

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

МЕТАЛЛЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ

2.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств металлов I группы и их соединений.

2.2 S - металлы I группы

Опыт 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой

Взять 2 пробирки с водой. Отрезать по маленькому кусочку натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную чашку Петри с водой. Отметить какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. С помощью индикатора определить образование щелочного раствора. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Взаимодействие натрия с кислородом

Опыты с металлическим натрием следует проводить осторожно. Категорически запрещается приближать лицо к сосуду, в котором происходит реакция с участием металлического натрия.

Взять кусочек натрия, осушить его фильтровальной бумагой от керосина, в котором он хранится, и поместите в тигель. Нагрейте тигель под тягой. Сгорая, натрий с кислородом воздуха образует пероксид натрия Na_2O_2 . Напишите уравнение реакции. Сохраните Na_2O_2 для следующего опыта.

Опыт 3. Окислительные свойства пероксида натрия

Перенесите полученный в опыте 2 пероксид натрия в пробирку и налейте в него немного разбавленного раствора серной кислоты и раствора иодида калия. Если окраска появляющегося I_2 незаметно, то к раствору надо добавить несколько капель крахмального клейстера. Что наблюдается? Написать уравнение реакции взаимодействия пероксида натрия с йодидом калия с участием серной кислоты, учитывая, что при этом выделяется свободный иод, образуется вода и сульфат калия.

Опыт 4. Открытие ионов лития, натрия, калия по окрашиванию пламени

Очищенную путем промывания в соляной кислоте нихромовую проволоку внести в раствор какой-нибудь соли калия, а затем в несветящееся пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Записать цвет пламени. То же проделать с солями лития и натрия. Проволоку после каждой соли промывать в растворе соляной кислоты и прокалывать до полного исчезновения окрашивания пламени. Желтый цвет пламени, вызываемый ничтожными примесями солей натрия, часто маскирует фиолетовое пламя калия. В этом случае пламя следует рассматривать через стеклянную призму с раствором индиго, который поглощает желтую часть спектра.

2.2. d - металлы I группы

Опыт 1. Получение меди

а) Восстановление оксида меди (II) углем

На листе чистой бумаги тщательно перемешать палочкой оксид меди (II) (2-3 микрошпателя) с таким же объемом порошка древесного угля. Полученную смесь перенести в цилиндрическую пробирку, закрепить последнюю в штативе в горизонтальном положении и нагревать смесь сильным пламенем горелки 5-10 минут. Наблюдать процесс восстановления оксида меди (II) до металлической меди красного цвета.

Написать уравнения реакции восстановления оксида меди.

б) Восстановление оксида меди (II) водородом

Закрепить микроколбу в штативе, наполнить ее на 2/3 объема Zn раствором серной кислоты. Внести в микроколбу кусочек цинка и закрыть ее пробкой с изогнутой трубкой. В изгиб газоотводной трубки заранее поместить микрошпатель порошка оксида меди (II). Пропускать водород над оксидом меди (II) 1-2 мин без нагревания. Когда воздух из собранного прибора будет вытеснен водородом, нагреть изгиб трубки с оксидом меди (II) слабым пламенем горелки. Что наблюдается? Написать уравнение реакции восстановления оксида меди (II) водородом.

Опыт 2. Действие кислот на медь

а) Поместить в пробирку немного медных стружек и подействуйте на них разбавленной серной кислотой. Заметных изменений не происходит. Прилейте в пробирку несколько капель раствора пероксида водорода. Пробирку слегка взболтайте и наблюдайте, как через некоторое время раствор окрасится. Объясните происходящее явление и напишите уравнение реакции.

б) Опыты проводить под тягой

Поместите в три пробирки понемногу медных стружек. В первую пробирку налейте немного (осторожно!) концентрированной серной кислоты и слегка нагрейте пробирку. Что происходит? Напишите уравнение реакции, зная, что выделяется оксид серы (IV). Во вторую пробирку налейте немного разбавленной азотной кислоты. Что происходит? Напишите уравнение реакции, зная, что выделяется бесцветный оксид азота (II). Появляющиеся сверху пробирки бурые пары оксида азота (IV) получаются из-за быстрого окисления NO в NO₂. В третью пробирку налейте немного концентрированной азотной кислоты. В этом случае реакция идет с образованием оксида азота (VI). Напишите уравнение этой окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 3. Гидролиз солей меди (II)

а) Определить с помощью универсальной индикаторной бумаги реакцию среды раствора сульфата меди (II) или нитрата меди (II). Написать уравнение реакции гидролиза соли в молекулярном, ионном, сокращенном ионном виде.

б) К раствору сульфата меди (II) прилить раствор карбоната натрия. Какие признаки протекания химической реакции наблюдаются? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с карбонатом натрия при участии воды.

Опыт 4. Получение и свойства комплексной соли меди (II)

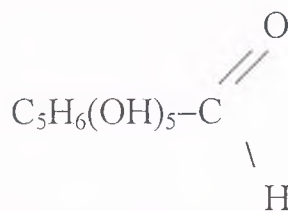
К раствору сульфата меди (II) добавлять по каплям аммиак до растворения выпадающего в начале осадка основной соли. Написать уравнение всех реакций. В состав какого иона входят атомы меди(II)? Каков цвет образовавшегося иона? Составить уравнение электролитической диссоциации образовавшейся комплексной соли и написать выражение константы нестойкости комплексного иона. Доказать опытным путем, что в растворе этих солей имеется сульфат- ионы.

