

РАЗДЕЛ 2 «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

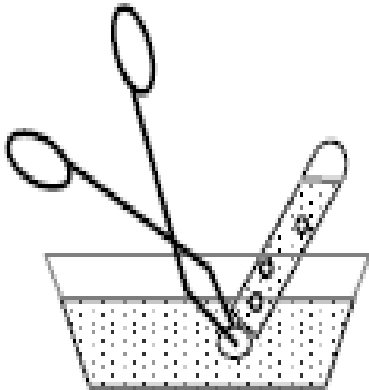
Лабораторная работа №1

«Водород. Получение и свойства»

ОПЫТ 1. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ИЗ ВОДЫ

А. С помощью цинка. В пробирку налить 1 мл воды, добавить 3 капли фенолфталеина, и поместить кусочек **очищенного** (с помощью наждачной бумаги) цинка. Нагреть пробирку. Что наблюдается?

Б. С помощью кальция. Собрать установку (рис. 1), заполнить кристаллизатор и пробирку водой. Завернуть кусочек металлического кальция (размером с полспички) в марлю и с помощью щипцов быстро подвести к отверстию пробирки. Что наблюдается?



После полного вытеснения воды из пробирки закрыть (не переворачивая!) ее отверстие пальцем и собранный газ перелить в другую пробирку, перевернутую вверх дном (переливать в течение примерно 40 с). Поднося по очереди обе пробирки к огню, выяснить, перелит ли газ.

Что обнаруживается при разворачивании марли, в которой был кальций?

Подвергнуть анализу жидкость в кристаллизаторе. Для чего отобрать в пробирку 1 мл ее и добавить две капли фенолфталеина. Что наблюдается? Почему?

Рис.1. Получение водорода из воды

В. С помощью натрия. В стакан на 100 мл налить 30 мл воды, добавить 6 капель фенолфталеина и перемешать. Затем осторожно прилить 20 мл бензина или керосина и опустить в стакан кусочек очищенного натрия (величиной с горошину). Что наблюдается и почему? Как меняется цвет воды в ходе эксперимента? Почему? Сравнить интенсивность окраски фенолфталеина в растворах после опытов А, Б, В и объяснить различия.

ОПЫТ 2. ВОССТАНОВЛЕНИЕ ОКСИДА МЕДИ(II)

(Опыт выполняется под тягой!)

А. Получение водорода. Собрать установку, представленную на рис. 2. Предварительно заполнить хлоркальцевую трубку (2) гранулированным хлоридом кальция (зачем?), в трубку (3) поместить (с помощью длинного бумажного «ковшика») 0,1 г оксида меди(II), а в отверстие выходной трубки (4) вставить тонкую медную проволоку.

Проверить герметичность прибора. Затем в колбу (1) внести 30 гранул цинка, прилить 80 мл 2М серной кислоты и закрыть колбу пробкой. (Проследить, чтобы газоотводная трубка была близка к поверхности раствора. Почему?)

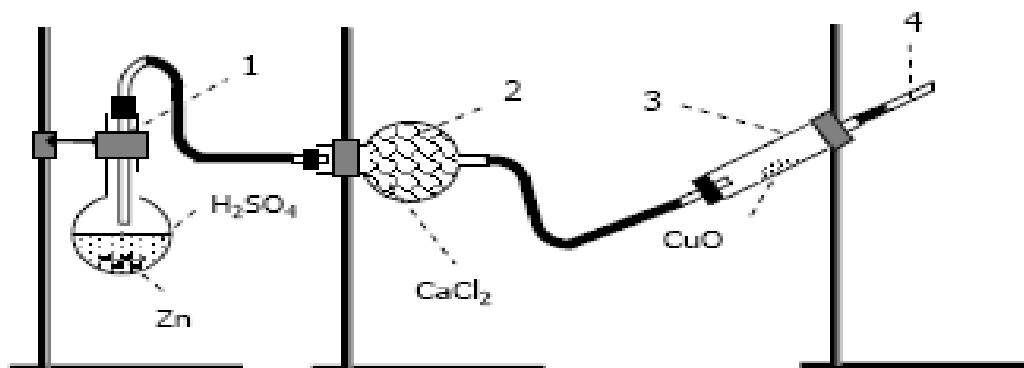


Рис.2. Установка для восстановления оксида меди(II).

Б. Проверка водорода на чистоту. Собрать газ из газоотводной трубки (4) в сухую пробирку, объемом не более 10 мл (собирать в течение примерно 1-2 минут). Затем закрыть пробирку пальцем (не переворачивая ее) и поднести, отняв палец, ее отверстие к огню. Что наблюдается и почему? Пункт Б повторять до тех пор, пока собранный газ не начнет сгорать без **резкого** звука, что и укажет на его сравнительную чистоту от кислорода.

В. Горение водорода.

Убедившись в отсутствии кислорода (во взрывоопасных количествах) в выделяющемся водороде, поджечь его у выхода из прибора. Отметить цвет пламени и в присутствии группы определить качественный состав продуктов сгорания. Для этого опрокинуть над пламенем холодную стеклянную воронку. Что наблюдается и почему?

Г. Восстановление меди(II). С помощью спиртовки осторожно прогреть трубку (3) по всей длине, а потом сильно нагреть ту ее часть, где находится оксид меди(II). Зачем?

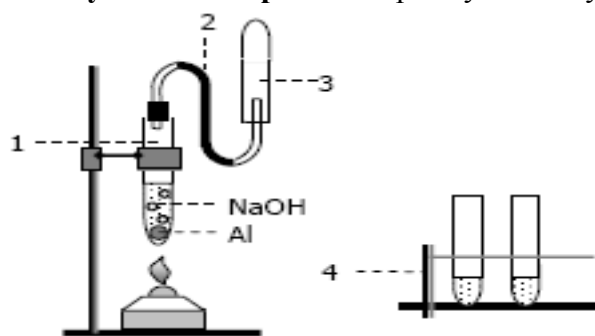
Следить за пламенем: если оно погаснет – прекратить нагревание и обратиться к преподавателю или лаборанту.

Когда оксид меди восстановится полностью, закончить нагревание и оставить прибор остывать, не прекращая тока водорода (почему?). Затем слить кислоту с гранул цинка в специальную банку, промыть их водой и сдать лаборанту.

ОПЫТ 3. ПОЛУЧЕНИЕ ВОДОРОДА ИЗ ЩЕЛОЧНОГО РАСТВОРА. СРАВНЕНИЕ АКТИВНОСТИ МОЛЕКУЛЯРНОГО И АТОМАРНОГО ВОДОРОДА

(Опыт выполняется под тягой!)

А. Получение водорода. Собрать установку, схема которой представлена на рис. 3.



Положить в пробирку (1) 3-4 кусочка алюминия и прилить 4 мл 1М гидроксида натрия. Заткнуть пробирку пробкой с газоотводной трубкой (2) и на последнюю надеть пробирку (3). Осторожно нагреть пробирку (1) спиртовкой и собирать выделяющийся газ в течение примерно 3-4 минут. Доказать, что собранный газ содержит водород (как?).

Рис.3. Получение водорода из щелочного раствора.

Б. Восстановление перманганата калия. В две чистые пробирки налить по 3 мл 20%-ной серной кислоты, и добавить по 2 капли 0,1М перманганата калия. В одну пробирку поместить 4 гранулы цинка, а через раствор во второй – пропускать водород из газоотводной трубки (2), опустив ее до дна пробирки; следить, чтобы жидкость не засосало в трубку. Через 10 минут сравнить окраску растворов в обеих пробирках и сделать вывод.

В. Определение изменения щелочности раствора. Из пробирки (1) (рис. 3) с помощью пипетки отобрать 1 мл раствора в стакан на 50 мл. (Гранулы Al сразу же промыть водопроводной водой и сдать лаборанту.) В другой такой же стакан поместить 1 мл исходной 1М щелочи. Затем в оба стакана добавить по 20 мл воды и измерить pH полученных растворов с помощью pH-метра.

ОПЫТ 4. ПОЛУЧЕНИЕ И ВЗРЫВ «ГРЕМУЧЕЙ СМЕСИ»

А. Получение водорода (по методу Кавендиша). В колбу с газоотводной трубкой поместить 10 гранул цинка и прилить 20 мл концентрированной хлороводородной кислоты. Газоотводную трубку подвести под консервную банку, опрокинутую вверх дном. В дне банки должно быть отверстие диаметром примерно 3 мм, которое на время ее заполнения заклеивается лейкопластырем.

Б. Образование и взрыв «гремучей смеси». После заполнения банки водородом (что устанавливается по выделению из-под нее «дыма»), газоотводную трубку удалить, отверстие банки открыть и сразу же выходящий из него водород поджечь длинной лучинкой (**стоять как можно дальше!**). Что наблюдается? Почему?

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Можно ли получить H_2O_2 непосредственным взаимодействием водорода и кислорода? Ответ обосновать.
2. Указать способы получения пероксида водорода, привести уравнения реакций.
3. Описать строение молекулы H_2O_2 . Почему эта молекула полярна?
4. Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
5. Привести примеры окислительного и восстановительного действия H_2O_2 . На чем основано применение H_2O_2 в медицине.
6. Написать уравнения реакций взаимодействия пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде; иодидом калия в кислой среде.

Лабораторная работа №2

ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Цель работы:

1. Изучить химические свойства галогенов и их соединений.
2. Знакомство с лабораторными способами получения галогенов и их соединений.

Содержание работы:

1. Получение хлора и исследование его химических свойств.
2. Получение хлороводорода и исследование его химических свойств.
3. Исследование восстановительной активности галогенид-ионов.
4. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички.
2. Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).

1. Реакции образования хлора

- 1.1 Поместите в пробирку несколько кристалликов перманганата калия и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Проведите следующие опыты и ответьте на вопросы.

А. Поднесите к пробирке полоску фильтровальной бумаги, смоченной раствором иодида калия. Как изменяется окраска иодида калия при действии хлора? Напишите уравнения реакций.

Б. Подкислите раствор иодида калия на фильтровальной бумаге каплей концентрированной соляной кислоты и поднесите к пробирке с выделяющимся хлором. Что наблюдаете? Отметьте отличия от предыдущего опыта. Напишите уравнение реакций.

В. Смочите полоску фильтровальной бумаги раствором бромиды калия и поднесите к пробирке с выделяющимся хлором, наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Г. Какой цвет приобрел раствор в пробирке после прекращения выделения хлора? Слейте раствор в другую пробирку и разбавьте водой. Что могло содержаться в растворе? Отметьте изменение цвета.

Д. Какой цвет имеет оставшееся в пробирке твердое вещество? Добавьте к нему дистиллированной воды и отметьте окраску раствора.

Чем может быть обусловлена окраска раствора? Будет ли отличаться по результатам последний эксперимент, если перманганат калия предварительно тщательно растереть?

1.2 В пробирку поместите небольшое количество оксида марганца (IV) и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Отметьте выделение хлора. Какую окраску приобрел раствор в пробирке по завершении реакции? Небольшое количество образовавшегося раствора перелейте в другую пробирку и разбавьте водой. Отметьте изменение цвета. Что могло содержаться в растворе? Напишите уравнения реакций.

1.3 Поместите в пробирку немного тщательно растертого дихромата калия и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Если признаков химической реакции нет, пробирку слегка подогрейте в пламени газовой горелки. Определите, выделяется ли хлор в этом случае. Напишите уравнения реакций.

1.4 Поместите в пробирку немного хлорной извести и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Какой газ выделяется? Напишите уравнение реакции.

1.5 Внесите в пробирку небольшое количество хлората калия и добавьте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Что происходит? Напишите уравнение реакции.

