

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

*Учебно-методическое пособие
для студентов по специальностям:*

040500 - Фармация

0405 - Фармация

Шифр по учебному плану Е.Н.Ф.04

ВОРОНЕЖ
2003

Утверждено научно-методическим советом химического факультета
протокол №6 от 27 мая 2003 года

Составители: Афиногенов Ю.П., Семенов В.Н., Гончаров Е.Г.,
Малевская Л.А., Сушкова Т.П., Баженов Ю.В.

Научн. ред. профессор кафедры аналитической химии
ВГУ Селеменов В.Ф.

Учебно-методическое пособие подготовлено на кафедре общей химии
химического факультета Воронежского государственного университета.

Рекомендуется для студентов 1 курса дневного и вечернего отделений
фармацевтического факультета (высшее и средне-специальное
образование).

ВОДОРОД. ПЕРЕКИСЬ ВОДОРОДА

1. Получение водорода

а) Взаимодействие металлов с кислотами. Для проведения опытов необходимы растворы кислот: HCl (1:1), H_2SO_4 (1:5), CH_3COOH (30%).

Металлы (Zn , Fe , Mg , Mn , Al и др.) применяют в виде кусочков, стружек, опилок, ленты.

Пользуясь таблицей нормальных потенциалов, определить, возможно ли выделение водорода при действии указанных металлов на кислоту.

Собрать прибор для получения водорода (рис. 1).



Рис. 1

Поместить в пробирку 1-2 кусочка какого-либо металла и прилить на 1/3 пробирки разбавленного раствора кислоты. Закрывать отверстие пробирки пробкой с газоотводной трубкой. Убедиться, что выделяющийся водород не содержит примеси воздуха. Для этого надеть на газоотводную трубку сухую пробирку, через 10-20 сек. снять ее, закрыть большим пальцем и, не переворачивая, поднести к пламени горелки. Чистый водород загорается спокойно, почти без звука. При наличии

в пробирке с водородом примеси воздуха происходит небольшой взрыв, сопровождающийся резким звуком. В этом случае испытание на чистоту следует повторить.

Убедившись в чистоте выделяющегося водорода, поджечь его горячей лучиной у отверстия газоотводной трубки. Подержать над пламенем водорода сухой стакан или воронку. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

б) Действие металлов на щелочь. Положить в пробирку (рис. 1) кусочек алюминия, цинка или олова, прилить к нему 20 %-ный раствор щелочи. Если реакция идет плохо, осторожно подогреть. Определить, какой газ выделяется. Написать уравнения реакций, учитывая образование соответствующих гидросоединений.

в) Действие кремния на щелочь. Положить в пробирку 0,2-0,3 г аморфного кремния, и прилить к нему 20%-ный раствор едкого натра. Идет ли реакция при комнатной температуре? Собрать выделяющийся газ и испытать его, поднося к отверстию пробирки зажженную лучину. Написать уравнение реакции.

2. Восстановление водородом оксидов металлов

Собрать прибор (рис.2). Получить водород в аппарате Киппа и пропустить через осушительную склянку 1 и предохранительную трубку 2 с медной сеткой. В тугоплавкую реакционную трубку 3 поместить 0,3 г оксида меди (II) (оксида никеля (II) или оксида свинца (II)). Собранный

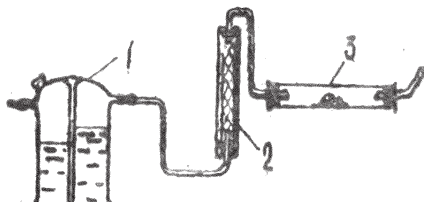


Рис. 2

прибор проверить на герметичность (как это сделать?). Пропустить ток водорода и убедиться в его чистоте (в присутствии преподавателя или лаборанта!). Только после проверки водорода на чистоту можно поджечь спичкой водород у выходного отверстия прибора. Осторожно прогреть

реакционную трубку по всей длине, а затем сильно нагреть ту часть трубки, где находится оксид металла. Следить за тем, чтобы пламя горящего водорода сильно не уменьшалось. Если пламя погаснет, прекратить нагревание (в присутствии преподавателя!). Наблюдать изменения, происходящие с оксидом меди и за появлением влаги на стенках трубки. Когда весь оксид меди прореагирует (как это установить?), прекратить нагревание и охладить прибор в токе водорода до комнатной температуры. Восстановленный металл сдать преподавателю.

3. Восстановление молекулярным и атомарным водородом

Атомарный водород образуется непосредственно в растворах в результате взаимодействия кислоты с металлами.

Прodelать предлагаемые ниже опыты, используя в качестве восстановителя атомарный и молекулярный водород (ток водорода из аппарата Киппа), и сравнить полученные результаты.

а) Разбавленный раствор H_2SO_4 подкрасить несколькими каплями раствора KMnO_4 и налить в 2 пробирки. В одну из них бросить кусочек цинка и слегка подогреть, в другую пропустить водород из аппарата Киппа. Сравнить скорость изменения цвета раствора в пробирках. Вместо характерного для гидратированного иона MnO_4^- фиолетового цвета раствор приобретает слегка розовый цвет, характерный для гидратированного иона Mn^{2+} . Написать уравнения реакций.

б) Поместить в пробирку 2 мл 0,01 н раствора $K_2Cr_2O_7$ и немного разбавленной H_2SO_4 , во вторую пробирку – 1-2 мл разбавленного раствора $FeCl_3$, несколько капель HCl (1:1) и 2-3 капли 0,01 н раствора роданистого аммония или калия. Наблюдать появление во второй пробирке интенсивного красного окрашивания, вследствие образования роданида трехвалентного железа $Fe(CNS)_3$.

В каждую пробирку через раствор пропустить ток водорода. Изменяется ли окраска растворов? В обе пробирки внести по кусочку гранулированного цинка и слегка подогреть содержимое пробирок. Наблюдать в первой пробирке переход от оранжевой окраски, характерной для гидратированного иона $Cr_2O_7^{2-}$, к зеленой, характерной для гидратированного иона Cr^{+3} . Почему изменяется окраска раствора во второй пробирке? Написать уравнения реакций. Чем объяснить различие в восстановительной способности молекулярного и атомарного водорода?

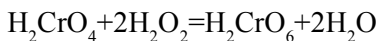
4. Получение перекиси водорода.

Качественная реакция на перекись водорода

а) В стакан наливают 120 мл воды, добавляют 5 мл конц. H_2SO_4 ($d=1,84$), кусочек льда и погружают его в кристаллизатор со смесью льда и соли. Постепенно при непрерывном помешивании добавляют в стакан суспензию перекиси бария, полученную растиранием в ступке 15 г BaO_2 с 30 мл ледяной воды.

Затем раствор отфильтровывают через плотный фильтр на воронке Бюхнера. Написать уравнение реакции получения перекиси водорода.

б) Наливают в пробирку 2 мл полученного раствора H_2O_2 , 2 мл разбавленного раствора H_2SO_4 , 0,5 мл эфира и добавляют несколько капель раствора хромата калия. В присутствии перекиси водорода в кислой среде хроматы (а также бихроматы) образуют интенсивно окрашенные надхромовые кислоты по реакции:



Какова роль эфирного слоя?

5. Определение концентрации раствора перекиси водорода

Отобрать пипеткой 20 мл полученного раствора перекиси водорода и разбавить до 100 мл в мерной колбе. Перенести по 20 мл приготовленного раствора в колбочки для титрования. Подкислить растворы 10 мл 2 н

раствора H_2SO_4 и оттитровать 0,02 н раствором KMnO_4 до исчезающей слабо-розовой окраски. Написать уравнение реакции.

Рассчитать нормальность полученного раствора перекиси водорода, учитывая разбавление.

6. Окислительные свойства перекиси водорода

а) Налить в пробирку 1 мл полученного раствора перекиси водорода, подкислить раствор серной кислотой и добавить несколько капель раствора иодистого калия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Прилить в раствор 1-2 капли крахмального клейстера. Что происходит?

б) Путем взаимодействия раствора какой-нибудь соли свинца с сернистым аммонием получить черный осадок сульфида свинца. Осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и обработать раствором перекиси водорода. Объяснить изменение цвета осадка. Написать уравнение реакции.

7. Восстановительные свойства перекиси водорода

а) К подкисленному серной кислотой раствору перекиси водорода добавляют раствор перманганата калия. Какой газ выделяется при этом? Написать уравнение реакции.

б) Насыпать в пробирку 0,5 г белильной извести и прилить 1-2 мл перекиси водорода. Выделяющийся газ испытать тлеющей лучиной. Написать уравнение реакции.

8. Разложение перекиси водорода

а) Налить в пробирку 1-2 мл раствора перекиси водорода и слегка нагреть пробирку на пламени газовой горелки. Какой газ выделяется?

б) В другую пробирку с раствором перекиси водорода внести небольшое количество двуокиси марганца. Что наблюдается? Каково действие двуокиси марганца?

ГАЛОГЕНЫ

1. Хлор. Получение, очистка

В лаборатории хлор обычно получают взаимодействием окислителя с концентрированной соляной кислотой. В качестве окислителя применяют двуокись марганца, бихромат калия, перманганат калия.

В колбу Вюрца 1 (рис.3) помещают 10 г перманганата калия, слегка смачивают его водой и постепенно из капельной воронки 2 добавляют концентрированную соляную кислоту. В случае замедления реакции реагирующие вещества слегка подогревают. Для очистки газообразный хлор пропускают через промывную склянку 3 с водой, которая поглощает примесь газообразного HCl , затем для просушки – через промывные склянки с концентрированной серной кислотой или через осушительную колонку с безводным CaCl_2 .

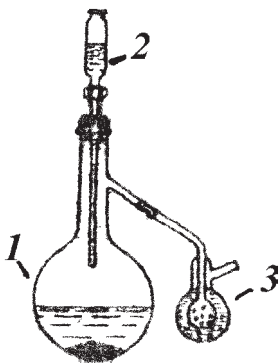


Рис.3

2. Получение три- и пентахлоридов сурьмы

Сурьму хлорируют в приборе, изображенном на рис.4. Мелкие кусочки сурьмы помещают в реактор 1, один конец которого опущен в колбу 2, служащую приемником, а другой закрыт корковой пробкой с отводной трубкой, опущенной в серную кислоту 4 (для предохранения от влаги).

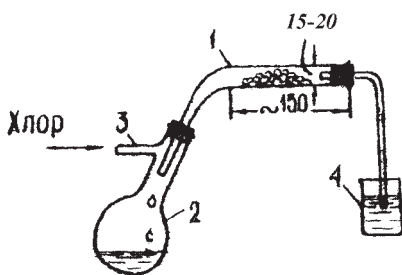


Рис.4

В прибор через газоподводящую трубку 3 пропускают хлор, вытесняют из него воздух и, продолжая пропускать слабую струю хлора, слегка подогревают сурьму. Смесь образующихся хлоридов сурьмы стекает в приемник 2. Узкий конец трубки реактора должен иметь в диаметре не менее 7-8 мм, чтобы хлориды

могли стекать свободно. Продукт в основном состоит из пентахлорида сурьмы с небольшой примесью трихлорида сурьмы. Для перевода трихлорида сурьмы в пентахлорид полученную жидкость в приемнике обрабатывают сухим хлором. Для этого, отсоединив колбу от реактора и источника хлора, закрывают ее пробкой с вставленной в нее длинной трубкой, которую и соединяют с источником хлора. Избыток хлора отводят через трубку 3 в вентиляционную систему. Хлор пропускают до тех пор, пока он не перестанет поглощаться.

Пентахлорид сурьмы представляет собой маслянистую жидкость с желтоватым оттенком.

Для получения треххлористой сурьмы к смеси образующихся хлоридов добавляют порошок металлической сурьмы. В результате реакции образуется кристаллическая треххлористая сурьма. Испытать отношение треххлористой сурьмы к воде. Что происходит?

3. Взаимодействие хлора с неметаллами

а) Собрать хлор в небольшую колбу и закрыть ее стеклянной пластинкой. Положить в ложечку немного красного фосфора и внести в колбу с хлором. Что происходит? Написать уравнение реакции.

б) На дно сухой, предварительно подогретой пробирки поместить кусочек фильтровальной бумаги, смоченной скипидаром ($C_{10}H_{16}$). Пропустить в пробирку хлор, опустив газоотводную трубку до дна пробирки. Наблюдать обугливание скипидара и образование белого дыма. Написать уравнение реакции.

4. Получение кристаллогидрата хлора

Пробирку наполняют дистиллированной водой (5-10 мл), помещают в измельченный лед и через воду пропускают хлор. Наблюдают появление большого количества мелких кристаллов гидрата хлора $Cl_2 \cdot H_2O$, которые быстро плавятся при нагревании пробирки рукой. Расплавляют кристаллы и приливают к раствору четыреххлористый углерод (ЯД!). Встряхивают пробирку и сравнивают окраску водного слоя и слоя четыреххлористого углерода. Сделать вывод о растворимости хлора в H_2O и CCl_4 .

5. Хлорная вода и ее свойства

Насытить 5-10 мл дистиллированной воды хлором. Испытать полученную хлорную воду на лакмус и осторожно понюхать. Какие вещества присутствуют

в хлорной воде? Написать уравнение реакции. Испытать действие хлорной воды на растворы индиго, фуксина. Объяснить наблюдаемые явления.

