;
- само- и взаимопроверка выполненных заданий;
- решение проблемных и ситуационных задач.

Выполнение лабораторных работ осуществляется на лабораторных занятиях в соответствии с графиком учебного процесса.

Для обеспечения самостоятельной работы преподавателями разрабатываются методические указания по выполнению лабораторной работы.

Работа с литературой, другими источниками информации, в т.ч. электронными может реализовываться на семинарских занятиях. Данные источники информации могут быть представлены на бумажном и/или электронном носителях, в том числе, в сети Internet.

Преподаватель формулирует цель работы с данным источником информации, определяет время на проработку документа и форму отчетности. Само и взаимопроверка выполненных заданий чаще используется на семинарском, практическом занятии и имеет своей целью приобретение таких навыков как наблюдение, анализ ответов сокурсников, сверка собственных результатов с эталонами.

Решение проблемных и ситуационных задач используется на лекционном, семинарском, практическом и других видах занятий. Проблемная/ситуационная задача должна иметь четкую формулировку, к ней должны быть поставлены вопросы, ответы на которые необходимо найти и обосновать.

Критерии оценки правильности решения проблемной/ситуационной задачи должны быть известны всем обучающимся.

Методические рекомендации по выполнению лабораторных/практических занятий. Прежде чем приступить к выполнению лабораторного и практического занятия, необходимо: тщательно изучить содержание работы и порядок ее выполнения; повторить теоретический материал; подготовить таблицы для занесения результатов наблюдений и вычислений.

Работы выполняются в лабораториях кафедры в часы занятий по расписанию.

Лабораторные работы выполняются бригадами, обычно из 2-5 человек. В процессе работы каждый член бригады выполняет определенные обязанности. В последующих работах эти обязанности должны меняться так, чтобы каждый член бригады смог приобрести навыки по различным видам работ лабораторного исследования. При завершении работы студенты составляют письменный отчет о выполнении работы.

Требования к отчетам по лабораторным и практическим занятиям. Отчеты по лабораторным и практическим занятиям следует оформлять в тетради для каждого студента отдельно.

Отчет выполняется рукописным способом пастой синего цвета, четко и аккуратно или с применением печатающих устройств вывода ЭВМ (ПК).

Чертежи, схемы, рисунки и таблицы следует выполнять карандашом, по линейке (при ручном вычерчивании).

Ответы на контрольные вопросы прописываются в отчете и могут быть оформлены как на занятии, аудиторно, так и дома, внеаудиторно.

Отчет по каждой работе должен содержать:

- наименование работы;
- цель работы;
- основные приборы, материалы и оборудование;
- схемы (чертежи, рисунки), таблицы измерений, расчетов при необходимости;
- методы исследования;
- расчеты;
- графический материал (графики, характеристики, диаграммы) при необходимости;
- анализ полученных данных и выводы по работе;
- ответы на контрольные вопросы.

Критерии оценки:

- наличие отчета с правильно и аккуратно выполненными записями, таблицами, рисунками, чертежами, графиками, вычислениями и выводами;
- степень самостоятельности студента при выполнении работы;
- четкость проведения опыта в условиях и режимах, обеспечивающих получение результатов и выводов с наибольшей точностью;
- соблюдение требований безопасности труда;

- знание студентом ответов на контрольные вопросы.

3. Подготовка к зачету и экзамену

Каждый учебный семестр заканчивается зачетно-экзаменационной сессией.

Подготовка к зачетно-экзаменационной сессии, сдача зачетов и экзаменов является также самостоятельной работой студента.

Основное в подготовке к сессии – повторение всего учебного материала дисциплины, по которому необходимо сдавать зачет или экзамен. Только тот студент успевает, кто хорошо усвоил учебный материал.

Если студент плохо работал в семестре, пропускал лекции, слушал их невнимательно, не конспектировал, не изучал рекомендованную литературу, то в процессе подготовки к сессии ему придется не повторять уже знакомое, а заново в короткий срок изучать весь учебный материал.

Все это зачастую невозможно сделать из-за нехватки времени. Для такого студента подготовка к зачету или экзамену будет трудным, а иногда и непосильным делом, а конечный результат – возможное отчисление из учебного заведения.