1.6 Поместите в пробирку немного сухой смеси хлорида натрия и оксида марганца (IV) и из пипетки осторожно добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Смесь слегка подогрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

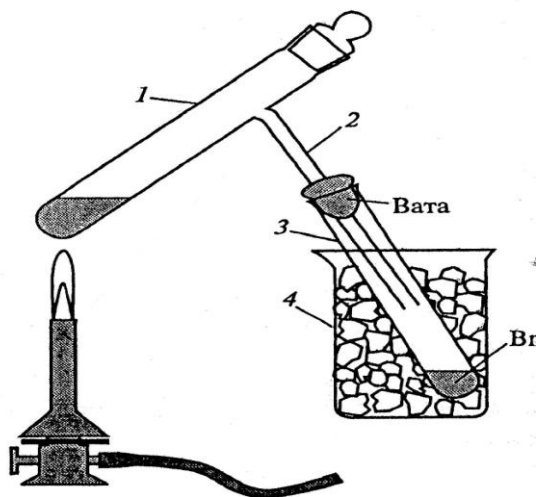


Рис. 1. Прибор для получения брома:
1- пробирка Вюрца; 2- газоотводная трубка;
3- пробирка-приемник; 4- баня со льдом и водой

2. Получение брома

В большую пробирку Вюрца 1 (рисунок 1) поместите 5 г бромиды калия и 2,5 г дихромата калия и прилейте 2 мл воды.

Газоотводную трубку 2 опустите в пробирку-приемник 3, охлаждаемую в ледяной бане 4 водой со льдом. Осторожно прибавьте в пробирку 7 с реакционной смесью 5 мл концентрированной серной кислоты и закройте пробирку стеклянной пришлифованной пробкой. Осторожно нагрейте реакционную смесь пламенем газовой горелки и отгоните образовавшийся бром в пробирку-приемник 3. Напишите уравнения реакций. Полученный бром используйте в опытах по изучению его свойств.

3. Получение иода

К 20 мл раствора, содержащего 3,5 г иодида калия, добавьте рассчитанное по уравнению реакции количество серной кислоты и 15 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Выпавший осадок йода отделите и просушите на стеклянном пористом фильтре, затем поместите в бюкс и взвесьте. Напишите уравнение реакции. Рассчитайте выход продукта в процентах от теоретического относительно взятого количества иодида калия.

4. Свойства брома

4.1 Взаимодействие брома с металлами

(Эксперименты с жидким бромом следует проводить в вытяжном шкафу защитной маске (очках) и перчатках в присутствии преподавателя).

4.1.1 Закрепите пробирку в лапке штатива над баней с песком и налейте в нее небольшое количество (0,5 мл) брома. Возьмите тигельными щипцами или длинным пинцетом узкую полоску алюминиевой фольги, предварительно зачищенной наждачной бумагой или скальпелем, и бросьте в пробирку с бромом. *(Осторожно! Реакция сильно экзотермична и начинается не сразу!)* По завершении реакции отметьте цвет и агрегатное состояние продукта. Напишите уравнение реакции.

4.1.2 Проведите аналогичный опыт с гранулированным оловом.

4.2 Получение и свойства бромной воды

4.2.1 В пробирку налейте одну-две капли брома и добавьте 5 мл дистиллированной воды. Перемешайте содержимое стеклянной палочкой. Отметьте окраску водного слоя. Отлейте 1 - 2 мл полученного раствора в другую пробирку. Добавьте небольшое количество (слой 5 мм) неполярного растворителя (бензола, тетраоксида углерода) и тщательно перемешайте содержимое пробирки.

После расслаивания жидкостей отметьте окраску водного слоя и слоя неполярного растворителя. По каплям добавьте 1М раствор гидроксида натрия, тщательно перемешивая жидкости после каждой новой капли щелочи, отметьте изменения окраски слоя неполярной жидкости. Напишите уравнение реакции.

В образовавшуюся смесь прибавьте по каплям 1 М раствор серной кислоты, тщательно перемешивая содержимое пробирки. Отметьте изменение окраски слоя неполярного растворителя. Напишите уравнение реакции.

Какова растворимость брома в воде? Как она зависит от температуры?

4.2.2 К раствору брома в воде (бромной воде) добавьте по каплям раствор йодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

4.2.3 К бромной воде, содержащей нерастворенный бром, добавьте немного раствора бромида калия и перемешайте. Отметьте изменение окраски раствора. Растворился ли бром полностью?

4.3 Свойства иода

4.3.1 В четыре пробирки налейте по 5 мл дистиллированной воды раствора хлорида натрия, раствора бромида калия и раствора иодида калия. В каждую пробирку опустите по несколько крупинок маленьких кристалликов йода. Содержимое пробирок перемешайте. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

4.3.2 В пробирку с дистиллированной водой поместите кристаллик йода и нагрейте. Отметьте окраску образующегося при нагревании раствора. Как изменяется окраска при охлаждении раствора?

Объясните изменения окраски после охлаждения раствора. Какова растворимость иода в воде? В какой форме иод находится в водном растворе? Как зависит растворимость иода от температуры? Сравните с температурной зависимостью растворимости хлора и брома.

4.3.3 Налейте в пробирку 2 мл разбавленной серной кислоты, добавьте две-три капли концентрированного раствора бромата калия и маленький кристаллик иода. Содержимое пробирки тщательно перемешайте и прибавьте несколько капель неполярного

растворителя до образования тонкого слоя (5 мм). Встряхните содержимое пробирки. Отметьте окраску слоя неполярного растворителя. Напишите уравнение реакции.

5. Галогениды металлов

5.1 Малорастворимые галогениды

5.1.1. К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Отметьте цвет образующихся осадков и напишите уравнения реакций. Проведите следующие опыты с полученными осадками.

А. Испытайте действие на осадки хлорида серебра концентрированной соляной кислоты и насыщенного раствора хлорида натрия. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

Б. Испытайте действие на осадки бромида серебра насыщенного раствора бромида калия и концентрированной азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

В. К осадку иодида серебра добавьте избыток раствора иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

5.1.2. К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора нитрата свинца. Отметьте цвет образующихся осадков и напишите уравнения реакций.

5.2 Окисление галогенид-ионов

5.2.1. К растворам хлорида натрия, бромида калия и иодида калия добавьте по несколько капель раствора перманганата калия. Отметьте окраску растворов. Определите рН растворов универсальной индикаторной бумагой. Какие химические процессы могут протекать в этих условиях? Напишите уравнения реакций.

К полученным растворам по каплям добавляйте 5 М раствор серной кислоты до прекращения изменения окраски раствора. Как изменяется окраска раствора при увеличении количества добавляемой кислоты? Какие химические превращения происходят при этом? Напишите уравнения реакций.

5.2.2. К растворам бромида калия и иодида калия добавьте раствор дихромата калия и подкислите по каплям 5 М серной кислотой до прекращения изменения окраски. Добавьте в пробирки несколько капель неполярного растворителя (бензола, тетрагидрофурана) и отметьте окраску слоя неполярного растворителя. Напишите уравнения реакций.

5.2.3. К растворам бромида калия и иодида калия добавьте раствор пероксида водорода и подкислите серной кислотой. Что происходит? Напишите уравнения химических реакций.

Сравните стандартные окислительно-восстановительные потенциалы галогенид-ионов и используемых окислителей и объясните наблюдаемые явления.

5.3 Взаимодействие хлорида натрия, бромида калия и иодида калия с концентрированной серной кислотой

В три пробирки поместите немного (0,5 г) сухих солей: хлорида натрия, бромида калия и иодида калия. Подготовьте индикаторы: а) увлажненные полоски бумаги с универсальным индикатором; б) полоски фильтровальной бумаги, смоченные подкисленным раствором перманганата калия; в) полоски фильтровальной бумаги, смоченные раствором нитрата или ацетата свинца.

В каждую из пробирок добавьте пипеткой одну-две капли концентрированной серной кислоты. Поочередно помещая в пробирки полоски индикаторов, отметьте изменения их цветов.

Повторите этот эксперимент с бромидом и иодидом калия, добавив избыток концентрированной серной кислоты.

Сравните полученные результаты. Сделайте выводы о составе газообразных продуктов реакции. Напишите уравнения реакций.

Чем могут быть загрязнены бромид и иодид водорода, полученные этим способом? Какой из галогеноводородов является более сильным восстановителем? Какие галогеноводороды в чистом виде можно получить действием концентрированной серной кислоты на соответствующий галогенид?

5.4 Взаимодействие бромида и иодида калия с концентрированной ортофосфорной кислотой

В две пробирки поместите небольшое количество сухих бромида и иодида калия. В обе пробирки добавьте концентрированную ортофосфорную кислоту. При необходимости пробирки подогрейте. Для определения состава выделяющегося газа используйте, как и в предыдущем опыте, увлажненные полоски бумаги универсального индикатора и полоски фильтровальной бумаги, смоченные растворами подкисленного перманганата калия и нитрата свинца. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Объясните различие продуктов взаимодействия галогенидов с серной и фосфорной кислотами.

6. Иодат калия

Получение иодата калия.

Подогрейте в химическом стакане 20 мл дистиллированной воды и растворите 5 г тонкорастертого перманганата калия. В полученный горячий раствор внесите небольшими порциями 2,5 г мелкоизмельченного иода. Для инициирования реакции добавьте немного (0,1 г) иодида калия или прилейте несколько капель гидроксида калия. О завершении реакции можно судить по изменению окраски капли пробы раствора на белом фоне фильтровальной бумаги. По окончании взаимодействия горячий раствор профильтруйте через бумажный складчатый фильтр на воронке для горячего фильтрования.

Стакан с фильтратом охладите в бане со льдом. Выпавшие при охлаждении кристаллы иодата калия отфильтруйте на воронке со стеклянным фильтрующим дном подходящей пористости. Фильтрат соберите в отдельный стакан.

Для увеличения выхода промойте остаток на воронке для горячего фильтрования в несколько приемов 50 мл кипящей дистиллированной воды. Полученный раствор объедините с предыдущим фильтратом и упарьте в фарфоровой чашке на водяной бане до $\frac{1}{4}$ объема. Раствор после упаривания охладите в бане со льдом и отфильтруйте выпавшие кристаллы иодата калия на воронке со стеклянным фильтрующим дном.

Напишите уравнение реакции синтеза иодата калия. Определите выход иодата калия относительно взятого количества иода.