6. Бром, получение и свойства

Налить в пробирку 10-12 мл концентрированного бромистого натрия. Пропускать через раствор ток хлора до тех пор, пока цвет раствора не перестанет изменяться. Перелить содержимое пробирки в небольшую реторту и отогнать бром в чистую небольшую колбу, охлаждаемую снегом. В колбе бром сконденсируется под небольшим слоем раствора брома в воде в виде тяжелой темной маслянистой капли. Слить воду с брома и с кончика шпателя осторожно стряхнуть в колбочку порошок или мелкие стружки алюминия. Если через минуту реакция не начнется, подвести под дно колбы стакан с теплой водой (30-40°C). Написать уравнение реакции.

7. Иод, получение и свойства

а) Налить в пробирку 5 мл насыщенного раствора иодистого калия. Пропустить через раствор ток хлора. Какое вещество при этом выделяется? Полученное вещество отфильтровать и высушить на воздухе. Чем будет загрязнен полученный иод?

б) Отвесить по 0,5 г иодистого калия и двуокиси марганца, пересыпать в тигель и перемешать стеклянной палочкой. Поставить тигель со смесью на фарфоровый треугольник, налить в стакан 3-4 капли концентрированной серной кислоты и закрыть маленькой колбой, наполненной холодной водой. Колбу закрепить в лапке штатива. Тигель слегка нагревать в течение нескольких минут. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Полученный иод собрать в бюкс и взвесить, вычислить его выход. Исследовать свойства иода.

в) В маленькой фарфоровой чашке осторожно смешать небольшое количество сухого порошка металлического алюминия (Zn или Mg) с сухим порошком иода. (ОПЫТ ПРОВОДИТЬ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ!). В приготовленную смесь осторожно внести 1-3 капли воды при помощи пипетки или длинной стеклянной палочки. Что наблюдается? Какую роль играет вода в данном опыте? Написать уравнение реакции.

8. Сравнение восстановительных свойств галоген-ионов

а) В три сухие пробирки поместить небольшое количество кристаллических KCl, KBr, KI и прибавить в каждую пробирку по одинаковому

объему раствора концентрированной серной кислоты. Наблюдать изменение окраски в двух последних пробирках. При взаимодействии взятых солей с достаточно крепкой серной кислотой первоначально образуются галогеноводороды HCl , HBr и HI , из которых два последних частично окисляются избытком H_2SO_4 до свободных галогенов. По запаху выделяющихся газов определить продукты восстановления H_2SO_4 . Написать соответствующие уравнения реакций.

б) В одну пробирку внести 3-5 капель иодида калия, во вторую такой же объем раствора бромида натрия. В обе пробирки добавить по 2-3 капли хлорного железа. В каком случае произошло восстановление железа?

Написать уравнение протекающей реакции. Чем объяснить различную восстановительную способность отрицательных ионов галогенов?

9. Реакции на ионы галогенов

Внести в три пробирки по 3-4 капли растворов хлорида натрия, бромида натрия и иодида калия. В каждую пробирку добавить по 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков галогенидов серебра.

Отметить цвета осадков и написать молекулярные и ионные уравнения соответствующих реакций. Изучить отношение осадков к раствору аммиака.

10. Свойства хлоратов

а) Испытать действие концентрированной соляной кислоты на небольшое количество бертолетовой соли. Написать уравнение реакции.

б) В сухую пробирку поместить несколько кристаллов KClO_3 и закрепить ее в зажиме штатива. При помощи пипетки смочить кристаллы каплей концентрированной серной кислоты.

Наблюдать выделение зеленовато-желтой двуокиси хлора. Написать уравнение реакции, исходя из того, что кроме ClO_2 образуется еще и HClO_4 .

11. Свойства иодатов

К разбавленному раствору KI в пробирке прибавить при помешивании небольшими порциями хлорную воду. Наблюдать сначала появление, а затем исчезновение темно-бурой окраски свободного иода. Что происходит? Написать уравнение реакции.

СЕРА

1. Аллотропические формы серы

Наполняют пробирку на 1/4 порошком серы (серный цвет) и осторожно, избегая перегрева, нагревают ее на пламени горелки, внимательно наблюдая происходящие явления и доводя серу постепенно до кипения.

Кипящую жидкость выливают из пробирки тонкой струей в стакан с водой (рис.5). Если сера при выливании загорится, то не обращая на это

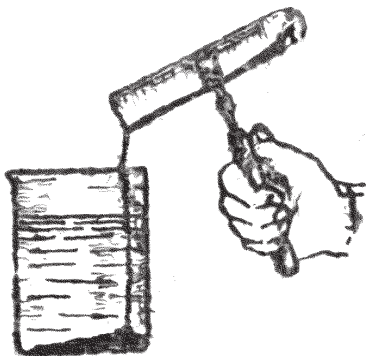


Рис.5

внимания, выливают ее до конца, а оставшуюся в пробирке горящую серу тушат, закрыв чем-нибудь отверстие пробирки. Вынимают охлажденную серу из воды. Каковы ее свойства? Через некоторое время она становится ломкой и хрупкой.

Немного порошка серы растворяют в 2-3 мл сероуглерода (CS_2 – летуч, ядовит, легко загорается. РАБОТАТЬ С НИМ ВДАЛИ ОТ ОГНЯ, ПОД ТЯГОЙ). Раствор отфильтровывают, фильтрат выливают в чашечку или на часовое стекло и ставят под тягу до

полного испарения сероуглерода. При помощи лупы или микроскопа можно рассмотреть выделившиеся кристаллы ромбической серы.

Небольшой тигель почти доверху наполняют порошкообразной серой и расплавляют ее при слабом нагревании. Оставляют тигель охлаждаться до тех пор, пока на поверхности серы появится корка. Пробив в ней отверстие (диаметром в 1-2 см), выливают не успевшую застыть серу. Наблюдают образовавшиеся на стенках тигля кристаллы моноклинной серы.

На основании проделанных опытов рассмотреть и объяснить диаграмму состояния серы.

2. Восстановительные и окислительные свойства серы

а) Налить в пробирку 2-3 мл концентрированной азотной кислоты, всыпать немного порошка серы и нагреть до кипения. Затем раствор охладить и добавить к нему раствор хлорида бария. Что наблюдается?

б) В бесцветное пламя газовой горелки внести на фарфоровой или стеклянной ложечке небольшое количество серы (0,2 г.). Наблюдать горение серы. Отметить цвет пламени.

в) Смешать серу (порошок) и Zn (мелкие опилки) в весовом соотношении 1,5:1. Полученную смесь поместить в железную ложечку и поджечь в вытяжном шкафу (ОСТОРОЖНО!). Что получается?

3. Получение сероводорода из сернистого железа

В пробирку с газоотводной трубкой положить несколько кусочков сернистого железа и прилить 3-5 мл раствора соляной (1:1) или серной (1:5) кислоты. Наблюдать выделение газа. Доказать, что выделяющийся газ является сероводородом. Написать уравнения реакций. Любой ли кислотой можно пользоваться для получения H_2S из FeS ?

4. Исследование свойств сероводорода

а) Пропустить сероводород через воду в течении 5-10 мин. Испытать полученную сероводородную воду лакмусовой бумагой. Сделать вывод о растворимости сероводорода в воде. Раствор сохранить.

б) Пропустить сероводород последовательно через растворы хлорной, бромной, иодной воды, концентрированной азотной кислоты, 3% раствор перекиси водорода и через подкисленные растворы марганцовокислого калия и двуххромовокислого калия. Что происходит?

в) Поджечь выделяющийся сероводород. Наблюдать горение сероводорода голубым пламенем. Подержать над пламенем горящего сероводорода сухой холодный стакан. Что происходит? Написать уравнение реакции. Осторожно определить запах продукта горения сероводорода. Составить уравнение реакции горения сероводорода. Подержать в пламени горящего сероводорода холодную фарфоровую крышку от тигля. Что наблюдается? Написать уравнение реакции неполного сгорания сероводорода.

5. Получение сульфидов осаждением из растворов

Налить в пробирки по 2 мл растворов солей меди, кадмия, цинка, свинца, кальция, железа (закисного), марганца, сурьмы и натрия. Подействовать на эти растворы сероводородной водой или пропустить ток сероводорода. Объяснить, почему не из всех растворов выпадают осадки.

На растворы солей, не давших осадков с сероводородом, подействовать в отдельных пробирках раствором сернистого аммония. Отметить полученные результаты. Какой можно сделать вывод о причинах выпадения осадков?

Образовавшиеся осадки сульфидов металлов отделить от растворов декантацией. К каждому осадку прилить 2 н раствор соляной кислоты. Как наблюдаемые явления совпадают с вашими выводами? Объяснить различное действие соляной кислоты на сульфиды.

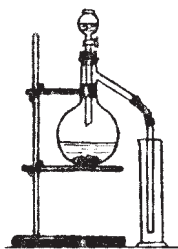


Рис.6

6. Получение сернистого газа из солей сернистой кислоты

Собрать прибор, указанный на рис.6. В колбу положить 2-3 ложечки сернистоокислого натрия. В капельную воронку налить концентрированную серную кислоту. Прилить по каплям кислоту в колбу. Доказать, что выделяющийся газ является сернистым. С полученным сернистым газом проделать опыты 8 и 9.

7. Получение сернистого газа действием концентрированной H_2SO_4 на медь

Собрать прибор (рис.6). В колбу насыпать медные стружки, в капельную воронку налить концентрированную H_2SO_4 . Добавлять по каплям концентрированную H_2SO_4 к медным стружкам. Реакционную смесь осторожно нагревать. В результате взаимодействия меди с концентрированной H_2SO_4 выделяется сернистый газ. С полученным сернистым газом проделать опыты 8 и 9.

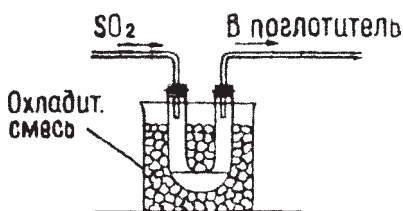


Рис.7

8. Сжижение сернистого газа

Стеклянная ванна наполняется доверху охлаждающей смесью, состоящей из 2 частей снега или толченого льда и 1 части поваренной соли. В смесь помещают U-образную трубку с тонкими стенками и присоединяют к ней, как указано на рис.7, газоотводную трубку от прибора, в котором

получают SO_2 . Через 10-15 мин в трубке собирается немного жидкого сернистого ангидрида. Вынутая из охлаждающей смеси жидкость вскоре начинает кипеть. Кипение усиливается, если трубку подогреть ладонью. Вылить часть SO_2 в маленький стакан, поставленный на большую пробку, смоченную водой. Стакан примерзает к пробке, т.к. вследствие охлаждения от испарения SO_2 вода превращается в лед. С оставшимся жидким SO_2 проделать опыт 9.

9. Изучение свойств сернистого газа и сернистой кислоты

а) Наполнить пробирку сернистым газом. Внести в нее горящую лучинку. Что происходит? Объяснить.

б) Другую пробирку, наполненную сернистым газом и закрытую пробкой, опрокинуть в ванну с водой. Открыть пробку. Вода начинает подниматься вверх и заполняет почти всю пробирку. Закрыть пробирку под водой пробкой и вынуть ее из воды. К полученному раствору добавить синий раствор лакмуса. Что происходит? Дать объяснение.

в) Добавить сжиженный сернистый газ последовательно в пробирки с бромной и иодной водой, раствором перманганата калия, подкисленным раствором бихромата калия и в пробирку с горячей концентрированной азотной кислотой. Какие свойства проявляет сернистый газ в этих реакциях? Написать уравнения реакций.

г) Налить в пробирку немного раствора HCl и насытить его сернистым газом. Затем бросить в раствор 1-2 кусочка цинка. Образующийся атомарный водород восстанавливает сернистую кислоту до сероводорода. Через несколько минут отлить часть раствора и доказать присутствие в нем H_2S . Написать уравнения реакций.

10. Водоотнимающее действие концентрированной серной кислоты

а) Налить в пробирку немного концентрированной H_2SO_4 и опустить в нее лучинку. Объяснить причину обугливания лучинки.

б) Насыпать в маленький химический стакан 5-6 г сахарной пудры и поставить его в стеклянную ванну. Прилить к сахару немного воды до образования кашицы, затем 5-6 мл концентрированной H_2SO_4 и хорошо перемешать стеклянной палочкой. Объяснить причину обугливания сахара и вспучивания массы.

11. Действие серной кислоты на неметаллы

В одну пробирку положить маленький кусочек серы, в другую – кусочек угля. Прилить в каждую пробирку немного концентрированной H_2SO_4 , осторожно нагреть. Исследовать запах выделяющегося газа (ОСТОРОЖНО!). Написать уравнения реакций.

12. Действие серной кислоты на металлы

а) Положить в пробирку немного медных стружек, прилить 2-3 мл концентрированной H_2SO_4 и слабо нагреть. Обратить внимание на запах выделяющегося газа (ОСТОРОЖНО!). После опыта, когда пробирка остынет, слить жидкость, к остатку на дне прибавить 5-6 мл воды и взболтать. Отметить цвет раствора. Написать уравнение реакции.

б) В пробирку положить 1-2 кусочка свинца, добавить немного концентрированной H_2SO_4 и осторожно нагреть. Что выделяется в начале нагревания реакционной смеси? Продолжать нагревание. Что происходит? Написать уравнения реакций.