Опыт 5. Получение оксида серебра (I)

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавить несколько капель 2N раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра (I). Оксид серебра (I) сохранить до следующего опыта. Какое заключение можно сделать о прочности гидроксида серебра (I). Написать уравнение реакции образования гидроксида серебра (I) и его распада.

Опыт 6. Окислительные свойства оксида серебра (I)

Стаканчике нагреть до кипения 25-50 мл воды, после чего оставить горелку. В пробирку внести 4-5 капель раствора нитрата серебра и прибавить 2-5 капель 2N раствора аммиака, встряхивая пробирку после прибавления каждой капли до растворения выпавшего вначале осадка оксида серебра (I) (избегать избытка аммиака). К полученному прозрачному раствору прибавить 10%-ный раствор глюкозы



в объеме, равном суммарному объему нитрата серебра и аммиака, находящихся в пробирке. Перемешать раствор и поставить пробирку в стаканчик с горячей водой. Через 2-3 мин вынуть пробирку из стаканчика, и вылив раствор, ополоснуть ее водой из промывалки. Какое вещество выделилось из раствора на стенках пробирки. Написать уравнение реакции, считая, что глюкоза окисляется в глюконовую кислоту $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{-COOH}$.

Опыт 7. Получение галидов серебра (I)

В три пробирки налейте раствор нитрата серебра и подействуйте в одной пробирке раствором хлорида натрия, другой раствором бромида натрия, в третьей - раствором иодида натрия. Обратите внимание на характер и цвет полученных соединений. Испытайте отношение осадков к азотной кислоте. Почему галиды серебра не растворяются в азотной кислоте?

Опыт 8. Получение тиосульфатного комплексного иона серебра

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавлять по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и наблюдать растворение выпавшего вначале осадка тиосульфата серебра. Напишите уравнения реакции образования тиосульфата серебра и дитиосульфат аргентат (I) натрия.

Дитиосульфат аргентат (I) натрия можно получить растворением бромида серебра в тиосульфате натрия. Напишите уравнения реакции. Эта реакция используется в фотографических процессах (фиксация). При ее помощи с фотопленки, пластинок или бумаги удаляется та часть бромида серебра, которая не была разложена (освещена).

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3 МЕТАЛЛЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ

3.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Исследование свойств металлов II группы и их соединений.

3.2 s - металлы II группы

Опыт 1. Взаимодействие магния и кальция с водой

Поместите в одну пробирку кусочек металлического магния, в другую – кусочек кальция и налейте в них воды. Что наблюдается? Нагрейте пробирку с магнием на горелке. Какой вывод можно сделать о растворимости магния и кальция в воде? Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Соли кальция, стронция, бария

Подействуйте на растворы солей кальция, стронция, бария растворами солей угольной, фосфорной и серной кислоты. Сделайте вывод о растворимости карбонатов, фосфатов и сульфатов кальция, стронция, бария. Напишите уравнения проделанных реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 3. Открытие ионов Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} по окрашиванию пламени

Погрузите нихромовую или платиновую проволоку в соляную кислоту, затем окуните ее в раствор соли кальция и введите в бесцветное пламя горелки. Так же поступите с солями стронция и бария, каждый раз предварительно очищая проволоку в соляной кислоте. В какой цвет окрашивают пламя соли кальция, стронция и бария?

3.2.2 d - металлы II группы

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах

В три пробирки поместите немного гранулированного цинка и налейте в одну из них разбавленный раствор серной кислоты, во вторую – концентрированный раствор серной кислоты, в третью – разбавленный раствор азотной кислоты. Пробирку с конц. серной кислотой осторожно нагрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнение трех реакций, учитывая, что в результате первой реакции выделяется водород, оксид серы (IV), третьей – оксид азота (II).

Таким же образом нужно проверить растворимость цинка в щелочах. Для этого поместить в пробирку немного кусочка цинка и прилить конц. раствор щелочи и слегка нагреть. Наблюдать выделение газа и доказать, что этот газ – водород. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

Налить в две пробирки по 3-4 мл раствора соли цинка, а в две другие - столько же раствора соли кадмия, в каждую пробирку добавляя понемногу раствора гидроксида натрия до появления белых осадков гидроксидов. Испытать отношение полученных гидроксидов к кислотам и щелочам. Гидроксид какого металла растворяется и в кислоте и в щелочи? Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксидов цинка и кадмия? Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 3. Сульфиды цинка и кадмия

Налейте в две пробирки отдельно по 2-3 мл раствора солей цинка и кадмия и подействуйте на них несколькими каплями раствора сульфида натрия или сероводорода (под тягой). Отметьте цвета образовавшихся осадков и напишите уравнения реакций. Попробуйте растворить осадки разбавленной соляной кислотой. Какой из сульфидов более растворим в кислоте?

Опыт 4. Гидролиз солей цинка и кадмия

Поместить несколько кристалликов солей цинка в одну пробирку, в другую столько же соли кадмия и растворить их в 2-3 мл воды. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. В третью пробирку налить 2-3 капли раствора лакмуса и 2-3 мл воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученных растворов солей цинка и кадмия. На какую реакцию среды указывает окраска лакмуса в растворах солей цинка и кадмия. Написать уравнения реакций гидролиза солей цинка и кадмия в молекулярной, ионной, и сокращенной ионной форме.

Опыт 5. Комплексные соединения цинка и кадмия

Налейте в две пробирки отдельно по 2-3 мл раствора соли цинка и кадмия. В каждую пробирку добавьте понемногу раствора гидроксида аммония до образования осадков, а затем до их полного растворения. Почему в пробирках вначале образуются осадки, а затем в избытке аммиака они растворяются? Напишите уравнения всех реакций, зная, что образуются аммиачные комплексные соединения цинка и кадмия, что координационное число для обоих ионов металлов является - 4. Написать уравнения диссоциации полученных комплексных соединений и комплексных ионов, а также выражения констант их нестойкости.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

МЕТАЛЛЫ ТРЕТЬЕЙ ГРУППЫ

4.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств бора и алюминия и их соединений.