Порядок работы:

5. Получить от преподавателя задание.
6. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
7. Оформить протокол работы.
8. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

4. Тема и цель работы.
5. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
6. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Могут ли одновременно существовать в растворе следующие вещества: а) хлорная вода и хлороводород, б) хлорная вода и бромоводород, в) хлорная вода и иодид калия, г) бромная вода и сульфид натрия, д) хлорид железа (III) и иодид калия?
2. Написать уравнения реакций получения всех галогеноводородов. Каковы особенности этих процессов?
3. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
4. Неизвестный галогеноводород пропустили в раствор щелочи массой 100 г с массовой

- долей КОН 11,2%. В образовавшемся нейтральном растворе массовая доля соли равна 13,89%. Определить галогеноводород.
5. Рассчитать объем хлора (н.у.) и объем раствора гидроксида калия с его массовой долей 50% и плотностью 1,538 г/мл, необходимых для получения бертолетовой соли массой 250 г, если ее массовая доля выхода равна 88%.
 6. Сколько миллилитров 6,8%-ного раствора KClO_3 ($\rho=1,04$ г/см³) следует взять для того, чтобы в присутствии H_2SO_4 окислить FeSO_4 , содержащийся в 250 мл его 21%-ного раствора ($\rho=1,22$ г/см³)?
 7. Необходимо получить 508 г хлорной извести. В лаборатории имеется кальций, H_2O , MnO_2 , 70%-ный раствор серной кислоты ($\rho=1,617$ г/см³), NaCl . Какова масса Ca , H_2O и MnO_2 и какой объем раствора серной кислоты потребуется для этого?
 8. Вычислить объем хлора (н.у.) и массу гидроксида калия, которые необходимы для получения бертолетовой соли, если выход продукта составляет 0,87.
 9. Смесь карбоната и сульфита натрия массой 63,3 г обработали избытком соляной кислоты. Газообразные продукты реакции пропустили через избыток бромной воды, после чего осталось 11,2 л газа (н.у.). Определить массовые доли солей в исходной смеси и количество содержащегося в соляной кислоте хлороводорода, который вступил в реакцию со смесью солей.
 10. К 200 мл 0,1 н раствора нитрата серебра добавили 2 г бромида калия. Сколько граммов бромида серебра выпадает в осадок? Чему будет равна нормальная концентрация солей в растворе?
 11. Определить нормальность раствора KI , если 200 мл этого раствора количественно реагируют в кислой среде с 240 мл 0,05 н раствора KMnO_4 . Рассчитать массы взаимодействующих солей.
 12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - а) $\text{PbBr}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{FeBr}_3$;
 - б) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{HCl}$;
 - в) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3$.
 13. Написать уравнения следующих реакций:

1) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow$	9) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
2) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$	10) $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow$
3) $\text{HBrO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow$	11) $\text{HClO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow$
4) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$	12) $\text{CaOCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
5) $\text{HClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	13) $\text{HCl} + \text{PbO}_2 \rightarrow$
6) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow$	14) $\text{Br}_2 + \text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
7) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}(\text{p-p}) \rightarrow$	15) $\text{HClO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	

Лабораторная работа №3

"Кислород, сера и их соединения"

Цель работы:

1. Изучить химические свойства кислорода и его соединений
2. Изучение химических свойств серы и его соединений.
3. Знакомство с лабораторными способами получения кислорода и соединений серы

Содержание работы:

1. Получение и свойства кислорода.
2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Восстановительные свойства серы и сероводорода.
4. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия.
5. Сравнительная оценка растворимости сульфита и сульфата бария в кислоте. Обнаружение сульфат-иона.

Приборы и реактивы:

1. Лабораторный штатив, пробирки, пипетки, спиртовка, держатель для пробирок, лопаточка, лучинка, спички.
2. Перманганат калия (тв.), раствор перманганата калия, 3% и 30% раствор H_2O_2 , диоксид марганца, дихромат калия (насыщ. раствор), иодид калия, серная кислота (разб. раствор), крахмальный клейстер, нитрат серебра, раствор аммиака, азотная кислота (конц.), сера, хлорид бария, сульфид натрия (раствор).

Опыт 1. Получение и свойства кислорода

В сухую пробирку поместите приблизительно 2 г перманганата калия. Укрепите пробирку в лапке штатива и нагрейте ее. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

Опыт 2. Каталитическое разложение пероксида водорода

А) Налейте в пробирку 8-10 капель 3%-ного раствора H_2O_2 и внесите в пробирку несколько кристаллов диоксида марганца в качестве катализатора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Б) Налейте в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора дихромата калия и слегка подогрейте. Добавьте 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Происходит почернение раствора за счет образования промежуточных соединений типа $\text{K}_2[\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}_2]$. Через 1-2 минуты происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Опыт 3. Окислительные свойства пероксида водорода

В пробирку к 3 каплям раствора иодида калия прибавьте 2 капли разбавленного раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Образование йода становится более заметным, если к раствору в пробирке добавить несколько капель органического растворителя или несколько капель крахмального клейстера. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Восстановительные свойства пероксида водорода

А) В пробирку внесите 2-3 капли раствора перманганата калия и 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Затем к полученному в пробирке раствору добавьте несколько капель раствора пероксида водорода до изменения окраски раствора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

Б) К 4-5 каплям раствора нитрата серебра добавьте по каплям раствор аммиака до растворения образовавшейся мути. К полученному раствору прибавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Запишите наблюдения и составьте уравнения реакций.

В) Получите (в вытяжном шкафу!) осадок сульфида свинца взаимодействием растворов нитрата (ацетата) свинца и сульфида аммония (натрия). Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработайте раствором пероксида водорода. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции.

Опыт 5. Восстановительные свойства серы

Тяга! В пробирку налейте 1-2 мл концентрированного раствора азотной кислоты и внесите в пробирку небольшой кусочек серы. Содержимое пробирки нагрейте. Азотная кислота при этом восстанавливается до оксида азота (II), а сера окисляется до сульфат-иона, который можно легко обнаружить, добавив к полученному раствору несколько капель раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций окисления серы и обнаружения сульфат-иона.

Опыт 6. Восстановительные свойства сероводорода.

В пробирку внесите по 2-3 капли раствора:

а) перманганата калия, б) дихромата калия.

В пробирку добавьте по 2-3 капли разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора сульфида натрия до изменения окраски раствора. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия

А) В пробирку налейте по 2-3 капли раствора дихромата калия и разбавленной серной кислоты. К смеси добавьте несколько капель раствора сернистой кислоты или несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Какие свойства проявляет сернистая кислота или ее соль в этой реакции? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. (Данная реакция может служить реакцией открытия иона SO_3^{2-} в отсутствие других восстановителей).

Б) В пробирку с 3-5 каплями раствора сернистой кислоты или сульфита натрия добавьте несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Каким образом можно доказать присутствие иона SO_4^{2-} в продуктах реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 8. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте.

Обнаружение сульфат-иона

В одну пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата натрия, в другую – 2-3 капли раствора сульфита натрия. В обе пробирки добавьте 1-2 капли раствора хлорида бария. В обеих ли пробирках выпадает осадок? Добавьте в обе пробирки по 2-3 капли разбавленной азотной (соляной) кислоты. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Опыт 9. Тиосульфат натрия

- Получение тиосульфата натрия

Растворите в небольшой конической колбе 2 г сульфита натрия в 25 мл воды. Измельчите в фарфоровой ступке 1,5 г серы, смочите спиртом и перенесите в колбу с раствором сульфита натрия. Смесь нагрейте до кипения. Признаком окончания реакции служит нейтральная реакция раствора по универсальной индикаторной бумаге. Добавьте еще два раза по 2 г сульфита натрия с продолжением кипячения до нейтральной реакции в каждом случае.

Полученный горячий раствор профильтруйте через бумажный фильтр на воронке для горячего фильтрования и упарьте на водяной бане до 1/3 первоначального объема. Выпавшие после охлаждения кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера. Напишите уравнение реакции.

- Свойства тиосульфата натрия

1. Растворите несколько кристаллов тиосульфата в небольшом количестве воды и добавьте 1-2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

2. Поместите в небольшой тигель несколько кристаллов тиосульфата натрия и сначала осторожно, а затем сильно нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

3. Проведите опыты по изучению взаимодействия тиосульфата натрия с растворимыми солями меди (I) и (II), цинка, свинца, железа (II) и (III).

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Электронное строение и параметры атомов элементов главной подгруппы шестой группы. Периодичность их изменения.

2. Кислород: кислород в природе, воздух. Получение кислорода.
3. Свойства и применение кислорода.
4. Пероксид водорода. Описать строение молекулы H_2O_2 . Почему эта молекула полярна?
5. Указать способы получения пероксида водорода, привести уравнения реакций. Можно ли получить H_2O_2 непосредственным взаимодействием водорода и кислорода? Ответ обосновать.
6. Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
7. Привести примеры окислительного и восстановительного действия H_2O_2 . На чем основано применение H_2O_2 в медицине.
8. Написать уравнения реакций взаимодействия пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде; иодидом калия в кислой среде; хроматом калия в щелочной среде.
9. Озон.
10. Газ, полученный при разложении 425 г нитрата натрия, смешали в замкнутом сосуде с другим газом, образовавшимся при действии избытка водного раствора гидроксида калия на 45 г алюминия. Смесь газов взорвали. Определить массу полученного продукта.
11. Какое количество вещества KMnO_4 надо разложить для наполнения кислородом газометра емкостью 20 л?
12. Какой объем воздуха (при н.у.), содержащего 12% O_3 , потребуется для окисления в кислой среде NaI , содержащегося в 280 мл его 0,1 н раствора?
13. Закончить уравнения следующих реакций:

а) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaI} \rightarrow$	б) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$	г) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow$
д) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{As}_2\text{S}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	е) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ж) $\text{TeO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$	з) $\text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
и) $\text{TeO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	к) $\text{O}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
л) $\text{O}_3 + \text{PbS} \rightarrow$	м) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow$

Лабораторная работа №4
«Азот и фосфор»

Цель работы:

1. Изучить химические свойства соединений азота.
2. Изучить химические свойства фосфора и его соединений.

Содержание работы:

1. Получение азота и солей аммония, исследование их химических свойств.
2. Получение оксида азота (II).
3. Исследование окислительных свойств азотной кислоты.
4. Химические свойства фосфорной кислоты, получение фосфатов и гидрофосфатов..

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички, универсальная индикаторная бумага, штатив.
2. Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).
Водные растворы фосфата натрия, гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия, сульфата железа (III), роданида калия KSCN , хлорида бария, соляной кислоты, азотной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида аммония.

Опыт 1. *Получение аммиака*

К 4-5 каплям раствора хлорида или сульфата аммония прилейте равный объем разбавленного раствора гидроксида натрия. Раствор слегка подогрейте. К отверстию пробирки поднесите влажную лакмусовую (универсальную) бумажку или полоску фильтровальной бумаги, смоченную фенолфталеином. Бумагой не касайтесь стенок пробирки. Как изменяется цвет бумаги и почему? (Качественная реакция на ион аммония).

Опыт 2. *Восстановительные свойства аммиака*

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогрейте. Как изменяется окраска раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до диоксида марганца.

Опыт 3. *Отношение солей аммония к нагреванию*

А) Поместите в сухую пробирку немного кристаллического хлорида аммония и нагрейте пробирку. Обратите внимание на образование белого налета на холодных стенках верхней части пробирки. Составьте уравнение реакции.

Б) Возьмите на кончике шпателя немного сульфата аммония, предварительно растертого в ступке, и высыпьте соль в сухую пробирку. Пробирку нагрейте. Обратите внимание на запах, появившийся во время нагревания. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. Что происходит? Оставшееся вещество в пробирке растворите в воде и определите характер среды в растворе. Напишите уравнения реакций разложения сульфата аммония и диссоциации в растворе вещества, образовавшегося в результате разложения соли.

В) В сухую пробирку насыпьте немного дихромата аммония. Закрепите пробирку в штативе вертикально, и немного подогрейте. Как только начнется разложение соли, нагревание прекратите. Что наблюдается? Имеют ли запах продукты реакции разложения соли? Составьте уравнение реакции. В чем отличие поведения этой соли от солей в опытах, сделанных до этого. Какие соли аммония разлагаются подобно дихромату аммония?

Опыт 4. *Гидролиз солей аммония*

С помощью рН-индикаторной бумаги определите характер среды в растворе хлорида или сульфата аммония. Напишите уравнение реакции гидролиза соли. Есть ли разница в гидролизе этих солей.

Опыт 5. *Получение оксида азота (II)*

В пробирку с газоотводной трубкой поместите немного мелких стружек меди и прибавьте несколько капель разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл). Закройте пробирку пробкой и слегка ее нагрейте. Обратите внимание на цвет выделяющегося газа. Газ пропустите в пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата железа (II).

Опыт 6. *Свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами*

Поместите в пробирку немного цинковой пыли или стружек магния и прибавьте несколько капель очень разбавленной азотной кислоты. Взболтайте смесь. По запаху определите, какой газ выделяется. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. *Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами*

В фарфоровую чашку налейте немного концентрированной азотной кислоты. Положите в кислоту небольшой кусочек серы. Поставив чашку на асбестовую сетку, осторожно ее нагрейте. Что наблюдается? Охладите реакционную смесь. Несколько капель смеси поместите в пробирку и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций.