АЗОТ. ФОСФОР

1. Получение газообразного аммиака

Гидроксид натрия (или калия) в кусках (или зернах) положить в колбу Вюрца, а концентрированный раствор аммиака в воде налить в капельную воронку, укрепленную в шейке колбы.

В колбу по каплям вводят раствор аммиака, при этом выделяется газообразный аммиак, а содержащаяся в растворе вода поглощается гидратом окиси натрия.

Полученный аммиак пропускают через осушительные колонки, наполненные кусками негашеной извести, щелочи в твердом состоянии или натронной извести (смесь NaOH и Ca(OH)_2).

2. Восстановление аммиаком хромового ангидрида

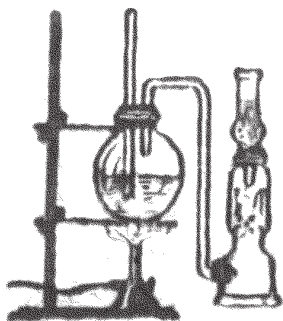


Рис.8

Собрать прибор согласно рис.8. В круглодонную колбу наливают концентрированный раствор NH_4OH . Осушительную колонку заполняют негашеной известью. В хлоркальциевую трубку, в которой находится стеклянная вата, вносят немного растертого хромового ангидрида. Нагревают колбу. Хромовый ангидрид, взаимодействуя с выделяющимся аммиаком, раскаляется и восстанавливается до окиси хрома с выделением паров воды и азота.

Поскольку CrO_3 гигроскопичен, его хранят в тщательно закупоренных сосудах.

3. Поведение солей аммония при нагревании

При нагревании все соли аммония разлагаются. Характер разложения солей аммония при нагревании зависит от окислительных свойств образующей анион кислоты и от ее летучести при температуре разложения.

Если кислота является окислителем, то происходит окисление аммиака до свободного азота или его окисла, если кислота не обладает окислительными свойствами и нелетуча, то выделяется только аммиак. Если же кислота не обладает окислительными свойствами, но летуча, то про-

цесс разложения обратим и продукты разложения при охлаждении вновь соединяются. Практически этот случай разложения сводится к возгонке.

Соли аммония одного и того же структурного типа тем устойчивее по отношению к нагреванию, чем сильнее соответствующая кислота (при условии, что кислота не обладает окислительными свойствами).

а) Разложение хлористого аммония.

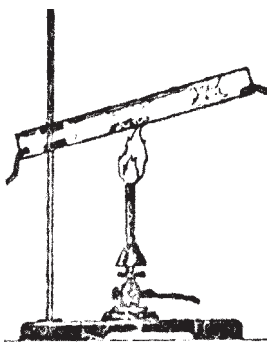


Рис.9

Положить в стеклянную трубку длиной 20 см и диаметром в 1 см NH_4Cl . Пользуясь двумя стеклянными палочками, спрессовать его посередине трубки слоем 3 см. На расстоянии 2-3 см от полученной таким образом пробки насыпать еще немного хлористого аммония. Положить синюю и красную лакмусовые бумажки у верхнего и нижнего отверстия (рис.9). Закрепить трубку наклонно в лапке штатива, и нагреть слой хлористого аммония ниже пробки. Чем объясняется изменение окраски лакмуса? Написать уравнение термической диссоциации хлористого аммония.

б) Разложение аммонийной соли фосфорной кислоты.

Положить на крышку тигля несколько кристалликов одной из аммонийных солей фосфорной кислоты и нагреть. Какое вещество остается на крышке тигля после нагревания? Написать уравнение реакции.

в) Разложение сернокислого аммония.

Положить на крышку тигля несколько кристаллов сернокислого аммония и прокалить. Написать уравнение реакции.

г) Разложение азотнокислого аммония.

Положить на крышку тигля несколько кристаллов NH_4NO_3 и осторожно нагреть (ТЯГА, ОПУЩЕННОЕ СТЕКЛО!). Написать уравнение реакции.

4. Свойства соединений гидразина и гидроксилamina

а) В 2 пробирки налить по 5 мл воды и внести в них 2-3 капли гидразина или гидразин-гидрата или же несколько кристалликов сернокислого гидразина. В одну пробирку прибавить несколько капель йодной воды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. В другую пробирку добавить немного хлорной меди и NaOH . Что происходит? Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладают соединения гидразина?

б) Растворить несколько кристаллов солянокислого гидроксилamina в 4-5 мл воды. Испытать раствор на лакмус. Прилить несколько капель йодной воды. Что происходит? На какие свойства гидроксилamina указывает данная реакция?

Каково строение гидразина, гидразин-гидрата, сернокислого гидразина и гидроксилamina?

5. Получение окиси азота

Собрать прибор (рис.10). В колбу поместить 10-15 г медных стружек, в капельную воронку налить разбавленную (1:1) азотную кислоту. Прилить немного кислоты к медным стружкам. Если реакция сразу не начнется, колбу слегка подогреть. Газоотводную трубку опустить в воду и, когда выходящий через воду газ будет окрашиваться в бурый цвет, собрать его в три цилиндра. Если потребуется, понемногу приливать кислоту из воронки в колбу. После наполнения цилиндров окисью азота закрыть их под водой стеклянными пластинками, вынуть из ванны и сохранить. Написать уравнение реакции.

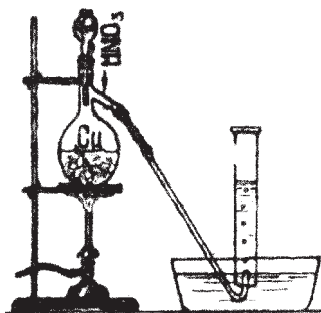


Рис.10

После окончания реакции осторожно нагреть содержимое колбы до полного растворения осадка и профильтровать. Упарить фильтрат в фарфоровой чашке до небольшого объема и охладить. Наблюдать образование кристаллов азотнокислой меди.

6. Свойства окиси азота

а) В цилиндр с окисью азота внести горящую лучинку. Она тотчас же гаснет.

б) Немного красного фосфора положить в железную ложечку, поджечь на горелке и, когда он хорошо разгорится, внести в цилиндр с окисью азота. Фосфор продолжает гореть ярким пламенем. Слабо горящий фосфор гаснет в атмосфере окиси азота, так как температура его пламени невысока и тепла выделяется недостаточно для того, чтобы началось разложение окиси азота. Написать уравнение реакции.

в) Открыть цилиндр с окисью азота и на фоне белой бумаги наблюдать, как при соприкосновении с кислородом воздуха бесцветная окись азота превращается в бурую двуокись азота. Написать уравнение реакции.

г) Налить в пробирку свежеприготовленный насыщенный раствор сернокислого закисного железа и пропустить через него ток окиси азота. Раствор окрашивается в темно-бурый цвет вследствие образования $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$. При нагревании раствора окраска исчезает. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

7. Получение азотной кислоты из селитры (ТЯГА!)

Собрать прибор (рис.11). В реторту положить 10 г азотнокислого натрия и прилить 10 мл 96%-го раствора серной кислоты. Закрыть тубус асбестовой пробкой. Ванну для охлаждения приемника заполнить водой со снегом. Ос-

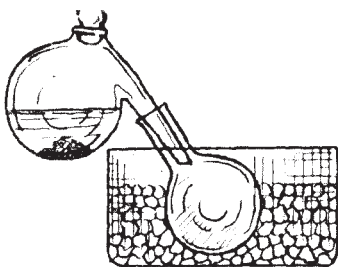


Рис.11

торожно нагреть реторту. Что происходит? Чем объяснить появление бурых паров в реторте? Когда в приемнике соберется 4-6 мл азотной кислоты, прекратить нагревание реторты. Написать уравнение реакции. Полученную азотную кислоту сохранить для следующего опыта.

Объяснить с точки зрения закона действующих масс, почему для получения концентрированной азотной кислоты берется сухая селитра и концентрированная серная кислота. Почему необходимо реакционную смесь нагревать, но осторожно? Какова температура кипения серной и азотной кислот? Как ведут себя при нагревании растворы азотной кислоты различной концентрации? Что называется азеотропной смесью жидкостей?

8. Действие азотной кислоты на металлы

а) В одну пробирку положить кусочек цинка, в другую – олова, и затем прибавить концентрированной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнение реакций, имея в виду, что в первой пробирке образуется $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, а во второй – H_2SnO_3 .

Какие продукты получаются при взаимодействии меди с концентрированной и разбавленной HNO_3 ? Написать уравнения реакций.

б) В одну пробирку положить кусочек цинка, во вторую - олова и прилить в обе пробирки сильно разбавленную HNO_3 . В течение нескольких минут жидкость взбалтывать, затем слить раствор с непрореагировавшего металла и доказать в растворе наличие иона NH_4^+ . Написать уравнения реакций, имея в виду, что кроме NH_4NO_3 получаются также нитраты соответствующих металлов.

в) В пробирку налить немного 2 н раствора соляной кислоты и погрузить в нее кусочек алюминия. Убедившись, что при этом выделяется водород из кислоты, вынуть кусочек алюминия, промыть его водой и, протерев фильтровальной бумагой, опустить на короткое время в азотную кислоту. Через 1-2 минуты осторожно вынуть алюминий и, промыв его водой, снова погрузить в соляную кислоту. Водород не выделяется. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнение реакции.

9. Термическое разложение нитратов

а) Приготовить три сухие пробирки. В одну поместить немного нитрата калия, в другую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Все три пробирки по очереди нагреть. Произвести исследование выделяющихся газов лучинкой. Обратит внимание на цвет получающихся газов и на цвет остатков в пробирках после прокаливания. Написать уравнения реакций

б) В пробирке, укрепленной в штативе вертикально, расплавить немного нитрата калия. Как только начнется разложение соли, бросить в пробирку щипцами кусочек тлеющего угля. Наблюдать горение угля в селитре. (ОСТОРОЖНО! УГОЛЕК МОЖЕТ ВЫСКОЧИТЬ!).

По окончании горения угля (НЕ РАНЕЕ!) бросить в ту же пробирку кусочек черенковой серы. Наблюдать горение серы.

10. Получение и свойства фосфорного ангидрида

Для получения фосфорного ангидрида посредством сжигания фосфора пользуются прибором, изображенном на рис.12. В горлышко колбы вставляют на резиновой пробке широкую прямую стеклянную трубку, к концу которой проволочкой привязывают небольшой фарфоровый тигель. Трубка служит для внесения в тигель фосфора и поджигания его при помощи нагретой проволоки. Через один из боковых тубусов в колбу поступает воздух, который для очистки предварительно проходит через промывные склянки с концентрированными растворами NaOH и

H_2SO_4 . Через второй тубус из колбы выходит лишенный кислорода воздух, уносящий с собой фосфорный ангидрид, конденсирующийся в сухой и холодной склянке. Последняя через промывную склянку с водой соединяется с водоструйным насосом.

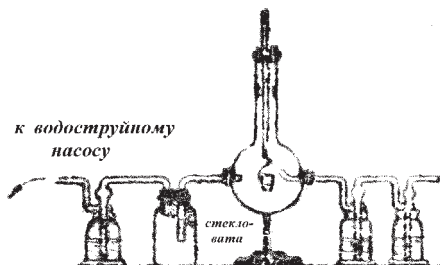


Рис.12

Для проведения опыта включают водоструйный насос, вносят в тигель кусочки фосфора и поджигают его. После поджигания фосфора удаляют нагретую проволоку и закрывают верхний конец широкой стеклянной трубки резиновой пробкой.

Все трубки и пробки в пробирке должны соединяться плотно. Образующийся фосфорный ангидрид конденсируется в холодной склянке в виде хлопьев, напоминающих снег.

На воздухе фосфорный ангидрид, притягивая влагу, быстро расплывается. С небольшим количеством холодной воды он дает метафосфорную кислоту, а с большим количеством теплой воды образует ортофосфорную кислоту.

На воздухе фосфорный ангидрид, притягивая влагу, быстро расплывается. С небольшим количеством холодной воды он дает метафосфорную кислоту, а с большим количеством теплой воды образует ортофосфорную кислоту.

11. Мета- и ортофосфорные кислоты

Получить мета- и ортофосфорные кислоты растворением фосфорного ангидрида, полученного в опыте 10.

Для доказательства того, что имеется раствор мета-, а не ортофосфорной кислоты, отлить 5 мл раствора в пробирку, добавить немного раствора азотнокислого серебра и затем осторожно, по краю пробирки, прилить разбавленный раствор аммиака так, чтобы жидкости не смешивались. Наблюдать появление на границе жидкостей белого кольца, образованного осадком метафосфорного серебра. Осадок ортофосфорного серебра желтого цвета.

Для перевода метафосфорной кислоты в ортофосфорную к 15 мл метафосфорной кислоты прилить 20-30 мл воды и 2 мл концентрированной азотной кислоты. Раствор прокипятить минут 10-15. Если раствор будет заметно выкипать, добавить к нему воды. После кипячения к 5 мл остывшего раствора добавить тем же способом, как и в предыдущем опыте, растворы азотнокислого серебра и аммиака.

Наблюдать появление желтого кольца, образованного осадком орто-фосфорного серебра.

12. Гидролиз солей фосфорной кислоты

В три пробирки налить растворы первичного, вторичного, третичного фосфатов натрия. Определить значение pH растворов этих солей с помощью универсального индикатора.

Объяснить, почему при растворении этих солей получается различная среда.

Написать уравнения реакций гидролиза.

УГЛЕРОД. КРЕМНИЙ

1. Получение углекислого газа и его свойства

Зарядить аппарат Киппа для получения углекислого газа. Наполнить сухой стакан углекислым газом (как это определить?). Сделать пламя горелки маленьким и «вылить» на него содержимое стакана. Что наблюдается?

Углекислый газ не поддерживает горение веществ, которые принято считать горючими (углерод и его соединения), но те вещества, которые обладают большим, чем углерод, химическим сродством к кислороду (магний, цинк, калия и др.), могут гореть в углекислом газе.

Стакан емкостью 0,5-1 л с насыпанным на дно слоем песка наполняют углекислым газом и вносят в него зажженную ленту магния. Магний продолжает гореть в стакане, а на внутренних стенках стакана оседает окись магния, смешанная с углем.

В третий стакан, наполненный углекислым газом, внести ложечку с зажженным на воздухе красным фосфором (ОСТОРОЖНО!). Объяснить наблюдаемое явление.

2. Соли угольной кислоты

а) Налить в пробирку 2-3 мл 2 н раствора едкого натра и пропускать в него двуокись углерода до тех пор, пока раствор не сделается почти нейтральным. Нагреть полученный раствор. Какой газ выделяется? Испытать после этого действие раствора на индикаторы. Написать уравнения проведенных реакций, и объяснить различие в действии полученных растворов на индикаторы.

б) Испытать отношение карбонатов различных металлов к нагреванию. Для этого прокалить в пробирках следующие соли: основной карбонат меди, карбонаты магния, кальция, натрия, бикарбонат натрия. Выделяющийся газ пропустить в известковую воду. Написать уравнения реакций. Объяснить причины различия термической устойчивости изученных карбонатов.

3. Получение и сжигание окиси углерода

ОКИСЬ УГЛЕРОДА – СИЛЬНЫЙ ЯД. РАБОТУ ВЕСТИ ТОЛЬКО ПОД ТЯГОЙ (полуопущенное стекло!).

Для получения и собирания окиси углерода пользуются колбой Вюрца емкостью 150 мл со вставленной в горлышко капельной воронкой и

присоединенной газоотводной трубкой, по которой полученная окись углерода направляется в кристаллизатор с водой, где ее собирают в различные сосуды.

В колбу Вюрца наливают около 40 мл концентрированной H_2SO_4 ($d=1,84$), в капельную воронку – 10-20 мл HCOOH ($d=1,2$).

Серную кислоту нагревают до $70-80^\circ$ и затем по каплям вводят в колбу HCOOH . После удаления из колбы Вюрца воздуха, выделяющуюся окись углерода собирают, применяя способ вытеснения воды, в цилиндры, пробирки.

Когда вместо муравьиной кислоты берут мелкокристаллический формиат натрия, то пользуются простой колбой с отводной трубкой. В этом случае формиат натрия и серную кислоту вводят в колбу одновременно и затем нагревают.

На воздухе окись углерода воспламеняется при 700° и сгорает голубоватым пламенем с образованием углекислого газа. Реакция протекает только в присутствии следов воды.

Окись углерода поджигают у отверстия цилиндра, подливая в него при помощи длинной воронки воду, пока не будет вытеснен весь газ. Подержав над пламенем горячей окиси углерода стакан, смоченный раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$, убеждаются в присутствии углекислого газа.

После удаления из прибора воздуха окись углерода можно поджечь непосредственно у конца слегка оттянутой газоотводной трубки или приблизить трубку к одной из газовых горелок.

Смесь окиси углерода с воздухом при поджигании взрывается, если в ней содержится от 16 до 75% окиси углерода по объему.

4. Окисление в кислой среде окиси углерода перманганатом калия

В пробирку со слабым раствором перманганата калия, подкисленного серной кислотой, пропустить ток окиси углерода. Написать уравнение реакции.

5. Получение и свойства кремния (ТЯГА).

Смешать 1 г сухого измельченного в чугунной ступке кварцевого песка с 1,5 г порошкообразного магнезия. Смесь высыпать в пробирку, закрепленную в лапке штатива над листом железа или асбеста. Прогреть пробирку сначала по всей длине, а затем сильно накаливать ее дно. Что наблюдается? Разбив пробирку, перенести продукт небольшими порциями в стакан с 20 мл 24% раствора соляной кислоты. Какой газ выделяется при этом? Чем

объясняются наблюдаемые вспышки? Написать уравнения реакций. Отфильтровать вещество, собравшееся на дне стакана. Каков состав полученного осадка? Небольшое количество полученного кремния обработать в пробирке 20%-ным раствором едкого натра. Что происходит? Написать уравнение реакции. Испытать отношение кремния к кислотам.

6. Растворимость обыкновенного стекла в воде

Нагреть часть стеклянной трубки до размягчения и быстро опустить конец в стакан с дистиллированной водой. Операцию повторить несколько раз. Слить воду, перенести мелкие осколки стекла в фарфоровую ступку и растереть их в порошок. Прилить 2-3 капли раствора фенолфталеина. Объяснить появление окраски. Какие существуют сорта стекол?

7. Гидрогель кремниевой кислоты

Налить в пробирку 5 мл концентрированного раствора растворимого стекла, быстро прилить к нему 3 мл 24%-ного раствора соляной кислоты и перемешать стеклянной палочкой. Что получается? Написать уравнение реакции. Как объяснить образование геля?

8. Гидрозоль кремниевой кислоты

К 6 мл 37%-го раствора соляной кислоты прилить 1 мл растворимого стекла. Почему в данном случае не происходит образования геля? Проходит ли полученный кислый раствор через фильтр? Нагреть раствор почти до кипения, а затем охладить. Что происходит? Как можно отделить золь кремниевой кислоты от электролитов, находящихся в растворе?

9. Получение нерастворимых силикатов

Прилить к раствору кремнекислого калия в отдельных пробирках растворы солей кальция, железа, кобальта. Что происходит? Написать уравнения реакций.

БОР

1. Получение ортоборной кислоты действием сильных кислот на горячий раствор буры

Уравнение реакции:



В стакан, содержащий нагретый до 80-90° раствор 4 г безводной буры в 20 мл дистиллированной воды, добавляют при помешивании концентрированную HCl. После охлаждения раствора наблюдают выделение ортоборной кислоты в виде кристаллов, которые отфильтровывают через воронку Бюхнера и просушивают легким обжиманием фильтровальной бумагой. До и после добавления HCl раствор в стакане испытывают лакмусом.

Вместо безводной можно взять около 8 г кристаллической буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а вместо соляной кислоты можно добавить раствор разбавленной серной кислоты.

2. Свойства борной кислоты

Приготовить 2-3 мл насыщенного раствора борной кислоты и испытать его на лакмус. Раствор борной кислоты упарить в фарфоровой чашке почти досуха. Добавить немного метилового спирта и поджечь выделяющиеся пары. Чем обусловлена окраска пламени?

На часовое стекло налить каплю концентрированной серной кислоты, каплю глицерина и присыпать небольшое количество буры. Осторожно перемешать смесь ушком платиновой проволоки и внести в пламя горелки. Как окрашивается пламя? Написать уравнение реакции.

3. Получение окрашенных перлов буры

Нагреть в ушке платиновой проволоки небольшое количество буры в пламени горелки. После прекращения выделения воды (как это установить?) слегка охладить полученный сплав и смочить его раствором соли окиси хрома или кобальта. Вновь нагреть массу до плавления (в пламени горелки). Какую окраску приобрело вещество после охлаждения? Написать уравнение реакции. От чего зависит та или иная окраска перлов буры?

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Опыты с металлическим литием, натрием и др. щелочными металлами следует проводить осторожно вдали от воды. Из керосина металлы вынимать только пинцетом, ни в коем случае не брать руками. Обрезки щелочных металлов сдавать лаборанту. Не бросать обрезки металлов в ведро с мусором и в раковины. При работе с щелочными металлами пользоваться защитными очками.

1. Горение щелочных металлов на воздухе **ОПЫТ ВЕСТИ ПОД ТЯГОЙ!**

На крышку тигля положить маленький кусочек металлического натрия или калия. Нагреть крышку снизу и когда металл расплавится, поджечь его сверху пламенем горелки (опустить окно тяги!).

Когда весь металл сгорит, охладить полученное вещество и растворить его в 2-3 мл дистиллированной воды (осторожно, может остаться несгоревший щелочной металл!). К полученному раствору прилить раствор иодистого калия, подкисленного разбавленной серной кислотой и 2-3 капли крахмального клейстера. Что наблюдается? Какие вещества образуются при горении калия и натрия на воздухе? Как получить окиси этих элементов? Прodelать аналогичный опыт с металлическим литием. Что образуется в этом случае? Написать уравнения реакций. От чего зависит состав оксидов, образующихся при горении на воздухе различных щелочных металлов?

2. Микрoкpисталлoскопичеcкие реакции

а) Получение антимоноата натрия. На предметное стекло поместить каплю насыщенного раствора антимоноата калия $K[Sb(OH)_6]$ и внести в нее стеклянной палочкой крупинку соли натрия. Образовавшиеся кристаллы $Na[Sb(OH)_6]$ рассмотреть в микроскоп. В зависимости от скорости кристаллизации они имеют форму призм или линз, часто образующих крестообразные сростки. Написать уравнение реакции и зарисовать форму кристаллов.

б) Получение кристаллов $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$. На предметное стекло поместить каплю специального реактива, состав которого можно выразить формулой $Na_2Pb[Cu(NO_2)_6]$ и внести в нее крупинку соли калия. Рассмотреть кристаллы в микроскоп. Наблюдать их рост. Кристаллы имеют вид кубов черного цвета. Зарисовать форму кристаллов. Состав кристаллов: $2KNO_2 \cdot Pb(NO_2)_2 \cdot Cu(NO_2)_2$ или $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$.

3. Гидролиз солей щелочных металлов

В пробирки внести порознь по несколько кристалликов карбоната лития, карбоната калия и ацетата натрия и прибавить к ним 2-3 мл дистиллированной воды. После растворения солей испытать полученные растворы 2-3 каплями раствора фенолфталеина. Тот же опыт проделать с солями KCl , KNO_3 и Na_2SO_4 . Подвергаются ли эти соли гидролизу? Написать уравнения реакций.

4. Открытие щелочных металлов по окраске пламени

В чистые фарфоровые тигли налить по 1-2 мл этилового спирта и поджечь его. Спирт горит бесцветным пламенем. Затем в 1-ый тигель внести стеклянной палочкой несколько крупинок или каплю раствора соли лития, помешивая спирт, во 2-ой – соли натрия и т.д.

Наблюдать окрашивание пламени. В какой цвет окрашивают пламя соли лития, калия, рубидия, цезия?

БЕРИЛЛИЙ. МАГНИЙ. ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

1. Получение и свойства гидроокиси бериллия

К 1-2 мл раствора сульфата бериллия прилить по каплям 10% раствор аммиака до полного выпадения осадка. Испытать отношение гидрата окиси бериллия к 1 М растворам едкого натрия и кислот. Прокипятить полученный щелочной раствор гидрата окиси бериллия. Что при этом выпадает в осадок? Написать уравнения реакций и объяснить протекающие процессы.

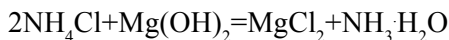
2. Основной углекислый бериллий

К 3-4 мл сернокислого бериллия прилить по каплям насыщенный раствор углекислого аммония. Объяснить выпадение осадка и растворение его в избытке реактива. Написать уравнения реакций. Прокипятить полученный раствор, объяснить выпадение осадка при кипячении раствора.

3. Металлический магний

а) Положить в ряд пробирок по небольшому кусочку магния и прилить по 1-2 мл соляной, серной и азотной кислот. Какое положение занимает магний в ряду активности металлов?

б) В две пробирки наливают воду и насыпают в каждую немного порошка магния. Взаимодействует ли магний с холодной водой? Затем одну пробирку нагревают, а в другую добавляют раствор хлористого аммония. Хлорид аммония растворяет пленку гидроокиси, покрывающую поверхность металла:



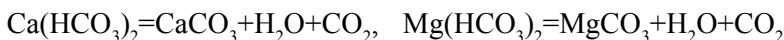
Данная реакция происходит потому, что в результате ее образуется $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – основание более слабое, чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Удаление защитной пленки приводит к бурному взаимодействию металла с водой. Заметное взаимодействие магния с водой при нагревании обусловлено увеличением растворимости $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

в) Небольшую ленту магния (1-2 см длиной), держа тигельными щипцами, сжигают над фарфоровой чашкой. К полученному веществу прилить несколько капель концентрированного раствора щелочи и понюхать выделяющийся газ. Если запаха аммиака не почувствуете, то на раствор в чашке подействуйте реактивом Несслера.

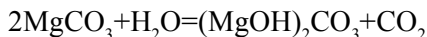
Щелочной раствор $K_2[HgI_4]$ называют обычно раствором Несслера. Последний может применяться для открытия самых ничтожных концентраций NH_3 и иона NH_4^+ .

4. Определение жесткости воды

Соли кальция, магния, железа, растворимые в воде, делают ее жесткой. Жесткость, обусловленная содержанием в воде двууглекислых солей – бикарбонатов кальция $Ca(HCO_3)_2$ и магния $Mg(HCO_3)_2$, называется временной жесткостью и удаляется кипячением воды, так как при нагревании бикарбонаты разрушаются и переходят в нерастворимые карбонаты:



Карбонат магния гидролизуетс:



Соли кальция и магния, не разрушающиеся при нагревании (хлориды, сульфаты, нитраты, фосфаты и пр.), определяют постоянную жесткость воды. Сумма временной и постоянной жесткости дает общую жесткость.

Как временная, так и постоянная жесткость воды выражается, согласно введенному в настоящее время стандарту, в миллиграмм-эквивалентах Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды (мг-экв/л). Миллиграмм-эквивалент – это эквивалентная масса данного вещества, выраженная в миллиграммах.

Один миллиграмм-эквивалент жесткости соответствует 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} . Общая жесткость выражается суммой миллиграмм-эквивалентов Ca^{2+} и Mg^{2+} в 1 л воды:

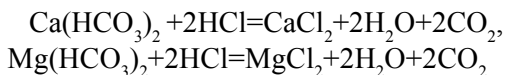
$$Ж_{\text{общ}} = \frac{C_{Ca^{2+}}}{20,04} + \frac{C_{Mg^{2+}}}{12,16} \text{ мг-экв/л,}$$

где $C_{Ca^{2+}}$ и $C_{Mg^{2+}}$ - концентрация ионов кальция и магния.

Вода, по величине жесткости, классифицируется следующим образом: мягкая вода содержит менее 3 мг-экв/л, вода средней жесткости - 3-6 мг-экв/л, жесткая – 6-10 мг-экв/л, очень жесткая – более 10 мг-экв/л.

а) Определение временной жесткости.

В основе определения временной жесткости воды лежит реакция между соляной кислотой и бикарбонатами кальция и магния:



К определенному объему исследуемой воды, например 100 мл, приливается по каплям раствор соляной кислоты известной концентрации до полной нейтрализации солей. О достижении нейтрализации судят по изменению окраски индикатора – метилоранжа.

Порядок работы

- 1) Отмерить 100 мл исследуемой воды.
- 2) Добавить 2-3 капли индикатора – метилоранжа. Метилоранж в щелочном и нейтральном растворе окрашен в желтый цвет, в кислом растворе – в розовый.
- 3) Титровать раствором HCl до начинающегося красновато-оранжевого окрашивания жидкости.
- 4) Отметить и записать объем израсходованной кислоты. Опыт повторить 2-3 раза и взять среднее значение объема кислоты.

Вычисление

По закону эквивалентов вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах. Каждый миллилитр 0,1 н раствора HCl содержит 0,1 мг-экв. кислоты. Если на титрование 100 мл воды затрачено, например, 4 мл 0,1 н HCl, т.е. 0,4 мг-экв, то это значит, что такое же количество миллиграмм-эквивалентов солей нейтрализовано. Так как жесткость показывает количество миллиграмм-эквивалентов солей в 1 л, то в указанном примере жесткость равна 4 мг-экв/л.

Вычисления удобно производить по формуле:

$$\text{Ж} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}}, \text{ где}$$

Ж – Жесткость в мг-экв/л;

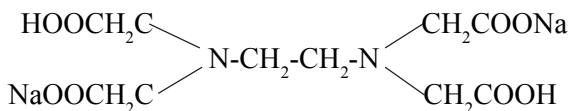
V_{HCl} – объем соляной кислоты в мл;

N_{HCl} – концентрация раствора HCl, выраженная через нормальность;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – объем воды в мл.

б) Определение общей жесткости

В настоящее время находит широкое применение комплексометрический метод определения жесткости воды с помощью «трилона Б». Метод основан на способности двузамещенной натриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (технические названия – «трилон Б», «комплексон»)



образовывать с ионами магния, и особенно кальция, малодиссоциированные комплексы. В качестве индикатора используются оксинитрокрашители, например, хромоген – черный (ЕТ-00).

Ход определения

В коническую колбу емкостью 200 мл отмеривают пипеткой необходимый объем исследуемой воды (см. выше), добавляют мензуркой дистиллированную воду до общего объема в 100мл, 5 мл буферного раствора, поддерживающего рН около 10, и 4-7 капель индикатора хромогена – черного. Жидкость перемешивают, после чего титруют 0,02 н раствором трилона до перехода окраски из фиолетово-красной в голубую. Конец титрования наиболее заметен, если рядом поставить заведомо перетитрованную пробу, до цвета которой и следует титровать исследуемую пробу. При дальнейшем добавлении трилона цвет раствора и его интенсивность не изменяются.

Вычисление содержания суммы ионов кальция и магния (в мг-экв. на 1 л исследуемой воды) производится по формуле:

$$X = V \cdot N \cdot \frac{1000}{V_1}, \text{ где}$$

V – объем раствора трилона, израсходованного на определение;

N – нормальность раствора трилона;

V₁ – объем воды, взятой для определения.

Вычислите постоянную жесткость.

АЛЮМИНИЙ. ГАЛЛИЙ. ИНДИЙ

1. Адсорбция красителей гидратом окиси алюминия

Получить осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$, приливая к раствору соли алюминия раствор щелочи. Промыть осадок на фильтре один раз водой. Пропустить через фильтр с осадком слабоокрашенный раствор анилиновых чернил (или какого-либо органического красителя, например, метилвиолета). Наблюдать обесцвечивание раствора при фильтровании.

2. Гидролиз солей алюминия

а) Испытать раствор сернокислого алюминия синей и красной лакмусовой бумажкой и сделать вывод о силе гидрата окиси алюминия как основания. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) К раствору сернокислого алюминия прибавить раствор сернистого аммония. Полученный осадок отфильтровать и промыть на фильтре водой.

Осадок представляет собой гидрат окиси алюминия. Убедиться в этом, действуя на часть осадка соляной кислотой, а на другую часть – раствором едкого натра. Написать уравнения реакций.

в) К раствору сернокислого алюминия прилить раствор уксуснокислого натрия. При комнатной температуре осадок не образуется. Прокипятить раствор и наблюдать выпадение осадка основного уксуснокислого алюминия $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$. Написать уравнения реакций.

г) К раствору сернокислого алюминия добавляют понемногу раствор NaOH до растворения первоначально выпадающего осадка. К полученному раствору гидроксиалюмината натрия прилить раствор NH_4Cl (конц.) и нагреть. Наблюдать выпадение осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ и выделение газа (определить по запаху). Написать уравнения реакций.

3. Амфотерность гидроокисей галлия и индия

К 1 мл раствора хлорида индия (или галлия) осторожно, по каплям, добавить раствор едкого натра. Выпадает белый объемистый осадок. Написать уравнение реакции. Испытать отношение осадка к избытку раствора щелочи и к кислотам. Что происходит? Написать уравнения реакций.

4. Восстановление индия

К 2 мл раствора хлорида индия прилить 2 мл раствора HCl и опустить кусочек металлического цинка. Раствор слегка подогреть. Через некоторое время наблюдать образование губчатого осадка металлического индия. Написать уравнение реакции. Раствор из пробирки слить в специальную банку!

ОЛОВО. СВИНЕЦ

1. Отношение олова к кислотам и щелочам

Положить маленький кусочек металлического олова в пробирку и добавить несколько капель разбавленной соляной кислоты. Повторить опыт, заменив разбавленный раствор соляной кислоты более концентрированным. Отметить влияние изменения концентрации кислоты на скорость реакции. Написать уравнение реакции.

Прodelать аналогичные опыты, взяв разбавленные и концентрированные серную и азотную кислоты. Написать уравнения реакций.

В пробирку с крепким раствором щелочи положить кусочек олова и нагреть. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

2. Свойства диоксида олова

В две пробирки с раствором дихлорида олова добавить 2 н раствор щелочи до появления белого осадка. Испытать отношение диоксида олова к кислотам и щелочам. Написать уравнения реакций и указать названия полученных соединений олова.

3. Получение и свойства дихлорида олова

а) В фарфоровую чашку положить 1 г олова и обработать его при нагревании 10 мл 24%-го раствора соляной кислоты. Упарить раствор до начала кристаллизации. Отделить полученные кристаллы. Написать уравнение реакции.

б) Испытать отношение дихлорида олова к воде, для чего к небольшому количеству его в пробирке прилить по каплям воду. Объяснить наблюдаемое явление.

в) Поместить небольшое количество кристаллического дихлорида олова в пробирку, прилить концентрированной соляной кислоты, нагреть. Полученный раствор разбавить водой. Почему в данном случае осадок не выпадает?

г) К раствору HgCl_2 (сильный яд!) в пробирке прибавить по каплям раствор SnCl_2 . Наблюдать образование белого осадка каломели. Добавить к раствору с осадком каломели избыток дихлорида олова. Наблюдать потемнение осадка. Написать уравнения реакций. На какие свойства двухвалентного олова указывают реакции?

4. Получение и свойства станнита натрия

К раствору дихлорида олова прилить по каплям избыток раствора едкого натра. Объяснить наблюдаемое явление. К полученному раствору добавить несколько капель раствора соли висмута. Что происходит? Написать уравнения реакций.

5. Получение и свойства оловянных кислот

К раствору тетрахлорида олова прилить 10%-ный раствор аммиака до полного выпадения осадка. Полученный осадок промыть водой декантацией и отсосать на воронке Бюхнера. Испытать отношение а-оловянной кислоты к воде, кислотам, щелочам. Сохраняются ли свойства а-оловянной кислоты после кипячения? Провести соответствующие опыты.

Обработать 1 г олова 40-50%-ным раствором азотной кислоты. Полученный осадок тщательно промыть водой путем декантации. Испытать отношение б-оловянной кислоты к щелочам и кислотам. Сравнить химическую активность а- и б-оловянных кислот.

6. Образование олововодорода

Налить в пробирку раствора дихлорида или тетрахлорида олова. К раствору добавить 2-3 мл концентрированной соляной кислоты и кусочек цинка. Поджечь выделяющийся газ. Он будет гореть красивым васильковым пламенем. Написать уравнение реакции.

7. Получение и свойства сульфида олова (II)

В две пробирки налить по несколько капель раствора дихлорида олова и сероводородной воды. Отметить образование сульфида олова и его цвет. Написать уравнение реакции. Избыток жидкости из пробирок удалить пипеткой. Испытать отношение сульфида олова к раствору сульфида и дисульфида аммония. Объяснить растворение SnS в полисульфидах, написать уравнения реакций.

8. Отношение свинца к кислотам и щелочам

В пробирки, содержащие кусочки свинца, прилить разбавленные растворы HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Наблюдать отношение свинца к кислотам на холоду и при нагревании. Объяснить наблюдаемое.

Испытать отношение свинца к концентрированным HCl , H_2SO_4 и HNO_3 на холоду и при нагревании. Наблюдать растворение свинца в концент-

рированной H_2SO_4 при нагревании. Написать соответствующее уравнение реакции. Объяснить плохую растворимость свинца в концентрированных HCl и HNO_3 .

Испытать действие на металлический свинец 10%-ного раствора едкого натра. Объяснить происходящее явление.

9. Получение и свойства дигидрооксида свинца

В пробирку с раствором азотнокислого свинца прилить по каплям раствор щелочи до выпадения осадка дигидрооксида свинца. Осадок разделить на две части и испытать его растворимость в разбавленной кислоте (какой?) и избытке щелочи. Написать уравнения реакций.

10. Малорастворимые соли свинца

Из нитрата свинца получить хлорид, иодид, сульфат, сульфид и хромат свинца. Отметить цвет и характер осадков.

Нагреть жидкость с осадком PbCl_2 . Как изменяется растворимость его при нагревании?

С осадка PbI_2 слить раствор, осадок растворить при кипячении в воде и дать раствору охладиться. Что происходит?

Написать уравнения реакций.

11. Получение и свойства диоксида свинца

а) 2 г сурика обработать при нагревании 10%-ным раствором азотной кислоты. Полученный осадок отфильтровать, промыть разбавленной азотной кислотой, затем водой, высушить в сушильном шкафу при температуре 105° и сохранить для опыта. Что осталось в растворе? Написать уравнение реакции. Сделать вывод о валентности свинца в сурике.

б) Небольшое количество PbO_2 нагреть в пробирке с избытком концентрированной HCl . Наблюдать растворение диоксида свинца и выделение хлора. Написать уравнение реакции.

в) Небольшое количество PbO_2 нагреть в пробирке с крепким раствором щелочи. Наблюдать растворение диоксида свинца вследствие образования пломбата. Написать уравнение реакции.

г) К небольшому количеству PbO_2 прибавить 15 мл 30%-ной H_2SO_4 и 2-3 капли разбавленного раствора MnSO_4 . Кипятить содержимое пробирки 1-2 мин. и дать жидкости отстояться. Наблюдать окрашивание раствора в фиолетовый цвет вследствие образования HMnO_4 . Осадок

состоит из избытка PbO_2 и белого PbSO_4 . Написать уравнение реакции.

д) Небольшое количество PbO_2 нагреть в пробирке с 40%-ным раствором щелочи. В горячий раствор внести несколько капель раствора сульфата хрома и снова нагреть. Отметить появление желтой окраски CrO_4^{2-} . Написать уравнение реакции, учитывая, что хромат и сульфат свинца (II) растворимы в щелочах.

МЫШЬЯК. СУРЬМА. ВИСМУТ

Соединения мышьяка даже в минимальных дозах очень ядовиты! Необходимо все работы с мышьяковистыми соединениями проводить под тягой! Остатки растворов сливать в специальные банки и сдавать лаборанту! По окончании работы тщательно вымыть посуду, в которой проводились опыты. Руки вымыть с мылом!

1. Получение и свойства мышьяковистого водорода (арсина)

Для получения мышьяковистого водорода собрать прибор (рис.13), проверить его герметичность. В пробирку поместить несколько кусочков гранулированного цинка и прилить

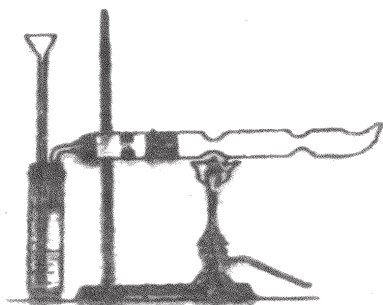


Рис.13

разбавленную (1:3) химически чистую соляную кислоту. После того, как из прибора будет вытеснен весь воздух (проверить чистоту водорода), поджечь выделяющийся водород. Он горит бесцветным пламенем. Затем через воронку влить 1-2 мл какого-либо растворимого соединения мышьяка. Пламя становится беловатым в результате сгорания образовавшегося AsH_3 . Нагреть суженное место трубки, по которой проходит арсин.

Наблюдать изменение цвета пламени и появление на холодных частях трубки черного налета мышьяка. Подержать в пламени горящего водорода крышку тигля, обратить внимание на образующийся на ней налет.

После окончания опыта наполнить колбу доверху водой и оставить под тягой.

Для удаления образовавшегося налета мышьяка, после разборки прибора, нагреть трубку газовой горелкой, пропустить через нее при помощи резиновой груши ток воздуха и выгнать образующуюся As_2O_3 (под тягой!).

Описанную пробу по Маршу применяют для открытия очень малых количеств мышьяка. Написать уравнения реакций.

Мышьяковистый водород также можно получить действием воды или разбавленных кислот на арсениды (Ca_3As_2 , Mg_3As_2 и др.).

2. Взаимодействие металлической сурьмы с азотной кислотой (полумикрометод)

В цилиндрическую пробирку внести 1-2 крупинки металлической сурьмы и 5-6 капель концентрированной азотной кислоты (плотность 1,4 г/см³). Закрепить пробирку в штативе и нагревать слабым пламенем горелки до начала выделения газа. Нагревание прекратить и отметить окраску образующегося вещества. Если не вся взятая сурьма будет окислена, добавить еще 5 капель азотной кислоты и подогреть, как указано выше. Полученный белый порошок имеет состав $x\text{Sb}_2\text{O}_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Написать уравнение реакции окисления металлической сурьмы азотной кислотой, считая условно, что получается ортосурьмяная кислота H_3SbO_4 и окись азота.

3. Свойства треххлористой сурьмы

а) Испытать отношение треххлористой сурьмы к воде. В каких условиях может быть получен прозрачный раствор хлористой сурьмы? Прodelать соответствующий опыт и объяснить его.

б) Что происходит при взаимодействии раствора хлористой сурьмы с растворами гидроокиси натрия и карбоната натрия. Прodelать соответствующие опыты и написать уравнения реакций.

4. Взаимодействие металлического висмута с азотной кислотой (полумикрометод)

Небольшое количество порошка или маленький кусочек металлического висмута поместить в пробирку. Добавить 2-3 капли концентрированной азотной кислоты (плотность 1.4 г/см³). Пробирку слегка нагреть и наблюдать реакцию растворения висмута. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции, учитывая, что в результате ее получается нитрат висмута.

5. Получение гидроксида висмута и его свойства

Из азотнокислого висмута получить гидроокись висмута и отметить ее цвет. Написать уравнение реакции. Испытать отношение полученного осадка к разбавленным кислотам и к избытку щелочи. Что наблюдается? Какие свойства проявляет гидроокись висмута? Написать уравнения реакций.

6. Гидролиз солей висмута

Немного азотнокислого висмута растворить в нескольких каплях воды. Полученный раствор испытать синей лакмусовой бумажкой. Объяснить

изменение цвета лакмуса. Раствор разбавить. Наблюдать выпадение осадка основной соли висмута. Написать уравнение реакции.

7. Получение и свойства соединений пятивалентного висмута

а) Осадить в пробирке гидроокись висмута и обработать ее при нагревании 2-3 мл насыщенного раствора персульфата калия. Что происходит? Написать уравнение реакции.

б) Промыть осадок три раза водой методом декантации, растворить его в концентрированной азотной кислоте. Каков цвет полученного раствора? Разлить раствор в две пробирки. В одну из них добавить раствор сернокислого марганца. Что наблюдается? На какие свойства пятивалентного висмута указывает данная реакция? Написать уравнение реакции. Что произошло с раствором, оставленным в другой пробирке? Сравнить восстановительные и окислительные свойства соединений мышьяка, сурьмы и висмута.

МЕДЬ. СЕРЕБРО

1. Вытеснение меди из растворов ее солей цинком

Рассчитать, какое количество медного купороса и цинка необходимо взять для получения 1 г металлической меди. Из рассчитанного количества медного купороса приготовить насыщенный на холоду раствор, перелить его в фарфоровую чашку и постепенно внести нужное количество цинка в виде пыли или гранул.

Реакционную смесь нагревать на водяной бане при температуре 80° до исчезновения синей окраски. Когда растворение цинка закончится, раствор слить, выделившийся осадок меди обработать 10%-ным раствором соляной кислоты, промыть водой путем декантации, отфильтровать на вакуумной воронке и просушить между листами фильтровальной бумаги. Полученную медь взвесить и рассчитать ее выход. Продукт хранить для следующих опытов в плотно закрытой банке. Почему? Что происходит с медью при стоянии на воздухе?

Написать уравнения проделанных реакций.

2. Отношение меди к кислотам

Испытать отношение металлической меди к разбавленным растворам соляной, серной, азотной кислот. Прodelать аналогичный опыт с концентрированными кислотами при комнатной температуре и при нагревании (осторожно!). По окрашиванию раствора в голубой цвет определить, с какими концентрированными кислотами взаимодействует медь.

3. Получение окиси меди

К 10-20 мл горячего 5%-ного раствора едкого натра прилить немного горячего раствора медного купороса, содержащего эквимолекулярное количество меди. Произвести необходимые расчеты. Реакционную смесь при помешивании нагревать в течение 10-15 мин. Что наблюдается? Полученный осадок отмыть горячей водой путем декантации от сульфатионов, отсосать его под вакуумом и высушить в сушильном шкафу или на песчаной бане при 200-300°. Написать уравнение реакции.

4. Свойства окиси меди

Испытать отношение окиси меди к разбавленным и концентрированным растворам азотной, соляной, серной кислот, а также - едкого натра при комнатной температуре и при нагревании. Написать уравнения реакций.

5. Получение гидрата окиси меди

а) К насыщенному раствору медного купороса, нагретому до 70°C , добавить 10%-ный раствор аммиака до образования интенсивно синего окрашивания. Раствор профильтровать и к смеси добавить по каплям раствор едкого натра до образования зеленого осадка. Осадок отфильтровать, промыть теплой водой.

б) К раствору 1 г медного купороса в 12 мл воды добавить 0,5 мл глицерина, чтобы не произошло обезвоживания гидрата окиси меди. Перемешивая раствор, медленно приливать 2%-ный раствор едкого натра до полного осаждения гидрата окиси меди. Осадок промыть путем декантации холодной дистиллированной водой, содержащей 1 мл глицерина на 1 л воды, до удаления сульфат-ионов, отсосать на воронке Бюхнера и еще раз промыть водой.

6. Свойства гидрата окиси меди

Полученный гидрат окиси меди разложить в ряд пробирок и испытать его отношение к раствору 1 н соляной кислоты, 30%-ному раствору едкого натра и избытку 25%-ного раствора аммиака. Одну пробу гидрата окиси меди подвергнуть нагреванию. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидрат окиси меди? В виде какого иона находится медь в аммиачном растворе?

7. Гидролиз солей двухвалентной меди

а) Раствор сернокислой меди испытать красной и синей лакмусовыми бумажками. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) К раствору сернокислой меди прилить раствор углекислого натрия. Какой газ выделяется в результате этой реакции? Написать уравнение реакции.

8. Получение закиси меди из раствора сернокислой меди восстановлением глюкозой

Растворить 2,5 г медного купороса в 15 мл воды и добавить 1,5 г глюкозы. Раствор подогреть до температуры $32-35^{\circ}$ и быстро прилить к нему 2,5 мл 20%-ного едкого натра. Смесь перемешать и оставить стоять в течение часа. Полученный осадок промыть декантацией дистиллированной водой и отфильтровать на воронке Бюхнера. Составить уравнение реакции, имея в виду, что глюкоза превращается в глюконовую кислоту.

9. Свойства закиси меди

Испытать отношение полученной закиси меди к растворам кислот и аммиака. Для этого закись меди поместить в четыре пробирки. Вещество в первой пробирки обработать 96% -ной серной кислотой. Наблюдать происходящее явление. Что получается в растворе и в осадке?

Во вторую пробирку прилить по каплям 35%-ный раствор соляной кислоты до растворения появляющегося белого осадка. Каков его состав? Объяснить растворение осадка в избытке соляной кислоты. Растворы сохранить для следующего опыта.

Закись меди в третьей и четвертой пробирках растворить в 25%-ном растворе аммиака. Одну из пробирок быстро плотно закрыть пробкой, другую - оставить открытой, обе сильно встряхнуть. Изменяется ли цвет раствора? Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения протекших реакций.

10. Получение и свойства гидрата закиси меди

К солянокислому раствору закиси меди (см. предыдущий опыт) медленно, по каплям, приливать 20%-ный раствор едкого натра. Что наблюдается? Какой состав выделившегося осадка? Отлить половину реакционной смеси в чистую пробирку и добавить (по каплям) 1-2 мл 2%-ного раствора аммиака. Что происходит? Чем объясняется растворение осадка?

Оба раствора сильно перемешать стеклянной палочкой и оставить стоять на воздухе. Как изменяется цвет раствора? Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

11. Серебрение стекла

а) Приготовление аммиачного раствора серебра. Растворить 0,25 г нитрата серебра в 4 мл воды, осторожно, по каплям, прибавить концентрированный раствор аммиака до растворения первоначально образующегося осадка (его состав?) и получения бесцветного раствора. Раствор перелить в мерный цилиндр и добавить воды до объема 20 мл. Полученный реактив хранить в темном месте. Почему?

б) Приготовление раствора глюкозы. Растворить 0,4 г глюкозы в 8 мл воды, добавить одну каплю концентрированной азотной кислоты и кипятить смесь в течение 2 мин. Раствор охладить и прибавить равный объем спирта.

в) Очистка сосуда и его серебрение. Вымыть тщательно стенки пробирки сначала горячей хромовой смесью, затем водопроводной водой, дистиллированной водой и, наконец, спиртом.

В мерном цилиндре смешать аммиачный раствор серебра с раствором глюкозы в отношении 10:1. Налить в приготовленную пробирку 4-5 мл реакционной смеси, опустить пробирку в стакан с теплой водой (50-60°). Что наблюдается? Написать уравнения проделанных реакций. Как очистить стенки пробирки от выделившегося серебра?

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Различие между двойными солями и комплексными соединениями

а) В две пробирки влить по 6-8 капель раствора железосинеродистого калия $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну из пробирок прилить несколько капель роданида аммония, а в другую - несколько капель хлорида бария. Наблюдать изменения в обеих пробирках. Какие ионы входят в состав квасцов? Напишите ионные уравнения протекших реакций и уравнение электролитической диссоциации железосинеродистого калия.

б) Прилить в пробирку немного раствора железосинеродистого калия $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить несколько капель раствора роданида аммония. Содержит ли раствор железосинеродистого калия ионы 3-х валентного железа? Напишите уравнение диссоциации железосинеродистого калия. Чем отличаются двойные соли от комплексных солей?

в) Взять две пробирки. В одну из них налить немного раствора треххлористого железа, в другую - столько же раствора железосинеродистого калия. В каждую из пробирок прилить одинаковое количество свежеприготовленного раствора FeSO_4 или соли Мора – $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. Почему в одной из пробирок происходит образование синего осадка турнбулевой сини – $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, а в другой нет? Написать уравнение реакции образования турнбулевой сини в молекулярной и ионной формах.

2. Получение соединений с комплексными катионами и комплексными анионами

а) Образование аммиаката меди.

К незначительному количеству раствора сульфата меди приливать по каплям раствор аммиака. Наблюдать образование голубого осадка, который растворяется при дальнейшем прибавлении избытка аммиака вследствие образования комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

Какой цвет имеет раствор? Написать уравнение реакции. Указать заряд комплексообразователя и его координационное число.

б) Образование аммиаката никеля.

К раствору соли никеля приливать по каплям раствор аммиака до растворения образующейся сначала основной соли зеленого цвета. Написать уравнение реакции.

в) Получение аммиаката кобальта.

К раствору CoCl_2 прилить избыток раствора хлористого аммония и аммиака. Наблюдать образование розовато-красного раствора аммиаката кобальта $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. Написать уравнение реакции. Раствор на воздухе постепенно окисляется до $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, вследствие чего меняет окраску на желтый цвет. Написать уравнение реакции.

г) Получение комплексных соединений ртути.

К 1-2 мл раствора нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ прилить по каплям раствор KI . Наблюдать образование ярко-красного осадка HgI_2 . Продолжать приливать раствор KI до растворения осадка. Написать уравнение реакции образования комплексной соли и диссоциации полученного соединения на ионы.

3. Окислительно-восстановительные реакции с участием комплексных соединений

а) В две пробирки налить по 6-8 мл раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну пробирку прилить хлорной воды и раствор прокипятить, другую пробирку оставить для сравнения. В обе пробирки бросить по кристаллику FeSO_4 . Наблюдать, в какой пробирке появляется интенсивное синее окрашивание. Написать уравнение реакции окисления $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ в $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

б) В две пробирки налить по 2-4 мл раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и прибавить в обе пробирки по несколько капель FeCl_3 . Наблюдать окраску раствора. В одну пробирку прибавить 2 мл раствора KOH и 4-6 мл 3%-ного раствора перекиси водорода. Смесь взболтать, испытать выделяющийся газ лучинкой. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

4. Устойчивость комплексных ионов

а) На крышке тигля или на часовом стекле смешать несколько капель концентрированных растворов CoCl_2 и NH_4CNS . Смесь немного подогреть. Наблюдать посинение смеси вследствие образования комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$. Написать уравнение реакции.

Образовавшуюся комплексную соль разбавить по каплям водой. Наблюдать появление розовой окраски, характерной для ионов двухвалентного кобальта.

Сделать вывод о влиянии разбавления водой на устойчивость комплексного соединения.

б) В пробирку налить небольшое количество раствора AgNO_3 . Добавить раствор KI . Выпавший осадок AgI отфильтровать и растворить в

избытке раствора тиосульфата натрия. Написать уравнение реакции образования комплексного соединения. К полученному раствору комплексной соли серебра прилить немного раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ или сероводорода. Дать объяснение, почему образуется осадок Ag_2S . Написать константу нестойкости комплексного соединения.

ЦИНК. КАДМИЙ. РТУТЬ

1. Действие щелочей и кислот на металлический цинк

а) Положить в пробирку кусочек чистого гранулированного цинка и прилить 1 мл 10%-го раствора химически чистой серной кислоты. Что наблюдается? Затем в ту же пробирку внести 1-2 капли насыщенного раствора сернокислой меди. Как изменяется при этом скорость реакции? Объяснить наблюдаемое явление.

б) Поместить в пробирку с газоотводной трубкой 0,5 г цинка в виде порошка и 3-5 мл 1 н раствора едкого натра. Осторожно нагреть пробирку на маленьком пламени горелки. Выделяющийся газ собрать над водой в пробирку и поджечь. Когда выделение газа прекратится, содержимое пробирки охладить, перелить в чистый стакан и через раствор пропустить из аппарата Киппа ток углекислого газа до выделения осадка. Написать уравнения реакций.

в) Поместить в две пробирки по 0,5 г цинка в виде порошка и прилить в одну пробирку 25%-го раствора аммиака, а в другую – насыщенный раствор хлористого аммония. Если реакции протекают слишком медленно, содержимое пробирок слегка подогреть. Объяснить наблюдаемое явление. Написать уравнения реакций.

г) Налить в пробирку 2-3 мл 40%-го раствора сернокислого кадмия. Опустить в раствор несколько гранул металлического цинка. Что наблюдается?

д) Испытать действие на металлический кадмий разбавленных и концентрированных растворов соляной, серной и азотной кислот в обычных условиях и при нагревании (Осторожно! Тяга!). Что происходит? Написать уравнения реакций. Какое место занимает кадмий в ряду активности металлов? Как относится кадмий к действию растворов щелочей?

2. Получение гидроокиси кадмия

Из растворимой в воде соли кадмия получить гидроокись кадмия. Отметить ее цвет. Написать уравнение реакции.

Испытать отношение $\text{Cd}(\text{OH})_2$ к разбавленной соляной кислоте и избытку щелочи. Какие свойства проявляет этот гидрат? Написать уравнение реакции.

3. Соединения ртути

а) На раствор соли двухвалентной ртути подействуйте щелочью. Написать уравнение реакции.

б) К капле раствора соли двухвалентной ртути прилейте немного раствора иодида калия. Что наблюдается? Что произойдет, если прилить избыток раствора иодида калия? Напишите уравнение реакции.

в) В раствор ртутной соли опустите медную проволоку и через минуту наблюдайте, что вытеснила медь из ртутной соли.

г) В сухой пробирке к капле ртути прибавьте несколько кристалликов йода и приготовленную смесь нагрейте. Наблюдайте образование иодной ртути на стенках пробирки.

ТИТАН

1. Получение и свойства тетрагидроксида титана

В три пробирки внести по несколько капель раствора сульфата титана и прилить 4 М раствор щелочи. Отметить цвет выпавшего осадка, написать уравнение реакции. Испытать отношение тетрагидроксида титана к щелочам и кислотам, добавив в одну пробирку 4 М раствор гидроксида натрия, в другую – 4 М раствор серной кислоты. В обеих ли пробирках осадок растворился? Как подтвердить амфотерные свойства тетрагидроксида титана? Привести уравнения реакций растворения тетрагидроксида титана и получения гидроксотитаната.

Содержимое третьей пробирки осторожно прокипятить 3 мин., охладить и вновь проверить растворимость осадка в 4 М растворе серной кислоты. Объяснить наблюдаемое явление.

2. Гидролиз солей титана (IV)

а) К раствору сульфата титана (IV) в пробирке добавить дистиллированной воды и осторожно прокипятить в течение нескольких минут. Наблюдать выпадение белого осадка гидроксида титана (IV). Установить состав осадка. Написать уравнения реакций гидролиза $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ в обычных условиях и при нагревании.

б) К нескольким каплям разбавленного раствора соли четырехвалентного титана прибавить столько же раствора сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка тетрагидроксида титана. Написать уравнение реакции взаимодействия соли четырехвалентного титана с сульфидом аммония в водном растворе.

3. Получение пероксотитановой кислоты

К нескольким каплям раствора сульфата титана (IV), подкисленного 4 н H_2SO_4 , добавить несколько капель 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдать окрашивание раствора в оранжевый цвет.

Написать уравнение реакции образования простейшей пероксотитановой кислоты H_4TiO_5 и структурные формулы других возможных пероксокислот титана.

4. Получение и свойства солей титана (III)

а) В пробирку с 2-3 мл разбавленной серной кислоты внести немного порошка титана и осторожно нагреть в течении 5 мин. Дать осесть не растворившемуся титану и отметить появление фиолетовой окраски раствора.

Написать уравнение реакции растворения титана в разбавленной серной кислоте.

б) В пробирку с несколькими каплями раствора сульфата (хлорида) титана (IV) внести кусочек цинка. Осторожно нагрев пробирку, наблюдать окрашивание раствора в фиолетовый цвет. Написать уравнение реакции восстановления соли титана (IV) до соли титана (III) цинком. Раствор сохранить для следующего опыта.

в) К нескольким каплям раствора соли титана (III) прибавить 1-2 капли раствора хлорида меди CuCl_2 . Что наблюдается?

Написать уравнение реакции восстановления соли меди (II) солью титана (III).

г) К раствору соли титана (III) прилить 2-3 капли раствора FeCl_3 до исчезновения фиолетовой окраски. Написать уравнение реакции восстановления FeCl_3 солью титана (III).

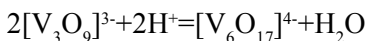
5. Получение гидроксида титана (III)

К раствору соли титана (III) прибавить несколько капель раствора гидроксида натрия. Отметить цвет выпавшего осадка. Некоторое время осторожно перемешивать стеклянной палочкой полученный осадок, наблюдая изменение цвета. Написать уравнения реакций получения $\text{Ti}(\text{OH})_3$ из сульфата титана $\text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3$ и окисления его кислородом воздуха.

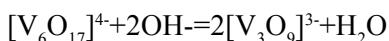
ВАНАДИЙ

1. Превращение метаванадата в гексаванадат и обратно

К раствору метаванадата аммония или натрия добавить разбавленную H_2SO_4 . Наблюдать изменение окраски раствора от золотисто-желтой до рубиново-красной в результате превращения ионов $[\text{V}_3\text{O}_9]^{3-}$ в ионы $[\text{V}_6\text{O}_{17}]^{4-}$ по уравнению:



К полученному раствору гексаванадата добавить раствор NaOH до щелочной реакции. Наблюдать появление прежней желтой окраски раствора вследствие образования ионов $[\text{V}_3\text{O}_9]^{3-}$:



2. Перекисные соединения ванадия

К 2-3 мл раствора ванадата натрия, подкисленного разбавленным раствором серной кислоты, прибавить несколько капель 3%-ного раствора перекиси водорода. Что при этом наблюдается? Написать уравнение реакции.

3. Соединения ванадия низшей валентности

В колбочку емкостью 50 мл налить 10 мл раствора ванадата натрия, подкислить 10%-ным раствором серной кислоты, бросить 3-4 кусочка гранулированного цинка. Наблюдать, как изменяется окраска раствора. По мере появления новой окраски отливать по 1-2 мл раствора в 2 пробирки и закрывать их пробкой. Какие соединения ванадия получились при действии цинка в кислой среде на раствор ванадата натрия? Написать уравнения реакций. К одной серии растворов, содержащих соединения ванадата различной валентности, быстро прилить 10%-ный раствор едкого натра. Что при этом наблюдается? Исследовать отношение полученных гидроокисей к кислотам и щелочам. К другой серии растворов, имеющих соответствующую окраску, прилить по каплям раствор марганцовокислого калия. Что наблюдается? Часть оставшегося в колбочке раствора оставить на воздухе и наблюдать за изменением его окраски. Написать уравнения реакций.

ХРОМ

1. Получение CrCl_2 (Тяга!)

Для получения раствора хлористого хрома воспользуйтесь приборчиком, изображенным на рис. 14. В колбочку А насыпать 0,5-0,8 г бихромата калия и прилить 20-25 мл концентрированной соляной кислоты.

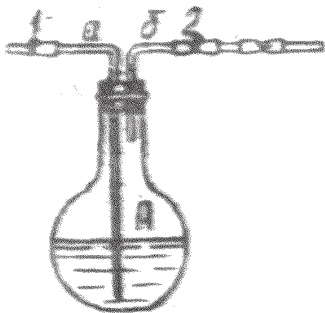
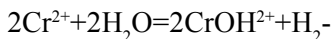


Рис.14

Нагреть колбочку. Наблюдать выделение хлора и постепенный переход цвета раствора из оранжевого в зеленый. В полученный раствор соли трехвалентного хрома бросить несколько кусочков гранулированного цинка. Закрывать колбочку плотно пробкой с двумя трубками «а» и «б», как показано на рис. 14. В конец «б» вставлена стеклянная бусинка. Конец «а» также закрыт бусинкой, но на резиновой трубке сделан надрез (для какой цели?). Продолжать осторожное нагревание. Обратить внимание на изменение окраски при восстановлении Cr^{3+} в Cr^{2+} . Написать уравнения реакций.

2. Восстановительные свойства соединений двухвалентного хрома

а) Налить в пробирку 3-4 мл CrCl_2 , погрузить в раствор платиновую проволочку. Наблюдать выделение водорода на платиновой проволочке:



Платиновая проволочка является катализатором данной реакции, в ее отсутствие процесс идет медленнее.

б) Налить в пробирку 2-3 мл SnCl_2 и добавить такое же количество CrCl_2 . Перемешать растворы. Наблюдать выделение серого осадка металлического олова. Когда осадок осядет, слить с него раствор, вытряхнуть осадок на фильтровальную бумагу и спрессовать его между пальцами. Чтобы убедиться в том, что это металлическое олово, потереть им о фильтровальную бумагу. Осмотреть полированную поверхность. Написать уравнение реакции.

3. Получение производных двухвалентного хрома

а) Прилить к 3-4 мл раствора CrCl_2 такое же количество уксусно-кислого натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции.

б) К небольшому количеству CrCl_2 добавить немного щелочи. Что при этом образуется? Написать уравнение реакции.

4. Получение и свойства оксида хрома

а) Насыпать в пробирку немного измельченного двуххромовокислого 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 зеленый порошок окиси хрома подействовать водой и разбавленными серной и азотной кислотами. Растворяется ли окись хрома в воде и в разбавленных кислотах?

5. Получение и свойства гидрата окиси хрома

а) В пробирку с раствором соли окиси хрома прибавлять по каплям раствор едкого натра до образования серо-зеленого осадка гидрата окиси хрома. Написать уравнение реакции.

б) Полученный осадок разделить на две пробирки. В одну из них прибавить разбавленную кислоту, в другую – избыток щелочи до полного растворения осадка. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидрат окиси хрома?

6. Гидролиз солей трехвалентного хрома

а) Испытать действие раствора сульфата хрома на лакмус. В пробирку с 3-5 каплями раствора нейтрального лакмуса прибавлять по каплям раствор $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ до изменения окраски лакмуса. Какова реакция среды? Написать уравнение реакции.

б) Пробирку с раствором гексагидроксохромата (III) натрия или калия нагреть на горелке до выпадения осадка гидрата окиси хрома. Как протекает гидролиз в данном случае?

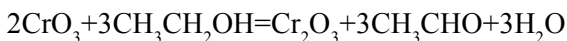
7. Окисление и восстановление солей трехвалентного хрома

К 2-3 мл раствора соли хрома прибавить избыток щелочи до получения гексагидроксохромата (III), а затем прилить бромной воды. Смесь нагреть. Наблюдать изменение цвета раствора. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Какие свойства проявляет соль хрома в данной реакции?

8. Получение хромового ангидрида и его свойства

а) Налить в стаканчик 5 мл насыщенного раствора $K_2Cr_2O_7$ и приливать понемногу концентрированной серной кислоты, охлаждая стакан в холодной воде. выпадают темно-красные кристаллы CrO_3 . После охлаждения раствора отфильтровать полученные кристаллы на воронке со стеклянным фильтром. Написать уравнение реакции. Почему берется избыток серной кислоты?

б) Часть полученных кристаллов поместить в фарфоровую чашку и облить из пипетки несколькими каплями спирта. Спирт воспламеняется и сгорает по реакции:



Какие свойства проявляет в этой реакции хромовый ангидрид?

в) Несколько кристаллов хромового ангидрида растворить в 2-3 мл воды и добавить раствор иодистого калия. Наблюдать изменение цвета раствора. Обнаружить присутствие иода в растворе. Написать уравнения реакций.

9. Окислительные свойства солей шестивалентного хрома

а) К раствору $K_2Cr_2O_7$, подкисленному серной кислотой, прибавить раствор Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

б) К концентрированному раствору $K_2Cr_2O_7$ добавить концентрированный раствор HCl . При нагревании наблюдать выделение хлора. Написать уравнение реакции.

в) К подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. С чем это изменение связано? Написать уравнение реакции.

10. Получение перекиси хрома и ее разложение

К раствору бихромата калия (3-4 капли), подкисленному 2 М раствором серной кислоты (2-3 капли), прибавить 2-3 капли этилового эфира. К полученной смеси прилить 2-3 капли 3% раствора перекиси водорода и хорошенько перемешать смесь стеклянной палочкой. Эфир экстрагирует образовавшееся перекисное соединение. Отметить окраску эфирного слоя. Поставить пробирку в штатив и отметить через некоторое время изменение окраски и выделение газа. Написать уравнения реакций: получения перекиси хрома CrO_3 ; перехода перекиси хрома в соединение трехвалентного хрома в кислой среде. Написать структурную формулу CrO_3 .

МАРГАНЕЦ

1. Отношение марганца к воде, кислотам и щелочам

Испытать отношение марганца к воде, разбавленным и концентрированным кислотам (соляной, серной, азотной), щелочи. Написать уравнения реакций.

2. Получение гидрата закиси марганца и его свойства

В четыре пробирки внести раствор двухвалентного марганца и добавить такое же количество раствора щелочи. Отметить цвет осадка в первый момент. В одной из пробирок размешать осадок стеклянной палочкой и оставить на воздухе. Во вторую пробирку добавить кислоту, в третью – щелочь, в четвертую – 10%-ную перекись водорода или бромную воду. Какие свойства $Mn(OH)_2$ характеризуют эти реакции?

3. Окисление соединений двухвалентного марганца

а) В смесь тонкорастертого порошка карбоната натрия и нитрата калия погрузить горячее ушко нихромовой проволоки, раскаленной в пламени горелки. Приставший порошок нагревать в окислительном пламени горелки до тех пор, пока он не вспучится.

Горячую массу смочить раствором соли марганца и снова нагреть в окислительном пламени горелки до образования стекловидной массы. После охлаждения она имеет зеленую окраску, обусловленную образованием манганата. Составить уравнение реакции.

б) К раствору соли двухвалентного марганца добавить раствор перманганата калия. В результате оба соединения марганца образуют двуокись марганца. Опустить в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Как изменилась окраска? Написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

4. Свойства соединений четырехвалентного марганца

а) Окислительные свойства двуокиси марганца

1. В пробирку с небольшим количеством 2 М серной кислоты внести немного двуокиси марганца и сульфата железа (II). Закрыть пробирку пробкой, встряхнуть ее до растворения двуокиси. Смешать несколько капель отстоявшегося раствора с каплей гексацианоферрата (II) калия. На присутствие какого иона указывает окраска раствора? Записать соответствующие реакции.

2. К небольшому количеству зерненной MnO_2 прилить немного концентрированной серной кислоты. Осторожно нагреть пробирку до интенсивного выделения газа. Доказать, что выделяющийся газ – кислород. Написать уравнение реакции.

б) Восстановительные свойства MnO_2

Сплавить в пробирке немного хлората калия с кусочком КОН и несколькими крупинками двуокиси марганца. Полученный зеленый сплав сохранить для других опытов. Написать уравнение реакции.

5. Получение и свойства соединений шестивалентного марганца

а) Получение манганата калия

Сплавить в железном тигле, нагревая в пламени газовой горелки, 5 в.ч. гидроокиси калия, 6 в.ч. карбоната калия и 2,5 в.ч. бертолетовой соли. В жидкую массу постепенно при помешивании внести 5 в.ч. растертой в порошок двуокиси марганца. Продолжать нагревание, не переставая помешивать, до тех пор, пока масса не станет густой. После охлаждения обработать сплав в тигле небольшим количеством воды. Прозрачный раствор слить в колбу, закрыть пробкой и сохранить для следующих опытов.

Какую роль в этом синтезе играет щелочь? Можно ли заменить ее другими веществами (содой, поташем, окисью кальция)? Можно ли сплавление вести с веществами кислотного характера?

б) Окислительное действие соединений шестивалентного марганца

Для опытов использовать раствор манганата калия, полученный в опыте (а).

1. В кислой среде. Смешать подкисленный раствор манганата с раствором сульфата двухвалентного железа или с одним из следующих реактивов: сульфитом натрия, щавелевой кислотой, спиртом.

2. В нейтральной среде или щелочной. Смешать раствор манганата с раствором сульфита натрия. Реакционную смесь немного нагреть. Записать уравнения реакций.

в) Восстановительное действие соединений шестивалентного марганца

Прилить к раствору манганата калия немного хлорной воды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

г) Самоокисление – самовосстановление K_2MnO_4

Раствор манганата калия сильно разбавить дистиллированной водой и добавить уксусной кислоты. Как и почему меняется цвет раствора? Составить уравнение реакции.

6. Свойства соединений семивалентного марганца

а) В три пробирки налить 1-2 мл перманганата калия и немного разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавить раствор сернисто-кислого натрия, во вторую – сернисто-кислого железа (II), в третью – раствор щавелевой кислоты. Что наблюдается в этих опытах? Написать уравнения реакций.

б) К 2 мл раствора перманганата калия добавить воды и затем раствор сернистого натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

в) К раствору перманганата калия добавить 30%-ный раствор щелочи и раствор сернистого натрия. Как изменится окраска раствора? Написать уравнение реакции.

г) К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавить 10%-ной перекиси водорода. Объяснить причину выделения газа и написать уравнение реакции.

д) На часовое стекло положить немного растертого перманганата калия. При помощи стеклянной палочки смочить соль концентрированной серной кислотой и осторожно перемешать. Затем палочкой небольшую часть смеси перенести на кусок ваты, слегка смоченной спиртом. Наблюдается загорание спирта вследствие окисления его образовавшимся в результате реакции марганцовым ангидридом. Запишите соответствующие уравнения реакций.

ж) Несколько кристаллов перманганата калия осторожно нагреть в пробирке до полного разложения (пока содержимое пробирки не станет черным). К сухому остатку добавить несколько капель воды. Отметить зеленую окраску раствора, характерную для иона MnO_4^{2-} . Какие элементы играют роль окислителя и восстановителя в этой реакции? Написать уравнение реакции.

ЖЕЛЕЗО. КОБАЛЬТ. НИКЕЛЬ

1. Взаимодействие железа с кислотами

В отдельных пробирках подействовать на металлическое железо разбавленными и концентрированными кислотами – серной, азотной и соляной. Закрыть пробирки, в которых можно ожидать появление ионов Fe^{2+} , пробирками с клапанами. После растворения железа исследовать содержимое пробирок на присутствие ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Написать уравнения реакций.

2 Свойства солей закиси железа

а) К раствору соли закиси железа прилить раствор железосинеродистого калия (красной кровяной соли). Что получается? Написать уравнения реакций.

б) В три пробирки налить понемногу раствора соли закиси железа, подкислить серной кислотой и добавить в первую пробирку бромной воды, во вторую – раствора двуххромовокислого калия, в третью – раствор марганцовокислого калия. Что происходит? Написать уравнения реакций.

в) Раствор соли закиси железа испытать лакмусом. Написать уравнение гидролиза.

3. Получение и свойства гидрата закиси железа

В пробирке растворить немного соли Мора, подкислить раствор серной кислотой и положить в него несколько кусочков железа. В другой пробирке приготовить раствор щелочи. Приливая последний раствор к раствору соли Мора, получить осадок гидрата закиси железа. Каков цвет осадка? Что происходит с ним на воздухе? Написать уравнения реакций.

4. Свойства солей окиси железа

а) Определить реакцию раствора хлорного железа на лакмус. Написать уравнение реакции гидролиза.

б) К раствору хлорного железа прилить раствор соды. Что происходит? Каков состав полученного осадка? Соли закиси или окиси железа сильнее подвергаются гидролизу? Написать уравнение реакции.

в) К небольшим количествам раствора соли окиси железа в отдельных пробирках прилить растворы роданистого аммония и железистосинеродистого калия. Что происходит? Написать уравнения реакций.

г) В три пробирки налить по 2-3 мл раствора хлорного железа. В одну пробирку прибавить раствор сернистого натрия, в другую – раствор иодистого калия, третью оставить для сравнения. Что происходит? Написать уравнения реакций.

5. Получение и свойства гидрата окиси железа

Получить гидрат окиси железа и исследовать его отношение к кислотам и щелочам. Написать уравнения реакций. Какая из гидроокисей железа обладает более основными свойствами?

6. Соединения шестивалентного железа (групповой)

В пробирку с небольшим количеством измельченного едкого калия добавить 3-4 капли раствора хлорного железа и (под тягой!) несколько кристалликов KClO_3 или 2-3 капли брома. После непродолжительного нагревания наблюдать окрашивание содержимого пробирки в фиолетово-красный цвет (феррат калия).

Полученный сплав перенести в стакан с небольшим содержанием воды. При добавлении нескольких капель раствора хлористого бария наблюдать образование малорастворимого осадка феррата бария.

7. Гидрат закиси кобальта

К раствору соли закиси кобальта прилить раствор едкого натра. Что получается? Прилить избыток щелочи и нагреть. Как изменяется цвет осадка? Что происходит с гидратом закиси кобальта при стоянии на воздухе? Записать уравнения реакций.

8. Гидрат окиси кобальта

В две пробирки налить раствор закисной соли кобальта, в одну из них добавит бромной воды, в другую – перекись водорода, затем в обе прилить едкого натра. Что происходит? Написать уравнения реакций.

9. Свойства солей закиси кобальта

а) Положить в пробирку несколько кристаллов безводного хлористого кобальта и смочить водой. Как изменяется окраска? Добавить концентрированной (36%-ной) соляной кислоты. Каков теперь цвет раствора?

б) Налить в пробирку 1-2 мл абсолютированного спирта и добавить несколько кристаллов хлористого кобальта. Объяснить изменение окраски.

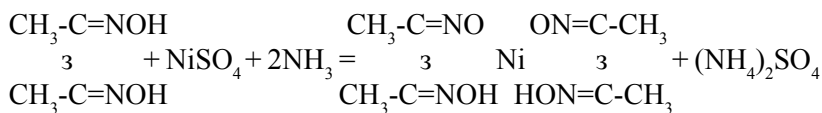
10. Гидраты окислов никеля

Получить гидрат закиси никеля. Изменяется ли цвет гидрата закиси при стоянии на воздухе? К осадку гидрата закиси никеля прилить бромной воды. Что происходит? Чем объясняется различное отношение гид-

ратов закисей железа, кобальта и никеля к кислороду воздуха? Написать уравнения реакций.

11. Реакция на ион никеля (реакция Чугаева)

Поместить в пробирку 5-6 капель воды, 2 капли раствора соли никеля и 1 каплю аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет с образованием нерастворимого диметилглиоксимата никеля:



ОГЛАВЛЕНИЕ

Водород. Перекись водорода	3
Галогены.	7
Сера.	11
Азот. Фосфор.	16
Углерод. Кремний.	23
Бор.	26
Щелочные металлы.	27
Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы.	29
Алюминий. Галлий. Индий.	33
Германий. Олово. Свинец.	34
Мышьяк. Сурьма. Висмут.	38
Медь. Серебро.	41
Комплексные соединения.	45
Цинк. Кадмий. Ртуть.	48
Титан.	49
Ванадий.	51
Хром.	52
Марганец.	55
Железо. Кобальт. Никель.	58

ЛИТЕРАТУРА

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2002.
2. Ершов Ю.А. и др. Общая химия (учебник для студентов медицинских специальностей высших учебных заведений). М.: Высшая школа, 2000.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1999.
4. Ершов Ю.А. и др. Практикум по общей химии. М.: Высшая школа, 1988.

Составители: Афиногенов Юрий Петрович
Семенов Виктор Николаевич
Гончаров Евгений Григорьевич
Малевская Людмила Анатольевна
Сушкова Татьяна Павловна
Баженов Юрий Васильевич

Редактор Пожидаева Вера Владимировна