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты

Налейте в пробирку до трети ее объема насыщенный раствор буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и осторожно добавьте конц. серной кислоты. Пробирку с раствором охладите в проточной воде. Охлаждение способствует кристаллизации ортоборной кислоты. Написать уравнение реакции из тетрабората натрия и серной кислоты. Какая кислота соответствует тетраборату натрия. Напишите формулу этой кислоты. Еще какую кислоту бора вы знаете? Напишите уравнения реакций получения метаборной кислоты из ортоборной, а затем тетраборной кислоты из метаборной.

Опыт 2. Свойства ортоборной кислоты

- а) Небольшое количество ортоборной кислоты растворить в воде и испытать раствор универсальной индикаторной бумагой и сравнить ее окраску с окраской стандартной шкалы. По изменению окраски сделать вывод о силе ортоборной кислоты.
- б) В раствор ортоборной кислоты, полученной в опыте (а), опустить кусочек ленты магния. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции взаимодействия ортоборной кислоты с магнием.

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 в осадки представляют собой в первой пробирке метаборат серебра, во второй - основную соль меди $\text{CuO} \cdot \text{B}_2\text{O}_3$ - гидроксометаборат меди, 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

В пять пробирок поместите понемногу алюминиевых стружек и добавьте в первую - разбавленную хлороводородную(1:1), во вторую - разбавленную серную(1:1), в третью - конц. серную, в четвертую -

кафедра прикладной химии

разбавленную азотную(1:1), в пятую - конц.азотную кислоту. В каких кислотах растворяется алюминий и какие газы при этом выделяются? В какой кислоте алюминий не растворяется? Почему? Нагреть все пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Напишите уравнения всех протекающих реакций без нагревания и с нагреванием.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия со щелочами

В пробирку поместить немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия или калия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ - водород. Написать уравнение реакции, учитывая, что в процессе участвует вода. Почему алюминий растворяется в щелочах? Назовите полученное аквакомплексное соединение.

Опыт 6. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

В две пробирки поместить небольшие кусочки алюминия и добавить в первую 2-3 мл раствора сульфата меди, а во вторую столько же хлорида меди. Что наблюдается? В каком растворе алюминий окисляется или корродирует быстрее? Почему? Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

В две пробирки внести 2-3 мл раствора соли алюминия и добавить по 2-3 мл 2н раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить раствор хлороводородной кислоты, в другую - раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Почему гидроксид алюминия растворяется и в кислоте и в щелочи? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, учитывая, что в щелочной среде образуются гидроксокомплексы.

Опыт 8. Гидролиз солей алюминия

а) Испытать раствор сульфата алюминия универсальной индикаторной бумагой и определить реакцию среды, т.е. рН-раствора. Написать уравнение реакции ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах.

б) К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Осадок разделить на две части. К одной части прилить раствор хлороводородной кислоты, к другой - раствор гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнения реакций, происходящих между сульфатом алюминия и сульфидом аммония в водной среде в молекулярной и ионной формах. Объясните, почему гидролиз идет до конца.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ 1 от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

кафедра прикладной химии

разбавленную азотную(1:1), в пятую - конц.азотную кислоту. В каких кислотах растворяется алюминий и какие газы при этом выделяются? В какой кислоте алюминий не растворяется? Почему? Нагреть все пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Напишите уравнения всех протекающих реакций без нагревания и с нагреванием.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия со щелочами

В пробирку поместить немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида натрия или калия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ - водород. Написать уравнение реакции, учитывая, что в процессе участвует вода. Почему алюминий растворяется в щелочах? Назовите полученное аквакомплексное соединение.

Опыт 6. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

В две пробирки поместить небольшие кусочки алюминия и добавить в первую 2-3 мл раствора сульфата меди, а во вторую столько же хлорида меди. Что наблюдается? В каком растворе алюминий окисляется или корродирует быстрее? Почему? Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

В две пробирки внести 2-3 мл раствора соли алюминия и добавить по 2-3 мл 2н раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить раствор хлороводородной кислоты, в другую - раствор гидроксида натрия. Что наблюдается? Почему гидроксид алюминия растворяется и в кислоте и в щелочи? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, учитывая, что в щелочной среде образуются гидроксокомплексы.

Опыт 8. Гидролиз солей алюминия

а) Испытать раствор сульфата алюминия универсальной индикаторной бумагой и определить реакцию среды, т.е. рН-раствора. Написать уравнение реакции ступенчатого гидролиза сульфата алюминия в молекулярной и ионной формах.

б) К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Осадок разделить на две части. К одной части прилить раствор хлороводородной кислоты, к другой - раствор гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнения реакций, происходящих между сульфатом алюминия и сульфидом аммония в водной среде в молекулярной и ионной формах. Объясните, почему гидролиз идет до конца.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ 1 от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

кафедра прикладной химии

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

ЭЛЕМЕНТЫ ЧЕТВЕРТОЙ ГРУППЫ

5.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств элементов IV группы и их соединений.

Опыт 1. Восстановительные свойства угля

а) На листе фильтровальной бумаги смешать один объем порошка оксида меди с двумя объемами порошка угля. Приготовленную смесь поместить в цилиндрическую пробирку, которую укрепить в штативе горизонтально.

Нагревать смесь сильным пламенем горелки в течение 10-12 мин, наблюдая сильное раскаливание смеси. По охлаждении пробирки высыпать ее содержимое на лист белой бумаги. Отметить цвет полученного продукта. Обратит внимание на блестящий красноватый налет, образовавшийся на стенках пробирки и объяснить его образование. Написать уравнение реакции.

б) В микроколбочку или цилиндрическую пробирку поместить 2-3 капли конц. серной кислоты и маленький кусочек угля. Укрепить микроколбочку в штативе и на маленьком пламени горелки осторожно подогреть ее. Наблюдать выделение пузырьков газа. По запаху определить один из выделяющихся газов.

Написать уравнение реакции, учитывая, что углерод окисляется до оксида углерода. Какое вещество восстановилось?

Опыт 2. Получение диоксида углерода и его растворение в воде

Приготовить пробирку с нейтральным раствором лакмуса (5-6 капель). В микроколбочку положить 3-4 маленьких кусочка мрамора. Укрепив колбочку в штативе вертикально, внести в нее 5 капель воды и 10 капель конц. хлороводородной кислоты. Быстро закрыть колбочку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки опустить в пробирку с нейтральным раствором лакмуса и пропустить газ 2-3 мин. Отметить изменение окраски лакмуса.

Описать проделанную работу. Написать схему равновесия, существующего в водном растворе диоксида углерода. Как сместится это равновесие при добавлении в раствор щелочи, кислоты? Указать причину смещения равновесия в каждом случае.

Опыт 3. Малорастворимые карбонаты некоторых металлов

В трех пробирках получить карбонаты кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с карбонатом натрия (по 3-4 капли). Дать растворам отстояться и, удалив пипеткой или кусочком фильтровальной бумаги часть жидкости, добавить к осадкам по одной капле уксусной кислоты. Что наблюдается?

Опыт 4. Соли кремневой кислоты

В 4 пробирки внести по 3-5 капель растворов солей: в первую - хлорида кальция, во вторую - нитрата кобальта, в третью - нитрата свинца и в четвертую - сульфата меди. Добавить в каждую пробирку по 2-3 капли раствора силиката натрия. Отметить цвета осадков. Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5. Взаимодействие олова с кислотами

В шесть пробирок поместить по два кусочка олова и подействовать в отдельности разбавленными(1:1) и конц. растворами хлороводородной, серной и азотной кислот сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдать происходящие процессы. Составить уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленной азотной кислотой(1:1) (на холоду) образуется NO, а при взаимодействии с конц. серной кислотой продуктом реакции является оксид серы (IV).

Опыт 6. Взаимодействие олова со щелочами

Поместить в пробирку 2-3 кусочка олова и прилить конц. раствор щелочи. Наблюдать происходящие изменения. Как доказать, что выделившийся газ - водород? Написать уравнение реакции, имея в виду, что образуется - гексагидросостанат (II) - комплексный ион.

Опыт 7. Получение и свойства гидроксида олова (II)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид олова (II). Избегать избытка щелочи. Почему? Отметить цвет осадка. Испытать действие на гидроксид олова (II) кислоты и щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 8. Восстановительные свойства двухзарядного иона олова

а) Налейте в две пробирки по 2-3 мл соли трехзарядного железа. В одну из пробирок добавьте раствор хлорида олова (II). Затем в обе пробирки прибавьте по 2-3 капли раствора роданида калия (KCNS) или аммония. В какой из пробирок раствор окрашивается в красный цвет. Почему? Дайте мотивированный ответ. Напишите уравнения протекающих реакций.

б) К полученному в опыте 3 щелочному раствору станнита натрия прибавьте несколько капель раствора нитрата висмута (III) и взболтайте содержимое пробирки. Наблюдайте появление белого осадка гидроксида висмута (III), быстро чернеющего вследствие образования металлического висмута. Составьте уравнение реакции окисления олова (II) и восстановления висмута (III).

Опыт 9. Окисление свинца на воздухе

а) Разрежьте кусочек свинца ножом и обратите внимание на металлический блеск среза. Оставьте разрезанный свинец на 15-20 минут на воздухе. Как изменяется блестящая поверхность среза? Составьте уравнение реакции.

б) Поместите кусочек свинца в фарфоровый тигель и нагрейте в пламени горелки. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции образования оксида свинца (II).

Опыт 10. Амфотерные свойства гидроксида свинца (II)

Из имеющейся в лаборатории растворимой соли свинца (II) получить его гидроксид. Отметить цвет и характер осадка. Разделить осадок в две пробирки. В одну из них прибавить раствор азотной кислоты, в другую избыток щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Какими свойствами обладает гидроксид свинца (II)?

Опыт 11. Восстановительные свойства соединений двухзарядного свинца

К раствору соли свинца (II) добавить 2-3 капли 40%-ного раствора щелочи и прилейте к нему 1-2 мл раствора пероксида натрия. Наблюдайте выделение коричневого осадка оксида свинца (IV). Если осадок сразу не выпадает, то нагрейте раствор до кипения. Составьте уравнение реакции.

Опыт 12. Окислительные свойства оксида свинца (IV)

Внести в фарфоровую чашку небольшое количество оксида свинца (IV), облить конц. раствором хлороводородной кислоты и слегка подогреть. Что происходит? Какой газ выделяется? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

кафедра прикладной химии

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

ЭЛЕМЕНТЫ ПЯТОЙ ГРУППЫ

6.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств элементов V группы и их соединений.

Опыт 1. Восстановительные свойства аммиака

В три пробирки внести отдельно по 3-4 капли растворов: а) бромной воды или йодной воды; б) перманганата калия; в) дихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Написать соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак в основном окисляется до молекулярного, $KMnO_4$ восстанавливается до MnO_2 , а $K_2Cr_2O_7$ - до Cr_2O_3 . Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

Опыт 2. Восстановительные и окислительные свойства нитритов

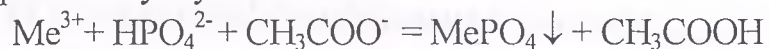
В три пробирки внести по 3-4 капли: в первую - йодида калия, во вторую - перманганата калия, в третью - дихромата калия. Во все пробирки добавить по 3-4 капли 3N раствора серной кислоты и 3-4 капли раствора нитрита калия.

Отметить изменение окраски растворов в каждом случае. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до NO , во второй - $KMnO_4$ переходит в сульфат марганца (II), в третьей $K_2Cr_2O_7$ - в сульфат хрома (III). В какое соединение переходит при этом нитрит калия? Указать, в каком случае он является окислителем, в каком восстановителем? Почему нитриты могут проявлять те и другие свойства? Любой из указанных выше опытов можно использовать в качестве реакции открытия иона NO_2^- в присутствии иона NO_3^- (в отсутствие других восстановителей и окислителей).

Опыт 3. Осаждение фосфата железа и алюминия в присутствии ацетата натрия

В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей: в первую - хлорида железа (III), во вторую - хлорида или сульфата алюминия. Добавить в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов ацетата натрия и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Отметить цвета выпавших осадков.

В данном случае в растворах солей, алюминия и железа (III), буферированных ацетатом натрия, получают средние фосфаты этих металлов, нерастворимые в уксусной кислоте:



Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Отношение сурьмы и висмута к кислотам

а) В две пробирки внесите по 2-3 кусочка сурьмы и добавьте в одну 2-3 мл конц. серной кислоты, в другую - 5-6 мл конц. азотной кислоты. Нагрейте пробирку на водяной бане. Отметьте выделение газа в обеих пробирках. В пробирке с серной кислотой происходит растворение металла с образованием сульфата сурьмы(III), в пробирке с азотной кислотой выпадает осадок сурьмяной кислоты. Напишите уравнения реакций.

б) В две пробирки положите по кусочку металлического висмута. Добавьте в одну пробирку 3-5 мл конц. серной кислоты, в другую - конц. азотной кислоты. Как протекает реакция при комнатной температуре? Осторожно нагрейте обе пробирки на водяной бане. Наблюдайте растворение висмута в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций, учитывая, что в обоих случаях образуются соответствующие соли висмута (III). На основании этих опытов сделайте вывод о том, как изменяются металлические свойства при переходе от мышьяка к висмуту.

Опыт 5. Гидроксиды сурьмы и висмута

а) В две пробирки поместите по 3-5 мл раствора хлорида сурьмы (III), и добавьте в каждую несколько мл 2н раствора гидроксида натрия до выпадения осадка гидроксида сурьмы (III). Отметьте цвет осадка и напишите уравнения реакций. В одну из пробирок внесите несколько мл хлороводородной кислоты, в другую - столько же гидроксида натрия. Отметьте растворение осадка в обеих пробирках. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

б) Получите гидроксид висмута взаимодействием 3-4 мл раствора соли висмута (III) и 2н раствора гидроксида натрия. Испытайте растворимость осадка в 2н растворе азотной кислоты и 2Н растворе щелочи. В обоих ли случаях растворяется осадок? Напишите в молекулярной и ионной форме уравнения реакций получения гидроксида висмута и растворения его в кислоте. На основании проделанных опытов сделайте вывод об изменении свойств гидроксидов при переходе от мышьяка к висмуту.

Опыт 6. Гидролиз солей сурьмы и висмута

а) В пробирку налейте 2-3 мл насыщенного раствора хлорида сурьмы (III). Определите реакцию среды с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите молекулярное и ионное уравнение гидролиза хлорида сурьмы с образованием дигидрохлорида сурьмы. Затем в пробирку постепенно добавляйте воду до образования осадка хлороксида сурьмы $SbOCl$, который образуется в результате разложения $Sb(OH)_2Cl$. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

б) Налейте в пробирку 2-3 мл раствора нитрата висмута. Определите реакцию среды раствора универсальной индикаторной бумагой, составьте ионное уравнение гидролиза соли. Затем в пробирку добавьте 2-3 капли

раствора хлорида натрия и приливайте воду до образования осадка BiCl_3 . Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Получение и свойства оксида ванадия (V)

В фарфоровую чашку поместить 2 микрошпателя сухого метаванадата аммония NH_4VO_3 и осторожно нагреть, помешивая стеклянной палочкой. Наблюдать переход белой окраски метаванадата аммония в кирпично-красную V_2O_5 , соответствующую оксиду ванадия (V).

Полученный оксид ванадия разделить в две пробирку и прибавить в одну из них 2н раствор гидроксида натрия, в другую - конц. серной кислоты, последнюю нагреть на водяной бане. Отметить растворение оксида ванадия (V) в щелочи и кислоте. Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Последовательное восстановление соединения ванадия (V) в соединениях (IV-III-II)

В пробирку налейте 3-5 мл раствора метаванадата натрия и прибавьте такой же объем 2Н раствора хлороводородной кислоты, а также внесите 2-3 кусочка цинка. Наблюдайте ход реакций по постепенному изменению окраски раствора в синий (VO_2^+), в зеленый (V^{3+}), в фиолетовый (V^{2+}). Написать уравнения реакций последовательного восстановления соединений ванадия.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

ЭЛЕМЕНТЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ

7.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств элементов VI группы и их соединений.

Опыт 1. Восстановительные свойства сероводорода

В две пробирки внести следующие растворы: в первую - 5 капель перманганата калия и 2 капли 3н раствора серной кислоты, во вторую - столько же дихромата калия и той же кислоты. В каждую из пробирок добавить по каплям сероводородную воду до изменения окраски каждого раствора и его помутнения вследствие выделения серы. Написать уравнения соответствующих реакций, учитывая, что MnO_4^- - ион переходит в ион Mn^{2+} , а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - ион - в 2Cr^{3+} - иона.

Опыт 2. Восстановительные свойства SO_3^{2-} - иона

В пробирку, содержащую 5-6 капель раствора перманганата калия и 3-4 капли 2н раствора хлороводородной кислоты, прибавить несколько кристалликов сульфита натрия. Отметить обесцвечивание, раствора в связи с переходом иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . В какое соединение при этом перешел сульфид натрия? Учитывая, что сульфид бария растворим в азотной кислоте, а сульфат бария не растворим, убедиться в переходе иона SO_3^{2-} в ион SO_4^{2-} , для чего в полученный раствор добавить 1-2 капли 2н азотной кислоты и столько же раствора хлорида бария. Какое соединение выпало в осадок? Отметить наблюдаемые явления и написать уравнения всех протекающих реакций.

Опыт 3. Взаимодействие разбавленной серной кислоты с металлами

В три пробирки внести по 5-6 капель 3н раствора серной кислоты и по 1-2 кусочка металлов: в первую - цинка, во вторую - железа, в третью - меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем горелки. В каком случае реакция не идет? Почему? Написать уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем?

Опыт 4. Различная растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте

В двух пробирках получить обменной реакцией сульфит и сульфат бария, для чего взять по 3-4 капли растворов соответствующих солей. Наблюдать образование осадков в обеих пробирках. Сравнить растворимость сульфита и сульфата бария в кислоте, добавив в обе пробирки по 1-2 капли 2н азотной кислоты. Что наблюдается? Можно ли этой реакцией различить ионы SO_3^{2-} и SO_4^{2-} ? Написать уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворение последнего в кислоте.

Опыт 5. Отношение хрома к кислотам

В три пробирки - в одной с разбавленной хлороводородной (1:1), во вторую с разбавленной серной (1:1), в третью конц. азотной кислотой опустите по кусочку металлического хрома. С какой кислотой хром не взаимодействует? Напишите уравнения реакций взаимодействия хрома с разбавленной хлороводородной (1:1) и серной кислотой (1:1). Слить азотную кислоту, промыть хром дистиллированной водой и добавить хлороводородную кислоту. Реагирует ли хром с хлороводородной кислотой? Объясните, почему обработанный азотной кислотой хром не взаимодействует с разбавленными кислотами?

Опыт 6. Получение и свойства оксида хрома (III)

а) Насыпать в пробирку немного измельченного дихромата аммония и закрепить ее наклонно в штативе. Отверстие пробирки направить в сторону от себя и от других работающих. Нагреть верхний слой соли до начала реакции и затем нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

б) На полученный оксид хрома (III) подействовать водой и разбавленной серной (1:1) или азотной кислотой (1:1). Растворяется ли оксид хрома (III) в воде и в разбавленных растворах кислот?

Опыт 7. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

а) В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования серо-зеленого осадка хрома (III). Написать уравнение реакции.

б) Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту (1:1), в другую - избыток щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III).

Опыт 8. Восстановительные свойства соединений хрома (III)

К раствору соли хрома (III) добавлять раствор гидроксида натрия до растворения первоначально появившегося осадка. Полученный раствор разделить на две пробирки. В одну из них добавить 2-3 мл раствора гидроксида натрия и 2-3 мл бромной или йодной воды. В другую пробирку добавить 2-3 мл раствора гидроксида натрия и 2-3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Проследить за изменением окраски в обеих пробирках. Записать соответствующие уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Опыт 9. Получение оксида хрома (VI) и его свойства

а) Налить в стакан (или в пробирку) 3-5 мл насыщенного раствора дихромата калия и приливать понемногу 3-5 мл конц. серной кислоты, охлаждая стакан холодной водой. Отметить цвет выпадающих кристаллов оксида хрома(VI).

После охлаждения раствора отфильтровать полученные кристаллы на воронке со стеклянным фильтром. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему берется большой избыток серной кислоты.

б) Часть полученных кристаллов поместить в фарфоровую чашку и облить осторожно из пипетки несколькими каплями спирта. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется оксид хрома (III) и уксусный альдегид (определяется по запаху). Какие свойства в этой реакции проявляет оксид хрома (VI)?

в) Несколько кристаллов оксида хрома (VI), полученных в опыте (а), растворить в 2-3 мл воды и добавить в раствор йодида калия. Наблюдать изменение цвета раствора. Доказать присутствие йода в растворе. Написать уравнение реакции. Сделать вывод о свойствах оксида хрома (VI).

Опыт 10. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов

К 3-4 мл раствора хромата калия добавить раствор серной кислоты. Наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее изменение. Написать уравнение реакции превращения хромата калия в дихромат калия.

К полученному раствору прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это изменение. Написать уравнение реакции. Наличием, каких ионов обусловлены переходы окраски раствора? Какое равновесие устанавливается в водных растворах хроматов и дихроматов? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?

Опыт 11. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

а) К 2-3 мл раствора дихромата калия прибавить немного разбавленной серной кислоты (1:1) и 2-3 мл раствора нитрита натрия. Смесь слабо нагреть. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции.

б) К конц. раствору дихромата калия добавить конц. раствор хлороводородной кислоты. Нагреть до изменения окраски раствора. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

в) К раствору хромата калия прилить раствор сульфида калия, прилить раствор сульфида аммония, слегка нагреть. Наблюдать изменение цвета раствора и выпадение осадка гидроксида хрома (III). Написать уравнение реакции.

Опыт 12. Получение вольфрамовой кислоты

В две пробирки с насыщенным раствором вольфрама натрия $\text{Na}_2(\text{WO}_4)$ (3-4 мл) добавить несколько мл конц. хлороводородной или серной кислоты и отметить цвет выпавшего осадка.

В одной пробирке удалить раствор с осадка и осторожно прибавить в нее несколько мл 4н раствора щелочи. Содержимое второй пробирки осторожно прокипятить. Отметить изменение цвета осадка. Происходит ли его растворение при кипячении?

Написать уравнения реакций получения вольфрамовой кислоты H_2WO_4 и ее растворения в щелочи.

Опыт 13. Получение оксида вольфрама (VI) и его свойства

а) В тигель внести несколько кристалликов вольфрамата аммония. Поставить тигель на фарфоровый треугольник и нагреть его до изменения цвета взятого вещества. Отметить выделение аммиака по запаху. Написать уравнение реакции разложения вольфрамата аммония с образованием оксида вольфрама (VI).

б) Полученный в опыте 13«а» оксид вольфрама разделить на две пробирки. В одну внести 3-5 мл конц. раствора щелочи, в другую 3-5 мл раствора конц. хлороводородной кислоты. Обе пробирки слегка нагреть. Отметить, как действуют кислота и щелочь на оксид вольфрама. Указать, какие свойства проявляет оксид вольфрама (VI). Написать уравнение протекавшей реакции.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ 1 от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

кафедра прикладной химии

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

ЭЛЕМЕНТЫ СЕДЬМОЙ ГРУППЫ

8.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств элементов VII группы и их соединений.

Опыт 1. Окислительные свойства галогенов

К бромной или йодной воде добавить порошок магния или алюминия. Перемешать растворы стеклянной палочкой и отметить их обесцвечивание. Написать уравнения всех протекающих реакций. Какие свойства проявляют во всех случаях галогены?

Опыт 2. Восстановление дихромата калия галогенидами

В три пробирки внести по 2-3 капли дихромата калия подкисленного 3Н серной кислотой. Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора йодида калия, во вторую - столько же соли бромиды и в третью - хлорида натрия. Растворы перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло?

Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

Опыт 3. Характерные реакции на ионы галогенов

Образование осадков AgCl , AgBr , AgI является характерной реакцией на ионы галогенов. Получить указанные вещества реакцией обмена. Необходимые растворы соответствующих солей брать в количестве 4-5 капель. К полученным осадкам добавить по 2-3 капли 2Н раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

Написать в молекулярной и ионной формах уравнения протекающих реакций, отметить цвета полученных осадков и результат действия на них азотной кислоты.

Опыт 4. Взаимодействие марганца с кислотами

В три пробирки внести по 3-4 мл кислот: в одну 2Н хлороводородной, во вторую – 2Н азотной, в третью - конц. серной кислоты. В каждую пробирку опустить по маленькую кусочку марганца или по 2-3 микрошпателя порошка марганца. Наблюдать выделение газов и написать уравнения реакций, учитывая, что во всех случаях получается соль марганца (II).

Опыт 5. Гидроксид марганца (II) и его свойства

а) В пробирку налейте 2-3 мл раствора соли двухвалентного марганца и прибавьте такой же объем раствора щелочи. Отметьте цвет осадка. Распределите осадок в две пробирки и в одну прибавьте 2Н раствор хлороводородной кислоты, в другую - 2н раствор щелочи. В какой из пробирок осадок растворяется? Каков характер гидроксида марганца (II)? Напишите уравнение реакции.

б) Получите гидроксид марганца (II), как указано в пункте (а). Распределите его в две пробирки. Одну оставьте открытой и наблюдайте как изменяется цвет осадка. Во вторую пробирку прибавьте несколько капель пероксида водорода. Напишите уравнения реакций, учитывая, что в первом случае марганец окисляется до трехзарядного, во втором - до четырехзарядного состояния.

Опыт 6. Свойства солей марганца

а) К раствору соли марганца (II) прибавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Каков его цвет? Что происходит с осадком при состоянии на воздухе? Написать уравнения реакций.

б) Насыпать в пробирку немного сурика Pb_3O_4 или PbO_2 , прибавить 2-3 мл конц. азотной кислоты и 1-2 капли сульфата марганца. Смесь нагреть до кипения. После отстаивания отметить цвет раствора. Написать уравнение реакции. Какие свойства в этих опытах (а и б) проявляют соли марганца (II)?

Опыт 7. Соединения марганца (IV)

а) Налить в одну пробирку 1-2 мл конц. серной кислоты, в другую - столько же хлороводородной кислоты. В каждую пробирку насыпать по микрошпателю оксида марганца(IV). Содержимое пробирок нагреть (в вытяжном шкафу). По цвету, запаху, с помощью тлеющей лучинки или бумажки, смоченной раствором йодида калия, определить, какие газы выделяются? Напишите уравнения протекающих реакций.

б) Смешать в пробирке несколько кристаллов оксида марганца (IV) с избытком твердого нитрата калия и гидроксида натрия. Смесь нагреть до сплавления. Какую окраску приобретает сплав? Напишите уравнение реакции.

Опыт 8. Соединения марганца (VI)

Получить манганат калия или натрия как в опыте (7, б) и растворить в воде. Налить в две пробирки по одному мл полученного раствора манганата калия. В одной пробирке раствор сильно разбавить водой, в другой - слегка подкислить. Что происходит? Объяснить причину протекания реакций и написать их уравнения.

Опыт 9. Соединения марганца (VII)

а) Нагреть в сухой пробирке несколько кристалликов перманганата калия. Испытать выделившийся газ тлеющей лучинкой. Нагревание вести до прекращения выделения газа. После охлаждения налить в пробирку воду. Объяснить наблюдаемые явления и написать уравнение реакции.

б) К раствору соли марганца (II) прилить раствор перманганата калия. Наблюдать выпадение осадка. С помощью индикаторной бумаги определить реакцию раствора.

в) Налейте в 3 пробирки 2-3 мл раствора перманганата калия. В одну из них добавьте такой же объем разбавленной серной кислоты (1:1), в другую - воды, в третью - конц. раствор щелочи. Во все три пробирки прибавляйте по каплям, взбалтывая содержимое пробирки, раствор сульфита натрия до тех пор, пока в первой пробирке раствор обесцветится, во второй - выпадает бурый осадок оксида марганца (IV), в третьей - раствор окрасится в зеленый цвет (окраска K_2MnO_4). Составьте уравнение реакции, учитывая, что сульфит-ион окисляется в сульфат-ион.

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

ЭЛЕМЕНТЫ ВОСЬМОЙ ГРУППЫ

9.1 ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Изучение свойств элементов VIII группы и их соединений.

Опыт 1. Отношение железа к кислотам

В четыре пробирки поместить понемногу стружки железа. В одну налить хлороводородную, во вторую разбавленную серную (1:1), в третью - конц. серную, в четвертую - азотную кислоты. Что наблюдается? Пробирку с конц. серной кислотой осторожно нагреть. Какой газ выделяется? В каждую пробирку добавить по несколько капель разбавленного раствора роданида калия, которые, с ионами трехзарядного железа дают характерную красную окраску роданида железа. Написать уравнения реакций, учитывая, что в разбавленных хлороводородной (1:1) и серной кислотах(1:1) окисляются в двухзарядные, в азотной и конц. серной кислотах в трехзарядные ионы.

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

а) К свежеприготовленному раствору сульфата железа (II) прилить раствор гидроксида натрия. Наблюдать образование осадка железа (II) белого цвета. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет. Написать уравнение реакции.

б) Испытать отношение гидроксида железа (II) к разбавленной хлороводородной кислоте (1:1) и избытку гидроксида натрия. Объяснить, какими свойствами обладает гидроксид железа (II) и написать уравнения реакций.

Опыт 3. Гидроксид железа (III)

а) К раствору хлорида и сульфата железа (III) прилить раствор гидроксида натрия. Отметить цвет осадка. Убедиться в нерастворимости гидроксида железа (III) в избытке щелочи.

б) К раствору хлорида железа (III) добавить раствор карбоната натрия. Наблюдать выпадение осадка и появление пузырьков газа. Написать уравнения реакций образования карбоната железа (III) и его полного гидролиза.

Опыт 4. Получение ферратов и их свойства

а) Поместить в пробирку небольшое количество измельченного гидроксида калия, добавить к нему 3-4 капель раствора хлорида железа (III) и 2-3 капли брома или йода и нагреть (в вытяжном шкафу). Отметить цвет образовавшегося феррата калия. Написать уравнение реакции. К полученной смеси прилить дистиллированной воды и разделить на две пробирки.

б) К раствору феррата калия прибавить раствор BaCl_2 . Что происходит? Отметить цвет образовавшегося вещества. Написать уравнение реакции.

в) К раствору феррата калия добавить Zn раствор серной кислоты. Что происходит? Какой газ выделяется, и какое соединение железа находится в растворе? Объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение реакции.

Опыт 5. Взаимодействие никеля и кобальта с кислотами

а) В две пробирки поместить немного стружки этих металлов и прилить по 3-4 мл раствора хлороводородной кислоты. Насколько интенсивно протекают реакции? Написать уравнения реакций.

б) Слить хлороводородную кислоту, тщательно промыть стружки металлов водой и прилить в каждую пробирку по 4-5 мл азотной кислоты. Что происходит? Составить уравнения реакций растворения этих металлов в азотной кислоте.

Опыт 6. Гидроксиды кобальта и никеля

а) В две пробирки поместить 2-3 мл растворов солей кобальта и никеля и добавлять по каплям растворы гидроксида натрия до образования розового осадка гидроксида кобальта(II) в первой пробирке и зеленого осадка гидроксида никеля(II) - во второй. Испытать растворимость гидроксидов кобальта(II) и никеля(II) в разбавленной хлороводородной кислоте (1:1) и в избытке конц. щелочи. Что наблюдается? Написать уравнения протекающих реакций.

б) К части осадка гидроксида кобальта(II) и гидроксида никеля(II) прилить немного раствора пероксида водорода. Изменяются ли цвета осадков? Какой из гидроксидов не окисляется пероксидом водорода? Составить уравнение протекающей реакции.

в) К осадку гидроксида никеля(II) добавить несколько капель бромной или йодной воды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

г) С черного осадка (опыт в) гидроксида никеля слить раствор, к осадку добавить 2-3 мл конц. хлороводородной кислоты и нагреть. Что происходит с осадком? Написать уравнение реакции. Какими химическими свойствами обладают соединения трехзарядного никеля и кобальта. Для каких практических целей используется это свойство никеля (III)?

Утверждено НМС ИВТиУР
Пр.№ I от 26.08.2014 г. УМК
по дисциплине «Химия 2»