Опыт 8. *Окислительные свойства азотной кислоты*

К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), подкисленного каплей разбавленной серной кислоты, прибавьте 5-6 капель концентрированной азотной

кислоты. Смесь нагрейте до начала кипения. Несколько капель полученного раствора разбавьте водой и добавьте одну каплю раствора роданида аммония (калия). Что происходит? Предварительно убедитесь в том, что исходный раствор сульфата железа (II), не дает или почти не дает окрашивания с роданидом аммония.

Опыт 9. *Получение и свойства азотистой кислоты*

Растворите 0,3 г нитрита калия в 2-3 мл воды, охладите раствор в бане со льдом и прибавьте к нему 2-3 мл охлажденной во льду 30%-ной серной кислоты. Что наблюдаете?

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора нитрита калия, подкислите его разбавленной серной кислотой и добавьте несколько капель разбавленного раствора перманганата калия. Что наблюдаете? Проведите аналогичный опыт с раствором дихромата калия.

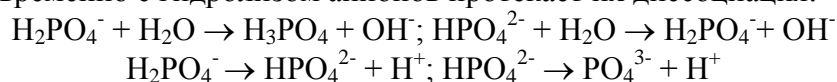
К 2-3 мл подкисленного раствора иодида калия добавьте несколько капель крахмала и раствора нитрита калия. Что наблюдаете? Проведите аналогичный опыт с раствором нитрата калия.

К подкисленному раствору 2-3 мл бромиды калия добавьте несколько капель нитрита калия и несколько капель тетраоксида углерода или бензола и энергично встряхните. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 10. *Гидролиз солей фосфорной кислоты*

Соли фосфорной кислоты, растворимые в воде, гидролизуются. Гидролиз протекает неодинаково у средних и кислых солей. При гидролизе кислых солей щелочных металлов одновременно с гидролизом анионов протекает их диссоциация:



С помощью универсальной индикаторной бумаги проверьте характер среды в растворах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Полученные окраски индикаторной бумаги сравните с цветной шкалой pH-индикаторной бумаги. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

Раствор соли	pH среды	Вывод
Na_3PO_4		
Na_2HPO_4		
NaH_2PO_4		

Реакция образования растворимых фосфатов широко используется в аналитической химии как качественная реакция на фосфат-ион.

Опыт 11. *Образование фосфата железа (III)*

К 3-4 каплям раствора сульфата железа (III) прилейте 2-3 капли роданида калия KSCN и несколько капель раствора, содержащего фосфат-ион Na_2HPO_4 . Красная окраска раствора исчезает в результате перехода роданида железа в малорастворимый фосфат, имеющий слабо-желтый цвет.

Опыт 12. *Образование гидрофосфата бария*

К 2-3 каплям Na_2HPO_4 прибавьте несколько капель хлорида бария BaCl_2 . Образуется белый осадок BaHPO_4 , растворимый в соляной HCl и азотной кислоте HNO_3 и нерастворимый в уксусной. Проверьте растворимость осадка в кислотах. Составьте уравнения реакций.

Опыт 13. *Образование фосфата серебра.*

К 3-4 каплям раствора Na_2HPO_4 добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 . Образуется желтый осадок Ag_3PO_4 , растворимый в разбавленной азотной кислоте HNO_3 и растворе аммиака NH_4OH .

Контрольные вопросы.

1. Относятся ли реакции взаимодействия диоксида азота с водой и с раствором щелочи к окислительно-восстановительным? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
2. Составьте уравнения реакций термического разложения нитратов калия, меди (II),

- свинца и серебра.
- Все оксиды азота полностью реагируют с раскаленной медью, образуя CuO и N₂. Какова формула оксида азота, если масса полученного CuO составила 0,7105 г и азот выделился объемом 200 см³ (н.у.)?
 - Какой объем, приведенный к н. у., будет занимать аммиак, полученный из смеси 50 г хлорида аммония с 70 г гашеной извести?
 - Какую массу (NH₄)₂SO₄ можно получить при взаимодействии H₂SO₄ с 1 кг аммиака? Какой объем 60%-ного раствора H₂SO₄ (ρ=1,5 г/см³) будет при этом затрачен?
 - Сколько граммов нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 М раствора?
 - Смесь аммиака с водородом объемом 0,56 л (н.у.) пропустили при нагревании через трубку с оксидом меди (II) массой 3,2 г. Смесь твердых веществ, образовавшуюся в трубке, обработали соляной кислотой, содержащей 0,03 моль HCl. Оставшаяся в растворе кислота может прореагировать с 16 мл 0,625 М раствора гидрокарбоната калия. Вычислите объемные доли газов в исходной смеси.
 - Смесь азота, оксида азота (II) и оксида азота (IV) объемом 82,4 мл пропустили через воду. Объем газов, не поглощенных водой, составил 50,4 мл. К ним добавили 16 мл кислорода. Объем газовой смеси после завершения реакции стал равен 56,1 мл. Определить объемную долю оксида азота (II) в исходной смеси. (Объемы всех газов измерены при н.у.).
 - Смесь нитратов натрия и серебра прокалили. При обработке твердого остатка водой объемом 124,2 мл часть его растворилась и был получен 10%-ный раствор с плотностью 1 г/мл. Масса нерастворившегося в воде остатка составила 7,2 г. Определите суммарный объем газов, выделившихся при прокаливании смеси нитратов (н.у.).
 - Какой объем 96%-ного раствора H₂SO₄ (пл. 1,84) потребуется для взаимодействия с 10 г NaNO₃ при несильном нагревании? Какая масса HNO₃ при этом получится, если 4% ее разлагается во время реакции?
 - Какая масса аммиака потребуется для получения 1 т азотной кислоты, если производственные потери азота составляют 6%?
 - Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:

а) Li + N ₂ →	м) NH ₄ Cl + CuO →
б) Mg ₃ N ₂ + H ₂ O →	н) Sb ₂ O ₅ + KOH + H ₂ O →
в) HNO ₂ + H ₂ O ₂ →	о) H ₃ PO ₃ + AgNO ₃ + H ₂ O →
г) HNO ₂ + H ₂ S →	п) H ₃ PO ₄ + CaCl ₂ →
д) KNO ₂ + K ₂ Cr ₂ O ₇ + H ₂ SO ₄ →	р) As ₂ S ₅ + HNO ₃ (конц.) →
е) KNO ₂ + KI + H ₂ SO ₄ →	с) PH ₃ + KMnO ₄ + H ₂ SO ₄ →
ж) NO ₂ + H ₂ O →	т) HNO ₃ + Cu ₂ S →
з) N ₂ O ₄ + Ca(OH) ₂ →	у) NaBiO ₃ + NaI + H ₂ SO ₄ →
и) N ₂ H ₄ + O ₂ →	ф) Sb + HNO ₃ (конц.) →
к) HNO ₃ (конц.) + Cu (Ag, Zn, Fe, Al, Mg) →	
л) HNO ₃ (разб.) + Cu (Ag, Zn, Fe, Al, Mg) →	
 - Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 - NH₃ → N₂ → NO → NO₂ → KNO₃ → O₂;
 - HNO₃ → NH₃ → (NH₄)₂Cr₂O₇ → N₂ → Na₃N → NH₄NO₃.

Лабораторная работа №5

«Углерод, кремний, олово, свинец»

Цель работы:

1. Изучение химических свойств углерода, кремния, олова, свинца и их соединений
2. Ознакомление с лабораторными способами получения карбонатов и кремниевой кислоты.

Содержание работы:

1. Получение и разложение карбонатов.
2. Получение кремниевой кислоты.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, пипетки, штатив, газоотводная трубка, колба, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
2. Водные растворы хлорида бария, сульфата цинка, хлорида железа (III), карбоната натрия, силиката натрия, хлорида олова (II), перманганата калия, серной кислоты, соляной кислоты (разб.), азотной кислоты (разб.), гидроксида натрия, сульфида натрия, иодида калия; известковая вода, карбонат аммония (тв), концентрированная соляная кислота, металлический цинк, оксид свинца (II).

I. Углерод и его соединения

Опыт 1. Соли угольной кислоты

А) В штативе закрепляют наклонно отверстием вниз сухую пробирку с газоотводной трубкой, помещают в нее $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ и нагревают. Газоотводную трубку опускают в стаканчик с известковой водой $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Наблюдают помутнение раствора. Продолжают пропускать газ до растворения осадка. Напишите уравнения реакций.

Б) Испытать отношение карбонатов разных металлов к нагреванию. Для этого прокалить в тиглях следующие соли: карбонат кальция, карбонат натрия, гидрокарбонат натрия. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

В) К 2-3 мл раствора хлорида кальция добавьте раствор гидрокарбоната натрия. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Получение карбонатов

В пробирки наливают растворы солей: а) BaCl_2 ; б) ZnSO_4 ; в) FeCl_3 и приливают к ним раствор Na_2CO_3 . Наблюдают осаждение веществ и отмечают окраску полученных осадков карбоната BaCO_3 (а), гидроксокарбоната $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$ (б), гидроксида $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (в). Напишите уравнения реакций.

II. Кремний и его соединения

Опыт 3. Гидролиз силиката натрия

Приготовьте раствор жидкого стекла в воде. Определите pH раствора с помощью индикаторной бумаги.

Разлейте раствор в две пробирки. В первую прибавьте разбавленную соляную кислоту. Что происходит? Во вторую пробирку добавьте немного сухого хлорида аммония. Содержимое пробирки хорошо перемешайте. Каков состав выпавшего осадка? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение «неорганического сада»

Поместите кристаллы солей кобальта, железа (II), алюминия, никеля и кальция на дно прозрачного стакана и осторожно прилейте 30-50 мл раствора «жидкого стекла». Что наблюдаете? Кристаллы солей можно добавлять в раствор сверху.

Опыт 5. Гидрогель и гидрозоль кремниевой кислоты

А) *Гидрогель кремниевой кислоты.* Налейте в пробирку 5 мл концентрированного раствора «жидкого стекла», быстро прилейте к нему 3 мл 24%-ного раствора соляной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете?

Б) *Гидрозоль кремниевой кислоты.* К 6 мл концентрированного раствора соляной кислоты прилейте 1 мл «жидкого стекла». Что наблюдаете? Проходит ли полученный кислый раствор через бумажный фильтр? Нагрейте раствор почти до кипения, а затем охладите. Что происходит?

III. Олово, свинец и их соединения

Опыт 6. *Получение олова восстановлением цинком*

В раствор хлорида олова (II) опустите пластинку металлического цинка. Что происходит? Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. *Свойства олова.* Проведите реакции олова с азотной, серной и соляной кислотами в разных условиях (температура, концентрация). Растворяется ли олово в растворе щелочи? Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 8. *Гидроксид олова (II).* Осадите в пробирке гидроксид олова (II) из раствора хлорида олова. Чем следует осаждать гидроксид олова? Напишите уравнение реакции.

Опыт 9. *Получение и свойства гидроксостанната (II) натрия*

А) К раствору хлорида олова (II) прилейте небольшими порциями избыток раствора гидроксида натрия. Что происходит? Нагрейте полученный раствор. Что наблюдаете?

Б) Осадите гидроксид висмута и внесите его в раствор гидроксостанната (II) натрия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 10. *Получение и свойства β-оловянной кислоты.* Обработайте 0,5 г олова концентрированным раствором азотной кислоты при нагревании (в вытяжном шкафу!). Что наблюдаете? Тщательно промойте полученный осадок водой путем декантации. Испытайте отношение β-оловянной кислоты к растворам щелочей и кислот. Напишите уравнения реакций.

Опыт 11. *Сульфиды и тиосоли олова.*

Осадите сульфид олова действием сульфида натрия на раствор хлорида олова (II). Подействуйте на осадок избытком концентрированных растворов соляной кислоты и гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Проверьте действие недостатка и избытка сульфида натрия на осадок сульфида олова. К небольшому количеству растворов полученных тиосолей олова добавить разбавленную соляную кислоту. Что происходит?

Опыт 12. *Получение свинца вытеснением цинком.* В раствор ацетата или нитрата свинца опускают гранулу металлического цинка. Наблюдают выделение кристаллического свинца из раствора.

Опыт 13. *Свойства свинца.* Испытайте действие разбавленных растворов соляной, азотной и уксусной кислот, а также 10%-ного раствора гидроксида натрия на металлический свинец. Объясните происходящие явления и напишите уравнения реакций.

Опыт 14. *Свойства оксидов свинца.*

А) Возьмите две пробирки. В одну поместите небольшое количество оксида свинца (II), в другую - оксида свинца (IV). В каждую пробирку налейте 3-5 мл концентрированного раствора соляной кислоты (в вытяжном шкафу!). Перемешайте содержимое пробирок и нагрейте. Что наблюдаете? Какой газ выделяется?

Б) Испытайте действие 10%-го и концентрированного растворов гидроксида натрия на оксиды свинца. Что наблюдаете?

Опыт 15. *Гидроксид свинца (II).* Осадите в пробирке гидроксид свинца из раствора нитрата и ацетата свинца. Чем следует осаждать гидроксид свинца? Напишите уравнения реакций. Подействуйте на полученный осадок азотной кислотой и концентрированным раствором гидроксида натрия. Что наблюдаете?

Опыт 16. *Соли свинца и их свойства.*

А) Иодид свинца. В пробирку с 1-2 мл раствора ацетата свинца, подкисленного уксусной кислотой, прилейте 1-2 мл раствора иодида калия. Что наблюдаете? Перелейте часть раствора с осадком (около 1 мл) в стакан, добавьте 10-15 мл воды и нагрейте. Какой цвет полученного раствора? Оставьте стакан с раствором охлаждаться на воздухе и наблюдайте за выпадением кристаллов («золотой дождь»).

Б) Сульфид свинца. Получите в вытяжном шкафу осадок сульфида свинца взаимодействием растворов нитрата (ацетата) свинца и сульфида аммония (натрия). Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработайте разбавленным и концентрированными растворами азотной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

Тема и цель работы.

Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.

Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Смесь кремния с оксидом кремния (IV) обработали избытком раствора гидроксида натрия, в результате чего выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Из образовавшегося раствора был выделен метасиликат натрия массой 25 г. Вычислить значение массовой доли кремния в исходной смеси.
2. Смесь углерода со свинцом обработали при нагревании избытком концентрированного раствора азотной кислоты, в результате чего выделилась смесь газов объемом 15,68 л (н.у.). При пропускании этой смеси через избыток известковой воды образовался осадок массой 10 г. Вычислить значение массовой доли углерода в исходной смеси.
3. Некоторую массу карбоната кальция внесли в раствор соляной кислоты, и после полного растворения соли масса образовавшегося раствора увеличилась по сравнению с массой исходного раствора соляной кислоты на 5,6 г. Вычислить, какая масса карбоната кальция была внесена.
4. Избыток углекислого газа пропущен над 0,84 г раскаленного угля. Образовавшийся при этом газ далее пропускался над нагретым оксидом меди (II) массой 11,2 г. Какой объем 63%-ной азотной кислоты (плотностью 1,4 г/мл) понадобится для полного растворения образовавшегося в последней реакции вещества?
5. К 400 г 11,1%-го раствора хлорида кальция добавили 57,2 г десятиводного карбоната натрия, после чего пропустили 3,36 л углекислого газа (н.у.). Вычислите массовые доли всех веществ в растворе после завершения реакций.
6. Из 5 кг угля, массовая доля углерода в котором равна 60%, получили водяной газ. Каков объем этого газа при температуре 77°C и давлении 1,5 атм?
7. Смесь кремния и аморфного диоксида кремния, содержащего 6,25% примесей, нагревали с раствором едкого натра до полного растворения; при этом объем выделившегося газа составил 448 л (н.у.). К полученному раствору добавили избыток соляной кислоты и получили студенистый осадок. После высушивания его масса оказалась равной 1,17 кг. Определите массу исходной смеси.
8. При прокаливании 20 г смеси негашеной извести, кальцинированной соды и питьевой соды выделилось 0,04 л газа (н.у.), а при действии на такую же массу исходной смеси избытка хлороводородной кислоты выделилось 1,86 л газа (н.у.). Определите массовые доли веществ в смеси.
9. Закончите уравнения следующих реакций:
 - а) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{Si} (\text{C}, \text{Sn}, \text{Pb}) \rightarrow$
 - б) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ge} \rightarrow$
 - в) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) + \text{Sn} (\text{C}, \text{Si}, \text{Pb}) \rightarrow$
 - д) $\text{Mg}_2\text{Si} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разбавл.}) \rightarrow$
 - е) $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - з) $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow$
 - и) $\text{SnCl}_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \dots$
 - к) $\text{GeCl}_2 + \text{O}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - л) $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - м) $\text{PbS} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$



10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

- $\text{CO}_2 \rightarrow \text{COCl}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3 \rightarrow \text{CH}_4$;
- $\text{Si} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3$;
- $\text{CO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{COBr}_2$;
- $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{H}_2[\text{PbCl}_6]$.

Лабораторная работа №6
«Бор. Алюминий.»

Цель работы:

- Изучить химические свойства алюминия и его соединений.

Содержание работы:

- Изучение амфотерных свойств алюминия: взаимодействие с кислотами и водными растворами щелочей.
- Исследование влияния хлорид-ионов на коррозию алюминия.

Приборы и реактивы:

- Штатив, пробирки, держатель для пробирок, водяная баня,
- Нитрата серебра, сульфата меди, сульфата алюминия, хлорида меди; серная кислота (конц.), вода, фенолфталеин, 2 н. растворы соляной, серной и азотной кислот, гидроксида натрия; концентрированные кислоты: соляная, серная и азотная; алюминиевая фольга,

Экспериментальная часть

Опыт №1. *Гидролиз тетрабората натрия*

В пробирке в небольшом количестве воды растворяют несколько кристаллов буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и к полученному раствору приливают 2-3 капли фенолфталеина. Как изменилась окраска раствора? Написать уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется борная кислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – борная ортокислота и едкий натр.

Опыт №2. *Получение борной ортокислоты*

В пробирку с 5-6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ внести 2-3 капли концентрированной H_2SO_4 . Отметить быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. Написать уравнение реакции.

Опыт №3. *Получение малорастворимых боратов*

В три пробирки внести по 3-4 капли насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавить по несколько капель растворов: в первую – нитрата серебра, во вторую – сульфата меди, в третью – сульфата алюминия. Отметить цвета выпавших осадков. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что во всех реакциях участвует вода и получается борная кислота; выпадающие осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй – основную соль CuOHBO_2 – метаборат гидроксомеди, в третьей пробирке – гидроксид алюминия. Почему в двух последних случаях не получились средние соли – борат меди и борат алюминия? Ответ объяснить, написав уравнения соответствующих реакций.

Опыт №4. *Взаимодействие алюминия с кислотами*

А) *Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н. растворов кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной кислотами?

Б) *Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель концентрированных кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная до сернистого газа на холоду и частично свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Опыт №5. *Растворение алюминия в водном растворе щелочи*

Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5-8 капель 2 н раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку с образованием гидроксиалюмината и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций.

Опыт №6. *Влияние хлор-иона на коррозию алюминия*

В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5-8 капель сульфата меди, а в другую - столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налетом меди. Написать уравнение реакции.

Опыт №7 *Соли алюминия*

Определите рН раствора сульфата алюминия.

К раствору сульфата алюминия в двух пробирках прибавьте растворы карбоната натрия, сульфида аммония или сульфида натрия соответственно. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Сульфат алюминия широко используется для очистки воды на водоочистительных станциях. На чем основано его применение в данном процессе? Напишите уравнения соответствующих реакций в ионной и ионно-молекулярных формах.
2. Какие процессы протекают при опускании алюминия, взятого в избытке, в водный раствор хлорида алюминия? Напишите уравнения реакций, назовите продукты.
3. Смесь алюминия с сульфидом алюминия разделили на 2 равные части. При внесении одной из них в воду выделился газ объемом 0,672 л (н.у.). При внесении другой части смеси в раствор хлороводорода, взятый в избытке, выделилась смесь газов объемом 1,344 л (н.у.). Рассчитать массу исходной смеси и массовые доли веществ в ней.
4. Для подкормки комнатных растений используется раствор, в 1 мл которого содержится бор массой $5 \cdot 10^{-4}$ г. Рассчитайте массу буры, необходимой для приготовления такого раствора объемом 10 л.
5. Какой объем 1 М раствора NaOH надо затратить для нейтрализации 200 г 3%-ного

- раствора борной кислоты, если продуктом реакции является $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?
6. Два кубика одинакового размера, один из которых изготовлен из алюминия, а другой – из магния, растворили в соляной кислоте. Объем водорода, выделившегося в первом случае, оказался в два раза большим, чем во втором случае. Какова плотность магния, если плотность алюминия составляет $2,7 \text{ г/см}^3$?
 7. Какое количество вещества борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 65%-ным раствором азотной кислоты, если последнего добавлено 50 мл ($\rho=1,4 \text{ г/см}^3$) и HNO_3 восстанавливается до NO ?
 8. В производстве алюминия на каждую тонну алюминия расходуется около 2 т глинозема. Вычислить выход (в процентах) алюминия, принимая во внимание, что алюминий и исходный оксид не содержат примесей.
 9. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

а) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{NaNH} \rightarrow$	л) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] + \text{CO}_2 \rightarrow$
б) $\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	м) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2] \rightarrow$
в) $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH} (\text{раствор}) \rightarrow$	н) $\text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
г) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	о) $\text{AlN} + \text{HCl} (\text{избыток}) \rightarrow$
д) $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	п) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaF} (\text{избыток}) \rightarrow$
е) $\text{Al} + \text{NaOH} (\text{расплав}) \rightarrow$	р) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ж) $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{оч.разбавл.}) \rightarrow$	с) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$
з) $\text{Al} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	т) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$
и) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$	у) $\text{Al}_2\text{S}_3 + \text{KOH} (\text{избыток}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
к) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	ф) $\text{Al}_4\text{C}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{Al} \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AlCl}_3$;
 - б) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
 - в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$;
 - г) $\text{Al} \rightarrow \text{AlN} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.

Лабораторная работа №7

«Изучение свойств щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений»

Цель работы:

1. Изучить химические свойства щелочных металлов и их соединений.
2. Изучить химические свойства щелочноземельных металлов и их свойства.
3. Ознакомление с лабораторными способами получения гидроксидов и солей металлов IA и IIA группы.

Содержание работы:

1. Исследование химических свойств натрия и его соединений (взаимодействие с водой, горение).
2. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония.
3. Получение карбонатов, сульфатов и хроматов щелочноземельных металлов и изучение их химических свойств.

Приборы и реактивы:

1. Защитные очки, кристаллизатор, пинцет, фильтровальная бумага, металлическая ложечка, фарфоровый тигель, спиртовка, пипетки, пробирки, проволока с петелькой.
2. Фенолфталеин, вода, натрий (мет.), соль магния, крахмал, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор хлорида аммония, растворы иодида калия, серной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия, хлорида кальция, хлорида бария (возможны любые растворимые соли кальция и бария), сульфата натрия, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата калия; соляная кислота (конц.).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой. (Работать под тягой в защитных очках!) В кристаллизатор с водой добавляют несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать кусочек щелочного металла и высушить фильтровальной бумагой. Отделить кусочек натрия размером со спичечную головку и пинцетом перенести в кристаллизатор. Наблюдают протекание реакции и окрашивание воды. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 2. Горение натрия. (Работать под тягой!) В металлическую ложечку или фарфоровый тигель помещают небольшой кусочек натрия, предварительно высушенный фильтровальной бумагой. Ложечку или тигель нагревают снизу небольшим пламенем спиртовки, затем поджигают пламенем расплавленный металл сверху. Наблюдают горение натрия. Продукты окисления оставляют для следующего опыта. Написать уравнение реакции горения натрия.

Опыт 3. Взаимодействие кислородных соединений натрия с водой. Полученные в предыдущем опыте продукты окисления натрия растворяют в небольшом количестве воды. К полученному раствору прилить раствор иодида калия подкисленного серной кислотой и несколько капель раствора крахмала. Наблюдают изменение окраски раствора. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 4. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония. Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, подсчитывая количество капель. В другой пробирке таким же способом растворить осадок гидроксида магния в 2 н. растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребуется большее количество реактива? Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 5. Карбонаты щелочноземельных металлов. Получить осадки карбонатов кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее осторожно по каплям. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Сульфаты щелочноземельных металлов. В две пробирки внести по 2-3 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков. Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Хроматы щелочноземельных металлов. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 4-5 капель раствора хромата калия. Наблюдают выпадение осадков, отмечают их цвет и испытывают действие на них уксусной и соляной кислот. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Окрашивание пламени растворами солей щелочных и щелочноземельных металлов. Проволочку с петелькой на конце внести в концентрированную соляную кислоту и затем прокалить в пламени спиртовки. Чистая проволока не должна окрашивать пламя. Очищенную проволоку опустить в раствор соли натрия и снова внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени и записать в тетрадь. Опыт повторить с растворами солей калия, бария и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной соляной кислотой и затем прокалить.

1. Получение гидроксида натрия из карбоната натрия

Растворите в круглодонной колбе (емкостью 250-300 мл) 14 г безводного карбоната натрия в 100 мл дистиллированной воды. На дно колбы поместите 5-6 кусочков битого фарфора в качестве «кипелок». Закрепите колбу в лапке штатива таким образом, чтобы между сеткой и дном колбы оставалось пространство 2-3 мм (*наденьте очки!*) Нагрейте раствор в колбе до кипения и прибавьте к нему небольшими порциями измельченную гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, взятую с 20% избытком. Вставьте в горло колбы воронку для

предотвращения разбрызгивания раствора и кипятите раствор в течение часа, добавляя время от времени дистиллированную воду для сохранения постоянного объема.

После охлаждения раствора профильтруйте его через бумажный складчатый фильтр. Измерьте объем и плотность полученного фильтрата. По результатам измерения плотности по таблице определите концентрацию полученной щелочи. Напишите уравнение реакции.

Порядок работы:

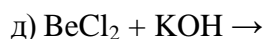
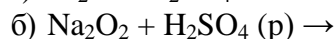
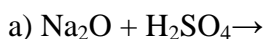
1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

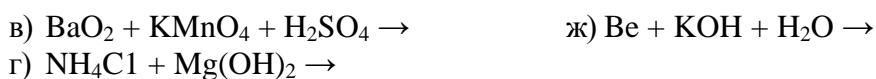
Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

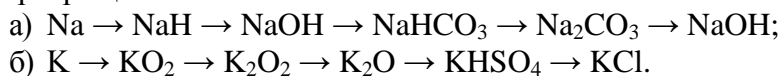
Контрольные вопросы.

1. Какие процессы протекают при электролизе расплава NaCl; при электролизе раствора NaCl?
2. Сплав натрия с неизвестным щелочным металлом общей массой 6,2 г растворили в воде массой 200 г. В результате реакции выделился газ объемом 2,24 л (н.у.) и образовался раствор, в котором массовая доля NaOH равна 1,94%. Определить неизвестный металл.
3. Смешали 1 моль оксида кальция, 2 моль карбида кальция и 3 моль фосфида кальция. Какой объем воды прореагирует с 16 г такой смеси? Чему равна масса образовавшегося основания?
4. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1 н раствора HCl. Определить массовую долю (%) натрия в амальгаме.
5. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось 1,344 л (н.у.) газа. Определить массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.
6. Смешали 1 моль оксида кальция, 2 моль карбида кальция и 3 моль фосфида кальция. Какой объем воды может вступить в реакцию с 16 г такой смеси? Сколько граммов гидроксида кальция при этом образуется?
7. После электролиза раствора хлорида натрия получили раствор, содержащий 20 г гидроксида натрия. Газ, выделившийся на аноде в ходе электролиза, пропустили через 665 мл 10%-ного водного раствора иодида калия (плотность раствора 1,1 г/мл). Какова масса образовавшегося при этом осадка?
8. При взаимодействии 1 г щелочного металла со 100 г воды выделилось 313 мл газа (н.у.). Определить, какой это металл. Найти массовую долю растворенного вещества в образовавшемся растворе.
9. 60 г металла IIА группы периодической системы, взаимодействуя с азотом, образуют нитрид, при гидролизе которого получают гидроксид металла и аммиак. В результате каталитического окисления выделившегося аммиака получено с 50%-ным выходом 11,2 л (н.у.) оксида азота (II). Определите исходный металл.
10. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20°C, если растворимость последнего равна 2 г на литр?
11. Закончите уравнения следующих процессов:





12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Лабораторная работа №8

«Медь, серебро и их соединения»

Цель работы:

1. Изучение свойств меди и серебра и их соединений.
2. Изучение свойств цинка и его соединений.

Содержание работы:

1. Исследование взаимодействия меди с кислотами. Взаимодействие соединений меди с кислотами щелочами, концентрированными растворами аммиака, комплексными соединениями.
2. Взаимодействие нитрата серебра с щелочами, кислотами, солями галогенводородных кислот, тиосульфатом натрия.

Изучение свойств меди и серебра и их соединений.

Приборы и реактивы:

1. Химические стаканы, пробирки, пипетки, штатив.
2. Растворы сульфата меди, гидроксида натрия, иодида калия, бромида калия, тиосульфата натрия, карбоната натрия, гексацианоферрата (II) калия, соляной кислоты, серной кислоты, аммиака, нитрата серебра; 2 Н раствор хлороводородной кислоты, концентрированный водный раствор аммиака.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение и свойства меди

Приготовьте 5 мл насыщенного при комнатной температуре раствора сульфата меди. Перелейте раствор в фарфоровую чашку и добавьте рассчитанное количество цинковой пыли. Для увеличения скорости реакцию смесь нагрейте на водяной бане. После завершения реакции раствор слейте, а полученный осадок промойте 5%-ным раствором соляной кислоты методом декантации. Полученную медь дважды промойте водой и высушите на фильтровальной бумаге.

Испытайте действие на медь разбавленных и концентрированных растворов серной, азотной, соляной кислот (на холоду и при нагревании); концентрированного раствора щелочи; концентрированного раствора аммиака (для этого поместите немного меди в стакан с 10 мл концентрированного раствора аммиака и пропустите ток воздуха).

Напишите уравнения всех реакций.

Опыт 2. Получение и свойства оксида меди (I)

Налейте в пробирку 3-5 мл 10%-го раствора сульфата меди, добавьте к нему в небольшом избытке 20%-ный раствор гидроксида натрия. К раствору с осадком добавьте избыток глюкозы и перемешайте. Смесь нагрейте почти до кипения и оставьте стоять до завершения реакции восстановления. Полученный оксид меди (I) несколько раз промойте водой методом декантации и разделите на 4 пробирки.

Испытайте действие на оксид меди (I): растворов серной кислоты (концентрированной и разбавленной, на холоду и при нагревании); концентрированного раствора аммиака (полученный раствор оставьте на воздухе и отметьте изменение окраски); концентрированного раствора соляной кислоты (кислоту добавляйте по каплям до полного растворения осадка); 20%-ного раствора щелочи, который по каплям добавьте

при охлаждении к полученному солянокислому раствору. Раствор с осадком нагрейте. Отметьте цвет осадков.

Опыт 3. Получение и свойства галогенидов меди (I)

А) *Хлорид меди (I)*. Растворите 1 г хлорида меди (II) в 12 мл воды, добавьте в раствор 2 мл концентрированной соляной кислоты и 1,5 г меди. Реакционную смесь нагревайте, пока проба раствора, внесенная в пробирку с чистой водой, не перестанет окрашивать воду в голубой цвет. Для сохранения объема раствора периодически добавляйте воду. По окончании реакции перелейте раствор в стакан с 50 мл холодной воды. Полученный осадок отфильтруйте на стеклянном пористом фильтре и промойте водой. Напишите уравнения реакции.

Б) *Иодид меди (I)*. Приготовьте по 5 мл растворов, содержащих эквивалентные количества иодида калия и сульфата меди (II). Полученные растворы слейте, подкислите серной кислотой и добавьте раствор сульфита натрия до исчезновения окраски йода. Осадок отфильтруйте на стеклянном пористом фильтре и промойте водой. Напишите уравнения реакции.

В) *Свойства галогенидов меди (I)*

Испытайте действие на полученные галогениды: концентрированной соляной кислоты, растворов галогенидов калия, концентрированного раствора аммиака. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Оставьте пробы галогенидов меди (I) на воздухе. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Поместите небольшие количества галогенидов меди (I) в тигли и нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Получение и свойства оксида и гидроксида меди (II).

А) К 2-3 мл горячего 5%-ного раствора гидроксида натрия в пробирке добавьте горячий раствор сульфата меди. Реакционную смесь нагревайте в течение 10 мин. Что наблюдаете? Полученный осадок промойте водой методом декантации.

Б) К 2-3 мл раствора сульфата меди осторожно при перемешивании добавьте 2%-ный раствор гидроксида натрия. Что наблюдаете? Полученный осадок промойте водой методом декантации.

В) Осадки оксида и гидроксида меди (II) испытайте действием кислот, концентрированной щелочи (на холоду и при нагревании), глицерина, раствора аммиака. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Свойства солей меди (II).

А) Налейте по 1-2 мл раствора сульфата меди (II) в две пробирки и подействуйте растворами карбоната и сульфида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Б) В пробирку приливают раствор CuSO_4 и по каплям добавляют концентрированный водный раствор аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

Налейте по 1-2 мл полученного раствора в две пробирки и подействуйте растворами щелочи и сульфида натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

В) Качественная реакция на Cu^{2+} . К раствору CuSO_4 добавляют небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Выделяется осадок гексацианоферрата (II) меди (II) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Делят осадок на 4 пробирки и испытывают действие на осадок HCl , H_2SO_4 , раствора NaOH и водного раствора аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

Опыт 6. Получение и свойства серебра

Предварительно очищенную медную пластинку или проволоку поместите в пробирку с 0,01 М раствором нитрата серебра. Что наблюдаете? Испытайте действие на серебро азотной кислоты. Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Соединения серебра

А) *Оксид серебра (I)*. В пробирку, содержащую 1 мл раствора AgNO_3 , прилейте 1 мл 0,1 М раствора NaOH . Отметьте цвет осадка. Полученный осадок промойте водой

методом декантации и испытайте действие на него раствора аммиака. Напишите уравнения реакций.

Б) *Галогениды серебра*. В три пробирки наливают по 1 мл раствора AgNO_3 и добавляют по несколько капель раствора хлорида, бромида и йодида калия. Отметьте цвета осадков. Полученные галогениды промойте водой методом декантации, каждый из них разделите на три части и поместите в отдельные пробирки.

К первой серии проб прилейте концентрированный раствор аммиака (сначала немного, а потом избыток) и тщательно перемешайте. К прозрачному раствору добавьте немного азотной кислоты. Что наблюдаете?

Ко второй серии проб добавьте раствор тиосульфата натрия. Один из растворов прокипятите. Что наблюдаете?

К третьей серии проб добавьте избыток концентрированного раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Контрольные вопросы.

1. Охарактеризуйте отношение меди, серебра и золота к разбавленным и концентрированным растворам кислот, к растворам щелочей и солей. Напишите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления.
2. Какие реакции протекают при растворении золота в «царской водке», в концентрированной соляной кислоте, насыщенной хлором, в селеновой кислоте?
3. Чем объясняется образование зеленого налета на медных изделиях и почернение серебряных предметов при длительном пребывании их на воздухе? Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Медную пластинку массой 20 г опустили в раствор массой 200 г с массовой долей нитрата железа (III) 10%. Через некоторое время массовые доли нитратов железа (II) и железа (III) в образовавшемся растворе оказались равными. Рассчитать массу медной пластинки после реакции.
5. Смесь нитратов меди (II) и серебра общей массой 10,5 г прокалили до окончания реакции. Образовавшуюся смесь твердых веществ обработали избытком концентрированной серной кислоты, в результате чего выделился газ объемом 0,672 л. Рассчитать объем газов (н.у.), выделившихся при прокаливании исходной смеси.
6. Какова нормальность раствора сульфата меди (II), если при взаимодействии 20 мл его с йодидом калия выделяется 0,63 г иода?
7. При взаимодействии хлорида золота (III) с пероксидом водорода в щелочной среде образовалось 5,91 г золота. Какой объем газа (н.у.) выделяется при этом?
8. При взаимодействии газа, полученного при растворении 19,05 г меди в избытке 30%-ной азотной кислоты, с газом, выделившимся при разложении хлората калия в присутствии катализатора, общий объем газов стал равным 8,96 дм³. Сколько граммов хлората калия было взято, если разложилось 70% его исходного количества?
9. При обжиге 48 г сульфида двухвалентного металла выделился газ, который может обесцветить раствор, содержащий 80 г брома. Определить, сульфид какого металла подвергнут обжигу.
10. Предварительно нагретая тонкая металлическая проволока массой 32 г при опускании в колбу с неизвестным газом раскаляется и сгорает. Если через раствор соли двухвалентного металла, образовавшийся в результате сгорания, пропустить избыток сероводорода, то выпадет 48 г черного осадка. Из какого металла сделана проволока? Сколько граммов оксида марганца (IV) и сколько миллилитров 36,5%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,19 г/см³) нужно взять для получения газа в количестве, необходимом для полного сгорания исходной проволоки?
11. Для определения содержания серебра в серебряной монете кусочек ее массой 0,3 г растворили в HNO_3 и осадили из полученного раствора серебро при помощи HCl . Масса осадка после промывания и высушивания оказалась равной 0,199 г.

Рассчитать, сколько процентов серебра содержала монета?
12. Закончите уравнения реакций, расставьте коэффициенты:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{Cu} + \text{HCl} + \text{O}_2 \rightarrow$ | л) $\text{CuCl}_2 + \text{KI} \rightarrow$ |
| б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (разб) \rightarrow | н) $\text{AgNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| в) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) \rightarrow | о) $\text{AgNO}_3 \rightarrow$ |
| г) $\text{Cu} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ | п) $\text{AgNO}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow$ |
| д) $\text{CuCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц) \rightarrow | р) $\text{Ag}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| е) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ | с) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ |
| ж) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3$ (конц) \rightarrow | т) $\text{Au} + \text{NaCl} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ |
| з) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow$ | у) $\text{AuCl}_3 + \text{KI} \rightarrow$ |
| и) $\text{CuCl} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ | ф) $\text{AuCl}_3 + \text{FeSO}_4 \rightarrow$ |
| к) $\text{Cu} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ | х) $\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow$ |

13. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $\text{Cu}_2\text{S} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl} \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;
б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{CuSO}_4$;
в) $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4$;
г) $\text{Au} \rightarrow \text{AuCl}_3 \rightarrow \text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAuO}_2 \rightarrow \text{Au} \rightarrow \text{AuCl}$.

Лабораторная работа №9

Цинк и его соединения

Целью работы является изучение химических свойств цинка, кадмия, ртути и их характерных соединений.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, микрошпатель, спиртовка, держатель для пробирок.
2. Цинковая пыль, 2 н растворы серной и соляной кислоты, 2 н раствор гидроксида натрия, 1 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор аммиака, концентрированная серная кислота, раствор соли цинка (любая растворимая), насыщенный раствор сульфида аммония, соль цинка (кр.), вода, лакмус.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Налить в пробирку 4-5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной серной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н. растворе соляной кислоты и в 2 н. растворе едкой щелочи. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагируют с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?

Опыт 2. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия. В две пробирки поместить по 5 капель растворов солей цинка и кадмия. В каждую добавить по 2 капли раствора щелочи. Полученные осадки разделить на три части и исследовать взаимодействие гидроксидов с растворами соляной кислоты, щелочи и аммиака.

Написать уравнения реакций в ионном и молекулярном виде, принимая во внимание, что в комплексных соединениях координационное число цинка равно 4, а кадмия – 6. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

Опыт 3. Получение малорастворимых солей цинка и кадмия

В две пробирки с растворами солей цинка и кадмия (3–4 капли) добавить 1–2 капли свежеприготовленного раствора сульфида аммония. Отметить цвет образовавшихся осадков. В каждую пробирку добавить 2–3 капли соляной кислоты. В какой пробирке наблюдается растворение осадка?

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 4. Гидролиз солей цинка.

Поместить в пробирку несколько кристалликов соли цинка и растворить их в 1-2 каплях воды. Добавить в пробирку 2-3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. Во вторую пробирку налить 2-3 капли раствора лакмуса и 1-2 капли воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученного раствора. На какую реакцию указывает цвет лакмуса в растворе соли цинка? Написать в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Опыт 5. Комплексные соединения цинка и кадмия.

В две пробирки поместить по 3 капли растворов солей цинка и кадмия. Добавить 2 капли раствора аммиака. Наблюдать выпадение осадков. В каждую пробирку по каплям прибавить избыток раствора аммиака. В какой пробирке осадок не растворился? Описать опыт. Уравнениями реакций показать образование гидроксидов цинка и кадмия и растворения их в избытке аммиака.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Напишите уравнения реакций термического разложения солей $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$; HgSO_4 .
2. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида ртути (II) с иодидом калия в водном растворе. Назовите полученное соединение.
3. Смесь оксида и сульфида цинка общей массой 33,15 г поместили в раствор массой 200 г, содержащий избыток HCl . После окончания реакции образовался раствор, в котором массовая доля соли цинка равна 21,35 %. Вычислить значения массовых долей соединений цинка в исходной смеси.
4. Смесь цинка и кадмия разделили на 2 равные части. Первую из них обработали избытком раствора HCl , в результате чего выделился газ объемом 6,72 л (н.у.). Вторую часть смеси поместили в горячий раствор, содержащий избыток KOH . При этом выделился газ объемом 4,48 л (н.у.). Рассчитать объем воздуха (н.у.), необходимого для полного сгорания исходной смеси металлов.
5. При обработке 40 г смеси цинка, меди, оксида кремния (IV) и оксида цинка избытком разбавленной серной кислоты выделилось 4,48 л газа. Нерастворившийся осадок был сплавлен со стехиометрическим количеством кальцинированной соды; при этом выделилось 3,36 л газа. Плав обработали водой, после чего нерастворившийся в воде твердый осадок растворили в концентрированной серной кислоте и получили 2,24 л газа (объемы всех газов даны при нормальных условиях). Определить массовую долю оксида цинка в смеси.
6. Какую массу цинкового купороса $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ можно получить при взаимодействии цинка с 500 мл 20%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$).
7. Какой объем 0,1 М раствора SnCl_2 , нужно прилить к 200 мл 0,15 М раствора сулемы, чтобы восстановить ионы ртути до металлической ртути?
8. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты:
9. а) $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
10. и) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$

- | | |
|---|---|
| 11. б) $Zn + NaOH(\text{раствор}) \rightarrow$ | 12. к) $ZnSO_4 + NH_3 + H_2O \rightarrow$ |
| 13. в) $ZnO + K_2CO_3 \rightarrow$ | 14. л) $Na_2[Zn(OH)_4] + ZnSO_4 \rightarrow$ |
| 15. г) $ZnO + H_2O + Ba(OH)_2 \rightarrow$ | 16. м) $ZnSO_4 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$ |
| 17. д) $K_2[Zn(OH)_4] + CO_2 \rightarrow$ | 18. н) $Cd(NO_3)_2 \rightarrow$ |
| 19. е) $Na_2ZnO_2 + H_2SO_4 (\text{избыток}) \rightarrow$ | 20. п) $CdCl_2 + NH_4I(\text{избыток}) \rightarrow$ |
| 21. ж) $Zn + HNO_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow$ | 22. р) $Hg + HNO_3 (\text{конц}) + HCl (\text{конц}) \rightarrow$ |
| 23. з) $Zn(OH)_2 + NH_3(\text{избыток}) \rightarrow$ | 24. |

Лабораторная работа №10

Элементы побочной подгруппы VI группы периодической системы. «Изучение свойств хрома и его соединений»

Цель работы:

1. Изучить химические свойства хрома и его соединений.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения оксидов, гидроксидов и солей хрома.

Содержание работы:

1. Получение оксида хрома. Получение и исследование химических свойств гидроксида хрома (III).
2. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра.
3. Исследование окислительных свойств хроматов и дихроматов.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка.
2. Бихромат аммония (кр.), растворы хромата и бихромата калия, хлорида бария, нитрата свинца, нитрата серебра, иодида калия, ; крахмал, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор серной кислоты, соляная кислота (конц.).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение оксида хрома.

В пробирку поместить небольшое количество бихромата аммония и осторожно нагреть. Наблюдается бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)? Написать уравнение реакции разложения, учитывая, что одновременно образуются азот и вода.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора хлорида хрома (III) (3-4 капли) с 2 н. раствором щелочи (1-2 капли). Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавлять в одну пробирку по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, в другую – 2 н. раствор щелочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии гидроксида хрома с кислотой и со щелочью получается комплексный анион $[Cr(OH)_4]^{3-}$.

Опыт 3. Хроматы и бихроматы.

а) переход хромата калия в бихромат. К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать уравнение реакции.

б) переход бихромата калия в хромат. К раствору бихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра.

В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков. Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Окислительные свойства хроматов.

а) окисление иодида калия. К подкисленному серной кислотой (1 капля) раствору бихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнения реакций.

б) окисление соляной кислоты. К раствору бихромата калия (1-2 капли) прибавить 10-12 капель концентрированной соляной кислоты. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую. Отметить выделение газа. Какой газ выделяется. Написать уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

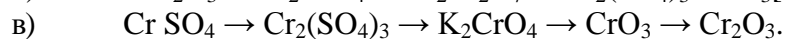
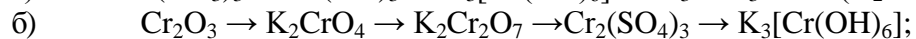
Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

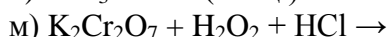
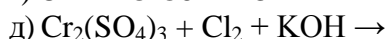
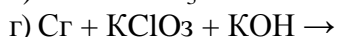
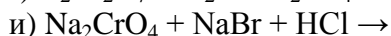
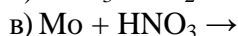
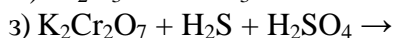
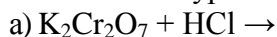
Контрольные вопросы.

1. Почему при взаимодействии солей бария с растворами хромата и дихромата калия выпадают осадки одинакового состава? Рассмотрите окислительные свойства $K_2Cr_2O_7$ при различных рН растворов.
2. Для получения феррохрома восстановили смесь, состоящую из 200 кг Fe_2O_3 и 300 кг Cr_2O_3 . Сколько нужно для этого алюминия и каков теоретически процентный состав полученного сплава?
3. При сплавлении 6,08 г Cr_2O_3 с окислителем в присутствии NaOH получено 12,74 г хромата натрия. Определить выход продукта в процентах.
4. Что такое хромовая смесь и почему она применяется в лаборатории для мытья посуды?
5. При электролизе раствора нитрата хрома (III) выделилось 20,8 г хрома (водород на катоде не выделялся). Какое вещество и в каком объеме (н.у.) выделилось на аноде? Полученный хром растворили в соляной кислоте, после чего к раствору прилили раствор щелочи и оставили стоять на воздухе. Затем в реакционный сосуд прибавили избыток раствора щелочи до полного растворения осадка. Напишите уравнения всех описанных реакций, учитывая, что в результате последней реакции образовалось комплексное соединение хрома с координационным числом 4. Вычислите, какой минимальный объем 40%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,4 г/мл) необходим для осуществления реакций?
6. Какой объем 0,1 М раствора $K_2Cr_2O_7$ потребуется для окисления 10 г KI в кислой среде?

7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



8. Закончите уравнения соответствующих реакций:



Лабораторная работа №11

Побочная подгруппа седьмой группы периодической системы.

Марганец и его соединения

Цель работы:

1. Изучение химических свойств соединений марганца.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения малорастворимых солей марганца (II) и изучение их химических свойств.

Содержание работы:

1. Исследование окислительных свойств солей марганца (II) с алюминием.
2. Исследование окислительных свойств соединений марганца (VII).
3. Получение гидроксида марганца (II) и исследование его химических свойств.
4. Получение хромата марганца, карбоната марганца, сульфида марганца и исследование химических свойств этих соединений.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, микрошпатель, спиртовка, пробиркодержатель,
2. Раствор соли марганца (II), алюминиевая фольга, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор серной кислоты, растворы хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония, сульфата марганца (II), раствор перманганата калия, сульфит натрия (кр.), 10%-ного раствор пероксида водорода, этиловый спирт.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Восстановление соли марганца (II) алюминием

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли марганца (II) и опустить в него кусочек алюминиевой фольги (5x30 мм). Через некоторое время наблюдать выделение металлического марганца на поверхности алюминия. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 н. раствора щелочи. Каков цвет получившегося осадка гидроксида марганца (II)? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Какие свойства характерны для гидроксида Mn (II)? Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды в $MnO(OH)_2$; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 3. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2 н. раствора кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде. Написать уравнения реакций: а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид Mn (IV); в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 4. Окислительные свойства соединений марганца (VII).

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата.

В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различных степеней окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в нейтральной, слабощелочной и слабокислой – в MnO_2 , в сильнощелочной при недостатке восстановителя – в ион MnO_4^{2-} .

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфита натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

б) Окисление перманганатом калия пероксида водорода.

В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

в) Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую - столько же 2 н. раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца? В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора. Написать уравнения реакций: восстановления перманганата калия спиртом в кислой среде сначала до манганата, а затем манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Напишите уравнения реакций, в которых соединения марганца проявляют а) окислительные свойства, б) восстановительные свойства, в) окислительные и восстановительные свойства одновременно. Какие соединения марганца могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность?
2. Рассмотрите окислительные свойства KMnO_4 в различных средах. Что представляют собой продукты восстановления KMnO_4 в кислых, нейтральных и щелочных средах? Как изменяется окраска растворов в процессе восстановления KMnO_4 ?
3. Охарактеризуйте взаимодействие соляной кислоты с оксидами марганца MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 . Как из пиролюзита получить KMnO_4 ?
4. Для получения марганца был взят минерал, содержащий 87% оксида марганца (IV), массой 1 кг. В качестве восстановителя использован технический алюминий, массовая доля примесей в котором равна 2%. Какова масса технического алюминия потребовалась для этого?
5. В реакцию, выражаемую следующей схемой $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, вступило 6,32 г перманганата калия. Сколько молей хлорида марганца (II) и сколько молей хлора образовалось в результате реакции? Какова масса полученного MnCl_2 и каков объем (н.у.) выделившегося в ходе реакции хлора?
6. При полном термическом разложении 6,56 г смеси перманганата калия и нитрата

натрия выделяется 0,672 л кислорода (н.у.). В каком молярном соотношении были взяты компоненты исходной смеси?

7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
- $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$;
 - $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnCO}_3 \rightarrow \text{MnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$;
 - $\text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$.
8. Закончите уравнения реакций, укажите окислитель, восстановитель и тип окислительно-восстановительной реакции:
- | | |
|---|--|
| а) $\text{MnCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ | ж) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| б) $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | з) $\text{KMnO}_4 + \text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| в) $\text{MnO}_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | и) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| г) $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | к) $\text{KMnO}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| д) $\text{KMnO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | л) $\text{KMnO}_4 \rightarrow$ |
| е) $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow$ | м) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |

Лабораторная работа №12

Элементы VIII группы периодической системы элементов и их соединения. Железо, кобальт, никель и их соединения.

Цель работы:

- Изучение химических свойств соединений железа, кобальта и никеля.
- Ознакомление с лабораторными способами получения соединений железа, кобальта и никеля.

Содержание работы:

- Проведение качественных реакций по определению ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .
- Получение гидроксида железа (II) и исследование его химических свойств.
- Получение гидроксида железа (III) и исследование его химических свойств.
- Исследование окислительных свойств соединений железа (III).
- Получение комплексного фосфата железа (III).
- Получение гидроксидов кобальта (II) и никеля (II), изучение химических свойств данных соединений.
- Комплексные соединения кобальта и никеля, изучение химических свойств.

Приборы и реактивы.

- Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
- Соль Мора, растворы гексацианоферрата (III) калия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (II) калия, нитрата серебра, иодида калия, сульфита натрия, солей кобальта и никеля; 0,01н. раствор роданида аммония (или калия), вода, 2 н. раствор гидроксида натрия, 2 н. раствор соляной кислоты, концентрированная азотная кислота, 2 н. раствора серной кислоты, 3%-ного раствора пероксида водорода, 2 н. раствора ортофосфорной кислоты, 25% раствор аммиака, раствор сульфида аммония,

Экспериментальная часть

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} . Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$). Что наблюдается? Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

в) Действие на соли железа (III) роданида аммония (или калия)

Поместить в пробирку 5-6 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония (или калия). Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перенести каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды. Написать уравнение реакции с получением $Fe(SCN)_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

В пробирку с 3-4 каплями раствора соли Мора приливать 2 н. раствор щелочи до выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$. Проверить опытным путем, как взаимодействует свежесоздавшийся гидроксид железа (II) с 2 н. раствором соляной кислоты. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)? Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

а) Восстановление азотной кислоты

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 1 каплю концентрированной азотной кислоты, подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему? Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

б) Восстановление пероксида водорода

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему? Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III). Написать уравнения реакций.

в) Восстановление нитрата серебра

Поместить в две пробирки по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 6-7 капель раствора нитрата серебра и слегка нагревать небольшим пламенем горелки, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в неё и в контрольную пробирку по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему? Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (II).

Опыт 4. Гидроксид железа (III)

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III); б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений железа (III)

а) Окисление иодида калия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1-2 капли раствора иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

б) Окисление сульфита натрия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +II. Какой реактив следует для этого применить? Написать уравнения реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Опыт 6. Комплексные соединения железа (III). Получение комплексного фосфата железа (III).

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония и затем 2 капли 2 н. раствора фосфорной ортокислоты. Что наблюдается? Учитывая, что устойчивый комплексный ион $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.

Опыт 7. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II).

а) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта? Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта 2. Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} и Fe^{2+} ?

б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.

В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадок гидроксида никеля (II). Осадок в первой пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Комплексные соединения кобальта и никеля.

а) Получение комплексного роданида кобальта.

Поместить в пробирку 2 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавить 5-6 капель насыщенного раствора роданида аммония; учесть, что при этом образуется раствор комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Комплексные ионы $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ окрашены в синий цвет, а гидратированные ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – в розовый. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски, добавить 2 капли смеси спирта с эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски. Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения диссоциации комплексной соли кобальта и комплексного иона.

б) Небольшое количество соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды. Добавить 5 капель 25%-ного раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония.

Порядок работы:

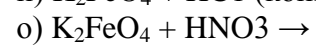
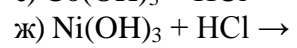
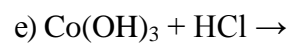
1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Как взаимодействуют железо, кобальт и никель с азотной, серной и соляной кислотами? Как эти металлы взаимодействуют с водой, с водными растворами солей?
2. Рассмотрите процессы коррозии оцинкованного и луженого железа. Влияет ли на коррозию присутствие O_2 и CO_2 в окружающей среде?
3. Рассчитать теоретически возможную массу чугуна, содержащего 3% углерода и 3% других элементов, которую можно получить из 1 т железной руды, содержащей 80% железа?
4. 1 г смеси железа, оксида железа (II) и оксида железа (III) обработали избытком раствора соляной кислоты. При этом выделилось 112 мл водорода (н.у.). При полном восстановлении водородом другой порции исходной смеси массой 1 г получили 0,2115 г воды. Определить массовые доли (%) железа и оксида железа (II) в исходной смеси.
5. При обжиге 100 г пирита получили газ, который после очистки от примесей использовали для полной нейтрализации 400 мл 25%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,28 г/мл). Определить массовую долю примесей в пирите.
6. Железную пластинку погрузили вначале в разбавленную серную кислоту, а затем – в раствор сульфата меди (II). При этом в ходе первой реакции было собрано 1,12 л газа (н.у.), а в результате второй – масса пластинки увеличилась на 2,4 г. Определить массу пластинки до проведения реакций, если массовая доля всего прореагировавшего железа равна 25%.
7. 27,8 г железного купороса поместили в водный раствор, содержащий по 0,1 моль серной кислоты и перманганата калия. Затем к раствору прибавили избыток щелочи. Полученный осадок отфильтровали, промыли и прокалили. Определить массу твердого остатка после прокаливания.
8. Для полного восстановления 108 г оксида металла использовали смесь оксида углерода (II) и водорода. При этом образовалось 18 г воды и 11,2 л газа (н.у.). Раствор, полученный при растворении твердого продукта реакций в горячей концентрированной серной кислоте, дает синее окрашивание с желтой кровавой солью. Определите состав оксида и объемные доли газов в исходной смеси. Напишите уравнения всех описанных реакций.
9. Сколько железа по массе должно вступить в реакцию с разбавленным раствором H_2SO_4 , чтобы выделившегося водорода хватило на восстановление CuO , полученного термическим разложением 94 г $Cu(NO_3)_2$?
10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:
 а) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Na_2FeO_4$;
 б) $Na_2FeO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow NaFeO_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow FeO$;
 в) $Fe_3O_4 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow FeS \rightarrow Fe(NO_3)_3$.
11. Закончите уравнения реакций:
 а) $Fe + O_2 + H_2O \rightarrow$
 б) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$
 в) $FeSO_4 + O_2 + H_2O \rightarrow$
 г) $FeSO_4 + KBrO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
 д) $Fe(OH)_3 + HCl \rightarrow$
 з) $FeCl_3 + KI \rightarrow$
 и) $Fe(OH)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow$
 к) $FeS_2 + HNO_3$ (конц.) \rightarrow
 л) $K_4[Fe(CN)_6] + KMnO_4 + H_2O \rightarrow$
 м) $K_2FeO_4 + H_2O \rightarrow$



12. Приведите характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .