

Федеральное агентство по образованию

Государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

Воронежский государственный архитектурно-строительный университет

О.В. АРТАМОНОВА, Е.А. ХОРОХОРДИНА

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Учебное пособие

*Рекомендовано научно-методическим советом
Воронежского государственного архитектурно-строительного университета
в качестве учебного пособия для бакалавров, обучающихся по направлению 020900.62
(511700) «Химия, физика и механика материалов»*

Воронеж 2011

УДК 54.00
ББК 24.00
Л-125

Рецензенты:

*кафедра общей и неорганической химии Воронежского государственного университета, к.х.н., доцент кафедры материаловедения и индустрии наносистем Воронежского государственного университета
Томина Е.В.*

Артамонова, О.В. Химия элементов. Практикум: учеб. пособие / О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина ; Воронеж. гос. арх.-строит. ун-т; сост. – Воронеж, 2011. – 90 с.

ISBN

Лабораторные и практические работы по курсу «Общая и неорганическая химия» (с основами качественного анализа) выполняются бакалаврами 1-го курса направления 020900.62 (511700) «Химия, физика и механика материалов» в первом и втором семестрах (8 часов в неделю).

Учебное пособие содержит краткие теоретические сведения, вопросы для подготовки, задачи и упражнения по каждой теме, описание методики выполнения лабораторных работ, неорганических синтезов, приводится примерный билет контрольного собеседования по данной работе.

Студенты изучают химию неорганических соединений с учетом специфики деятельности инженеров материаловедов.

Учебное пособие дает возможность студентам самостоятельно проводить опыты, в ходе выполнения лабораторной работы закреплять и расширять теоретические знания, на основе анализа полученных экспериментальных данных делать выводы.

Ил. 12. Библиогр.: 5 назв.

УДК 54.00
ББК 24.00
Л-125

© О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина, 2011
© Воронежский государственный
архитектурно-строительный
университет, 2011

Предисловие

Лабораторные работы по курсу «Общая и неорганическая химия» (с основами качественного анализа) выполняются бакалаврами 1-го курса направления «Химия, физика и механика материалов» в первом и втором семестрах (8 часов в неделю).

Целью данного практикума является: во-первых, подробное изучение химии элементов всех групп и их соединений периодической системы элементов Д.И. Менделеева, за исключением особо редких и радиоактивных элементов; во-вторых, отработка навыков получения, выделения и очистки неорганических соединений, а также исследования их свойств.

Временная последовательность выполнения синтетических работ соответствует последовательности изложения теоретического материала лекций. Сначала студенты выполняют лабораторную работу, состоящую из отдельных опытов, затем рассматривают примеры неорганических синтезов различных веществ. В практикуме нет теоретических введений к каждой главе, но в отдельных работах приводятся теоретические предпосылки для объяснения наиболее сложных вопросов. После каждого раздела предложены контрольные вопросы и задачи для самостоятельной подготовки студентов к отчету по данной лабораторной работе. Учитывая особую важность самостоятельной работы студентов и её проверки, к каждой главе приводится примерный билет контрольного собеседования по данной работе.

Для рейтинговой оценки работы студенты выполняют синтезы трех соединений элементов разных групп по представленным методикам. Для полученного соединения рекомендуется провести химические реакции, характеризующие свойства данного соединения, доказать чистоту полученного продукта. При выполнении синтеза студенты могут исследовать свойства исходных веществ, промежуточных и конечных продуктов синтеза. Полученные препараты могут быть использованы в выполнении дальнейших работ. Количество исходных реактивов, а соответственно, используемая посуда и оборудование, определяется студентом, исходя из целей и задач конкретного синтеза. Выполненная работа оценивается после предоставления письменного отчета.

Порядок выполнения лабораторных работ и правила работы в химической лаборатории

До начала занятий необходимо внимательно ознакомиться с темой работы, используя учебник, конспект лекций и методические указания.

Основным местом выполнения лабораторной работы является рабочий стол, на котором необходимо соблюдать чистоту и порядок. За каждым студентом в лаборатории закрепляется определенное рабочее место. Химические опыты выполняются в строгом соответствии с рабочим заданием, и все наблюдения записываются в специальную рабочую тетрадь. На рабочем месте не должно быть ничего лишнего.

Следует пользоваться чистыми реактивами и посудой. Слянки с реактивами общего пользования должны находиться на определенном месте; их нельзя переносить на рабочие столы. Если реактив взят в избытке и полностью не израсходован, категорически воспрещается выливать его обратно в склянку. Все пролитое или рассыпанное на столе или на полу следует тотчас же убрать и нейтрализовать.

Дорогостоящие и токсичные реактивы (соли серебра, галогенорганические вещества и т.д.) после выполнения опыта надо вылить в специальную склянку для слива, находящуюся в вытяжном шкафу.

Работая в химической лаборатории, студенты должны выполнять требования по технике безопасности.

Нельзя работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи горящего пламени. Все опыты с вредными и пахучими веществами должны проводиться в вытяжном шкафу. При нагревании жидкости пробирку в держателе следует располагать отверстием от себя и людей, находящихся рядом. Наливая раствор, держать пробирку и склянку на некотором отдалении от себя во избежание попадания жидкости на платье и обувь.

Работа с концентрированными кислотами и щелочами требует максимального внимания и осторожности, особенно при нагревании. При небрежном выполнении опыта возможны ожоги кислотами и щелочами. В этом случае необходимо немедленно промыть обожженный участок большим количеством воды, а затем остатки кислоты нейтрализовать 2 - процентным раствором соды; а щелочи – 2-процентным раствором борной кислоты.

При всех несчастных случаях необходимо немедленно обращаться к лаборанту и преподавателю!

Категорически запрещается проводить опыты, не относящиеся к данной работе. По окончании работы необходимо тщательно убрать рабочее место, вымыть посуду. Студент сдает рабочее место дежурному, а последний сдает лабораторию лаборанту.

I. ВОДОРОД, ПЕРОКСИД ВОДОРОДА, КИСЛОРОД

Работа 1. Получение и свойства водорода

Ознакомьтесь с различными способами получения водорода. При работе с водородом нельзя поджигать водород, выходящий из прибора, или нагревать прибор, не убедившись предварительно в чистоте водорода.

1.1. Получение водорода действием металла на кислоту

Соберите установку для данной работы (рис. 1.1).

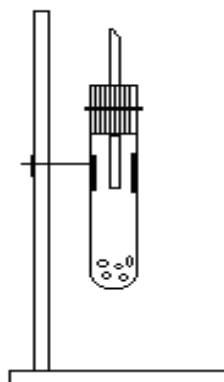


Рис. 1.1. Схема установки для получения водорода

Поместите в пробирку 1-2 кусочка гранулированного Zn или 2-3 небольшие стружки Mg и прилейте 1/3 пробирки разбавленного раствора кислоты HCl (1:1) или H₂SO₄ (1:5). Закройте отверстие пробирки пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка с оттянутым носиком, и укрепите пробирку вертикально в зажиме штатива, проверьте выделяющийся водород на чистоту. Для этого на газоотводную трубку наденьте пробирку дном вверх, через 11-20 секунд снимите ее, закройте большим пальцем и, не переворачивая, поднесите к пламени горелки. Чистый водород загорается спокойно, без звука, а с примесью воздуха - с "лающим" характерным звуком.

Подожгите чистый водород горячей лучиной, подержите над пламенем водорода сухую пробирку или стеклянную воронку. Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионно-электронной формах.

1.2. Получение водорода действием металла на щелочь

Положите в пробирку (рис. 1.1) кусочек Zn или Sn (гранулы, стружки, порошок), прилейте 3-4 мл 20 % раствора щелочи. Если реакция идет плохо, осторожно нагрейте.

Определите, какой газ выделяется, напишите уравнения реакций, учитывая образование соответствующих гидроксосоединений.

1.3. Восстановление водородом оксидов металлов

Соберите установку для данной работы (рис. 1.2.). Водород из аппарата Киппа (1) пропустите через осушительные склянки 2 и 3 и предохранительную трубку с медной сеткой 4. В тугоплавкую реакционную трубку 5, поместите 0,3 г оксида меди (II) или оксида никеля (II). Проверьте прибор на герметичность. Для этого трубку, отводящую водород, погрузите на 3-4 см в стакан с водой, откройте кран аппарата Киппа. Если пузырьки водорода проходят через слой воды, то прибор герметичен. Пропустите ток водорода и убедитесь в чистоте выделяющегося водорода (в присутствии преподавателя). Только после проверки водорода на чистоту можно поджечь спичкой водород у выходного отверстия прибора. Осторожно прогрейте реакционную трубку по всей длине, а затем сильно нагрейте ту часть трубки, где находится оксид металла. Пламя горящего водорода не должно уменьшаться, если оно погаснет, прекратите нагревание.

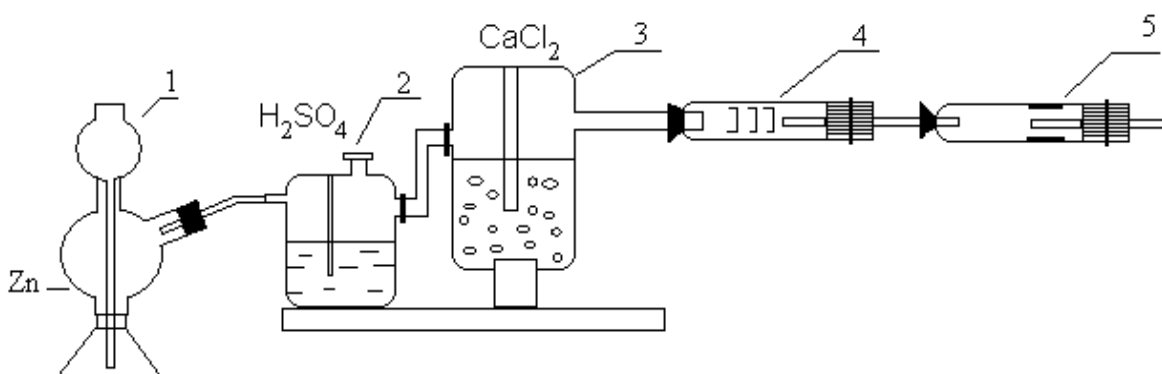


Рис. 1.2. Схема установки для получения водорода с аппаратом Киппа: 1 – аппарат Киппа, 2, 3 – осушительные склянки, 4 – предохранительная трубка с медной сеткой, 5 – тугоплавкая реакционная трубка

Когда весь оксид прореагирует, прекратите нагревание и охладите прибор в токе водорода до комнатной температуры.

Полученный металл взвесьте, определите процентный выход металла.

1.4. Восстановление молекулярным и атомарным водородом

а) Налейте в две пробирки разбавленный раствор KMnO_4 , подкисленный H_2SO_4 . В одну из них бросьте кусочек Zn и слегка нагрейте, в другую пропустите водород из аппарата Киппа. *Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.*

б) Пропустите водород из аппарата Киппа через подкисленный H_2SO_4 раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$. Изменяется ли окраска раствора? Внесите в пробирку кусочек цинка и слегка нагрейте. Объясните изменение окраски. *Напишите уравнение реакции.*

в) Налейте в пробирку 2 мл разбавленного раствора FeCl_3 , несколько капель роданида калия или аммония и 6-8 капель концентрированной H_2SO_4 . Пропустите через раствор водород из аппарата Киппа. Изменилась ли окраска раствора? Прекратите пропускание водорода, внесите в пробирку кусочек Zn и слегка подогрейте. Объясните происходящие явления.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о реакционной способности молекулярного и атомарного водорода.

Работа 2. Получение и свойства пероксида водорода

2.1. Качественная реакция на пероксид водорода

В стакан емкостью 50 мл налейте 10 мл 5 %-ного раствора H_2SO_4 . Охладите раствор в охлаждающей смеси (лед + NaCl). Разотрите в фарфоровой ступке 1 г пероксида бария с небольшим количеством охлажденной воды. При непрерывном помешивании добавьте приготовленную суспензию в стакан с охлажденным раствором H_2SO_4 . Полученный раствор отфильтруйте от осадка и используйте для последующих опытов. *Напишите уравнения реакций получения пероксида водорода всеми известными Вам методами.*

К 1 мл полученного раствора пероксида водорода добавьте 1 мл разбавленного раствора H_2SO_4 , 0,5 мл диэтилового эфира и несколько капель раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Смешайте жидкости, встряхивая пробирку. Отметьте синюю окраску эфирного слоя. *Напишите уравнение реакции. Какова роль эфирного слоя?*

2.2. Разложение пероксида водорода

Нагрейте пробирку с 1 мл H_2O_2 и выделившийся газ испытайте тлеющей лучинкой. *Напишите уравнение реакции.*

В пробирку с раствором H_2O_2 внесите немного MnO_2 . *Какова роль диоксида марганца. Какой газ выделяется?*

2.3. Окислительные свойства пероксида водорода

а) К подкисленному серной кислотой раствору H_2O_2 прилейте несколько капель раствора KI и 1 каплю крахмального клейстера. Объясните изменение окраски. *Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.*

б) К 1 мл раствора какой-либо соли свинца (II) добавьте немного раствора сульфида аммония. Получившийся осадок PbS промойте водой путем декантации и обработайте раствором пероксида водорода. *Объясните изменение цвета осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.*

2.4. Восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 1 мл подкисленного серной кислотой раствора перманганата калия добавьте по каплям раствор H_2O_2 . *Как изменяется цвет раствора? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.*

б) К нескольким каплям H_2O_2 добавьте немного разбавленной азотной кислоты и осторожно внесите небольшое количество Pb_3O_4 . *Объясните происходящие явления. К полученному раствору прибавьте 3-4 капли раствора KI. Наблюдайте образование осадка желтого цвета. Напишите уравнения реакции.*

Работа 3. Получение кислорода и оксидов

3.1. Получение кислорода разложением солей

Внесите в сухую пробирку 0,1 – 0,2 г KMnO_4 , укрепите ее вертикально в зажиме штатива и нагрейте. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Аналогичный опыт проделайте с KNO_3 . *Напишите уравнения реакций термического разложения нитрата и перманганата калия. Какие Вы еще знаете лабораторные методы получения кислорода? Напишите соответствующие уравнения реакций.*

3.2. Окисление металлов

Поместите в фарфоровый тигель немного цинковых стружек или цинковой пыли и нагрейте пламенем горелки. Что наблюдаете? Охладите тигель и испытайте отношение образовавшегося оксида цинка к воде, разбавленной HCl и концентрированному раствору гидроксида натрия. *Напишите уравнения реакций.*

3.3. Разложение гидроксидов

К раствору хлорида железа (III) прилейте раствор гидроксида натрия. Полученный осадок отфильтруйте, просушите и прокалите в тигле или фарфоровой чашке в муфельной печи. Отметьте цвет полученного оксида железа (III) и испытайте его отношение к воде, раствору соляной кислоты, щелочи. Смешайте оксид железа (III) с гранулированным NaOH или Na_2CO_3 в фарфоровом тигле и сплавьте в пламени газовой горелки. После охлаждения обработайте расплав водой. *Объясните результаты опыта. Напишите уравнения реакций.*

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Можно ли сказать, что при отдаче электрона любым из изотопов водорода образуется протон? Ответ обоснуйте.
2. Как изменяются свойства водородных соединений элементов в периодах и группах?
3. Почему при нормальных условиях скорость реакции между водородом и кислородом практически равна нулю? Ответ подтвердите с точки зрения строения молекул H_2 и O_2 .
4. Почему гидрид-ион обладает восстановительными свойствами? Подтвердите это на примере.

5. Взорвали 10 л смеси, состоящей из водорода (50 %) и кислорода (50 %). Какой объем жидкой воды образуется? Какой газ останется после взрыва?
Ответ: 4 мл H₂O; 2,5 л O₂.
6. Кислород не вступает в прямое взаимодействие с галогенами. Объясните почему?
7. Приведите примеры реакций, в которых озон является более сильным окислителем, чем кислород.
8. Можно ли получить водород при взаимодействии: а) цинка с разбавленной H₂SO₄; б) магния с разбавленной HCl; в) железа (III) с разбавленной HCl; г) кальция с H₂O; д) кальция с разбавленной H₂SO₄; е) цинка с разбавленной HNO₃? Для всех возможных случаев составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций.
9. Напишите уравнения реакций электровосстановления пероксида водорода до воды и окисления его до кислорода в кислой среде.
10. Сопоставьте окислительные свойства O₂, O₃ и H₂O₂ в щелочной среде. Докажите, что иодид калия в щелочном растворе реагирует с O₃ и H₂O₂, но не взаимодействует с O₂.

Примерный билет контрольного собеседования

1. В лаборатории имеются BaO₂, KNO₃, KClO₃, KMnO₄, причем массы их равны. Какое из указанных соединений нужно взять, чтобы получить при термическом разложении максимальное количество O₂?
1) BaO₂, 2) KNO₃, 3) KClO₃, 4) KMnO₄
2. Какой объем водорода выделиться при взаимодействии 10 г смеси алюминия с оксидом алюминия с соляной кислотой, если содержание Al₂O₃ составляет 60 %? *Ответ: 4,98 л.*
1) 4,98 л, 2) 22,4 л, 3) 44,8 л, 4) 6,25 л
3. Составьте уравнения реакции электролиза воды. Какие продукты электролиза будут образовываться?
1) O₂, 2) O₂ и H₂, 3) O₃, 4) H⁺ и OH⁻
4. Определите стандартный тепловой эффект получения водорода из твердого гидрида натрия с помощью жидкой воды, если стандартная энтальпия его образования при 298 К равна – 57,3 кДж/моль.
1) – 57,3 кДж, 2) 57,3 кДж, 3) – 114,6 кДж, 4) 114,6 кДж

II. ЭЛЕМЕНТЫ I И II ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Работа 1. Щелочные металлы

Опыты со щелочными металлами проводите осторожно, остерегайтесь воды. Металлы из керосина вынимайте пинцетом. Обрезки щелочных металлов сдавайте лаборанту. При работе пользуйтесь защитными очками.

1.1. Взаимодействие щелочных металлов с водой

Опыт проводите под тягой!

В кристаллизатор с водой опустите небольшой кусочек натрия (калия), высушенный фильтровальной бумагой, и при полуспущенном окне тяги наблюдайте происходящую реакцию. Испытайте полученный раствор фенолфталеином. *Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод о химической активности щелочных металлов. От чего она зависит? Почему литий стоит первым в ряду стандартных электродных потенциалов?*

1.2. Получение гидроксида натрия из карбоната натрия

В 5 мл воды растворите 5 г карбоната натрия. Раствор нагрейте до кипения и прибавьте к нему небольшими порциями при помешивании 3-4 г измельченного гидроксида кальция. Смесь кипятите 5-10 мин, добавляя воду для сохранения постоянного объема. Дайте отстояться, слейте раствор над осадком в пробирку. Испытайте полученный раствор на наличие карбонат-ионов. С этой целью возьмите несколько капель жидкости в пробирку и подействуйте соляной кислотой. Проверьте действие полученного раствора гидроксида натрия на раствор CuSO_4 . *Напишите уравнения реакций. Объясните образование гидроксида натрия, учитывая растворимость карбоната и гидроксида кальция.*

1.3. Гидролиз солей щелочных металлов

а) Определите pH среды растворов следующих солей: K_2CO_3 , CH_3COONa , NaCl , KNO_3 , Na_2SO_4 с помощью универсального индикатора.

Все ли указанные соли подвергаются гидролизу? Напишите уравнения реакций гидролиза там, где они протекают.

б) Налейте в три пробирки по 1 мл дистиллированной воды и добавьте несколько капель нейтрального раствора лакмуса. В одну пробирку внесите немного Na_2CO_3 , в другую – такое же количество NaHCO_3 . Третью пробирку оставьте в качестве контрольной для сравнения. Перемешайте растворы стеклянной палочкой. Отметьте окраску лакмуса во всех трех пробирках. *Какая среда и почему в растворе карбоната и гидрокарбоната натрия? Напишите уравнения реакций.*

1.4. Малорастворимые соли щелочных металлов

Внесите в две пробирки по 0,5 мл насыщенного раствора сульфата лития. В одну пробирку прилейте равный объем насыщенного раствора карбоната калия, во вторую – фосфата калия. *Что наблюдается? Сравните растворимость карбонатов и фосфатов щелочных металлов. Используйте таблицу произведения растворимости.*

1.5. Микрокристаллоскопические реакции

а) Каплю насыщенного раствора ацетата натрия упарьте досуха на предметном стекле. На сухой остаток нанесите узкую полоску раствора уксуснокислого уранила или уксуснокислого уранил-аммония. Поместите предметное стекло под микроскоп и рассмотрите кристалла уксуснокислого

натрий-уранила состава $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{UO}_2\text{Na}$ – крупные, хорошо образованные тетраэдры желтого цвета с зеленой флуоресценцией.

б) Нагрейте раствор любой соли калия в уксусной кислоте (2:1) почти до кипения. Каплю горячего раствора поместите на нагретое предметное стекло и к ней прибавьте каплю горячего раствора $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Под микроскопом рассмотрите выпавшие кристаллы, имеющие вид темно-желтых кубов и октаэдров состава $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

1.6. Открытие щелочных металлов по окраске пламени

В чистые фарфоровые тигли налейте по 0,5 мл этилового спирта и подожгите его. Спирт горит бесцветным пламенем. В тигли внесите по несколько капель насыщенных растворов (или немного сухой соли) солей лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Смешайте спирт с солью и подожгите. *Отметьте окраску пламени солями щелочных металлов.*

Работа 2. Подгруппа меди

2.1. Получение меди реакцией вытеснения из раствора

Рассчитайте массы медного купороса и цинка, необходимые для получения 1,5 г металлической меди. Из рассчитанного количества медного купороса приготовьте насыщенный на холоду раствор в фарфоровой чашке и постепенно внесите в него цинк. Смесь нагрейте на водяной бане до 80 °С. Наблюдайте за изменением окраски. Когда весь цинк прореагирует, раствор слейте, выделившийся осадок меди обработайте 5%-ным раствором HCl , промойте водой методом декантации, отфильтруйте, еще раз промойте водой и просушите между листами фильтровальной бумаги. *Полученную медь взвесьте и определите процент выхода. Как еще можно получить медь? Напишите уравнения реакций.*

2.2. Отношение меди к кислотам

Испытайте отношение металлической меди, полученной в предыдущем опыте, к растворам HCl , HNO_3 , H_2SO_4 (концентрированным и разбавленным) на холоде и при нагревании. *Напишите уравнения соответствующих реакций.*

2.3. Получение гидроксида и оксида меди (II) и изучение их свойств

а) К раствору сульфата меди (II) прилейте разбавленный раствор гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Испытайте отношение полученного $\text{Cu}(\text{OH})_2$ к растворам H_2SO_4 , конц. NaOH , конц. раствору аммиака и нагреванию. *Напишите уравнения происходящих реакций и объясните наблюдаемые явления.*

б) К горячему разбавленному раствору гидроксида натрия прибавьте горячий раствор CuSO_4 до полноты осаждения оксида меди (II). Нагрейте реакционную смесь на водяной бане в течение 5-10 мин. Полученный осадок

промойте водой путем декантации. Испытайте отношение CuO к кислотам и гидроксиду натрия. Напишите уравнения реакций.

2.4. Получение $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

В стакан с 2 г медного купороса прилейте 7 мл аммиака. Затем приготовьте цилиндр с воронкой, имеющей длинный отросток. В цилиндр налейте 7 мл спирта, под слой спирта с помощью воронки налейте воду высотой 0,5 см, а затем под слой воды с помощью той же воронки влейте аммиачный раствор сульфата меди. Наблюдайте образование темно - синих кристаллов комплексной соли. Дайте раствору постоять, а затем извлеките кристаллы из цилиндра. Отожмите их тщательно между листами фильтровальной бумаги, затем высушите при 30 - 40 °С. Рассмотрите полученные кристаллы в микроскоп и зарисуйте их.

Напишите уравнения реакции, взвесьте и определите процент выхода соединения. Часть препарата испытайте на присутствие ионов SO_4^{2-} , NH_4^+ и Cu^{2+} .

Сделайте вывод об устойчивости комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

2.5. Получение малорастворимых солей меди (II)

а) Налейте в пробирку 1 мл раствора CuSO_4 и столько же сероводородной воды. *Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции.*

б) К 1 мл раствора сульфата меди прилейте 1 мл раствора соды. *Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение реакции образования основной соли.*

2.6. Получение оксида и гидроксида меди (I), и их свойства

а) К 2 мл 10 %-ного раствора сульфата меди (II) прибавьте избыток 20 %-ного раствора щелочи и несколько капель 60 %-ного раствора глюкозы. Смесь перемешайте и нагрейте. Наблюдайте образование желто - оранжевого осадка, который при более сильном нагревании превращается в осадок кирпично-красного цвета. Осадок Cu_2O промойте путем декантации, отфильтруйте на воронке Бюхнера и высушите между листами фильтровальной бумаги. Испытайте отношение полученного Cu_2O к растворам концентрированных серной и соляной кислот к 25 %-ному раствору аммиака. *Напишите уравнения реакций.*

б) К раствору хлорида меди (I), полученному в предыдущем опыте, прилейте по каплям 20%-ный раствор гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Смесь перемешайте и испытайте действие на нее раствора аммиака при нагревании. *Напишите уравнения реакций.*

2.7. Галогениды серебра. Комплексные соединения серебра

Получите хлорид, бромид и иодид серебра с помощью реакций обмена. Образовавшиеся осадки растворите в 25%-ном растворе аммиака и в растворе тиосульфата натрия. *Напишите уравнения реакций.*

Работа 3. Бериллий и магний

3.1. Получение гидроксида бериллия и изучение его свойств

В две пробирки внесите по 3 – 4 капли раствора соли бериллия. В каждую пробирку добавьте раствор щелочи до образования осадка гидроксида бериллия. Испытайте отношение полученного гидроксида бериллия к хлороводородной кислоте и к избытку раствора щелочи.

Сделайте вывод о свойствах гидроксида бериллия и напишите схему равновесия его диссоциации. *Напишите уравнения реакций: получения гидроксида бериллия и его взаимодействия с кислотой и щелочью, учитывая, что в щелочной среде образуется комплексный анион $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ — тетрагидроксобериллат.*

3.2. Гидролиз солей бериллия

К 5 – 6 каплям нейтрального раствора лакмуса прибавить такой же объем раствора хлорида бериллия. *Как изменилась окраска лакмуса? Почему?* Напишите уравнение соответствующей реакции.

3.3. Взаимодействие магния с водой

Возьмите кусочек (1 – 2 см) магниевой ленты и очистите ее поверхность наждачной бумагой от налета оксида. В пробирку внесите 6 – 7 капель дистиллированной воды и опустите в нее очищенный магний. Отметьте отсутствие реакции при комнатной температуре. Нагрейте пробирку небольшим пламенем горелки. *Что наблюдается?* Прибавьте к полученному раствору одну каплю фенолфталеина. *На образование каких ионов в растворе указывает появление окраски фенолфталеина?* Напишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой при нагревании.

3.4. Взаимодействие магния с кислотами

В две пробирки опустите по небольшому кусочку магниевой ленты. В одну пробирку добавьте несколько капель 2 М раствора хлороводородной кислоты, в другую — такое же количество 2 М раствора азотной кислоты. *Что происходит с магнием? Какой газ выделяется: а) при взаимодействии магния с хлороводородной кислотой, б) с азотной кислотой?* Напишите уравнения реакций.

3.5. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония

Внесите в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавьте по 4 капли раствора гидроксида натрия. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавьте по каплям 2 М раствор хлороводородной кислоты до полного растворения осадка. Прибавляя кислоту, отсчитывайте число добавляемых капель. В другой пробирке таким же способом (помешивая стеклянной палочкой и считая добавляемые капли) растворите осадок гидроксида магния в 2 М растворе хлорида аммония. *В ка-*

ком случае для растворения осадка потребовалось большее количество реактива?

Напишите уравнения реакций получения гидроксида магния и его растворения в кислоте, в растворе соли аммония.

Пользуясь правилом произведения растворимости, объясните растворение гидроксида магния в хлориде аммония и в хлороводородной кислоте. В каком реактиве растворение гидроксида магния идет легче: в хлороводородной кислоте или в растворе хлорида аммония? Почему?

3.6. Малорастворимые соли магния

а) Получение гидрокарбоната магния

В пробирку к 2 – 3 каплям раствора соли магния добавьте раствор соды до образования осадка гидрокарбоната магния. Отметьте выделение газа. Испытайте отношение осадка основной соли магния к хлороводородной кислоте.

Напишите уравнения реакций получения гидрокарбоната магния и его растворения в кислоте.

б) Микрорекристаллографическая реакция получения фосфата магния-аммония

Поместите на предметное стекло 1 каплю раствора соли магния. Добавьте к ней 1 каплю 1 М раствора аммиака, насыщенного хлоридом аммония, и перемешайте все стеклянной палочкой. Полученный раствор должен быть прозрачным. Внести в него палочкой кристаллик гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 . Рассмотрите образовавшиеся кристаллы двойной соли $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в микроскоп. Снимите стекло с микроскопа и добавьте к кристаллам полученной соли 1 каплю хлороводородной кислоты. Наблюдайте растворение осадка. *Напишите уравнение реакции. Зарисуйте форму полученных кристаллов.*

Работа 4. Щелочноземельные металлы

4.1. Взаимодействие кальция с водой

Налейте в пробирку до 1/3 ее объема дистиллированной воды и внесите в нее пинцетом очень маленький кусочек металлического кальция. *Какой газ выделяется? Почему вода становится мутной? Докажите образование щелочи в растворе, добавив в него каплю фенолфталеина. Что наблюдается? Напишите уравнение реакции взаимодействия кальция с водой. Укажите окислитель и восстановитель.*

4.2. Получение оксида и гидроксида кальция

Поместите в пробирку кусочек мрамора и добавьте к нему несколько капель воды. *Наблюдаются ли какие-либо изменения? Внесите в пробирку 1 каплю фенолфталеина. Появляется ли красная окраска?*

Второй кусочек мрамора поместите в сухой тигель и поставьте прокаливать в горячую муфельную печь (температура в муфельной печи должна быть около 910 °С). Через 20 – 25 мин тигельными щипцами перенесите тигель в эксикатор и охладите его до комнатной температуры. После охлаждения выньте тигель, и полученный оксид кальция смочите 1 – 2 каплями дистиллированной воды. *Что наблюдается?* Добавьте в тигель еще 8 – 10 капель воды, размешайте образовавшийся гидроксид кальция и дайте осадку отстояться. 2 – 3 капли полученного раствора перенесите пипеткой в пробирку и добавьте 1 каплю фенолфталеина. *Что наблюдается? Растворим ли гидроксид кальция в воде? Напишите уравнения реакций: разложения карбоната кальция при нагревании и взаимодействия оксида кальция с водой. Как называется раствор гидроксида кальция в воде?*

4.3. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Наполните пробирку на 1/2 ее объема известковой водой и пропускайте в нее диоксид углерода. Отметите появление осадка карбоната кальция. Продолжайте пропускать диоксид углерода до растворения осадка, которое происходит вследствие образования растворимого гидрокарбоната.

Напишите уравнения реакции: образования карбоната кальция при взаимодействии диоксида углерода с известковой водой и растворения карбоната кальция под действием диоксида углерода и воды с образованием гидрокарбоната.

4.4. Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов

Получите осадки карбонатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3 – 4 капли) с раствором соды. Испытайте отношение полученных карбонатов к хлороводородной кислоте. Кислоту добавляйте осторожно по каплям. *Напишите уравнения протекающих реакций. Отметьте растворимость карбонатов в кислоте.*

4.5. Получение и свойства сульфатов щелочноземельных металлов

а) Получение сульфатов кальция, стронция и бария

В три пробирки внесите по 2 – 3 капли растворов солей: в первую — соли кальция, во вторую — стронция, в третью — бария. В каждую пробирку добавьте по 3 – 4 капли раствора сульфата натрия. *Что наблюдается? Отметьте различную скорость образования осадков сульфата бария и сульфата кальция. Чем это объясняется?* Испытайте действие хлороводородной кислоты на полученные сульфаты.

Напишите уравнения реакций образования сульфатов кальция, стронция, бария и выражение произведений растворимости сульфата и карбоната бария. Объясните, пользуясь правилом произведения растворимости, почему карбонат бария растворяется в разбавленной хлороводородной кислоте, а его сульфат не растворяется.

б) Сравнительная растворимость сульфата и карбоната кальция

Получите сульфат кальция, добавив к 3 – 4 каплям раствора хлорида кальция 5 – 6 капель раствора сульфата натрия. Дайте раствору отстояться и пипеткой перенести часть его в чистую пробирку. Убедитесь в полноте осаждения, добавьте еще одну каплю раствора сульфата натрия. В полученный прозрачный раствор внесите несколько капель раствора соды. *Что наблюдается?*

Пользуясь правилом произведения растворимости и таблицей величин ПР, объясните, почему раствор, после того как из него выпал осадок CaSO_4 , снова образует осадок при добавлении ионов CO_3^{2-} .

в) Микрорекристаллоскопическая реакция получения сульфата кальция

Поместите каплю раствора хлорида кальция на предметное стекло. Прибавить каплю 2 М H_2SO_4 и, дождавшись помутнения раствора, рассмотрите образовавшиеся кристаллы $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ под микроскопом.

Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций. Зарисуйте форму кристаллов.

4.6. Получение и свойства оксалатов щелочноземельных металлов

Получите осадки оксалатов кальция, стронция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей (3 – 4 капли) с таким же объемом раствора оксалата аммония. Испытайте действие хлороводородной кислоты на осадки оксалатов.

Напишите уравнения реакций образования оксалатов щелочноземельных металлов и их растворения в HCl .

4.7. Получение и свойства хроматов щелочноземельных металлов

В три пробирки внесите отдельно по 3 – 4 капли растворов солей кальция, стронция и бария. В каждую из них добавьте по 4 – 5 капель раствора хромата калия. *Хроматы каких металлов выпадают в осадок? Отметьте их цвет. Испытайте действие уксусной кислоты на осадки хроматов.*

Вновь получите осадок хромата бария и испытайте действие на него хлороводородной кислоты. *Что наблюдается?*

Напишите уравнения реакций получения хроматов бария, стронция и кальция и их растворения в кислоте. Объясните, почему хромат стронция растворяется в уксусной кислоте, а хромат бария почти нерастворим в ней, но растворяется в хлороводородной кислоте. Хромат какого металла наиболее растворим?

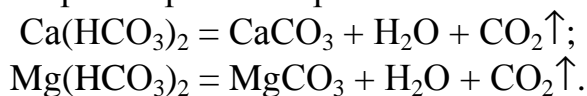
4.8. Окрашивание пламени солями щелочноземельных металлов

Платиновую проволочку с петелькой на конце (или фарфоровую соломку) внесите в концентрированную HCl , а затем прокалите в пламени горелки. При этом проволока очищается от загрязнений. Чистая проволочка не должна окрашивать пламя.

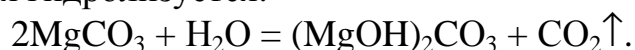
Очищенную платиновую проволочку опустите в насыщенный раствор хлорида бария и снова внести в пламя горелки. *Отметьте цвет пламени.* Опыт повторите с насыщенными растворами хлоридов стронция и кальция. Перед каждым опытом проволочку необходимо промыть концентрированной HCl и прокалить. *Опишите наблюдаемые явления.*

Работа 5. Определение жесткости воды

Соли кальция, магния, железа, растворимые в воде, делают ее жесткой. Жесткость, обусловленная содержанием в воде солей – гидрокарбонатов кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, называется временной жесткостью и удаляется кипячением воды, так как при нагревании гидрокарбонаты разрушаются и переходят в нерастворимые карбонаты:



Карбонат магния гидролизуеться:



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:

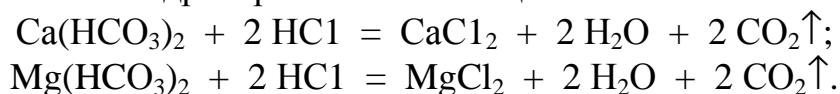
$$J_{\text{общ.}} = \frac{C_{\text{Ca}^{2+}}}{20,04} + \frac{C_{\text{Mg}^{2+}}}{12,16} \text{ мг-экв/л},$$

где $C_{\text{Ca}^{2+}}$ и $C_{\text{Mg}^{2+}}$ – 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.

5.1. Определение временной жесткости

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



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

бавьте 2-3 капли индикатора – метилоранжа. Метилоранж в щелочном и нейтральном растворе окрашен в желтый цвет, в кислом растворе – в розовый. Исследуемую воду оттитруйте раствором HCl до начинающегося красновато-оранжевого окрашивания жидкости. Определите объем израсходованной кислоты. Опыт повторите 2-3 раза и возьмите среднее значение объема кислоты.

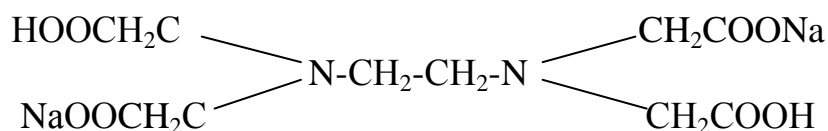
Вычисления проведите по формуле:

$$Ж = \frac{1000 \cdot V_{HCl} \cdot N_{HCl}}{V_{H_2O}},$$

где Ж – жесткость воды в мг-экв/л, V_{HCl} – объем соляной кислоты в мл, N_{HCl} – концентрация раствора, V_{H_2O} – объем воды в мл.

5.2. Определение общей жесткости

В настоящее время находит широкое применение комплексоно-метрический метод определения жесткости воды с помощью трилона Б. Метод основан на способности двузамещенной натриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (техническое название - "трилон Б", "комплексон")



образовывать с ионами магния и особенно кальция малодиссоциированные комплексы. В качестве индикатора используется оксинитроокрасители, например, хромоген-черный (ЕТ-Г3).

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

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

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

где V – объем раствора трилона Б, израсходованного на определение, N – концентрация раствора трилона Б, V_1 – объем воды, взятой для определения.

Вычислите постоянную жесткость.

Работа 6. Подгруппа цинка

6.1. Свойства металлического цинка и кадмия

а) Изучите отношение цинка к концентрированным растворам серной и азотной кислот, к разбавленной HNO_3 , к 25 % раствору аммиака и насыщенному раствору NH_4Cl при нагревании.

Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Как протекает взаимодействие Zn с растворами других кислот и щелочами?

б) В пробирку с раствором соли кадмия опустите гранулы металлического цинка. Объясните наблюдаемые явления. Через 5 мин извлеките непрореагировавший цинк, выделившийся металл отфильтруйте, промойте горячей водой и просушите на воздухе.

Сравните восстановительную активность Zn и Cd .

6.2. Получение и свойства гидроксидов цинка и кадмия

По обменным реакциям получите гидроксиды цинка и кадмия. Испытайте их отношение к кислотам и щелочам.

Напишите уравнения реакций и объясните наблюдаемые явления. Какие условия необходимы для образования гидроксокадматов?

Через полученный раствор гидроксоцинката пропустите ток диоксида углерода из аппарата Киппа.

Напишите уравнение реакции. Объясните влияние pH среды на устойчивость гидроксоцинкатов.

6.3. Гидролиз солей цинка и кадмия

С помощью универсального индикатора определите реакцию среды в растворах солей цинка и кадмия. *Отметьте результаты эксперимента, напишите уравнения реакций гидролиза соответствующих солей.*

6.4. Получение и свойства сульфидов цинка и кадмия

К растворам солей цинка и кадмия прилейте по каплям насыщенный раствор сульфида аммония. Отметьте цвет полученных осадков, испытайте отношение их к разбавленной HCl .

Пользуясь величинами произведений растворимости сульфидов цинка и кадмия, объясните их различную растворимость в кислоте. Напишите уравнения соответствующих реакций.

6.5. Получение аминоккомплексов цинка и кадмия

К растворам солей цинка и кадмия добавьте по каплям раствор аммиака. *Отметьте наблюдаемые явления и напишите уравнения соответствующих реакций. По величинам констант устойчивости сделайте вывод о прочности комплексов.*

6.6. Получение и свойства хлорцинката аммония

Рассчитайте массы хлорида цинка и хлорида аммония, необходимые для получения 2,5 г хлорцинката аммония, взвесьте нужные навески этих

веществ и растворите в минимальном объеме воды. После охлаждения смеси образовавшиеся кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера и высушите в сушильном шкафу при 100 °С.

Взвесьте полученное вещество и определите его выход.

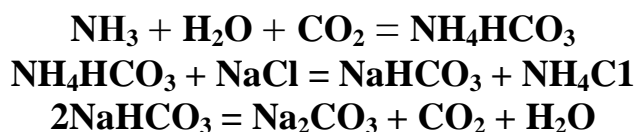
Сравните форму полученных кристаллов и исходных веществ. Часть препарата растворите в воде и проверьте в растворе наличие ионов NH_4^+ , Zn^{2+} , Cl^- . Сделайте вывод об устойчивости иона $[\text{ZnCl}_4]^{2-}$.

Неорганические синтезы

Работа 7. Синтез гидрокарбоната и карбоната натрия

Приборы и реактивы. Баллон или аппарат Киппа для получения CO_2 . Цилиндр вместимостью 100 – 150 мл с пробкой, через которую проходит трубка (до дна цилиндра). Установка вакуумного фильтрования. Фарфоровая чашка. Фарфоровые тигли. Хлорид натрия (мелкокристаллический). Раствор аммиака (10%-ный). Лакмус. Фенолфталеин. Метиловый оранжевый.

Выполнение работы. В основе применяемого в промышленности аммиачного способа получения соды (способ Сольвэ) лежат химические реакции:



Практическая необратимость второй реакции обусловлена очень малой растворимостью гидрокарбоната натрия в холодной воде, содержащей диоксид углерода.

а) Получение гидрокарбоната натрия

Приготовьте 50 мл 10%-ного раствора аммиака, насыщенного хлоридом натрия при комнатной температуре. Для этого по плотности аммиачного раствора вычислите массу воды, содержащейся в 50 мл аммиачного раствора, и, зная растворимость NaCl , рассчитайте количество хлорида натрия, способное раствориться в вычисленном количестве воды. Взвесьте соль на техно-химических весах на 2-3 г больше рассчитанного количества и растворите ее в стакане в 50 мл 10%-ного раствора аммиака.

Полученный насыщенный раствор профильтруйте в цилиндр вместимостью 100-150 мл, закройте цилиндр не очень плотно корковой пробкой с газоотводной трубкой, доходящей почти до дна цилиндра, и пропускайте через раствор диоксид углерода из баллона или аппарата Киппа 50-55 мин. Карбонизацию проводите в вытяжном шкафу. Ток газа регулируйте таким образом, чтобы он создавал в колбе некоторое давление, но не вышибал пробку. Температуру раствора поддерживайте 25-26 °С. В случае повышения температуры выше 30 °С поместите цилиндр с реакционной смесью в сосуд с холодной водой. Воронку с нерастворившимся хлоридом натрия поместите в

сушильный шкаф, высохшую соль соберите и взвесьте для учета при вычислении выхода продукта.

Полученный в цилиндре осадок NaHCO_3 отфильтруйте на воронке Бюхнера, промойте небольшим количеством ледяной воды и тщательно высушите между листами фильтровальной бумаги (фильтровать удобнее на стеклянном фильтре; для контроля примесей хлорид-ионов пробу гидрокарбоната растворите в воде, подкисленной азотной кислотой и добавьте раствор нитрата серебра).

Познакомьтесь с величинами растворимости солей, которые могут образоваться в аммиачном растворе хлорида натрия, насыщенном диоксидом углерода. *Объясните последовательность процессов, происходящих в этой реакционной смеси.* Небольшое количество соли растворите в дистиллированной воде и проверьте действие раствора на лакмус, фенолфталеин и универсальный индикатор. (Часть раствора с добавленным фенолфталеином нагрейте в стакане с водой). *Объясните наблюдаемые явления. Какого порядка рН в полученном растворе? Напишите уравнения реакций.*

б) Получение карбоната натрия

Полученный гидрокарбонат натрия перенести в фарфоровую чашку и осторожно, во избежание разбрызгивания, прокалите до прекращения выделения водяных паров, периодически перемешивая стеклянной палочкой. Охладите чашку с Na_2CO_3 и взвесьте полученный карбонат.

Небольшое количество карбоната натрия растворите в дистиллированной воде и проведите исследование с индикаторами, как это было сделано с гидрокарбонатом натрия.

Какая соль теоретически имеет большую степень гидролиза: Na_2CO_3 или NaHCO_3 ? Почему? Соответствуют ли исследования растворов синтезированных солей этой закономерности? Вычислите выход кальцинированной соды Na_2CO_3 по хлориду натрия. Напишите формулы веществ, известных под названиями: сода кристаллическая, сода кальцинированная, сода двууглекислая, сода каустическая.

Работа 8. Получение гидроксида натрия из карбоната натрия (кинетика превращения)

Приборы и реактивы. Бюретка. Конические колбы. Стеклянная воронка. Бумажные фильтры. Магнитная мешалка. Фарфоровая чашка. Карбонат натрия (безводный). Гидроксид кальция. 0.1 М соляная кислота. Лакмус. Фенолфталеин. Метилоранжевый.

Выполнение работы. Растворите в 100 мл воды 14 г безводного карбоната натрия (объем воды и навеску карбоната натрия можно варьировать). Аликвоту раствора соды (для данной концентрации ~ 0.1 мл) оттитруйте 0.1 М раствором кислоты (соляной или азотной) сначала с индикатором фенолфталеином, затем (после обесцвечивания раствора) добавьте 2 – 3 капли метилоранжа и продолжайте титрование до перехода окраски. Запишите оба полученных результата. Титрование лучше проводит при перемешивании

раствора на магнитной мешалке, добавив к отобранной пробе 10 – 15 мл дистиллированной воды. Титрование повторить 2 – 3 раза до получения сходящихся результатов как в общих объемах раствора кислоты, пошедшего на титрование, так и соотношения 1:1 для объемов кислоты на каждой стадии титрования с разными индикаторами. Раствор карбоната натрия поместите в плоскодонную колбу и поставьте ее на магнитную мешалку, отрегулируйте вращение мешалки и, зафиксировав время, всыпайте навеску гидроксида кальция, превышающую стехиометрию на ~ 10%. В начале процесса через каждые 5 мин отбирайте пробы для определения соотношения гидроксида и карбоната в растворе. Для этого, остановив вращение мешалки, отлейте 10 мл взвеси на сухой бумажный фильтр, помещенный на стеклянную воронку. Аликвоту фильтрата оттитруйте кислотой, используя оба индикатора. При перемешивании колба закрывается резиновой пробкой. Если соотношение меняется мало можно увеличить время перемешивания. Остаток в колбе оставьте на ночь и проведите контрольное титрование через сутки (неделю).

На основании полученных данных постройте временную зависимость степени превращения карбоната в гидроксид. Определите равновесные концентрации гидроксид- и карбонат-ионов в растворе. Сравните эти значения с рассчитанными по данным произведений растворимости гидроксида и карбоната кальция.

Работу можно повторить, изменяя (уменьшая) исходную концентрацию карбоната натрия и/или избыток (увеличивая) гидроксида кальция.

Работа 9. Синтез карбоната кадмия и определение содержания CO_2 в полученном продукте

Приборы и реактивы. *Стаканы вместимостью 100 мл (2 шт.). Кристаллизатор. Воронка Бюхнера. Пробирка с отводной трубкой. Мерный цилиндр вместимостью 50 мл. Прибор для определения эквивалента металла. Сульфат кадмия. Карбонат натрия.*

Выполнение работы. Взвесьте на техно-химических весах 14 г сульфата кадмия, поместите его в стакан вместимостью 100 мл и приливайте, воду небольшими порциями, перемешивая стеклянной палочкой, до полного растворения.

Рассчитайте стехиометрически необходимое для образования карбоната кадмия количество карбоната натрия, отвесьте его и растворите в другом стакане вместимостью 100 мл. Медленно нагрейте второй раствор до кипения и прилейте к нему первый раствор (сульфата кадмия). Поставьте стакан в кристаллизатор с холодной водой и после охлаждения отфильтруйте выпавший осадок карбоната кадмия на воронке Бюхнера, отожмите его между листами фильтровальной бумаги и высушите в сушильном шкафу при температуре не выше 100 °С (при более высокой температуре соль разлагается). *Взвесьте полученное вещество и определите выход сульфата кадмия.*

Содержание CO_2 в полученном продукте можно определить по объему, диоксида углерода, выделяющегося при разложении CdCO_3 .

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Приведите уравнение химической реакции, подтверждающей, что калий является более активным металлом, чем натрий.
2. При взаимодействии с водой 2,125 г сплава натрия с калием вытеснили 0,84 л водорода. Какова массовая доля (%) компонентов сплава? *Ответ:* 45,88 % К; 54,12 % Na.
3. Почему все соединения щелочных металлов имеют ионную кристаллическую решетку?
4. Гидриды щелочных металлов используют в лабораторной практике как восстановители. На чем основано это свойство? Напишите соответствующие уравнения реакций.
5. Напишите уравнения следующих реакций:
 - 1) $Li_3N + HCl \rightarrow$
 - 2) $KH + H_2O \rightarrow$
 - 3) $Na_2O_2 + CO_2 \rightarrow$
 - 4) $Na_2O_2 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow$
6. Имеется разбавленный раствор гидроксида натрия плотностью 1,109 г/см³ (при 20 °С). Какая масса раствора серной кислоты с массовой долей 10 % потребуется для нейтрализации 50 мл этого раствора? *Ответ:* 67,92 г.
7. В чем сходство и различие щелочно-земельных и щелочных металлов?
8. При взаимодействии 1,97 г двухвалентного металла с хлором образовалось 3 г хлорида. Определите относительную атомную массу металла и назовите его. *Ответ:* 137; барий.
9. Докажите, приведя уравнения реакций, что кальций – щелочно-земельный металл.
10. Почему известковая вода при стоянии на воздухе мутнеет, а гидроксид калия – нет?
11. Какой объем CO₂ выделится при прокаливании 23 г доломита CaCO₃ · MgCO₃ с массовой долей примесей 20 %? *Ответ:* 4,48 л.
12. Почему жесткость воды следует устранять?
13. Как осуществить превращения:
$$Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCl_2$$
14. К 10 мл раствора хлорида кальция добавили избыток раствора Na₂CO₃. Выделившийся осадок отфильтровали и прокалили до постоянной массы, равной 1,12 г. вычислите массовую долю (%) соли в анализируемом растворе. *Ответ:* 22,2 %.
15. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:
$$Cu \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow Cu.$$
16. Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны продукты реакции без коэффициентов):

- 1) $Cu_2S + NH_4HS + H_2O$;
- 2) $CuSO_4 + SO_2 + HCl + H_2O$;
- 3) $CuO + NO_2 + O_2$;
- 4) $CuS + NH_4Cl$?

Напишите полные уравнения реакций.

**Примерный билет контрольного собеседования
элементы IA и IB групп**

1. Какие соли щелочных металлов мало растворимы?
1) Li_3PO_4 , 2) Na_2S , 3) K_2CO_3 , 4) $CsNO_3$, 5) $KClO_4$.
2. Какие соли щелочных металлов практически не гидролизуются?
1) K_2CO_3 , 2) $NaNO_3$, 3) $LiCl$, 4) KCH_3COO , 5) Na_2S .
3. В каких реакциях Na_2O_2 проявляет окислительные свойства?
1) $Na_2O + KI$, 2) $Na_2O_2 + Fe(OH)_2$, 3) $Na_2O_2 + KMnO_4$, 4) $Na_2O_2 + H_2O$,
5) $Na_2O_2 + H_2SO_4$
4. Какое основание является наиболее сильным?
1) $LiOH$, 2) $NaOH$, 3) KOH , 4) $RbOH$, 5) $CsOH$.
5. Укажите, какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде при электролизе водного раствора, содержащего 11,7 г хлорида натрия:
1) Na — 4,6 г, 2) Cl — 7,1 г, 3) H — 0,2 г, 4) O — 1,6 г.
6. В каких кислотах можно растворить металлическую медь?
1) HCl (разб.). 2) HCl (конц.); 3) H_2SO_4 (конц.); 4) HNO_3 (разб.); 5)
 HNO_3 (конц.).
7. Какие соли меди мало растворимы в воде?
1) $CuCl_2$; 2) CuS ; 3) $CuSO_4$; 4) $Cu(NO_3)_2$; 5) $(CuOH)_2CO_3$.
8. Какая из приведенных ниже формул отвечает комплексному гидроксиду тетраамминмеди (II)?
1) $[Cu(NH_3)](OH)_2$; 2) $[Cu(NH_3)_2]OH$; 3) $[Cu(NH_3)_3](OH)_2$;
4) $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$; 5) $[Cu(NH_3)_4]OH$.
9. Каков характер оксида Ag_2O , если раствор соли $AgNO_3$ показывает нейтральную реакцию?
1) сильно основной; 2) слабо основной;
3) амфотерный; 4) несолеобразующий.
10. Определите коэффициенты в уравнении реакции и укажите, какой теоретический объем при нормальных условиях займет NO при растворении 10,8 г серебра в азотной кислоте:
 $Ag + HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO + H_2O$
1) 22,4 л; 2) 11,2 л; 3) 0,75 л; 4) 7,47 л; 5) 5,6 л.

**Примерный билет контрольного собеседования
элементы IIA и IIB групп**

1. Укажите тип гибридизации орбиталей атома Be в молекуле $BeCl_2$.
1) sp^3 , 2) sp^2 , 3) sp , 4) spd^2 , 5) нет гибридизации.

2. Укажите, в растворах каких веществ будет растворяться $\text{Be}(\text{OH})_2$.
1) KCl , 2) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, 3) KOH , 4) HCl , 5) Na_2SO_4 .
3. В виде какого вещества получится серебро в реакции?
 $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{BaSO}_4 + \dots$
1) Ag_2SO_4 , 2) Ag , 3) Ag_2O_2 , 4) AgOH , 5) Ag_2S .
4. Что образуется при действии избытка щелочи на сульфат бериллия?
1) $\text{Be}(\text{OH})_2$, 2) BeS , 3) $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$, 4) $\text{Be}(\text{OH})_2\text{SO}_4$, 5) BeO .
5. Укажите число молекул серной кислоты, участвующих в реакции:
 $\text{BaO}_2 + \text{KClO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$
1) 8, 2) 4, 3) 1, 4) 2, 5) 10
6. Каково значение pH в растворе нитрата цинка?
1) < 7 ; 2) ≈ 7 ; 3) ≈ 10 ; 4) ≈ 12 ; 5) ≈ 14 .
7. Чему равна сумма коэффициентов левой части уравнения реакции между цинком и раствором щелочи?
1) 2; 3) 3; 4) 5; 5) 8; 2) 12.
8. Какова геометрическая форма гидроксокомплекса цинка?
1) квадрат; 2) пирамида; 3) октаэдр; 4) тетраэдр; 5) треугольник.
9. Какое вещество выпадает в осадок при действии избытка концентрированного раствора KI на раствор $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$?
1) Hg_2I_2 ; 2) Hg , I_2 ; 3) HgI_2 ; 4) Hg ; 5) Hg .
10. Какие вещества выпадут в осадок при действии избытка концентрированного раствора KOH на раствор, содержащий $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$?
1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$, Hg ; 2) $\text{Cd}(\text{OH})_2$, HgO , Hg ; 3) $\text{Cd}(\text{OH})_2$, Hg_2O ;
4) $\text{Cd}(\text{OH})_2$, $\text{Hg}_2(\text{OH})_2$; 5) $\text{Cd}(\text{OH})_2$, HgO .

III. ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Работа 1. Получения и свойства соединений бора

1.1. Получение ортоборной (борной) кислоты

В пробирку с 5-6 каплями горячего насыщенного раствора буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ внести 2-3 капли концентрированной H_2SO_4 . Отметьте быстрое выпадение кристаллов борной кислоты. *Напишите уравнение реакции получения борной кислоты. Солью какой кислоты является тетраборат натрия? Напишите формулу этой кислоты.*

1.2. Кислотные свойства борной кислоты

В трех пробирках с 5-8 каплями дистиллированной воды растворить при нагревании по несколько кристалликов борной кислоты. В одну из пробирок прибавить 3-5 капель нейтрального раствора лакмуса. *Отметьте изменение его окраски.*

В другую пробирку внесите кусочек магниевой ленты или 1 микрошпатель порошка магния. *Отметьте выделение газа. Какого?*

В третью пробирку опустите на несколько секунд полоску универсальной индикаторной бумаги и сравните её окраску с окраской эталонной шкалы.

Сделайте вывод о pH борной кислоты в полученном растворе. Запишите константу диссоциации 1 степени борной кислоты. Сильным или слабым электролитом является борная кислота?

Напишите уравнения проведенных реакций.

1.3. Характерные реакции борной кислоты

Окрашивание пламени

Накалите в пламени горелки фарфоровую палочку, отметьте цвет пламени. Опустите накаленную палочку в порошок борной кислоты и вновь внесите в пламя (у края внешнего конуса). *Какую окраску пламени дает борная кислота?*

1.4. Гидролиз тетрабората натрия

В пробирку с 5-6 каплями нейтрального раствора лакмуса добавить 3-4 капли раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$. *Как изменилась окраска лакмуса?*

Напишите уравнения реакции ступенчатого гидролиза тетрабората натрия, учитывая, что в результате первой ступени гидролиза образуется ортоборная кислота и метаборат натрия NaBO_2 и по второй ступени – ортоборная кислота и гидроксид натрия.

Работа 2. Алюминий. Галлий. Индий

2.1. Взаимодействие алюминия с кислотами

а) Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами. В три пробирки внесите по 5-8 капель 2н. растворов кислот: хлороводородной, серной, азотной. В каждую пробирку опустите по маленькому кусочку алюминиевой фольги. *Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагрейте пробирки на водяной бане. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленной серной и хлороводородной?*

б) Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами. Проведите опыт, аналогичный опыту 1.1., заменив разбавленные кислоты концентрированными: хлороводородной (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$), серной (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), азотной (плотность $1,4 \text{ г/см}^3$). *Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагрейте пробирки на водяной бане. Как повлияло нагревание? Отметьте наблюдаемые явления. Напишите уравнения проведенных реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная кислота до сернистого газа на холоду и частично до свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации хлороводородной кислоты на характер её взаимодействия с алюминием?*

в) Пассивация алюминия

В пробирку с раствором соляной кислоты (5-8) каплей опустить полоску алюминиевой фольги. Наблюдайте выделение водорода. Выньте алюминий из пробирки, ополосните водой и опустите в раствор концентрированной азотной кислоты (плотностью $1,4 \text{ г/см}^3$) на 2-3 мин. Выньте, ополосните водой и снова опустите в пробирку с соляной кислотой. *Выделяется ли водород? Растворяется ли алюминий? Что произошло с алюминием? Напишите уравнения проведенных реакций.*

2.2. Растворение алюминия в водном растворе щелочи

Внесите в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавьте 3-4 капли воды. Нагрейте пробирку на водяной бане. *Наблюдается ли выделение водорода? Добавьте в пробирку 5-8 каплей 2 М раствора гидроксида натрия. Отметьте интенсивное выделение водорода. Объясните отсутствие реакции алюминия с водой. Что происходит при добавлении щелочи? Напишите уравнения проведенных реакций.*

2.3. Влияние хлор-иона на коррозию алюминия

Ион хлора является сильным активатором коррозии. Его присутствие в растворе способствует разрушению защитной пленки оксида алюминия, вследствие чего коррозия усиливается.

В две пробирки поместите по кусочку алюминия и добавьте в одну из них 5-8 каплей раствора сульфата меди, в другую – столько же раствора хлорида меди. *Отметьте различный результат в обоих случаях. Напишите уравнения проведенных реакций.*

2.4. Гидроксид алюминия, его получение и свойства

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора соли алюминия и по 2-3 капли 2 М раствора гидроксида натрия до образования осадка гидроксида алюминия. В одну пробирку к полученному осадку прибавить 3-5 каплей 2 М раствора соляной кислоты, в другую – столько же 2 М раствора гидроксида натрия. *Что происходит в обоих случаях? Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия. Напишите уравнения проведенных реакций.*

2.5. Гидролиз солей алюминия

а) *Гидролиз хлорида алюминия.* В пробирку внесите 5-6 каплей нейтрального раствора лакмуса и 1-3 капли раствора хлорида алюминия. *Отметьте, как изменилась окраска лакмуса и объясните причину этого изменения. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза. Почему гидролиз этой соли не протекает до конца? Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?*

б) *Гидролиз сульфида алюминия.* В пробирку с полученным сульфидом алюминия добавьте 5-8 каплей воды. Наблюдайте выделение газа. *Определите по запаху какой газ выделяется? Какое соединение алюминия при этом получилось? Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения гидролиза. Как можно уменьшить степень гидролиза этой соли?*

2.6. Взаимодействие галлия и индия с кислотами

В три пробирки положите по маленькому кусочку металлического галлия и прилейте в каждую пробирку отдельно по 3-5 капель концентрированных кислот: хлороводородной (плотность 1,19 г/см³), серной (плотность 1,84 г/см³), азотной (плотность 1,4 г/см³). *Как идет реакция на холоду? Нагрейте пробирки на водяной бане. Какой газ выделяется при растворении галлия в хлороводородной кислоте? Какие газы выделяются при взаимодействии с серной и азотной кислотами?*

Аналогичный опыт проделайте с индием. *Одинаково ли интенсивно протекают реакции взаимодействия галлия и индия с кислотами?*

Напишите уравнения проведенных реакций.

2.7. Гидроксиды галлия и индия. Их получение и свойства

В две пробирки внесите по 5-6 капель растворов солей галлия. Осторожно по каплям добавьте гидроксид натрия до выпадения осадка гидроксида галлия. Убедитесь в его амфотерности, проделав соответствующие опыты. *Что наблюдалось в каждом случае? Повторить аналогичный опыт с раствором соли индия. Что наблюдалось при действии на гидроксид индия кислоты? Какие свойства проявляет гидроксид индия?*

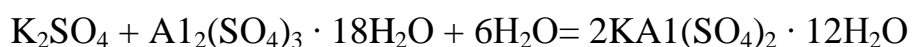
Напишите уравнения проведенных реакций. Сделайте вывод о сравнительных свойствах гидроксидов галлия и индия.

Неорганические синтезы

Работа 3. Синтез алюмокалиевых квасцов

Приборы и реактивы. *Весы техно-химические. Разновесы. Часовые стекла. Стаканы химические вместимостью 100 мл. Стеклянные палочки. Воронка Бюхнера. Колба Бунзена. Насос водоструйный. Штатив с кольцом. Фильтровальная бумага. Шпатель. Сетка асбестированная. Микроскоп. Предметные стекла. Сульфат калия. Сульфат алюминия кристаллический. Вода дистиллированная.*

Выполнение работы. На техно-химических весах взвесьте 1,74 г сульфата калия и 6,66 г сульфата алюминия. В два химических стакана налейте дистиллированной воды, в один 7 мл, в другой — 6 мл. Накройте стаканы часовыми стеклами и нагрейте до кипения. Растворите в первом стакане отвешенное количество сульфата калия и во втором — сульфата алюминия. Горячие растворы слейте вместе (в стакан с сульфатом калия) и размешайте. В результате реакции образуется двойная соль алюмокалиевых квасцов по уравнению



При непрерывном перемешивании и быстром охлаждении выпадают мелкие кристаллы квасцов. Для получения крупных кристаллов раствор следует оставить без перемешивания при медленном остывании. Выделившиеся

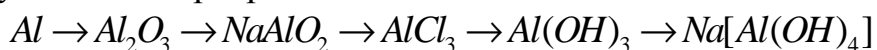
кристаллы перенесите на воронку Бюхнера, отфильтруйте, высушите между листами фильтровальной бумаги и оставьте сушиться некоторое время на воздухе. *После чего взвесьте и определите выход квасцов (в %).*

Несколько мелких кристалликов положите на предметное стекло и рассмотрите под микроскопом. *Зарисуйте форму кристаллов. Исследуйте полученную соль: докажите присутствие ионов Al^{3+} и SO_4^{2-} , используя известные реакции. Напишите уравнение диссоциации полученного вещества.*

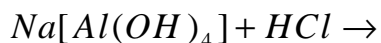
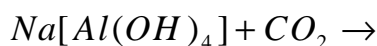
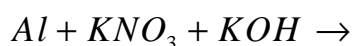
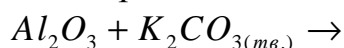
Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Среди элементов Be, B, Mg, Al, Ga укажите обладающий наибольшими:
а) металлическими; б) неметаллическими свойствами. Ответ обоснуйте.
2. Приведите не менее 4-х соединений алюминия, относящихся к разным классам неорганических соединений.
3. Почему алюминий растворяется в концентрированных растворах NH_4Cl Na_2CO_3 ?

4. Как осуществить превращения:



5. Составьте полные уравнения реакций:



6. Гидроксид алюминия относится к слабым электролитам. Объясните причину этого свойства и подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

7. В три пробирки, содержащие раствор сульфата алюминия, добавляют (по каплям) соответственно растворы гидроксида натрия, аммиака, а также аммиака с избытком хлорида аммония. В какой пробирке осадок гидроксида алюминия выпадет в первую очередь? Выпадут ли осадки во всех пробирках?

8. Смесь порошков алюминия, цинка и магния массой 1,280 г обработали раствором хлороводородной кислоты. Объем выделившегося водорода равен 0,896 л. При обработке такой же массы смеси раствором NaOH выделилось 0,560 л водорода. Определите массовую долю (%) компонентов смеси. *Ответ:* 28,12 % Mg; 50,78 % Zn; 21,10 % Al.

9. Сплав меди с алюминием обработали раствором NaOH с массовой долей 40 %. Выделившийся газ занимает объем 0,846 л. Остаток расторили в азотной кислоте, затем раствор выпарили и прокалили до постоянной массы, которая равна 0,398 г. Каков состав сплава? *Ответ:* 0,68 г Al и 0,32 г Cu.

10. Какой объем водорода выделяется при действии кислоты на 1 г сплава, содержащего 5 % алюминия, 2 % цинка и 93 % магния? *Ответ:* 0,937 л.

11. При нагревании алюминия в атмосфере хлора получили 13,35 г хлорида. Рассчитайте, какие массы оксида марганца (IV) и 36 % HCl потребуются для

получения необходимого для реакции хлора. Ответ: 13,05 г MnO_2 ; 60,83 г HCl .

12. Как изменяются радиусы атомов лантаноидных элементов с возрастанием атомного номера? Какое влияние это изменение оказывает на отличие некоторых свойств d-элементов 4 периода от свойств d-элементов 5 и 6 периодов, находящихся в одинаковых подгруппах.

13. Какие степени окисления проявляют в своих соединениях лантаноиды и актиноиды? Чем объясняется различие?

14. Напишите электронные формулы атомов всех лантаноидов; наблюдается ли периодичность электронных структур? Какие лантаноиды парамагнитны в нормальном состоянии?

15. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфата церия (III) с пероксодисульфатом аммония в кислой среде.

16. Напишите уравнение реакции окисления нитрата церия (III) перманганатом калия в присутствии соды.

Примерный билет для контрольного собеседования

1. Какому типу гибридизации отвечает молекула BF_3 , если она имеет треугольную геометрическую форму?

1) sp^1 , 2) sp^3 , 3) sp^2 , 4) p^3 , 5) нет гибридизации.

2. В виде какого соединения получится бор при его взаимодействии с концентрированной азотной кислотой?

1) $B(NO_3)_2$, 2) B_2O_3 , 3) $H_2B_4O_7$, 4) H_3BO_3 , 5) HBO_2 .

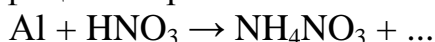
3. Действием какого вещества можно перевести ионы $[Al(OH)_6]^{3-}$ в $Al(OH)_3$?

1) $NaOH$, 2) H_2SO_4 , 3) $NH_3 \cdot H_2O$, 4) H_2O , 5) Na_2SO_4 .

4. В виде какого соединения будет алюминий при взаимодействии водных растворов хлорида алюминия и сульфида аммония?

1) Al_2S_3 , 2) $Al_2(SO_4)_3$, 3) $Al(OH)_3$, 4) $Al(OH)_2Cl$, 5) $(NH_4)_3[Al(OH)_6]$.

5. Укажите коэффициент при азотной кислоте в реакции:



1) 24, 2) 3, 3) 30, 4) 8, 5) 27.

IV. ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Работа 1. Химия углерода и его соединений

1.1. Приготовление активированного угля и адсорбция ацетона

а) Несколько кусочков древесного угля взвесьте, поместите в стакан с водой и кипятите до тех пор, пока весь уголь полностью не погрузится в воду. Выньте уголь из воды, обсушите его поверхность фильтровальной бумагой и взвесьте. *Рассчитайте, сколько воды (мас. %) поглотилось углем?*

Для полного удаления воды из угля сложите его в железный тигель, закройте крышкой и прокалите в печи при температуре $500^\circ C$ в течение 20-30 мин. Охладите в эксикаторе, чтобы уголь вновь не адсорбировал воду. Собе-

рите прибор (рис. 1.1.) и проверьте его на герметичность. Взвесьте 0,25 г активированного угля, приготовленного в предыдущем опыте. В сухую колбу (1) емкостью 100-200 мл налейте 3 мл ацетона и, наклоняя ее, смочите стенки.

Когда весь ацетон испарится, бросьте уголь в колбу и быстро закройте ее пробкой с газоотводной трубкой (4), соединенной с одним концом бюретки (2) на 50 мл. Второй конец бюретки опущен в кристаллизатор с водой. Осторожно встряхивая колбу, следите за уровнем воды в бюретке. После того как вода перестанет подниматься в бюретке, замерьте ее объем. *Рассчитайте количество адсорбированного ацетона на 1 г адсорбента.*

Приготовьте смесь – 10 г оксида свинца (II), 0,25 г угля и 1,25 г безводного сульфата натрия. Тщательно разотрите смесь в ступке, перенесите в тигель, закройте крышкой и прокалите на газовой горелке 5-10 мин. Содержимое тигля вылейте на лист асбеста или металлический лист и отделите восстановленный металл. *Для чего добавляется Na_2SO_3 ? Напишите уравнение реакции и, взвесив полученный свинец, определите процент выхода продукта реакции.*

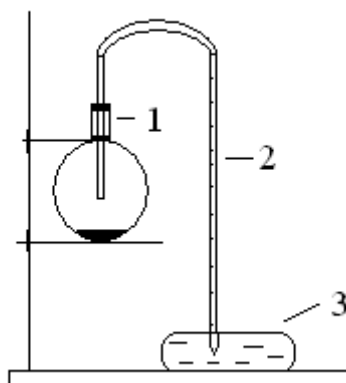


Рис. 1.1. Схема установки для получения активированного угля:
1 – колба, 2 – бюретка, 3 – кристаллизатор с водой

1.2. Восстановительные свойства угля

Приготовьте смесь – 10 г оксида свинца (II), 0,25 г угля и 1,25 г безводного сульфата натрия. Тщательно разотрите смесь в ступке, перенесите в тигель, закройте крышкой и прокалите на газовой горелке 5-10 мин. Содержимое тигля вылейте на лист асбеста или металлический лист и отделите восстановленный металл. *Для чего добавляется Na_2SO_3 ? Напишите уравнение реакции и, взвесив полученный свинец, определите процент выхода продукта реакции.*

1.3. Оксид углерода (IV) и его свойства

а) Три стакана (0,5 л) наполните оксидом углерода (IV) из аппарата Киппа, в два из них предварительно насыпьте на дно песок. Проверьте полноту заполнения газом стаканов. Газ из стакана без песка вылейте на небольшое пламя горелки, во второй стакан опустите зажженную ленту магния. В третий стакан внесите металлическую ложечку с зажженным на воздухе

красным фосфором. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения происходящих реакций.*

б) В пробирку с известковой водой пропустите ток CO_2 из аппарата Киппа, пока образовавшийся вначале осадок не растворится. Испытайте полученный раствор на нагревание и действие известковой воды. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

1.4. Свойства солей угольной кислоты

Проверьте отношение к нагреванию солей угольной кислоты. Для этого в сухих пробирках прокалите гидрокарбонат меди, карбонат кальция, карбонат натрия и гидрокарбонат натрия, а выделяющийся газ пропустите через известковую воду. *Сравните термическую устойчивость солей. Напишите уравнения реакций.*

1.5. Получение и свойства карбида кальция

Смесь 5 г опилок кальция и 3 г порошкообразного угля поместите в тигель с крышкой и нагрейте до температуры красного каления, выдержите при этой температуре 5-10 мин, охладите тигель и извлеките из него спекшуюся массу. Соберите установку для работы (рис. 1.2.) и проверьте ее на герметичность. В сухую пробирку с газоотводной трубкой (1) положите немного полученного карбида кальция, закройте ее пробкой и прилейте немного воды из капельной воронки (2). Выделяющийся газ соберите в пробирку (3) над водой. *Напишите уравнения происходивших процессов.*

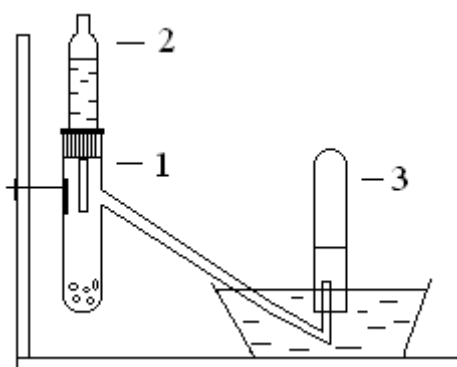


Рис. 1.2. Схема установки для получения ацетилена: 1 – пробирка с газоотводной трубкой, 2 – капельная воронка, 3 – пробирка.

Работа 2. Кремний и его соединения

2.1. Получение аморфного кремния и кремниевой кислоты (работа выполняется в вытяжном шкафу)

Получите аморфный кремний из его диоксида магниетермическим методом. Для этого приготовьте смесь из высушенного мелко растертого кварцевого песка и порошкообразного магния в весовых соотношениях 1,5:1. Смесь поместите в сухую пробирку и закрепите в штативе. Пробирку подог-

рейте пламенем газовой горелки вначале по всей длине, затем сильно накалите дно. Опустите стекло вытяжного шкафа.

Остывшую пробирку разбейте, а образовавшуюся серо-черную массу перенесите небольшими порциями в стакан с HCl (1:1).

Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.

Реакционную смесь в стакане прокипятите. Осадок отфильтруйте, промойте на фильтре несколько раз водой и отожмите между листами фильтровальной бумаги. Испытайте отношение полученного Si к растворам HNO₃, H₂SO₄, 20 %-ному раствору NaOH, *объясните происходящее и напишите уравнение реакции.*

К раствору, полученному после действия щелочи, добавьте постепенно раствор NH₄Cl до полного осаждения метакремниевой кислоты.

Каково действие NH₄Cl? Напишите уравнения реакций.

2.2. Выщелачивание стекла

Нагрейте до размягчения конец тонкой стеклянной трубки на газовой горелке и быстро опустите разогретый конец в стакан с водой. Операцию повторите несколько раз. Воду из стакана слейте, а мелкие осколки стекла разотрите в ступке в порошок (защитные очки!). К стеклянному порошку прилейте 2-3 капли фенолфталеина. *Опишите свои наблюдения. Напишите уравнение реакции.*

2.3. Получение геля и золя кремниевой кислоты

а) К 5 мл концентрированного раствора растворимого стекла быстро прилейте 3 мл раствора HCl (1:1) и перемешайте стеклянной палочкой. *Опишите свои наблюдения.*

б) Налейте в пробирку 5 мл концентрированной HCl и добавьте 1 мл концентрированного раствора растворимого стекла. Нагрейте раствор почти до кипения и затем охладите. *Объясните наблюдаемое. Чем отличается гель кремниевой кислоты от золя.*

2.4. Получение нерастворимых силикатов

К раствору силиката калия в отдельных пробирках прилить растворы солей кальция, железа, кобальта, никеля. *Опишите свои наблюдения. Напишите уравнения реакций.*

Работа 3. Подгруппа германия

3.1. Свойства германия, олова и свинца

а) Разотрите кусок Ge в порошок в ступке и испытайте действие на него растворов щелочи, разбавленных и концентрированных растворов HCl, H₂SO₄, HNO₃. *Напишите уравнения происходящих реакций.*

Испытайте действие на металлическое олово и свинец разбавленных и концентрированных растворов HCl, H₂SO₄, HNO₃ и NaOH на холоду и при нагревании. *Объясните наблюдаемые процессы, напишите уравнения соот-*

ветствующих реакций. Сопоставьте химическую активность Ge, Sn и Pb по проведенным опытам.

3.2. Получение олова и свинца

а) Используя таблицу стандартных электродных потенциалов, выберите металлы, способные восстановить Sn и Pb из растворов их солей. Проведите опыты с одним из имеющихся в лаборатории металлов и растворимыми солями олова и свинца. *Приведите уравнения реакций. Можно ли этот метод использовать для получения Ge?*

б) Смесь оксида олова (IV) с порошкообразным углем (в молярном соотношении 1:2) поместите в пробирку и, укрепив ее в штативе горизонтально, нагрейте небольшим пламенем горелки в течение 10-15 мин. После охлаждения высыпьте содержимое пробирки на бумагу и отделите блестящие крупинки олова. *Напишите уравнение реакции.*

в) 1 г оксида свинца (IV) тщательно смешайте с 1 г измельченного древесного угля. Смесь поместите в фарфоровый тигель, закройте крышкой и, осторожно нагрев, прокалите на горелке в течение 15-20 мин при периодическом помешивании. После охлаждения отделите свинец от непрореагировавшей массы. *Напишите уравнение реакции. Можно ли получить Ge из его оксида?*

3.3. Получение и свойства гидроксидов олова (II) и свинца (II)

Получите гидроксиды Sn (II) и Pb (II) по обменным реакциям, воспользовавшись в первом случае 2 М раствором гидроксида натрия. Исследуйте отношение этих гидроксидов к HCl, HNO₃ и NaOH. Для Sn(OH)₂ возьмите 2 М растворы HCl и NaOH. *Объясните наблюдаемые процессы, напишите уравнения реакций. Сопоставьте свойства этих гидроксидов.*

3.4. Гидролиз солей олова (II) и свинца (II)

а) Растворите 2-3 кристаллика SnCl₂ в минимальном объеме воды. Полученный прозрачный раствор разбавьте водой. *Что наблюдается? Напишите уравнение реакции гидролиза SnCl₂. Подтвердите обратимость процесса гидролиза соответствующим опытом.*

б) С помощью универсального индикатора определите реакцию среды в растворе нитрата свинца (II). Нагрейте равные объемы (~1 мл) растворов нитрата свинца (II) и карбоната натрия и смешайте их. Наблюдайте образование карбоната гидроксосвинца (II). *Почему не образуется карбонат свинца? Объясните наблюдаемые процессы, подтвердите их уравнениями соответствующих реакций. Как можно уменьшить степень гидролиза?*

3.5. Восстановительные свойства соединений олова (II) и окислительные свойства соединений свинца (IV)

а) Проведите реакции взаимодействия раствора SnCl₂ с раствором KMnO₄ в кислой среде и с раствором FeCl₃. *Напишите уравнения реакций.*

б) Получите гидроксостаннат (II) натрия и добавьте к нему раствор нитрата висмута (III). *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций. Что Вы можете сказать о восстановительных свойствах соединений свинца?*

в) К небольшому количеству диоксида свинца добавьте 40 % раствора гидроксида натрия и нагрейте. К горячему раствору прилейте раствор соли хрома (III) и снова нагрейте. Отметьте появление характерной для иона CrO_4^{2-} желтой окраски. Проверьте окислительные свойства диоксида свинца, взяв в качестве восстановителей иодид калия, сульфат марганца (II) и сульфат железа (II). *Объясните наблюдаемые процессы. Напишите уравнения соответствующих реакций. Характерны ли окислительные свойства для производных олова (IV)?*

3.6. Получение и свойства гидроксида олова (IV). Оловянные кислоты

а) К раствору SnCl_2 добавьте 10 %-ный раствор аммиака до образования осадка α -оловянной кислоты. Испытайте действие на часть полученного осадка концентрированной соляной кислоты и избытка щелочи. Оставшийся осадок прокипятите. *Сохраняются ли свойства α -оловянной кислоты после кипячения? Объясните происходящие процессы и напишите уравнения реакций.*

б) К 1 г олова прилейте 40-50 %-ный раствор HNO_3 . Полученный осадок тщательно промойте водой путем декантации. Испытайте отношение полученной α -оловянной кислоты к щелочам и кислотам. *Сравните химическую активность α и β -оловянных кислот. Напишите уравнения реакций. Какая степень окисления характерна для олова?*

3.7. Кислотно-основные свойства соединений свинца (IV)

В тигле к небольшому количеству диоксида свинца прилейте немного 40 %-ного раствора NaOH . В течение 2-3 мин нагрейте тигель малым пламенем горелки. После охлаждения осторожно отделите пипеткой от непрореагировавшего диоксида свинца прозрачный раствор и перенесите его в пробирку. К полученному раствору добавьте по каплям концентрированную HCl . Отметьте появление характерной для тетрахлорида свинца желтой окраски раствора, выделение хлора и образование белого осадка. *Объясните наблюдаемые процессы. Напишите уравнения соответствующих реакций. Какая степень окисления характерна для свинца?*

Работа 4. Подгруппа титана

4.1. Получение и свойства гидроксида титана (IV)

Получите гидроксид титана (IV) действием 4 М раствора щелочи на раствор сульфата титана (IV). Отметьте цвет образовавшегося осадка. Отделите часть осадка и испытайте его отношение к разбавленным и концентрированным растворам кислот и щелочей. Оставшийся осадок прокипятите в течение 5 минут и подействуйте на него теми же реагентами.

Сравните результаты и объясните их. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.2. Гидролиз солей титана (IV)

а) Подкисленный раствор соли титана (IV) разбавьте водой и прокипятите 2-3 минуты. *Каков состав образовавшегося осадка? Напишите уравнение реакции гидролиза использованной для опыта соли титана при комнатной температуре и при нагревании.*

Возможно ли существование катионов Ti^{4+} и Zr^{4+} в водных растворах? Объясните образование тумана при контакте хлорида Ti (IV) с воздухом. Напишите уравнения реакций.

б) К раствору соли Ti (IV) прилейте раствор сульфида аммония до образования осадка. *Каков состав образовавшегося осадка? Напишите уравнения реакций.*

4.3. Получение пероксотитановой кислоты

К небольшому количеству подкисленного серной кислотой раствору сульфата титана (IV) прилейте немного 3 %-ного раствора пероксида водорода. *Объясните появление оранжево-желтой окраски и ее исчезновение при добавлении фторида аммония. Напишите уравнения соответствующих реакций.*

4.4. Получение хлорокомплексов титана (IV)

Концентрированный раствор HCl охладите смесью соли со снегом ниже $0\text{ }^{\circ}C$ и добавьте к нему несколько капель концентрированного раствора хлорида титана (IV). Через охлаждаемую смесь пропустите ток хлороводорода до появления желто-оранжевой окраски. К полученному раствору прибавьте хлорид аммония. *Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения соответствующих реакций.*

4.5. Получение и свойства соединений титана (III)

а) В подкисленный раствор соли титана (IV) внесите кусочек цинка и осторожно нагрейте. *Объясните появление фиолетовой окраски и напишите уравнения реакций. Раствор используйте для следующих опытов.*

б) Получите гидроксид титана (III). Испытайте его отношение к кислотам и щелочам. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида титана (III). Часть полученного осадка гидроксида титана (III) перемешивайте некоторое время стеклянной палочкой. *Опишите что наблюдаете? Напишите уравнения соответствующих реакций.*

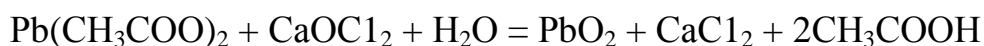
в) Испытайте действие разбавленных растворов $KMnO_4$, $CuCl_2$ и $FeCl_3$ на полученный ранее раствор соли титана (III). *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляют соединения титана (III) в этих реакциях?*

Неорганические синтезы

Работа 5. Синтез диоксида свинца

Приборы и реактивы. Весы техно-химические. Фильтровальная бумага. Фильтры бумажные. Воронка стеклянная. Воронка Бюхнера с колбой Бунзена. Ступка фарфоровая с пестиком. Стаканы химические вместимостью 100 мл. Штатив с кольцом. Асбестовая сетка. Сушильный шкаф. Ацетат свинца. Белильная известь. Азотная кислота (0,2 М).

Выполнение работы. Взвесьте 3 г ацетата свинца и растворите его в 20 мл 2 М уксусной кислоты. Рассчитайте количество белильной извести, необходимое для реакции:

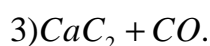
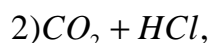


Взвесьте на весах количество, в 2 раза больше рассчитанного, и приготовьте из него насыщенный раствор, для чего навеску хлорной извести тщательно разотрите в ступке с 5 мл воды, прибавьте еще 10 мл воды, размешайте и профильтруйте через гладкий фильтр в химический стакан. Раствор ацетата свинца нагрейте до 50 °С и при помешивании прилейте его к раствору хлорной извести, после чего реакционную смесь прокипятите 10 — 15 мин до выпадения осадка. После охлаждения осадок диоксида свинца отфильтруйте и промойте 2 – 3 раза водой на воронке Бюхнера. Осадок вместе с фильтром выньте из воронки Бюхнера и высушите в сушильном шкафу при 100 °С.

Полученный диоксид свинца взвесьте, рассчитайте выход (в %) по ацетату свинца. Напишите отчет о проделанной работе.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Напишите формулы важнейших соединений углерода, относящихся к разным классам неорганических соединений.
2. Составьте уравнения реакций, характерных для CO_2 как кислотного оксида.
3. Как очистить CO от примесей H_2O и CO_2 ? Напишите уравнения реакций.
4. Как осуществить превращения:
$$\text{C} \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2.$$
5. Один из технических способов получения соды заключается в действии воды и углекислого газа на алюминат натрия. Составьте уравнения реакций.
6. Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты реакции без коэффициентов):



Напишите полные уравнения реакций.

7. Используя гидрокарбонат натрия, сульфит калия и гидроксид бария, получите в чистом виде гидрокарбонат калия.

8. В трех пробирках находились водные растворы хлорида бария, нитрата меди (II), сульфата алюминия. В каждую пробирку добавили водный раствор карбоната натрия и нагрели. Газ выделился в двух случаях. Составьте уравнения реакций, принимая во внимание, что при обработке осадков соляной кислотой газ выделился тоже в двух случаях.

9. В пробирке находится смесь карбонатов бария, железа (II), натрия. Какие операции необходимо совершить, чтобы получить растворы или осадки, в состав одного из которых входят катионы только натрия, в состав другого – катионы только железа (II), в состав третьего – катионы только бария? Напишите уравнения реакций.

10. Оксид углерода (IV), полученный при разложении 12,5 г известняка, пропустили в раствор, содержащий 5 г гидроксида кальция. Какая соль и сколько её получено, если массовая доля CaCO_3 в известняке составляет 80 %? *Ответ: 10,94 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.*

11. Смесь CO и CO_2 объемом в 1 л пропустили через 50 г раствора гидроксида калия с массовой долей 3,32 %. При этом образовалась кислая соль. Какова объемная доля (%) газов в смеси? *Ответ: 33,6 % CO и 66,4 % CO_2 .*

12. Смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 19 г нагревали до прекращения выделения газа. Масса остатка равна 15,9 г. Определите массовую долю (%) компонентов смеси. *Ответ: 55,79 % Na_2CO_3 ; 44,21 % NaHCO_3 .*

13. Почему неметаллические свойства кремния выражены слабее, чем у углерода? (Ответ подтвердите примерами химических реакций).

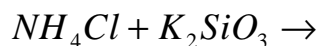
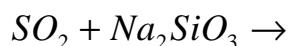
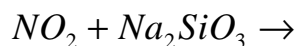
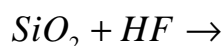
14. Объясните сходства и различия в свойствах CO_2 и SiO_2 , H_2CO_3 и H_2SiO_3 на примере химических реакций.

15. Составьте уравнения реакций, по которым из оксида кремния можно получить растворимые в воде соединения.

16. При получении кремния путем восстановления его оксида избытком магния получается смесь продуктов. Назовите их. Предложите способ выделения чистого кремния из этой смеси.

17. Осуществите цепочку превращений:
кремнезем \rightarrow силицид магния \rightarrow силан \rightarrow кремнезем \rightarrow силикат натрия \rightarrow кремниевая кислота.

18. Завершите уравнения реакций, расставьте коэффициенты и укажите условия протекания процессов:



19. При сжигании 6,2 г кремневодорода получено 12 г SiO_2 . Плотность исходного вещества по воздуху равна 2,14. Определите истинную формулу кремневодорода. *Ответ:* Si_2H_6 .

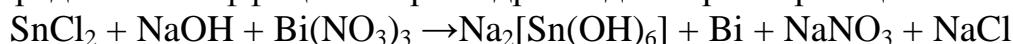
20. Какая масса кремния, содержащего 10 % примесей, вступила в реакцию с гидроксидом натрия, если выделилось 3,36 л водорода? *Ответ:* $\approx 2,33$ г.

Примерный билет контрольного собеседования

1. К растворам данных солей прилили хлороводородную кислоту. В каком случае выпал осадок?

1) Na_2CO_3 , 2) Na_2SiO_3 , 3) $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$, 4) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 5) GeCl_2 .

2. Определите коэффициент при гидроксиде натрия в реакции:



1) 6, 2) 12, 3) 18, 4) 24, 5) 4.

3. В каком случае выпадает осадок SnS_2 :

1) $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2$ (избыток), 2) $\text{SnCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S}$,

3) $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3 + \text{HCl}$, 4) $\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$, 5) $(\text{NH}_4)_2\text{SnS}_3 + \text{NaOH}$ (избыток).

4. Укажите тип гибридизации орбиталей атома углерода в молекуле CH_4 , если форма молекулы тетраэдрическая:

1) sp , 2) sp^2 , 3) sp^3 , 4) sp^3d^2 , 5) нет гибридизации.

5. Какой из указанных оксидов обладает наиболее основными свойствами?

1) SnO , 2) GeO , 3) GeO_2 , 4) PbO_2 , 5) PbO

6. Какое окончание электронной формулы соответствует атому гафния?

1) ... $5d^2 5p^2$; 2) ... $4d^3 5s^2$; 3) ... $6s^2 6p^2$; 4) ... $5d^2 6s^2$; 5) ... $5d^3 6s^1$.

7. Какими свойствами обладает диоксид титана TiO_2 ?

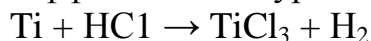
1) кислотными, 2) основными, 3) амфотерными,

4) несолеобразующий оксид.

8. Какое вещество соответствует продукту гидролиза тетрахлорида титана при кипячении его разбавленного водного раствора?

1) $\text{Ti}(\text{OH})_3\text{Cl}$; 2) $\text{Ti}(\text{OH})\text{Cl}_3$; 3) $\text{Ti}(\text{OH})_4$; 4) TiOCl_2 ; 5) $\text{TiO}(\text{OH})_2$.

9. Чему равна сумма всех коэффициентов в уравнении реакции



1) 11; 2) 12; 3) 13; 4) 14; 5) 15.

10. Какое соединение является пероксотитановой кислотой?

1) $\text{Ti}(\text{OH})_4$; 2) H_4TiO_4 ; 3) H_4TiO_6 ; 4) TiOSO_4 ; 5) H_2TiO_3 .

V. ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Работа 1. Азот и его соединения

1.1. Получение и свойства азота

Для получения азота воспользуйтесь установкой, изображенной на рис.

1.1. В пробирку (1) поместите реакционную смесь, состоящую из 0,2 г измельченного нитрата калия и 4 г железных опилок. В пробирку перед пробкой положите кусок ваты. Пробирку (2) заполните водой и, перевернув вверх

дном, поместите в кристаллизатор (3). Закройте пробирку (1) пробкой с газоотводной трубкой, второй конец которой подведите под отверстие пробирки (2). Нагрейте реакционную смесь и выделяющийся газ соберите в пробирку (2), вытесняя воду. Закройте пробирку с газом под водой и выньте из кристаллизатора. *Опишите физические свойства газообразного азота.*

Напишите уравнения реакций получения газообразного азота. Какова его химическая активность?

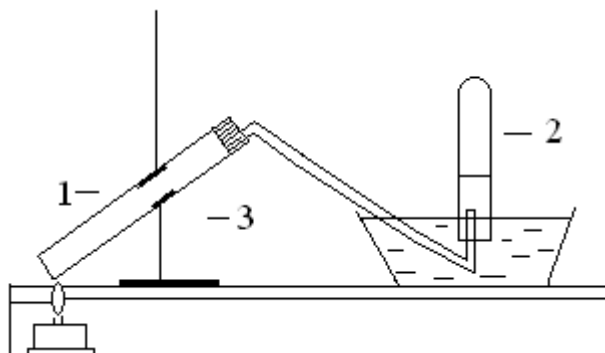


Рис. 1.1. Схема установки для получения азота:
1 – пробирка, 2 – пробирка с водой, 3 – кристаллизатор.

1.2. Получение аммиака и изучение его свойств

а) Получите аммиак действием концентрированного раствора NH_3 на твердую щелочь (NaOH , KOH). Гранулы щелочи поместите в колбу Вюрца, а раствор аммиака налейте в капельную воронку, укрепленную в шейке колбы. Добавляйте по каплям раствор к щелочи. Образующийся при этом газообразный аммиак пропустите через осушительную склянку с твердым KOH .

б) К газоотводной трубке, соединенной с выходным штуцером осушительной склянки, поднесите стеклянную палочку, смоченную раствором соляной кислоты. *Опишите свои наблюдения. Дайте объяснение. Напишите уравнения проведенных реакций.*

в) Наполните аммиаком сухую пробирку и закройте ее пробкой. *Как надо заполнять пробирку? Растворите аммиак в воде, опустив пробирку отверстием вниз в кристаллизатор с водой. Определите реакцию среды в полученном растворе. Объясните наблюдаемое.*

Что образуется при горении аммиака в кислороде? Напишите уравнение реакции. Какие свойства проявляет аммиак? Приведите примеры других реакций, в которых аммиак проявляет те же свойства.

1.3. Получение и свойства нитрида хрома

В круглодонную колбу (1) (рис. 1.2) поместите несколько кусочков пористого фарфора и налейте концентрированный раствор аммиака.

Осушительную колонку (2) и U-образную трубку (3) заполните негашеной известью. В тугоплавкую трубку (4) насыпьте сухой хлорид хрома (III) и с обеих сторон закройте трубку тампонами из стеклянной ваты. Кони-

ческую колбу (5) заполните на 1/3 объема дистиллированной водой и также закройте стеклянной ватой. Нагрейте колбу (1), пропустите ток аммиака 1-2 мин. и затем умеренно нагревайте тугоплавкую трубку. При нагревании фиолетовый хлорид хрома (III) переходит в нитрид хрома. По окончании реакции охладите прибор в токе аммиака.

На полученный нитрид хрома подействуйте водой на холоду и при кипячении. *Опишите свои наблюдения.*

Нагрейте немного нитрида хрома на крышке тигля газовой горелкой. *Объясните наблюдаемое.* В коническую колбу (5) добавьте несколько капель раствора AgNO_3 . *Опишите наблюдаемое. Напишите уравнения всех реакций, происходящих в этом опыте.*

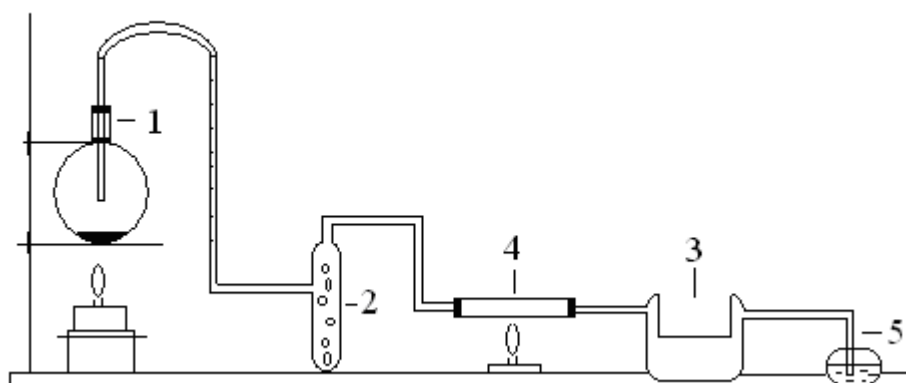


Рис. 1.2. Схема установки для получения нитрида хрома:

1 – круглодонная колба; 2 – осушительная колонка;
3 – U-образная трубка; 4 – тугоплавкая трубка; 5 – коническая колба.

1.4. Термическое разложение солей аммония

Проверьте отношение к нагреванию фосфата, сульфата, нитрата, дихромата и хлорида аммония. Прокаливание первых трех солей проведите на крышке тигля над тягой. Хлорид аммония прокалите в стеклянной трубке, закрепленной наклонно в штативе. С обоих концов трубки положите влажную универсальную индикаторную бумагу. *Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций и поясните зависимость характера термической диссоциации солей аммония от природы аниона кислоты.*

1.5. Свойства соединений гидразина и гидроксилamina

а) В две пробирки с 5 мл воды внесите несколько кристалликов сульфата гидразина. В одну пробирку прилейте немного йодной воды, а в другую – щелочной раствор хлорида меди (II). *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Какие свойства характерны для соединений гидразина?*

1.6. Получение и свойства оксида азота (II)

Работу проводите под тягой!

а) Получите оксид азота (II) в установке, указанной на рис. 1.3. В колбу Вюрца (2) насыпьте 10-15 г медных стружек, а в капельную воронку (1) - разбавленную азотную кислоту (1:1). Реакцию ведите при нагревании. Наполнение цилиндра (3) оксидом азота проводите после того, как выходящий через газоотводную трубку газ начнет окрашиваться в воде кристаллизатора (4) в бурый цвет. Наполните оксидом азота два цилиндра и, закрыв их под водой стеклянными пластинками, сохраните для опытов в) и г).

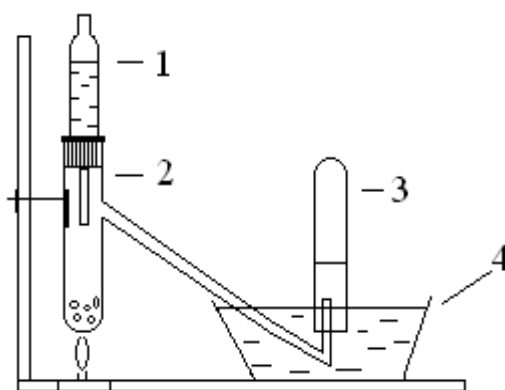


Рис. 1.3. Схема установки для получения оксида азота:

1 – капельная воронка; 2 – колба Вюрца; 3 – цилиндр; 4 - кристаллизатор.

б) Пропустите ток оксида азота (II) в свежеприготовленный насыщенный раствор сульфата железа (II). Наблюдайте изменение окраски раствора. При нагревании вновь происходит изменение окраски. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

После завершения реакции получения оксида азота осторожно нагрейте содержимое колбы до полного растворения осадка и горячий раствор отфильтруйте. Затем фильтрат упарьте в фарфоровой чашке наполовину и охладите. Полученные кристаллы нитрата меди (II) отделите от жидкости, высушите.

в) Убедитесь на опыте, поддерживает ли оксид азота (II) горение.

г) Подожгите красный фосфор в железной ложечке горелкой и, сильно горящим, внесите в цилиндр с оксидом азота. *Опишите свои наблюдения. Напишите уравнение реакции. Почему слабо горящий фосфор гаснет в атмосфере оксида азота (II)?*

1.7. Получение и свойства оксида азота (IV)

а) Для получения NO_2 в капельную воронку (рис. 1.3) налейте концентрированную азотную кислоту, в колбу Вюрца поместите медные стружки. Образующийся NO_2 пропустите через пробирку с дистиллированной водой, в которую добавьте 2-3 капли метилового оранжевого. *Опишите свои наблюдения. Напишите уравнение реакции.*

б) Соберите выделяющийся NO_2 в цилиндре и испытайте, горит ли в нем тлеющая лучина, зажженный красный фосфор, сера, уголь, предварительно разогретые металлы (Cu, Zn). *Напишите уравнения реакций.*

1.8. Свойства солей азотистой кислоты

а) К небольшому количеству раствора KMnO_4 , подкисленному серной кислотой, добавьте раствор нитрита калия. *Объясните наблюдаемое и запишите уравнение реакции.*

б) К подкисленному раствору иодида калия с несколькими каплями раствора крахмала прилейте раствор нитрита натрия. *Опишите свои наблюдения. Напишите уравнение реакции.*

1.9. Получение азотной кислоты и изучение ее свойств

а) Получите азотную кислоту в установке, изображенной на рис. 1.4.

В реторту (1) поместите 10 – 15 г нитрата натрия и прилейте 10 мл концентрированной серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). Закройте тубус реторты асбестовой пробкой, а ее конец опустите в приемник (2), находящийся в кристаллизаторе с охлаждающей смесью. Осторожно нагревайте реторту. *Что наблюдается?* Когда в приемнике соберется немного азотной кислоты, прекратите нагревание реторты. *Кислоту используйте для последующих опытов.*

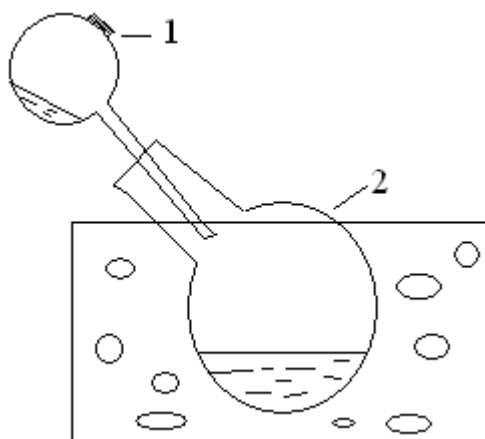


Рис. 1.4. Схема установки для получения азотной кислоты: 1 - реторта, 2 - приемник

б) Нагрейте в пробирке азотную кислоту, полученную в предыдущем опыте, и внесите в нее тлеющую лучинку щипцами. *Напишите уравнение реакции разложения HNO_3 .*

в) В концентрированную HNO_3 бросьте кусочек серы и нагрейте в течение нескольких минут. *Опишите свои наблюдения.* После охлаждения полученной жидкости проверьте ее на присутствие сульфат-иона. *Напишите уравнения реакций.*

г) Испытайте действие концентрированной и разбавленной азотной кислоты на цинк и олово. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций. Как протекают реакции взаимодействия азотной кислоты с ме-*

таллами в зависимости от ее концентрации и их активности? Приведите уравнения реакций.

1.10. Термическое разложение нитратов **Работу проводите под тягой!**

а) Прокалите в разных пробирках нитраты калия, свинца и серебра. Обратите внимание на окраску газообразных продуктов, выделяющихся при этом, и испытайте их тлеющей лучинкой. *Отметьте цвет остатков в пробирках. Напишите уравнения реакций.*

б) Расплавьте в пробирке немного KNO_3 и бросьте туда кусочек тлеющего угля. После окончания реакции бросьте в эту же пробирку кусочек черенковой серы. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

Работа 2. Фосфор и его соединения

2.1. Аллотропия фосфора **Работу проводите под тягой!**

В сухую пробирку положите 0,1 г красного фосфора, предварительно высушенного между листами фильтровальной бумаги. Пробирку в слегка наклоненном положении закрепите в штативе и заполните ее углекислым газом из аппарата Киппа. Закройте пробирку тампоном из стеклянной ваты и осторожно нагревайте маленьким пламенем горелки. Наблюдайте появление налета белого фосфора на холодных частях пробирки. Отнесите пробирку в темное место и наблюдайте свечение фосфора. *Объясните, при каких условиях красный фосфор переходит в белый. По окончании опыта пробирку с белым фосфором сдайте лаборанту.*

2.2. Получение оксида фосфора (V) **Работу проводите под тягой!**

В фарфоровую чашку поместите ~ 0,3 г красного фосфора, подожгите его горелкой и накройте горящий фосфор стеклянной воронкой, конец которой закрыт кусочком ваты (для уменьшения потерь оксида). Воронку можно держать пробиркодержателем. Для увеличения доступа воздуха к горящему фосфору следует 1-2 раза приподнять воронку.

Наблюдайте осаждение образующегося оксида фосфора (V) на стенках воронки.

По окончании опыта воронку с P_4O_{10} поместите в кольцо штатива и смойте оксид фосфора со стенок воронки небольшим количеством воды (5-10 мл) в стакан, подставленный под воронку. Напишите уравнение реакции.

2.3. Получение фосфорных кислот

а) Полученный в опыте 2.2. прозрачный раствор разделите на две части. Одну часть нейтрализуйте несколькими каплями раствора соды до слабокислой реакции ($\text{pH}=6$). Добавьте раствора AgNO_3 и осторожно прилейте разбавленный раствор аммиака так, чтобы жидкости не смешивались и

образовалось два слоя. На границе жидкостей появляется белое кольцо метафосфата серебра.

б) Ко второй части раствора из опыта 2.2. прилейте 10 мл воды и 1-2 мл концентрированной HNO_3 . Прокипятите 10 мин так, чтобы раствор не выкипал. Раствор охладите и так же, как в опыте (а), прилейте растворы нитрата серебра и аммиака. Наблюдайте образование желтого осадка ортофосфата серебра.

Каковы особенности получения мета- и ортофосфорной кислот? Объясните все наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.

2.4. Получение и свойства хлорида фосфора (V)

В заполненную хлором пробирку бросьте крупинку красного фосфора. Что наблюдаете? Отметьте цвет и агрегатное состояние полученного вещества. Добавьте к нему немного воды и прокипятите, определите реакцию среды. К одной части раствора прилейте раствор нитрата серебра, подкисленный азотной кислотой, вторую часть исследуйте на присутствие фосфорной кислоты, используя сведения, полученные в опыте 2.3. *Объясните все наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

2.5. Получение фосфатов в виде окрашенных перлов

Положите на отдельные предметные стекла растертые кристаллы $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, нитрат кобальта, оксиды меди (II) и хрома (III). Нагрейте пламенем горелки платиновую проволочку с петлей на конце. Коснитесь нагретой проволокой кристаллов соли гидрофосфата натрия-аммония и снова нагрейте ее до расплавления прилипших кристаллов. Наблюдайте разложение соли, сопровождающееся выделением аммиака, паров воды и образованием перлов метафосфата натрия. Затем горячим перлом слегка коснитесь порошка соли кобальта и снова нагрейте его в окислительном пламени горелки. Отметьте цвет полученного перла, горячего и охлажденного.

Каждый раз, очищая платиновую проволочку, повторите опыты, беря вместо соли кобальта оксиды меди и хрома. *Какая окраска получается в этих случаях?* (Для очистки проволоки раскрошите перл рукой, прокалите проволоку в пламени горелки и промойте соляной кислотой).

Напишите уравнения реакций разложения гидрофосфата натрия-аммония и получения солей в виде окрашенных перлов. Примите во внимание, что первичные фосфаты при прокаливании образуют метафосфаты и воду, а метафосфат натрия, взаимодействуя с оксидами кобальта, меди и хрома, образует их фосфаты или двойные соли.

2.6. Гидролиз солей фосфорной кислоты

Осуществите гидролиз кислых и средней солей ортофосфорной кислоты. Определите pH среды с помощью универсального индикатора. *Объясните, почему при растворении этих солей получается различная реакция среды. Напишите уравнения реакций гидролиза взятых солей в молекулярной и ионной формах.*

Работа 3. Подгруппа мышьяка

3.1. Получение и свойства оксидов сурьмы

а) Для получения оксида сурьмы (III) к раствору SbCl_3 при нагревании прилейте раствор соды до слабощелочной реакции. Процесс закончится, когда прекратится выделение пузырьков газа. Когда полностью выпадет осадок, слейте маточный раствор и промойте осадок путем декантации горячей водой до полного удаления хлорид-иона. Осадок отфильтруйте и высушите в сушильном шкафу. Испытайте отношение Sb_2O_3 к растворам соляной и винной кислот и щелочи. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций. Щелочной раствор оставьте до следующих опытов.*

б) Получите оксид сурьмы (V) взаимодействием в фарфоровой чашке 0,25 г порошкообразной сурьмы и 5 мл концентрированной азотной кислоты. Реакцию проведите при нагревании на водяной бане сначала до полного перехода сурьмы в раствор, а затем до полного упаривания раствора. Продолжите нагревание на песчаной бане или в муфеле при 270°C до полного разложения гидрата пентоксида сурьмы. Испытайте отношение полученного Sb_2O_3 к концентрированным растворам HCl и NaOH . *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

3.2. Получение и свойства гидроксидов Sb (III) и Bi (III)

а) В две сухие пробирки налейте по 1 мл 0,1 М раствора SbCl_3 и по каплям добавьте 2 М раствор NaOH до выпадения осадка. *Каков цвет полученного осадка?*

В одну пробирку добавьте 2 М раствор HCl , в другую – 2 М раствор NaOH до полного растворения осадка. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

б) В две пробирки налейте по 1 мл 0,1 М раствора соли Bi (III) и постепенно добавляйте 2 М раствор NaOH до образования гидроксида висмута (III). *Отметьте цвет осадка.* В одну пробирку добавьте ~2 мл 2 М раствора HNO_3 и наблюдайте растворение осадка.

В другую пробирку добавьте раствор NaOH . *Растворяется ли осадок в растворе NaOH ? Сделайте вывод относительно основных свойств гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III). Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

3.3. Гидролиз солей висмута (III)

Растворите несколько кристалликов сульфата или нитрата висмута (III) в небольшом количестве воды и определите рН среды. Часть полученного раствора разбавьте водой, а другую часть нагрейте. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

3.4. Получение и свойства соединений висмута (V)

Получите в пробирке гидроксид висмута (III) (см. опыт 3.2.). Пропустите в пробирку ток хлора и добавьте в нее при нагревании насыщенный раствор пероксодисульфата калия. *Объясните наблюдаемое изменение окраски и напишите уравнение реакции.*

Осадок в пробирке промойте водой путем декантации и растворите в концентрированной азотной кислоте. Полученный раствор разлейте по двум пробиркам. Одну оставьте стоять на воздухе, а во вторую добавьте несколько капель раствора соли марганца (II). *Объясните происходящее и напишите уравнения реакций.*

3.5. Окислительно-восстановительные свойства соединений сурьмы и висмута

а) К раствору нитрата серебра прилейте водный раствор аммиака в таком количестве, чтобы при добавлении NaOH не образовывался осадок. В полученный раствор аммиаката серебра внесите несколько капель щелочного раствора $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ (см. опыт 3.1, а) и подогрейте. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

б) Осуществите взаимодействие висмутата натрия с раствором MnSO_4 . *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений элементов подгруппы мышьяка.

3.6. Получение и свойства сульфидов сурьмы и висмута

а) Получите сульфиды сурьмы (III) и висмута (III), пропустив через подкисленные растворы соответствующих солей ток сероводорода. Отметьте цвета осадков и сравните с окраской сульфидов мышьяка (As_2S_3 и AsS). *Опишите методы получения сульфидов мышьяка (III) и висмута (III).*

б) Испытайте отношение полученных в опыте (а) сульфидов к концентрированным растворам HCl и HNO_3 . Какова растворимость As_2S_3 в этих кислотах? *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

в) Изучите отношение Sb_2S_3 и Bi_2S_3 к растворам сульфида и полисульфида аммония. *Напишите уравнения реакций. Что наблюдается при подкислении полученных растворов?*

г) Получите сульфид сурьмы (V), пропустив через подкисленный раствор SbCl_5 ток сероводорода. *Опишите свои наблюдения. Полученный осадок отфильтруйте, промойте водой и испытайте его отношение к растворам щелочи и основных сульфидов. Напишите уравнения реакций.*

Работа 4. Подгруппа ванадия

4.1. Получение и свойства оксида ванадия (V)

а) Получите оксид ванадия (V) разложением ванадата аммония. Прокалите в тигле на газовой горелке 0,8 г указанной соли при непрерывном

перемешивании стеклянной палочкой. Реакция закончится тогда, когда прекратится выделение аммиака и окраска реагента станет красно-коричневой. *Напишите уравнение реакции. Взвесьте охлажденный V_2O_5 и определите процент выхода.*

б) Растворите немного полученного V_2O_5 в воде и определите pH среды. *Напишите уравнение реакции, принимая во внимание, что образуется смесь мета-, орто- и диванадиевой кислот.*

в) Испытайте отношение V_2O_5 к растворам щелочи и азотной кислоты. *Напишите уравнения реакций.*

г) Изучите взаимодействие V_2O_5 с разбавленной и концентрированной соляной кислотой. *В каком случае проявляется амфотерность V_2O_5 , а в каком – его окислительные свойства? Напишите уравнения реакций, полагая, что образуются ионы VO_2^+ , VO^{3+} и VO^{2+} . На основании этого опыта сделайте вывод об устойчивости степени окисления +5 для ванадия в растворах с разным значением pH.*

4.2. Взаимные превращения метаванадата и гексаванадата

К насыщенному раствору NH_4VO_3 прилейте немного разбавленной серной кислоты. *Отметьте изменение окраски раствора. К полученному раствору добавьте раствор NaOH до pH = 8. Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

4.3. Получение и свойства ванадата натрия

а) Тщательно перемешанную смесь из 0,3 г V_2O_5 и 1,5 г Na_2CO_3 сплавьте в тигле в муфельной печи, постепенно повышая температуру до 800 °С. *Как изменяется смесь при нагревании? Напишите уравнения реакций. Чтобы сплав легко отделился от тигля, опустите горячий тигель в чашку с водой. Разотрите охлажденный продукт в ступке и растворите в воде при нагревании. Полученный горячий раствор отфильтруйте и упарьте до начала осаждения кристаллов. По окончании процесса кристаллизации определите выход продукта. Рассмотрите кристаллы под микроскопом, отметьте их цвет и форму.*

б) Приготовьте насыщенный раствор ванадата натрия и подействуйте на него концентрированной азотной кислотой. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) К раствору ванадата натрия добавьте по каплям 1н. раствор серной кислоты. *Изменение окраски объясните с помощью уравнений реакций (в ионном виде), протекающих в водных растворах при pH < 7, pH = 7 и pH > 7.*

г) Испытайте действие хлорида и сульфида аммония на полученный ванадат натрия. К раствору образовавшейся тиосоли $(NH_4)VS_4$ прилейте раствор соляной кислоты. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.*

4.4. Получение труднорастворимых ванадатов

Получите метаванадаты бария и свинца, ортованадат серебра действием на раствор метаванадата натрия соответственно растворами хлорида бария, ацетата свинца и нитрата серебра. *Отметьте цвета образовавшихся осадков. Напишите уравнения реакций.*

К небольшому количеству раствора метаванадата натрия прилейте раствор сульфата меди. Измените кислотность раствора в сторону увеличения и уменьшения рН. *В каком случае образуется осадок сине - зеленого цвета, а когда – желто-зеленого? Каков состав ванадатов меди указанной окраски? Напишите уравнения реакций.*

4.5. Производные ванадия низших степеней окисления

В колбочку емкостью 50 мл в подкисленный серной кислотой раствор ванадата натрия бросьте 3 - 4 небольших гранулы цинка. *Наблюдайте за изменением окраски раствора. По мере появления новой окраски отлейте по 1 -2 мл раствора в 2 пробирки, закройте их пробкой. Объясните наблюдаемые процессы, напишите уравнения реакций.*

К одной серии растворов, содержащих производные ванадия разной степени окисления, быстро прилейте 10 %-ный раствор гидроксида натрия. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

Испытайте отношение полученных гидроксидов к растворам кислот и щелочей. Ко второй серии растворов, различающихся окраской, прилейте по каплям раствор KMnO_4 . *Опишите свои наблюдения.*

Часть оставшегося в колбочке раствора оставьте на воздухе и наблюдайте за изменением окраски. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

Неорганические синтезы

Работа 5. Синтез нитрата калия

Приборы и реактивы. *Весы техно-химические. Тигель железный. Мешалка железная. Треугольник фарфоровый. Тигельные щипцы. Железная пластина. Защитные очки. Колба вместимостью 200 мл. Стаканы химические 4 штуки. Ступка фарфоровая. Чашка фарфоровая. Водяная баня. Воронка обыкновенная. Воронка Бюхнера с колбой Бунзена для фильтрования. Тигель фарфоровый. Пробирки. Свинец гранулированный. Нитрат калия. Растворы: серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), азотной кислоты (плотность $1,2 \text{ г/см}^3$), перманганат калия (0,5 н.).*

Выполнение работы. В данной работе нитрит калия получите из нитрата калия при взаимодействии его со свинцом при температуре выше 400°C . Операции, связанные с расплавлением солей KNO_3 и KNO_2 при высокой температуре, следует проводить в стеклозащитных очках. Горячие тигли с расплавом солей берите осторожно тигельными щипцами и ставьте их только на асбестированную металлическую сетку или помещайте на кольцо металли-

ческого штатива в фарфоровый треугольник. Напишите уравнение протекающей реакции, учитывая, что свинец окисляется до PbO.

На техно-химических весах взвесьте 15 г свинца. По уравнению реакции рассчитайте соответствующее количество нитрата калия и взвесьте его на весах в 1,5 раза больше рассчитанного. Взвешенный нитрат калия высыпьте в железный тигель, помещенный на кольцо штатива в фарфоровый треугольник, и нагрейте до расплавления. В расплав, продолжая нагревание, прибавляйте небольшими порциями свинец, очень тщательно перемешивая массу железной мешалкой. Нагревание и перемешивание продолжайте 30 – 40 мин, пока весь свинец не окислится. Горячий тигель возьмите тигельными щипцами, и полученную расплавленную массу осторожно тонким слоем разлейте на приготовленную железную пластинку. После охлаждения полученный продукт небольшими порциями разотрите в ступке в порошок и перенесите в стакан, куда добавьте 15-25 мл кипящей воды. Хорошо перемешайте стеклянной палочкой (*осторожно! не разбейте стакан*), дайте раствору отстояться и декантируйте его через фильтр в чистый стакан.

Выщелачивание повторите 3-4 раза, каждый раз наливая указанное количество кипящей воды, размешивая раствор и декантируя его после отстаивания. После последнего выщелачивания весь осадок, содержащий оксид свинца, перенесите вместе с раствором на фильтр и промойте 2-3 раза горячей водой. Фильтрат, содержащий нитрит калия и непрореагировавший нитрат калия, перелейте в фарфоровую чашку и упарьте на водяной бане до объема не более 25-20 мл. После охлаждения раствор нитрита калия осторожно слейте в другую фарфоровую чашку. Кристаллы непрореагировавшего нитрата калия перенесите на воронку Бюхнера, удалите остатки жидкости и, высушите между листами фильтровальной бумаги. Раствор нитрата калия в чашке выпарите досуха на водяной бане, после чего чашку поместите на кольцо штатива на сетку и полученную массу расплавьте на сильном огне. Горячий расплав осторожно вылейте на железный лист. По охлаждении разбейте полученный расплав на кусочки, взвесьте и определите выход KNO_2 по свинцу (в %).

Приготовьте небольшое количество раствора и исследуйте свойства полученного нитрита калия, проделав известные реакции:

- 1) подействуйте на него концентрированной серной кислотой,
- 2) восстановите им перманганат калия в кислой среде,
- 3) окислите им иодид калия.

Во всех случаях отметьте наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Сравните химическую активность азота с кислородом и хлором и объясните, почему химическая активность азота значительно ниже?
2. Приведите примеры соединений, в которых атом азот проявляет все возможные степени окисления.

3. Сравните отношение к кислороду аммиака, сероводорода и хлороводорода. Составьте уравнения реакций. Объясните причины сходства и различия.

4. Укажите с какими из приведенных веществ взаимодействует аммиак: нитрат магния, серная кислота, бромоводород. Напишите уравнения протекающих реакций.

5. Приведите примеры, подтверждающие, что летучие водородные соединения азота, серы, хлора обладают восстановительными свойствами. Почему последние нетипичны для воды и фтороводорода?

6. Газообразный аммиак объемом 2,24 л поглощен 20 г раствора фосфорной кислоты с массовой долей 49%. Какая соль образовалась и какова её масса? *Ответ: $NH_4H_2PO_4 - 11,5 г$.*

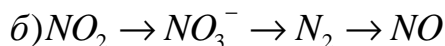
7. Сопоставьте свойства оксида азота (IV) и оксида серы (IV) как кислотных оксидов. Объясните сходства и различия между ними.

8. Как можно выделить азот из его смеси с оксидом азота (IV)? Приведите уравнения реакций.

9. Как очистить азотную кислоту от примеси: а) соляной кислоты, б) серной кислоты?

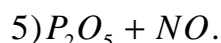
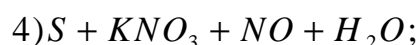
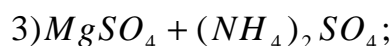
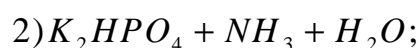
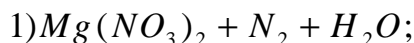
10. Смесь меди и оксида меди обработали концентрированной азотной кислотой. Выделившийся газ занимает объем 1,12 л. Раствор после полного растворения смеси выпарили досуха, затем прокалили. Масса полученного остатка равна 4 г. Каковы массовая доля (%) и масса исходной смеси? *Ответ: 55,55 % CuO ; 44,45 % Cu ; 3,6 г.*

11. Как осуществить следующие превращения:



12. Какую массу азотной кислоты с массовой долей 55 % можно получить из 15 т аммиака, если выход продукта окисления составляет 98 %, а массовая доля практического выхода кислоты 94 % от теоретически расчетного? *Ответ: 93 т.*

13. Какие два вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества (указаны все продукты реакций без коэффициентов):



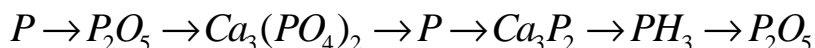
Напишите полные уравнения реакций.

14. В чем сходство и различие фосфора и азота? Ответ подтвердите примерами химических реакций.

15. Напишите формулы важнейших соединений фосфора, относящихся к разным классам неорганических соединений.

16. Приведите уравнения реакций, в которых фосфор (V) играет роль окислителя.

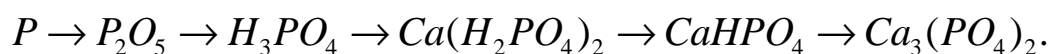
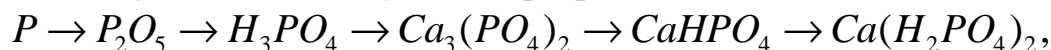
17. Как осуществить превращения:



18. С помощью какого одного реактива можно отличить растворы дигидрофосфата калия и гидрофосфата натрия? Напишите уравнения реакций.

19. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения: фосфат кальция \rightarrow фосфор \rightarrow оксид фосфора (V) \rightarrow метафосфорная кислота \rightarrow ортофосфорная кислота.

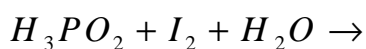
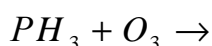
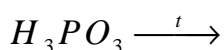
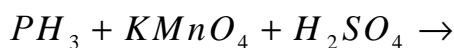
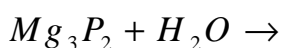
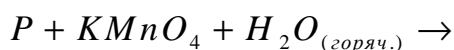
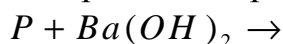
20. Как осуществить следующие превращения:



Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. В случае окислительно-восстановительного процесса укажите окислитель и восстановитель.

21. Напишите гидролиз соли K_3PO_4 , приведя необходимые уравнения реакций, определите среду.

22. Закончите уравнения реакций и расставьте коэффициенты:



23. В 200 г 24,5 %-ного раствора H_3PO_4 растворено 35,5 г P_2O_5 . Какова массовая доля (%) H_3PO_4 в полученном растворе? *Ответ: 41,61 %.*

24. При приготовлении питательного раствора для подкормки растений на 1 л дистиллированной воды берут 2,5 г KNO_3 , 2,5 г KH_2PO_4 и 10 г $Ca(NO_3)_2$. Какова массовая доля (%) каждого из компонентов? *Ответ: 0,246 % KNO_3 ; 0,246 % KH_2PO_4 ; 0,985 % $Ca(NO_3)_2$.*

Примерный билет контрольного собеседования

1. Какое из указанных ниже веществ преимущественно получается при взаимодействии цинка с избытком разбавленной азотной кислоты?

1) NH_3 ; 2) NO_2 ; 3) H_2 ; 4) NH_4NO_3 ; 5) NO .

2. Действием избытка каких веществ можно разделить ионы Sb^{3+} и Bi^{3+} при их совместном присутствии в растворе?
 1) H_2SO_4 (разб.); 2) NaOH ; 3) H_2S ; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 5) Na_2SO_4 .
3. Какие вещества получатся при действии H_2O на Mg_3N_2 ?
 1) N_2 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$; 2) NH_3 и MgO ; 3) $\text{MgO} + \text{NO} + \text{H}_2$;
 4) $\text{NH}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2$; 5) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{Mg}$.
4. В водном растворе какого из указанных веществ при одинаковой молярной концентрации и одинаковой температуре рН имеет наименьшее значение?
 1) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$; 2) SbCl_3 ; 3) Na_3PO_4 ; 4) AsCl_3 ; 5) PCl_3 .
5. Определите сумму всех коэффициентов правой и левой частей в реакции:
 $\text{Bi}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 1) 48; 2) 18; 3) 72; 4) 12; 5) 62.
6. Какому элементу соответствует окончание электронной формулы:
 ... $5d^3 6s^2$?
 1) Nb; 2) Ta; 3) V; 4) Sb; 5) As.
7. Какая степень окисления наиболее устойчива для ванадия?
 1) I; 2) II; 3) III; 4) IV; 5) V.
8. Напишите уравнение алюминотермического получения ванадия из V_2O_5 . Какова сумма коэффициентов левой части уравнения?
 1) 10; 2) 11; 3) 13; 4) 24; 5) 12.
9. Какой ион ванадия (V) преимущественно образуется в сильно кислом растворе?
 1) VO_3^- ; 2) $\text{V}_2\text{O}_7^{2-}$; 3) $\text{V}_{10}\text{O}_{28}^{6+}$; 4) VO^{3+} ; 5) VO_2^+ .

VI. ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Работа 1. Халькогены

1.1. Аллотропия серы. Получение моноклинной и ромбической серы

Работу проводить под тягой!

а) Заполните фарфоровый тигель до краев порошкообразной серой, установите на асбестовой сетке и медленно нагрейте пламенем горелки до полного расплавления серы. Прекратите нагревание и охладите тигель. Когда на поверхности расплава образуется кристаллическая корка, проделайте в ее центре отверстие стеклянной палочкой и вылейте не успевшую застыть серу из тигля. На стенках тигля образуются кристаллы моноклинной серы. *Рассмотрите внешний вид кристаллов. 3-4 кристалла растворите в сероуглероде на часовом стекле и после испарения растворителя рассмотрите форму вновь образовавшихся кристаллов под микроскопом, опишите и зарисуйте её.*

б) Кристаллы ромбической серы получите в пробирке следующим образом. Налейте в нее 2 мл CCl_4 , насыпьте туда немного порошка серы, закройте пробирку пробкой, тщательно взболтайте содержимое пробирки, отфильтруйте через складчатый фильтр в маленькую фарфоровую чашку. После испарения растворителя в чашке образуются кристаллы ромбической серы. *Рассмотрите кристаллы под микроскопом, опишите их и сравните их с*

кристаллами, полученными в предыдущем опыте. Объясните диаграмму состояния серы.

1.2. Получение аморфного и стекловидного селена

а) К 5 мл концентрированной H_2SeO_3 прибавьте 2 г влажного кристаллического Na_2SO_3 или 1,5 мл насыщенного раствора Na_2SO_3 . Осторожно нагрейте, перемешивая стеклянной палочкой. Через 2-3 минуты прекратите нагревание. Раствор начнет менять окраску и примерно через 10 минут образуется красно - коричневый осадок аморфного селена. Через 15 минут после прекращения нагревания содержимое пробирки отфильтруйте на воронке Бюхнера и с осадком выполните следующий опыт. *Напишите уравнение реакции получения аморфного селена.*

б) Осадок из опыта (а) поместите в фарфоровый тигель и нагрейте до плавления селена. Вылейте полученный расплав в фарфоровую чашку с холодной водой. Выньте остывшую стекловидную массу и просушите фильтровальной бумагой. *Рассмотрите и опишите стекловидный селен. Сделайте общий вывод по работе.*

1.3. Окислительно-восстановительные свойства серы

а) Проведите реакцию между концентрированной азотной кислотой и порошкообразной серой при нагревании. Полученный раствор испытайте на присутствие в нем сульфат-ионов. *Напишите уравнения реакций.*

б) В бесцветное пламя газовой горелки внесите на фарфоровой или стеклянной ложечке небольшое количество серы (~ 0,2 г). Наблюдайте горение серы. *Отметьте цвет пламени.*

в) Смешайте порошкообразную серу и цинк в массовом соотношении 1,5 : 1 и смесь сожгите в вытяжном шкафу в железной ложечке. *Что получается? Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.*

Обобщите проделанные опыты и сделайте вывод о свойствах серы.

1.4. Окислительно-восстановительные свойства селена и теллура

а) Проведите опыт, аналогичный (1.1, а), используя вместо серы порошкообразные селен и теллур.

б) Приготовьте в небольшом количестве смеси селена с цинком и теллура с цинком (1,5 : 1 по массе). Смеси по очереди поместите в железную ложечку и в вытяжном шкафу (*за стеклом, в очках!*) осторожно подожгите. Какие вещества получились?

в) **Опыт проводить под тягой!** В бесцветное пламя газовой горелки внесите на фарфоровой или стеклянной ложечке небольшое количество селена и теллура. *Как меняется окраска пламени при горении селена и теллура? (Полученные оксиды ядовиты!). В каком агрегатном состоянии они существуют? Сравните с SO_2 . Проверьте их растворимость в воде и сравните с растворимостью SO_2 .*

1.5. Получение и свойства сероводорода и его производных

а) Получите H_2S в пробирке с газоотводной трубкой действием на сульфид железа (III) разбавленными соляной (1:1) или серной (1:5) кислотами. *Любой ли кислотой можно пользоваться для получения сероводорода из FeS ? Объясните и напишите уравнения возможных реакций.*

б) Поместите растертую в ступке смесь безводного сульфата натрия (3 г) и порошкообразного древесного угля (1 г) в тигель, закройте его крышкой и нагрейте в муфеле в течение 30 минут. По охлаждении содержимое тигля поместите в пробирку и прилейте разбавленную соляную кислоту. *Какой газ выделяется? Поднесите к отверстию пробирки бумажку, смоченную раствором нитрата свинца. Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) Пропустите сероводород в воду в течение 10-15 минут. Определите pH в полученном растворе. *Напишите уравнения электролитической ионизации сероводорода в водном растворе.*

г) Пропустите сероводород через растворы хлорной, бромной и йодной воды, концентрированную азотную кислоту, 3 %-ный раствор пероксида водорода и через подкисленные растворы KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

д) Подожгите сероводород. *Каков цвет пламени?* Подержите над пламенем горящего сероводорода сухой холодный стакан. Осторожно определите запах продукта горения сероводорода. Подержите в пламени горящего сероводорода холодную фарфоровую крышку от тигля. *Напишите уравнения реакций горения сероводорода в недостатке и в избытке кислорода. Сделайте вывод о свойствах H_2S .*

1.6. Получение и свойства сульфидов. Полисульфиды

а) Прилейте к растворам солей Cu(II) , Cd , Zn , Pb , Ca , Fe(II) , Mn(II) , Sb(III) , Na в разных пробирках сероводородную воду, полученную в предыдущем опыте, или пропустите ток сероводорода. *Объясните, почему не во всех случаях образуются осадки. На растворы солей, не давших осадка с H_2S , подействуйте раствором сульфида аммония. Отметьте цвета образовавшихся осадков. Напишите уравнения реакций.*

Все полученные осадки отделите от раствора декантацией. Испытайте растворимость этих осадков в 2 М растворе соляной кислоты. *Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.*

б) К 1 г тщательно растертой серы, слегка смоченной спиртом, прилейте 15 мл концентрированного раствора сульфида натрия и полученный раствор осторожно прокипятите в течение 7-10 минут. Горячий раствор отцентрифугируйте, слейте с осадка и испытайте его отношение к соляной кислоте, которую добавляйте по каплям. *Напишите уравнение реакции получения полисульфида натрия. Как еще можно получить полисульфиды?*

в) Насыпьте в фарфоровую чашку 3 г КОН и такое же количество порошкообразной серы, налейте 40 мл воды. Реакционную смесь нагрейте на водяной бане 40 минут, перемешивая стеклянной палочкой. После охлаждения вылейте прозрачный раствор в сухой стакан и добавьте соляную кислоту. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

1.7. Получение диоксида серы и его сжижение

Получите SO_2 действием концентрированной серной кислоты на медные стружки в приборе, представленном на рис. 1.1.

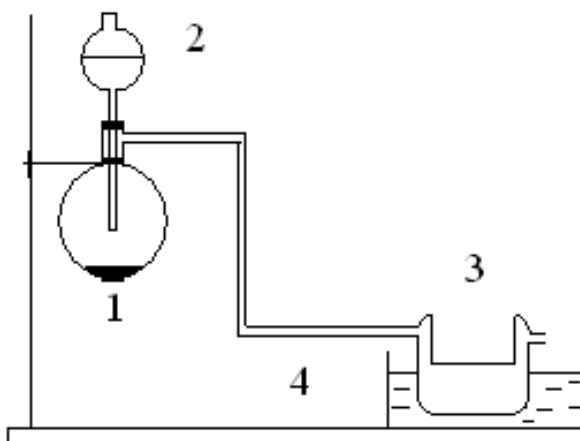


Рис. 1.1. Схема установки для получения и сжижения SO_2 : 1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3 – U – образная трубка; 4 – кристаллизатор.

Серную кислоту приливайте из капельной воронки (2) к медным стружкам, находящимся в колбе Вюрца (1), по каплям. Реакционную смесь осторожно нагревайте пламенем горелки. Выделяющийся SO_2 пропустите через U-образную трубку (3), помещенную в кристаллизатор с охлаждающей смесью (4). Через 10-15 минут в трубке (3) соберется немного жидкого SO_2 . Вынутая из охлаждающей смеси жидкость вскоре начнет кипеть. Подогрейте трубку ладонью, кипение усиливается. Вылейте небольшую часть SO_2 в маленький стакан, поставленный на большую пробку, смоченную водой. Стакан примерзнет к пробке. Оставшийся сжиженный SO_2 используйте в следующем опыте.

Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.

1.8. Свойства оксида серы (IV)

а) Пропустите ток диоксида серы в пробирки с бромной и йодной водой, раствором KMnO_4 , подкисленным раствором $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, с горячей концентрированной азотной кислотой (для этого опыта можно использовать жидкий SO_2 , полученный в предыдущей работе). *Какие свойства проявляет SO_2 в этих реакциях? Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

б) Налейте в пробирку немного раствора соляной кислоты и пропустите через него ток SO_2 . Бросьте туда же 2-3 кусочка гранулированного цинка. Через 5-7 мин. отлейте часть раствора и докажите присутствие в нем ионов S^{2-} . *Дайте объяснение и напишите уравнения реакций.*

1.9. Получение и свойства диоксида теллура

а) В стакан (100 мл) с 0,5 г порошкообразного теллура и 10 мл концентрированной соляной кислоты прибавьте по каплям 3 мл концентрированной азотной кислоты. *Что является действующим началом в этой реакции? Осторожно нагрейте. Если после реакции остался непрореагировавший теллур, отфильтруйте его с помощью складчатого фильтра. Фильтрат, постоянно помешивая, вылейте в стакан с 50 мл горячей воды (80 °С). Опишите свои наблюдения. Нейтрализуйте раствор водным раствором аммиака до слабощелочной реакции (индикатор - метилоранж). Отфильтруйте выделившееся вещество на воронке Бюхнера, отмойте его водой от хлорид-ионов, высушите в сушильном шкафу при 105 °С. Напишите уравнения реакций.*

б) Испытайте отношение TeO_2 к воде, растворам NaOH , HCl , H_2SO_4 , к подкисленному соляной кислотой раствору SnCl_2 . *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

1.10. Сернистая кислота. Сульфиты.

а) *Получение сернистой кислоты.* Пробирку, наполненную газообразным SO_2 и закрытую пробкой, опрокиньте в ванну с водой. Откройте пробку. Вода поднимается вверх по пробирке и заполняет ее. Закройте пробирку под водой пробкой и выньте из воды. К полученному раствору добавьте синий лакмус (или испытайте универсальным индикатором). *Объясните опыт и напишите уравнения термической и электролитической диссоциации сернистой кислоты. Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства сернистой кислоты.*

б) *Получение и свойства сульфита натрия.* Пропустите через 10 мл 10 %-ного раствора NaOH ток диоксида серы до кислой реакции. *Каков состав соли, находящейся в данном растворе? Прилейте к раствору еще 10 мл 10 %-ного раствора NaOH , закройте колбу пробкой (зачем?) и оставьте раствор кристаллизоваться. Каков состав выделившегося вещества? Какие продукты образуются при прокаливании полученной соли?*

Часть кристаллов растворите в воде и прилейте подкисленный раствор перманганата калия. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

1.11 Свойства тиосульфата натрия

а) Приготовьте 3 мл разбавленного раствора тиосульфата натрия и к одной части его прилейте 1 мл раствора соляной кислоты. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций. Можно ли выделить тиосерную кислоту в свободном состоянии? Сравните устойчивость тиосерной кислоты и ее солей.*

Другую часть приготовленного раствора тиосульфата натрия по каплям внесите в пробирку с кипящей концентрированной соляной кислотой. *Как происходит распад тиосерной кислоты, образующейся в начальный момент реакции? Напишите уравнения реакций.*

б) Испытайте отношение раствора тиосульфата к действию сильных и слабых окислителей. В качестве окислителей используйте хлорную и йодную воду. При проведении опытов в раствор тиосульфата добавляйте по каплям реагент до тех пор, пока с раствором не произойдут изменения. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций, учитывая, что при действии слабого окислителя образуется соль тетраиноновой кислоты.*

1.12. Окислительно-восстановительные свойства производных Se (IV) и Te(IV)

а) К раствору селенистой кислоты и к подкисленному соляной кислотой диоксиду теллура прибавьте растворы: в первом случае – дихлорида олова, во втором – сернистой кислоты или Na_2SO_3 . *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

б) К раствору селенистой кислоты и к подкисленному азотной кислотой диоксиду теллура добавьте несколько капель раствора перманганата калия. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

1.13. Серная кислота и ее свойства

а) *Получение серной кислоты (Опыт проводите под тягой!).*

Наполните цилиндр газообразным диоксидом серы и внесите в него стеклянную палочку, смоченную концентрированной азотной кислотой. Наблюдайте образование тумана и бесцветных кристаллов нитрозилсерной кислоты $\text{SO}_2(\text{OH})\text{ONO}$ (на палочке). Смойте кристаллы в пробирку небольшим количеством воды. *Напишите уравнения реакции образования нитрозилсерной кислоты и ее разложения водой. Докажите присутствие сульфат-иона в растворе.*

б) *Водоотнимающее действие концентрированной H_2SO_4 .* Опустите в концентрированную серную кислоту лучинку. *Объясните причину ее обугливания.* Насыпьте в маленький стакан 5-6 г сахарной пудры и поставьте его в стеклянную ванну. Прилейте к сахару немного воды до образования кашицы, затем 5-6 мл концентрированной серной кислоты и хорошо перемешайте стеклянной палочкой. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) *Действие серной кислоты на неметаллы.* Подействуйте концентрированной серной кислотой при нагревании на серу и уголь. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

г) *Действие серной кислоты на металлы.* Испытайте действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на Cu, Zn, Sn, Pb, Mg на холоду

и при нагревании. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

д) *Действие серной кислоты на иодид калия.* В 1-2мл концентрированной серной кислоты внесите немного кристаллического иодида калия. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

Сделайте общие выводы о свойствах серной кислоты.

Работа 2. Подгруппа хрома

2.1. Получение металлического хрома

Работу проводите под тягой!

Прокалите на газовой горелке в железном тигле оксид хрома Cr_2O_3 для его уплотнения. Расплавьте в фарфоровом тигле на пламени горелки предварительно растертый в фарфоровой ступке дихромат калия и вылейте его на кафельную пластинку; после охлаждения снова разотрите его в порошок. Взвесьте 1 г прокаленного оксида хрома (III), 1 г плавленого $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и 1 г алюминиевого порошка. Смесь тщательно перемешайте в ступке. На дно шамотового тигля насыпьте 1-2 г фторида кальция, а сверху – приготовленную реакцию смесь. Все это уплотните.

Приготовьте в баночке зажигательную смесь из 5 г алюминиевого порошка и 15 г пероксида бария, тщательно перемешайте их *осторожным встряхиванием*. В середине реакционной смеси дном пробирки сделайте отверстие, в которое засыпьте зажигательную смесь, немного смеси насыпьте сверху. Вставьте в зажигательную смесь ленту магния. Шамотовый тигель поставьте в таз с песком, подожгите ленту магния горячей лучинкой. Пойдет бурная реакция. После ее окончания остудите тигель, разбейте его, извлеките королек металлического хрома и взвесьте. *Определите выход хрома в процентах от теоретического.* Испытайте отношение хрома к кислотам. *Напишите соответствующие уравнения реакций.*

2.2. Пассивация хрома

Прикрепите парафином небольшой кусочек хрома к стеклянной палочке и опустите в 3н. раствор соляной кислоты. Наблюдайте взаимодействие хрома с кислотой. Спустя 3 мин. перенесите стеклянную палочку с хромом в раствор с концентрированной азотной кислотой. *Почему прекращается растворение хрома?* Палочку с хромом выньте из азотной кислоты, промойте хром водой и снова опустите в раствор соляной кислоты. *Объясните наблюдаемые явления.*

2.3. Свойства молибдена

Исследуйте отношение молибдена к концентрированным и разбавленным растворам кислот и щелочей на холоду и при нагревании. *Как ведет себя молибден в парах воды при нагревании?* *Объясните и напишите уравнения реакций.*

2.4. Получение и свойства соединений хрома (II)

а) Хлорид хрома (II) получите, используя установку, приведенную на рис. 2.1.

В колбу (1) насыпьте 0,5 – 0,8 г дихромата калия и прилейте 30 мл концентрированной соляной кислоты. Нагрейте колбу. *Объясните происходящее. Напишите уравнение реакции.*

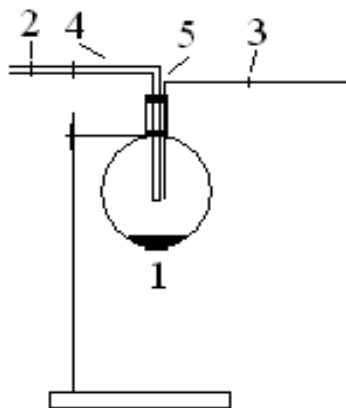


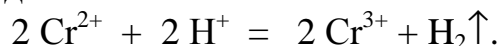
Рис. 2.1. Схема установки для получения хлорида хрома (II):
1 - круглодонная колба; 2, 3 – стеклянные бусинки; 4, 5 – стеклянные трубки.

Когда весь раствор станет зеленым, бросьте в него несколько кусочков цинка, очищенного от оксидной пленки. Закройте колбу плотно пробкой с двумя трубками (4) и (5), предохраняя раствор от окисления кислородом воздуха. В конец (5) вставлена бусинка (3), конец (4) также закрыт бусинкой (2), но на резиновой трубке сделан продольный разрез. Продолжайте осторожное нагревание. *Как изменится окраска раствора при переходе соединений хрома в низшую степень окисления? Напишите уравнения реакций.*

б) К полученному раствору CrCl_2 прилейте немного раствора ацетата натрия. *Что происходит? Напишите уравнение реакции.*

в) Подействуйте на раствор CrCl_2 раствором щелочи. *Что образуется? Напишите уравнение реакции.*

г) Погрузите в раствор хлорида хрома (II) платиновую проволочку. На ней выделяется водород:



В данной реакции платина является катализатором. Без нее реакция идет медленнее.

д) Смешайте равные объемы растворов CrCl_2 и SnCl_2 . Наблюдайте выделение серого осадка металлического олова. Когда осадок осядет, слейте с него раствор, вытряхните осадок на фильтровальную бумагу, спрессуйте его между листами фильтровальной бумаги. *Напишите уравнение реакции. Сделайте выводы по всем проведенным опытам.*

2.5. Получение и свойства оксида хрома (III)

а) Получите Cr_2O_3 термическим разложением дихромата аммония. Опыт проведите в пробирке, наклонно укрепленной в штативе. Отверстие пробирки направьте в сторону от себя и от других работающих. Нагрейте верхний слой соли до начала реакции и затем нагревание прекратите. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

б) На горелке в пробирке сплавьте смесь небольшого количества Cr_2O_3 , полученного в опыте (а), твердого гидроксида натрия и нитрата калия. (*Защитные очки, тяга, отверстие пробирки держите от себя!*). *Отметьте изменение окраски. Напишите уравнение реакции.*

в) Расплавьте на газовой горелке тиосульфат калия $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$, добавьте к нему немного Cr_2O_3 и нагрейте до полного взаимодействия. Не перегревайте! Охладите полученный расплав и растворите в воде. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

2.6. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

а) Получите по обменной реакции гидроксид хрома (III) (серо-зеленого цвета). Испытайте действие на него кислоты и щелочи. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

б) 11 г кристаллогидрата хлорида хрома (III) растворите в фарфоровой чашке и нагрейте полученный раствор почти до кипения. При осторожном перемешивании добавьте к нему небольшими порциями 25 мл раствора аммиака. По окончании реакции на дне чашки образуется осадок. Осадок отфильтруйте, перенесите в стакан и в нем промойте 3 раза горячей и 5 раз холодной водой методом декантации. Отфильтруйте осадок на стеклянном фильтре на воронке Бюхнера. Высушите осадок в сушильном шкафу при 40-60 °С. Полученный гидроксид отвечает формуле $\text{Cr}(\text{OH})_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, где $n = 2 \div 4$. *Напишите уравнения реакций.*

в) В 2 мл воды взболтайте немного гидроксида хрома, полученного в опыте (б), и прилейте 6 мл раствора гидроксида натрия. Через некоторое время на дне пробирки образуется вещество изумрудно-зеленого цвета $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$. *Составьте уравнения протекающих реакций.*

г) Осторожно нагрейте в тигле 2 г порошкообразного NaOH и 5 г сухого $\text{Cr}(\text{OH})_3$ в течение 5-7 мин. Обратите внимание на изменение окраски. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.*

2.7. Гидролиз солей хрома (III)

а) С помощью универсального индикатора определите рН среды в растворах хлорида или сульфата хрома (III). *Напишите уравнения реакций гидролиза этих солей хрома.*

б) Получите хромит щелочного металла, нагрейте на горелке до образования осадка гидроксида хрома (III). *Напишите уравнение реакции гидролиза хромита. Какая из солей больше подвергается гидролизу? Почему? Как*

можно довести до конца гидролиз хлорида хрома (III)? Проверьте опытным путем возможность образования сульфида и карбоната хрома в растворах с помощью реакций обмена.

2.8. Окисление и восстановление солей хрома (III)

а) К 2-3 мл раствора соли хрома (III) прибавьте избыток щелочи до получения гидроксохромата, а затем прилейте бромной воды. Смесь нагрейте. Наблюдайте изменение цвета раствора. *Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Какие свойства проявляет гидроксохромат (III) в данной реакции?*

б) В пробирку налейте 1-1,5 мл раствора соли хрома (III) и добавьте по каплям 2н. раствор гидроксида натрия до растворения первоначально образующегося осадка. К раствору гидроксохромата (III) прилейте 10 капель 3 %-ного раствора пероксида водорода и нагревайте осторожно на водяной бане до тех пор, пока содержимое пробирки не окрасится в желтый цвет. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) Подкислите соляной кислотой раствор хлорида хрома (III) и разлейте его в две пробирки. Одну пробирку оставьте для сравнения, в другую поместите 2-3 кусочка цинка и прилейте немного бензина. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустите в пробирку с водой. Через несколько минут наблюдайте изменение окраски раствора. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций. Укажите, зачем наливается тонкий слой бензина и отводная трубка опускается в воду. Какую роль играет хлорид хрома (III) в этой реакции?*

2.9. Сопоставление окислительных свойств солей Cr(VI), Mo(VI), W(VI)

Окислительные свойства солей хрома (VI)

а) К 2-3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прилейте разбавленной серной кислоты и раствор $NaNO_2$. Смесь слабо нагрейте. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

б) К раствору $K_2Cr_2O_7$, подкисленному серной кислотой, прибавьте раствор Na_2SO_3 . Наблюдайте изменение окраски. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

в) К 2-3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прилейте раствор сульфида аммония. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

г) К концентрированному раствору $K_2Cr_2O_7$ добавьте концентрированную соляную кислоту. Смесь нагрейте. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

д) К подкисленному серной кислотой раствору $K_2Cr_2O_7$ добавьте немного раствора KI. *Отметьте изменение окраски. Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

2.10. Молибденовая и вольфрамовая кислоты

а) *Получение и свойства вольфрамовой кислоты.* Отвесьте в фарфоровой чашке 0,5 г вольфрамата натрия, прилейте 1,5 мл концентрированной HCl и 1 мл концентрированной HNO₃. Нагрейте до слабого кипения. Прекратите нагревание. Когда температура немного понизится, прилейте 8 мл воды. Промойте полученное вещество методом декантации. Осадок отфильтруйте и высушите в сушильном шкафу при 100-105 °С. *Каков состав полученного вещества?* Испытайте отношение вольфрамовой кислоты к 10%-ным растворам щелочей и кислот. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

б) *Получение и свойства молибденовой кислоты.* В пробирку с 1 мл насыщенного раствора молибдата аммония прибавьте по каплям или HCl ($\rho = 1,19$), или H₂SO₄ ($\rho = 1,84$), или HNO₃ ($\rho = 1,2$). Осадок отцентрифугируйте, удалите пипеткой избыток жидкости. Испытайте отношение полученного вещества к раствору щелочи и концентрированной серной кислоте. *Напишите уравнения реакций. Отметьте различное отношение молибденовой и вольфрамовой кислот к сильным кислотам.*

2.11. Комплексные соединения хрома, молибдена, вольфрама

а) Сине-фиолетовая окраска раствора хлорида хрома (III) обусловлена присутствием в растворе иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$. Зеленая окраска может определяться наличием ионов $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$ и $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$.

В двух пробирках растворите в воде немного кристалликов хлорида хрома CrCl₃ · 6H₂O. Одну пробирку с раствором хлорида хрома нагрейте в кипящей водяной бане до изменения окраски раствора, вторую оставьте в качестве контрольной. *Отметьте окраску растворов в каждой пробирке. Напишите координационные формулы хлоридов хрома, уравнения их диссоциации и выражения для $K_{\text{нест}}$.*

б) В пробирку с раствором молибдата аммония добавьте соляную кислоту ($\rho = 1,19$), раствор роданида калия и раствор хлорида олова (II). *Отметьте появление красного окрашивания.* В ту же пробирку прилейте эфир, перемешайте раствор стеклянной палочкой, дайте отстояться и *отметьте образование окрашенного эфирного слоя. Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) К насыщенному раствору молибдата аммония, подкисленному концентрированной азотной кислотой, добавьте раствор гидрофосфата натрия. Смесь слегка подогрейте до образования осадка желтого цвета. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

г) Внесите в пробирку немного высушенного вольфрамата аммония. Прилейте раствор роданида аммония, тщательно перемешайте смесь стеклянной палочкой, после чего добавьте соляной кислоты ($\rho = 1,19$) и раствор SnCl₂. *Отметьте, что в присутствии роданида аммония не получается вольфрамовая синь.* Полученное вещество зелено-желтого цвета является

комплексным соединением $(\text{NH}_4)_2[\text{WO}(\text{CNS})_2]$. *Напишите уравнение реакции.*

д) К нагретому насыщенному раствору вольфрамата аммония прибавьте кристаллы борной кислоты так, чтобы после тщательного перемешивания на дне пробирки сохранился остаток кристаллов H_3BO_3 . Полученный раствор испытайте на присутствие ионов WO_4^{2-} для чего прибавьте несколько капель соли марганца (II) или железа (II). Отсутствие осадка объясняется образованием комплексного иона $[\text{B}(\text{W}_2\text{O}_7)_6]^{9-}$. *Напишите уравнение реакции.*

Неорганические синтезы

Работа 3. Получение тиосульфата натрия

Приборы и реактивы. *Весы техно-химические. Сетка асбестированная. Воронка Бюхнера с водоструйным насосом. Водяная баня. Фарфоровая чашка. Воронка для фильтрования диаметром 3 см. Коническая колба или химический стакан вместимостью 100 мл. Мензурка вместимостью 50 мл. Стеклянная палочка. Часовое стекло. Пипетка. Фильтровальная бумага. Сульфит натрия кристаллический. Сера — мелкий порошок или серный цвет. Спирт этиловый. Растворы: хлорной воды, бромной воды, хлороводородной кислоты (2 М), нитрата серебра (0,1 М).*

Выполнение работы. Взвесьте на техно-химических весах (на фильтровальной бумаге или на часовом стекле) 6 г сульфита натрия и поместите его в коническую колбочку или химический стакан на 100 мл. Отмерьте мензуркой 30 мл дистиллированной воды и прилейте ее к сульфиту натрия. Колбочку или стакан поставьте на асбестированную сетку на кольцо штатива и нагрейте раствор на небольшом пламени горелки до полного растворения сульфита. Отвесьте на весах 3 г серы в виде серного цвета или мелкого порошка. Смочив серу несколькими каплями спирта, перенесите ее в колбочку с раствором сульфита натрия, хорошо перемешайте стеклянной палочкой и нагрейте суспензию небольшим пламенем горелки 10—15 мин, пока почти вся сера не растворится. Если объем раствора сильно уменьшится, добавьте воду. Полученный горячий раствор отфильтруйте от избытка серы через маленький фильтр в фарфоровую чашку, поставьте на водяную баню и упарьте до начала кристаллизации. Дайте раствору остыть. Если получился пересыщенный раствор, и кристаллы не образовались, бросьте в раствор маленький кристаллик тиосульфата натрия, чтобы вызвать кристаллизацию. Полученные кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера, перенесите на фильтровальную бумагу и просушите между ее листами, перемешивая стеклянной палочкой.

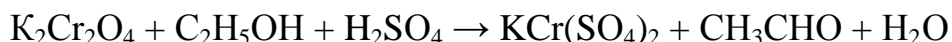
Сухие кристаллы взвесьте и определите выход (в %) по отношению к количеству взятого сульфита натрия. Растворите в пробирке несколько кристалликов полученного тиосульфата и исследуйте его некоторые свойства: 1) неустойчивость тиосульфата в кислой среде, 2) восстановительные

свойства тиосульфата (опыт 1.11, а и б). *Напишите уравнения протекающих реакций и графическую формулу тиосульфата натрия.*

Работа 4. Синтез хромово-калиевых квасцов

Приборы и реактивы. Бюкс. Стакан вместимостью 100 мл. Цилиндры вместимостью 10 мл и 100 мл. Фильтровальная бумага. Воронка Бюхнера. Термометр со шкалой до 100 °С. Дихромат калия. Серная кислота (плотность 1,84 г/см³). Спирт этиловый.

Выполнение работы. Основная реакция проходит по уравнению:

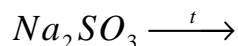
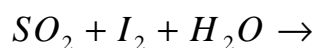
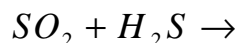
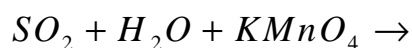


(определите коэффициенты). Рассчитайте объем 80 %-ного этилового спирта (плотность 0,91 г/см³), необходимый для восстановления 10 г дихромата калия. Взвесьте на техно-химических весах 10 г дихромата калия, растворите его в 35-40 мл воды (в стакане вместимостью 100 мл). Затем к раствору прибавьте 9 мл концентрированной серной кислоты (плотность 1,84 г/см³) в несколько приемов при помешивании. Стакан охладите снегом или холодной водой. К полученному холодному раствору прилейте в два — три приема спирт (взятый с избытком против расчета на 2 мл), перемешивайте и следите, чтобы температура не поднималась выше 40 °С; фиолетово-зеленый раствор оставьте кристаллизаться при комнатной температуре на сутки. Выпавшие кристаллы квасцов $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ отфильтруйте на воронке Бюхнера, промойте на воронке возможно меньшим количеством холодной воды и отожмите между листами фильтровальной бумаги до воздушно-сухого состояния. *Взвесьте полученные квасцы и определите их выход. Чем объясняется малый выход продукта при этом синтезе? Соль храните в закрытом бюксе.*

Часть соли растворите в воде и докажите известными реакциями наличие в растворе ионов Cr^{3+} и SO_4^{2-} . Напишите уравнения соответствующих реакций.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

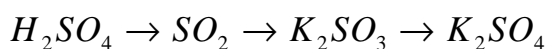
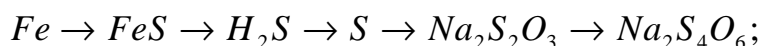
1. Составьте химические реакции, в которых сера выступает: а) как окислитель, б) как восстановитель, в) претерпевает самоокисление-самовосстановление.
2. Приведите примеры различных соединений серы, относящихся к разным классам неорганических соединений.
3. Сероводородная вода при хранении мутнеет. Почему? Поясните ответ уравнением реакции.
4. Составьте уравнения реакций с участием сероводорода, в которых: а) сера не меняет степени окисления; б) сера меняет степень окисления.
5. Составьте 4 реакции для получения SO_2 .
6. Составьте уравнения следующих реакций:



7. Как со временем изменится масса открытых сосудов с очень разбавленным раствором серной кислоты и с концентрированным раствором серной кислоты?

8. Сравните химические свойства кислот H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 . Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций.

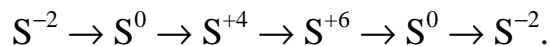
9. Напишите уравнения реакций для следующих превращений и укажите условия их проведения:



10. Какую массу SO_3 необходимо растворить в 200 г раствора H_2SO_4 с массовой долей 95,5 %, чтобы получить раствор олеума с массовой долей 20 %? *Ответ: 100 г.*

11. У вас имеются следующие реактивы: сульфид железа (II), сульфид алюминия и водные растворы гидроксида бария и хлороводорода. Получите из этих веществ семь различных солей, не прибегая к окислительно-восстановительным процессам.

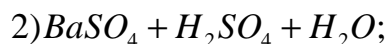
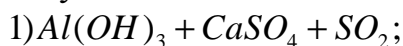
12. Напишите уравнения реакций (укажите условия), соответствующие следующей последовательности изменения степени окисления серы:



13. К раствору, содержащему 10 г $NaOH$, прилили 30 г раствора серной кислоты с массовой долей 30 %. Какая соль и сколько её образовалось? *Ответ: средняя соль; 13,04 г.*

14. Смесь хлорида натрия и сульфата натрия массой 2,59 г обработали концентрированной серной кислотой. Получили 2,84 г сульфата натрия. Какой массовый состав исходной смеси? *Ответ: 1,17 г $NaCl$ и 1,42 г Na_2SO_4 .*

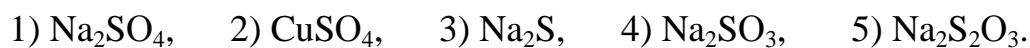
15. Какие вещества вступили в реакцию и при каких условиях, если в результате образовались следующие вещества:



Напишите полные уравнения реакций. Расставьте коэффициенты.

Примерный билет контрольного собеседования

1. К растворам данных солей прилили кислоту. В каких случаях наблюдается выделение газа?



2. Какие продукты получаются при взаимодействии цинка с разбавленной серной кислотой?

- 1) $ZnSO_4 + H_2O + SO_2$, 2) $ZnSO_4 + H_2$, 3) $ZnSO_4 + S + H_2O$,
 4) $ZnSO_4 + H_2O + H_2S$, 5) $ZnSO_3 + H_2O$.
3. Какой из приведенных сульфидов растворим в воде?
 1) CaS , 2) CuS , 3) ZnS , 4) CoS , 5) NiS .
4. Чему равен эквивалент серы в соединении, содержащем 50% серы и 50% кислорода?
 1) 32, 2) 8, 3) 16, 4) 4, 5) 5,33.
5. Указать тип гибридизации орбиталей Se в молекуле H_2Se :
 1) sp , 2) sp^2 , 3) sp^3 , 4) sp^2d^3 , 5) нет гибридизации.
6. Какая электронная конфигурация соответствует атому молибдена в степени окисления +5?
 1) ... $4d^35s^0$; 2) ... $4d^55s^1$; 3) ... $3d^34s^0$, 4) ... $4d^15s^0$; 5) ... $4d^25s^0$.
7. Какое вещество выпадает в осадок при сливании растворов $Cr_2(SO_4)_3$ и Na_2S при комнатной температуре?
 1) Cr_2S_3 ; 2) $CrOH(SO_4)$; 3) $Cr(HSO_4)_3$; 4) $Cr(OH)_3$; 5) $Cr_2(OH)_4SO_3$.
8. Какова степень окисления вольфрама в катионе и в анионе в соединении $(WO_2)_2WO_4$?
 1) В обоих случаях +6; 2) в обоих случаях +5; 3) в катионе +6, в анионе +5;
 4) в катионе +5, в анионе +6; 5) в обоих случаях +3.

VII. ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Работа 1. Галогены

1.1. Получение хлора

Работу проводите под тягой!

Хлор в лаборатории получают взаимодействием концентрированной соляной кислоты с окислителем, в качестве которого обычно используют диоксид марганца, перманганат калия или дихромат калия. Установка для получения хлора изображена на рис. 1.1.

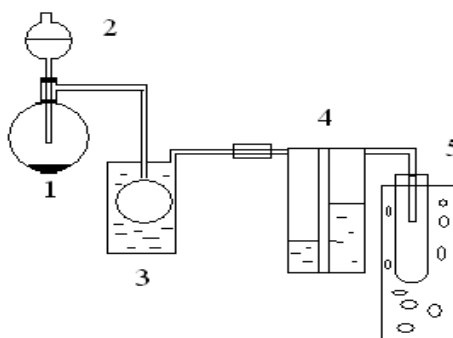


Рис. 1.1. Схема установки для получения хлора:
 1 – колба; 2 – капельная воронка; 3 – промывная склянка;
 4 – осушительная склянка; 5 – приемник.

В колбу (1) насыпают окислитель и постепенно из капельной воронки (2) добавляют концентрированную соляную кислоту. В случае замедления

реакции колбу с реагирующими веществами слегка подогревают. Для очистки газообразного хлора его пропускают через промывную склянку (3) с водой и для осушки - через склянку (4) с концентрированной серной кислотой. Газообразный хлор собирают в приемник (5), который, когда необходимо получить жидкий хлор, охлаждается твердым оксидом углерода (IV).

1.2. Получение хлоридов металлов

Под вытяжным шкафом соберите прибор для получения и очистки хлора, к которому присоедините стеклянную трубку с 1 г железной проволоки, очищенной от ржавчины и свернутой в спираль (рис. 1.2.)

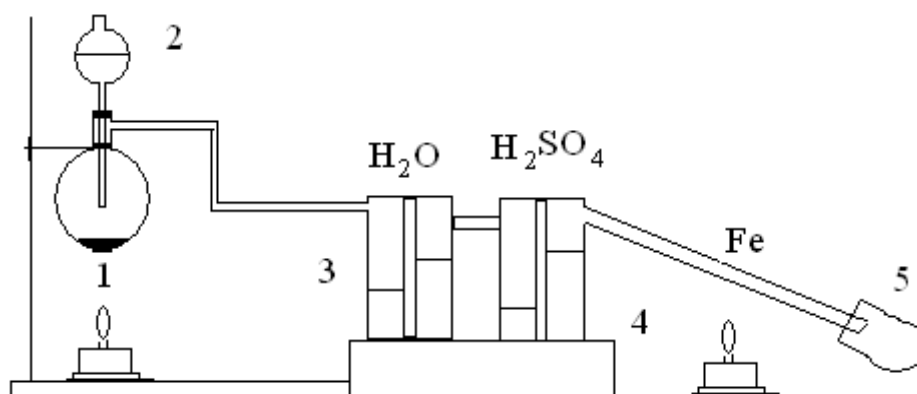


Рис. 1.2. Схема установки для получения хлоридов металлов:
1 – колба; 2 – капельная воронка; 3 – промывная склянка;
4 – осушительная склянка; 5 - приемник.

Предварительно пропустите ток хлора для вытеснения из прибора воздуха, затем место трубки, где помещена проволока, нагрейте. Образующийся хлорид железа (III) в виде бурых паров конденсируется на холодных стенках приемника. *По окончании реакции приемник закройте пробкой и взвесьте полученный хлорид, рассчитайте его выход от теоретического.*

Растворите несколько кристалликов хлорида железа в дистиллированной воде и докажите наличие в растворе ионов Fe^{3+} и Cl^- . Аналогично можно получить хлорид цинка, хрома и др.

1.3. Взаимодействие хлора с неметаллами и сложными веществами

Соберите хлор в небольшую колбу и закройте ее стеклянной пластинкой. Небольшое количество красного фосфора внесите в ложечке в колбу с хлором. *Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.*

1.4. Получение кристаллогидрата хлора

Пробирку с дистиллированной водой (5-10 мл) поместите в измельченный лед и через воду пропустите хлор. Образующиеся мелкие кристаллы гидрата хлора $\text{Cl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ быстро плавятся при нагревании пробирки рукой.

Расплавьте кристаллы и прилейте к раствору четыреххлористый углерод. Встряхните пробирку и сравните окраску водяного слоя и слоя четыреххлористого углерода. *Какой вывод можно сделать о растворимости хлора в воде и органических растворителях?*

1.5. Получение и свойства брома

Налейте в пробирку 10-12 мл концентрированного раствора бромида натрия и пропустите через раствор ток хлора (пока цвет раствора не перестанет изменяться). Перелейте содержимое пробирки в небольшую реторту и перегоните бром в чистую небольшую колбу, охлаждаемую снегом. В колбе бром сконденсируется под небольшим слоем раствора брома в воде в виде темной капли. Слейте воду с брома и с кончика шпателя осторожно стряхните в колбу порошок или мелкие стружки алюминия. Если через минуту реакция не начнется, поднесите под дно колбы стакан с теплой водой. *Напишите уравнение реакции.*

1.6. Получение и свойства иода

а) Налейте в пробирку 5 мл насыщенного раствора иодида калия и пропустите через него ток хлора. Полученное вещество отфильтруйте и высушите на воздухе.

б) В маленькой фарфоровой чашке осторожно смешайте небольшое количество сухого порошка алюминия (магния или цинка) с сухим порошком иода (**опыт проводить в вытяжном шкафу**). В приготовленную смесь осторожно внесите 1-3 капли воды при помощи пипетки. *Что наблюдается? Какую роль в данном опыте играет вода?*

Напишите уравнение реакции проведенных опытов.

1.7. Хлорная, бромная и йодная вода

а) Растворы хлора, брома и иода в воде называются хлорной, бромной и йодной водой, соответственно.

Испытайте хлорную, бромную и йодную воду на лакмус, *напишите уравнения реакций, сопровождающие растворение галогенов в воде. В какую сторону смещено равновесие?*

В пробирку с 2-3 мл хлорной воды прилейте по каплям раствор гидроксида натрия, пока не исчезнет запах хлора. *Как объяснить исчезновение запаха хлора?*

Аналогичные опыты проделайте со свежеприготовленными бромной и йодной водой. *Объясните изменение окраски бромной и йодной воды при добавлении щелочи.*

б) Налейте в три пробирки по 1 мл растворов: в одну – бромида калия и в две другие – иодида калия. В пробирку с бромидом калия прибавьте 2-3 капли хлорной воды, содержимое перемешайте. Затем прилейте 1 мл бензола и снова перемешайте, встряхивая пробирку. То же проделайте с раствором ио-

дида калия. В третью пробирку (с KI) добавьте 1-3 капли бромной воды, затем прилейте бензол и хорошо встряхните.

Сделайте по результатам опыта выводы, напишите уравнения реакций.

в) В три пробирки внесите по 1 мл сероводородной воды и добавьте по каплям до появления мути в первую – хлорной, во вторую – бромной, в третью – йодной воды. *Напишите уравнения реакций.*

1.8. Сравнение восстановительных свойств галогенид-ионов

а) В три сухие пробирки поместите отдельно небольшие количества кристаллических солей – хлорида, бромида и иодида калия и в каждую пробирку добавьте по одинаковому объему раствора концентрированной серной кислоты. Наблюдайте в начале реакции выделение белого дыма в каждой пробирке (HCl, HBr, HI), затем во второй и третьей пробирках отметить появление бурых паров брома и иода, образующихся в результате окислительно-восстановительных реакций между HBr и HI с H₂SO₄.

б) В две пробирки с растворами KBr и KI добавьте по несколько капель раствора хлорного железа. *В каком случае произошло восстановление железа?*

Напишите уравнения реакций и объясните различную восстановительную способность галогенид-ионов.

1.9. Качественные реакции на ионы галогенов

Внесите в три пробирки отдельно по 3-4 капли растворов хлорида натрия, бромида натрия и иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения осадков. *Отметьте их окраску. Испытайте отношение осадков к раствору азотной кислоты и аммиака. Напишите все уравнения реакций.*

1.10. Свойства хлоратов и иодатов

а) К небольшому количеству бертолетовой соли добавьте несколько капель концентрированной соляной кислоты. *Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.*

б) В сухую пробирку поместите несколько небольших кристаллов KClO₃ и закрепите ее в зажиме штатива. При помощи пипетки смочите кристаллы концентрированной серной кислотой. *Напишите уравнение реакции, учитывая, что кроме зеленовато-желтого диоксида хлора ClO₂ образуется еще и HClO₄.*

в) К разбавленному раствору KI прибавьте при помешивании хлорную воду. *Почему вначале появляется темно-бурная окраска, а затем она исчезает? Напишите уравнения реакций.*

Работа 2. Подгруппа марганца

2.1. Получение и свойства марганца

Получение марганца методом алюмотермии

Приготовьте Mn_3O_4 . Для этого 40 г тонкоизмельченного MnO_2 поместите в тигель и нагревайте при $800\text{ }^\circ\text{C}$ в муфельной печи в течение 1 ч. После охлаждения полученный Mn_2O_3 разотрите в порошок, тщательно перемешайте с 10 г порошка алюминия и поместите в шамотовый тигель. Сверху покройте слоем зажигательной смеси. Для приготовления зажигательной смеси в банке осторожно (встряхиванием) перемешайте 7,5 г BaO_2 и 2,5 г порошка магния (**вещества ни в коем случае нельзя растирать в ступке!**).

Вставьте в зажигательную смесь, помещенную в тигель, ленту магния. Шамотовый тигель поставьте в таз с песком в вытяжном шкафу, магниевую ленту подожгите горячей лучинкой.

После окончания бурной реакции остудите тигель, *отделите металл от шлака и взвесьте его. Определите процент выхода марганца.*

Отношение марганца к воде, кислотам и щелочам

Испытайте отношение марганца в компактном и мелкодисперсном состояниях к воде при нагревании. Исследуйте поведение марганца в разбавленных и концентрированных кислотах (соляной, серной, азотной), щелочи. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

2.2. Соединения марганца (II)

а) Получение и свойства гидроксида марганца (II). В четыре пробирки внесите по 1 мл раствора соли марганца (II) и прибавьте по 1 мл 2 М раствора щелочи. Отметьте цвет осадка в первый момент. Осадок в первой пробирке перемешайте встряхиванием и оставьте в штативе на некоторое время. Во вторую пробирку прибавьте 1-2 мл 2 М раствора соляной или серной кислоты, перемешайте. *Что наблюдается?* В третью пробирку прибавьте 1 – 2 мл раствора щелочи, перемешайте. В четвертую пробирку прибавьте несколько капель 10 %-ного раствора пероксида водорода. *Как изменяется цвет осадка? Как со временем изменился цвет осадка в первой пробирке?*

Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляет гидроксид марганца (II)? Какая степень окисления для марганца более устойчива и в какой среде?

б) Получение сульфида марганца (II) и его окисление. В пробирку внесите 1 мл раствора соли марганца (II) и добавьте 1 мл раствора сульфида натрия или аммония. *Отметьте цвет осадка.* Обработайте осадок несколькими каплями 10 %-ного раствора пероксида водорода. *Как изменяется цвет осадка? Напишите уравнения реакций, учитывая, что при окислении сульфида марганца (II) получаются гидроксид марганца (IV) и свободная сера.*

в) Окисление соединений марганца (II)

В пробирку внесите немного 0,5 М раствора сульфата марганца (II) и добавьте 0,1 М раствор перманганата калия. Содержимое пробирки встряхните. Опустите в пробирку синюю лакмусовую бумажку или испытайте реакцию среды универсальным индикатором. *Обратите внимание на цвет образовавшегося осадка. Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

2.3. Соединения марганца (IV)

Окислительные свойства оксида марганца (IV)

а) В пробирку внесите немного оксида марганца (IV), прибавьте 2 мл 2 М раствора серной кислоты и 1 мл раствора сульфата железа (II) (или немного кристаллической соли Мора). Содержимое пробирки перемешайте встряхиванием, дайте отстояться. Раствор аккуратно слейте в чистую пробирку и добавьте к нему несколько капель роданида (тиоцианата) аммония. *На присутствие какого иона указывает окраска раствора? Какой другой реакцией можно воспользоваться, чтобы доказать наличие в растворе данных ионов? Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

б) К нескольким крупинкам MnO_2 прилейте немного концентрированной серной кислоты. Осторожно нагрейте пробирку со смесью до выделения газа. *Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.*

в) Насыпьте в пробирку немного диоксида марганца, прилейте 1 мл концентрированной соляной кислоты. Слегка подогрейте пробирку. *Наблюдайте выделение газа, который определите по цвету и запаху (соблюдайте осторожность!). Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.*

Восстановительные свойства оксида марганца (IV)

В фарфоровый тигель пинцетом поместите небольшой кусочек кристаллической щелочи, добавьте немного кристаллов нитрата калия. Расплавьте смесь, удерживая тигель щипцами в пламени горелки. Внесите в расплав немного оксида марганца (IV). *В какой цвет окрасился расплав? Содержимое тигля сохраните для последующих опытов. Напишите уравнение реакции.*

2.4. Соединения марганца (VI)

а) *Получение манганата калия.* Сплавьте в тигле, нагревая в пламени горелки, небольшой кусочек кристаллического КОН и хлорат калия $KClO_3$ в массовом соотношении 2 : 1. В расплав внесите немного порошка MnO_2 . Не переставая помешивать, продолжайте нагревание до тех пор, пока масса не станет густой. К остывшему расплаву добавьте воды, перемешайте палочкой содержимое тигля. Полученный раствор слейте в колбу, закройте пробкой и сохраните для следующих опытов. *Напишите уравнение происходящей реакции.*

б) *Диспропорционирование манганатов.* Часть раствора, полученного в опыте (а), перелейте в пробирку, прибавьте 1-2 мл воды и несколько капель уксусной кислоты. Отметьте изменение окраски раствора и образование осадка. *В какой среде устойчивы манганат-ионы? Как влияет добавление кислоты на гидролиз манганата калия? Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнения реакций.*

в) *Окислительные свойства соединений марганца (VI).* К подкисленному серной кислотой раствору сульфата железа (II) прилейте по каплям раствор манганата калия. *Объясните наблюдаемые процессы и напишите уравнение реакции.*

К раствору манганата калия добавьте раствор сульфита натрия. Пробирку слегка нагрейте. *Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.*

г) *Восстановительные свойства соединений марганца (VI).* К раствору K_2MnO_4 , полученному в опыте (а), прибавьте 1 мл хлорной воды. *Как изменилась окраска раствора? Объясните наблюдаемое явление и напишите уравнение реакции.*

2.5. Соединения марганца (VII)

Термическое разложение перманганата калия

Несколько кристаллов K_2MnO_4 осторожно нагрейте в пробирке в пламени газовой горелки. *Определите, какой газ выделяется.* Охладите пробирку и растворите ее содержимое в небольшом количестве воды. *Отметьте образование бурого осадка и появление зеленой окраски раствора. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.*

Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия

а) В три пробирки внесите по 1 мл раствора перманганата калия. В первой пробирке раствор подкислите 2 М серной кислотой (2 капли), во вторую добавьте столько же воды, а в третью – 2 капли 20 %-ного раствора щелочи. В каждую пробирку добавьте кристаллического сульфита натрия до изменения первоначальной окраски раствора.

Отметьте цвет полученных растворов и осадка. Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций, учитывая, что перманганат-ион восстанавливается в кислой среде до ионов Mn^{2+} , в нейтральной – до MnO_2 , в щелочной – до манганат-ионов MnO_4^{2-} .

б) Налейте в две пробирки по 2-3 мл раствора бромида калия, прибавьте в разных количествах разбавленную серную кислоту – в первую и разбавленную уксусную кислоту — во вторую пробирку. В каждую пробирку добавьте по 2 мл раствора $KMnO_4$. *Отметьте, одновременно ли наблюдается изменение окраски раствора в обеих пробирках. Как рН среды влияет на скорость процесса?*

Окислительные свойства оксида марганца (VII)

На часовое стекло положите немного порошка KMnO_4 , осторожно добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты и перемешайте стеклянной палочкой. *Что наблюдаете? Какую роль здесь выполняет серная кислота? Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций.* Небольшое количество смеси перенесите в фарфоровую чашку на кусочек ваты, слегка смоченной спиртом. Наблюдайте возгорание спирта. **Нельзя повторять опыт с уже использованной стеклянной палочкой, смоченной окислительной смесью!**

Неорганические синтезы

Работа 3. Синтез хлората калия

Приборы и реактивы. Горелка. Асбестированная сетка. Колба Вюрца вместимостью 50 или 100 мл. Капельная воронка. Химический стакан вместимостью 50 мл. Стакан вместимостью 200 мл (широкий). Мензурка вместимостью 25 мл. Воронка Бюхнера. Насос водоструйный. Штатив металлический, фильтровальная бумага. Пипетка капельная, чашка фарфоровая. Перманганат калия. Лед. Растворы: гидроксида калия (50 %-ный); хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$); серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$).

Выполнение работы. Соберите прибор для получения хлората калия (рис. 3.1.).

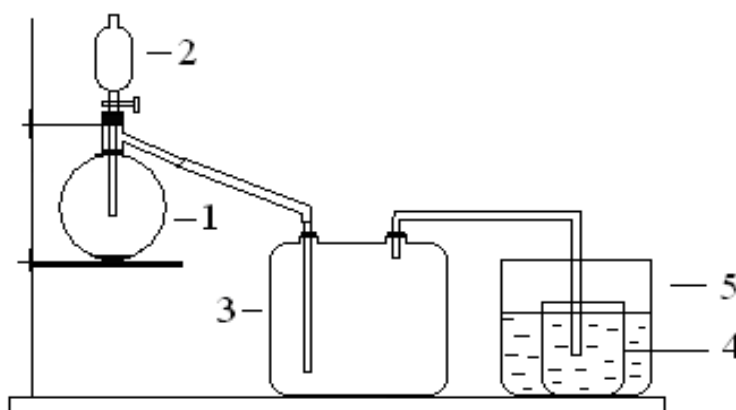


Рис. 3.1. Схема прибора для получения хлората калия:
1 – колба Вюрца, 2 – капельная воронка, 3 – предохранительная склянка,
4 – стакан со щелочью, 5 – стакан с водой.

В колбу 1 насыпьте небольшое количество перманганата калия, закройте пробкой с вставленной в нее капельной воронкой 2 и газоотводной трубкой. Колбу укрепите в штативе на асбестированной сетке. В капельную воронку налейте концентрированной хлороводородной кислоты (плотность $1,19 \text{ г/см}^3$). В химический стакан 4 вместимостью 50 мл налейте 10 мл насыщенного раствора гидроксида калия (50 %-ный). Нагрейте раствор почти до

кипения и поставьте в другой, более широкий стакан 5 с горячей водой, также нагретой до кипения. В колбу с KMnO_4 приливайте из воронки по каплям кислоту, газоотводную трубку опустите в горячий раствор щелочи и пропустите в него хлор 5 – 10 мин. Если ток хлора ослабевает, колбу осторожно подогрейте. Наблюдайте выпадение кристаллов хлората калия — бертолетовой соли. Выньте газоотводную трубку из стакана со щелочью, охладите раствор с кристаллами и перенесите их на воронку Бюхнера, в которую предварительно вложите фильтр. Кристаллы отфильтруйте, на фильтре промойте небольшим количеством ледяной воды. Промытые кристаллы снимите с воронки и высушите их на воздухе между листами фильтровальной бумаги.

Напишите уравнение реакции взаимодействия хлора с гидроксидом калия при нагревании. Какое вещество получается кроме хлората калия?

Исследуйте окислительные свойства хлората калия. В маленький тиглек или фарфоровую чашку положите несколько кристалликов полученного препарата и осторожно добавьте из пипетки 1 – 2 капли концентрированной серной кислоты. *Что наблюдается? Повторите опыт с хлороводородной кислотой. Что наблюдается в этом случае? Напишите уравнения протекающих реакций.*

Работа 4. Синтез оксалата марганца (II)

Приборы и реактивы. Воронка Бюхнера с колбой Бунзена. Колба с пробкой вместимостью 150 – 200 мл. Стаканы химические вместимостью 100 мл. Фарфоровый тигель. Пробирка. Фильтровальная бумага. Сушильный шкаф. Весы с разновесами. Часовые стекла. Реактивы: щавелевая кислота кристаллическая, перманганат калия кристаллический, дистиллированная вода. Растворы: уксусная кислота (2 М).

Выполнение работы. Приготовьте насыщенные растворы щавелевой кислоты и перманганата калия, для чего взвесьте на технохимических весах 2,34 г щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и 1,5 г перманганата калия и перенесите их в конические колбочки вместимостью 100 мл. В колбочку с перманганатом калия прилейте 10 мл воды и раствор нагрейте до 60 °С. В колбочку с щавелевой кислотой добавьте 20 мл воды и нагрейте раствор до кипения. Горячий раствор щавелевой кислоты подкислите уксусной кислотой (4-5 капель) и медленно при перемешивании прилейте к нему горячий раствор перманганата калия до появления устойчивой слабо-розовой окраски. Закройте колбу пробкой и дайте раствору отстояться. После коагуляции осадка откройте пробку и осторожно слейте жидкость с осадка. Прилейте в колбу тройное по объему (по сравнению с осадком) количество дистиллированной воды и взболтайте осадок. Закройте колбу пробкой и дайте раствору снова отстояться. Промывание декантацией повторите 2 раза. Перенесите осадок с жидкостью на воронку Бюхнера и промойте еще два раза водой. Отфильтрованный осадок кристаллогидрата оксалата марганца – $\text{MnC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ перенесите в фарфоровый тигель и высушите в сушильном шкафу при

температуре 150 °С для удаления кристаллизационной воды. Полученный препарат взвесьте.

Запишите уравнение реакции:



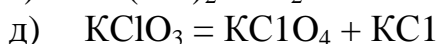
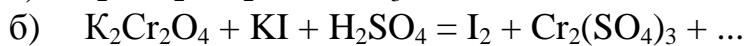
Вычислите выход оксалата марганца (в %) по щавелевой кислоте.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Напишите электронные формулы атомов галогенов в нормальном и возбужденном состояниях. Почему хлор, бром и йод могут проявлять степень окисления -1, +7, +5, +3, +1, а фтор только -1?
3. Как изменяется прочность связи между атомами в ряду молекул Cl_2 , Br_2 , I_2 . Чем это объясняется? Как изменяется в этом ряду энтальпия диссоциации молекул и их устойчивость?
4. Как изменяется энергия ионизации и сродство к электрону в ряду Cl , Br , I , At . Чем это объясняется?
5. В какой степени окисления галогены могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные? Напишите соответствующие электронные формулы для хлора и йода.
6. В какой степени окисления йод может проявлять и окислительные, и восстановительные свойства? Напишите формулы соответствующих соединений.
7. Напишите схему химического равновесия в растворе хлорной воды. Действием каких веществ на хлорную воду можно доказать присутствие в ней: а) молекулярного хлора; б) иона хлора; в) в каком направлении сместится равновесие при добавлении щелочи?
8. Напишите уравнения реакций получения хлороводорода тремя различными способами. Какая из приведенных реакций не применима для получения чистых бромоводорода и иодоводорода? Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.
9. Как изменяется прочность химической связи в ряду HF , HCl , HBr , HI ? Чем это объясняется?
10. Какой из галогеноводородов является наиболее сильным восстановителем? Какой — наиболее слабым? Пользуясь таблицей электродных потенциалов, указать один из окислителей, которым можно окислить: а) KI , не окисляя KBr ; б) KBr , не окисляя KCl ? Напишите соответствующие уравнения.
16. Какой тип химической связи преимущественно имеет место в молекулах галогеноводородов, галогенидов щелочных металлов и оксидов галогенов?
17. Напишите формулы оксидов хлора в степени окисления хлора I, III, V, VII и соответствующих им кислот. Дайте названия кислот и указать, как последовательно изменяются их электролитическая сила, устойчивость и окислительные свойства.

18. С какими металлами может реагировать хлороводородная кислота? Влияет ли изменение концентрации этой кислоты на характер реакции с металлами? Ответ мотивировать.

19. Допишите следующие уравнения и проставьте соответствующие коэффициенты:



20. Укажите сходство и различие в строении атомов элементов VIIA и VIIB подгрупп на примере хлора и марганца. Как это отражается на свойствах элементов и на свойствах их оксидов и гидроксидов?

21. Напишите формулы возможных оксидов марганца и соответствующих им гидроксидов. Указать их свойства: кислотные, основные, амфотерные.

22. Напишите электронные формулы Mn (IV), и Mn (VII), Re (III) и Re (VII). Какой из атомов в указанной степени окисления является наиболее сильным окислителем? Какой наиболее сильным восстановителем?

23. К раствору сульфата марганца на воздухе добавлено: а) гидроксид калия, б) сульфид аммония, в) перманганат калия. Какое соединение марганца получится при этом в каждом случае? Напишите уравнения реакций.

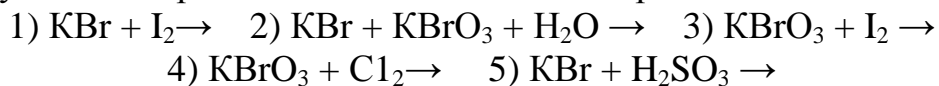
24. Напишите уравнения реакций, в которых из сульфата марганца (II) получают: а) гидроксид марганца (III), б) диоксид марганца, в) марганцовая кислота.

25. Напишите уравнения реакций, в которых соединение марганца (IV) является: а) восстановителем, б) окислителем.

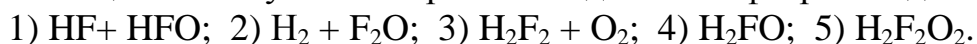
26. Какие реакции протекают при действии на кристаллический перманганат калия: а) концентрированной серной кислотой, б) концентрированной хлороводородной кислотой, в) при нагревании? Напишите соответствующие уравнения.

Примерный билет контрольного собеседования

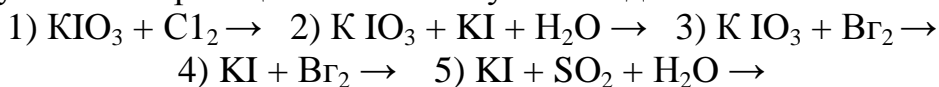
1. В каких из указанных реакций может выделяться бром?



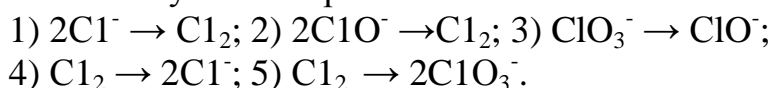
2. Какие вещества получаются при взаимодействии фтора с водой?



3. В каких из указанных реакций можно получить иод?



4. В каких случаях хлор окисляется?



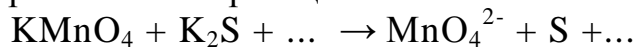
5. Действием какого реактива можно разделить AgI и AgCl, находящиеся в смеси?

1) H₂SO₄; 2) HNO₃; 3) NH₃ раствор; 4) KBr; 5) KOH.

6. Указать число электронов на уровне $n=3$ атома марганца:

1) 7, 2) 10, 3) 8, 4) 13, 5) 18.

7. При каком pH возможна реакция



1) 3, 2) 7, 3) 6, 4) 12, 5) 2.

8. Чему равен коэффициент при серной кислоте в реакции



1) 4, 2) 8, 3) 16, 4) 24, 5) 36.

9. Указать окислитель, которым можно окислить Mn^{2+} в MnO_4^- :

1) K₂Cr₂O₇, 2) H₂SO₄, 3) NaBiO₃, 4) Cl₂, 5) KIO₃.

10. Указать вещества, получающиеся при термическом разложении перманганата калия:

1) K₂O, MnO₂, O₂; 2) K₂MnO₅, O₂; 3) K₂MnO₄, MnO₂, O₂; 4) K₂O, Mn₂O₇; 5) MnO₃, K₂MnO₄.

VIII. ЭЛЕМЕНТЫ VIII ГРУППЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

Работа 1. Железо, кобальт, никель

1.1. Взаимодействие железа с кислотами

Испытайте действие на железо разбавленных и концентрированных кислот: серной, соляной и азотной. После растворения железа исследуйте содержимое пробирок на присутствие ионов Fe²⁺ и Fe³⁺. *Напишите уравнения реакций.*

1.2. Свойства солей Fe (II)

а) К раствору соли железа (II) прилейте раствор красной кровяной соли. *Что наблюдается? Напишите уравнение реакции.*

б) В три пробирки налейте по 1 мл раствора соли железа (II), подкисленного серной кислотой, и добавьте в первую пробирку бромной воды, во вторую – раствора дихромата калия, в третью – раствор перманганата калия. *Что происходит? Напишите уравнения реакций.*

в) Раствор соли железа (II) испытайте лакмусом. *Напишите уравнение реакции гидролиза.*

1.3. Свойства солей кобальта (II)

а) Положите в пробирку несколько небольших кристаллов безводного хлорида кобальта (II) и смочите водой. *Как изменяется окраска? Добавьте концентрированной соляной кислоты. Каков теперь цвет раствора? Объясните наблюдаемые явления.*

б) Налейте в пробирку 1-2 мл 96 % раствора спирта и добавьте несколько небольших кристаллов хлорида кобальта. *Объясните изменение окраски.*

1.4. Реакция на ион никеля (реакция Чугаева)

Поместите в пробирку 1 мл воды, 0,5 мл раствора соли никеля и 1 каплю аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет с образованием нерастворимого диметилглиоксимата никеля:

1.5. Получение и свойства гидроксидов Fe, Co, Ni (II)

а) Возьмите по 2 мл растворов солей железа, кобальта и никеля (II) и осадите в каждом из растворов соответствующий гидроксид при помощи щелочи. *Отметьте цвет осадков.* Отделите часть осадков и испытайте их на растворимость в кислотах и избытке щелочи (при нагревании).

Что происходит с оставшимися осадками при стоянии их на воздухе? Напишите соответствующие уравнения реакций. В каком случае не происходит изменение цвета осадка? О чем это говорит?

б) Получите (как описано выше) гидроксиды кобальта и никеля (II). Разделите осадок $\text{Ni}(\text{OH})_2$ на две части. К осадкам $\text{Co}(\text{OH})_2$ и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ прилейте по 1 мл 3%-ного раствора H_2O_2 . *Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. К отдельной пробе $\text{Ni}(\text{OH})_2$ прилейте более сильный окислитель - бромную воду. Что происходит?*

Что можно сказать о характере изменения устойчивости степени окисления в ряду: $\text{Fe}(\text{OH})_2 - \text{Co}(\text{OH})_2 - \text{Ni}(\text{OH})_2$?

1.6. Свойства солей железа (III)

а) Определите реакцию раствора хлорного железа на лакмус. *Напишите уравнение реакции гидролиза.*

б) К раствору хлорного железа прилейте раствор соды. *Что происходит? Каков состав полученного осадка? Напишите уравнение реакции.*

в) К небольшим количествам раствора соли железа (III) в отдельных пробирках прилейте растворы роданида аммония и гексацианоферрата (II) калия. *Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.*

г) В три пробирки налейте по 2-3 мл раствора хлорного железа. В одну пробирку прибавьте раствор сульфида натрия, в другую – раствор иодида калия, третью оставьте для сравнения. *Объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций.*

1.7. Соединения железа (VI)

В пробирку с небольшим количеством измельченного гидроксида калия добавьте 3-4 капли раствора хлорного железа и **(выполняйте под тягой!)** несколько мелких кристаллов хлората калия или 2-3 капли брома. Смесь нагрейте. Наблюдайте окрашивание содержимого пробирки в фиолетово-красный цвет за счет образования феррата калия.

Небольшое количество феррата калия перенесите в стакан и добавьте немного воды и несколько капель хлорида бария. *Напишите уравнение реакции образования малорастворимого осадка феррата бария.*

1.8. Получение и свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля (III)

а) Получите гидроксид железа (III) и исследуйте его отношение к кислотам и щелочам. *Напишите уравнения реакций.*

б) Получите в двух пробирках гидроксид кобальта (II) и переведите его в $\text{Co}(\text{OH})_3$ действием в одном случае пероксидом водорода, в другом – бромной водой. *Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Испытайте полученные осадки по отношению к кислотам (H_2SO_4) и щелочам. Что можно сказать о стабильности степеней окисления кобальта?*

в) Получите $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и к осадку добавьте бромной воды для перевода его в $\text{Ni}(\text{OH})_3$. Испытайте полученный осадок по отношению к кислотам и щелочам. *Напишите уравнения реакций. Что можно сказать о кислотно-основных свойствах железа, кобальта, никеля (III)?*

Неорганические синтезы

Работа 2. Синтез соли Мора

Приборы и реактивы. *Три стакана вместимостью 100 мл. Воронка Бюхнера, Водяная баня. Бюретка вместимостью 25 мл. Пипетка вместимостью 10 – 15 мл. Три конические колбочки вместимостью 50 мл. Восстановленное железо. Сульфат аммония. Раствор серной кислоты (10 %-ный). Перманганат калия (фиксанал 0,1 н.).*

Выполнение работы. Соль Мора кристаллизуется из растворов, содержащих сульфат железа (II) и сульфат аммония.

Приготовьте раствор сульфата железа (II); взвесьте на технических весах 2 г восстановленного железа и растворите его в стакане при нагревании в 10 %-ной серной кислоте (предварительно рассчитайте по уравнению реакции необходимый объем кислоты, узнав ее плотность по таблице). Отфильтруйте полученный горячий раствор от углерода и держите его на водяной бане до образования пленки на поверхности раствора. Приготовьте насыщенный раствор сульфата аммония, для чего кристаллическую соль (рассчитайте необходимое количество), растворите в воде, добавляя воду небольшими порциями до полного растворения кристаллов. Полученный раствор упарьте на водяной бане также до начала кристаллизации. Слейте оба горячих раствора, подержите на водяной бане до образования сверху кристаллической пленки и оставьте на сутки кристаллизоваться при комнатной температуре. Образующаяся соль выпадает в виде кристаллов голубовато-зеленого цвета:



Отфильтруйте кристаллы на воронке Бюхнера, промойте 10 мл ледяной воды и отожмите между листами фильтровальной бумаги.

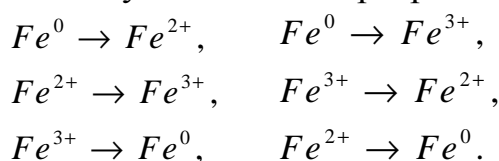
С полученной солью проделайте следующее: *взвесьте соль и рассчитайте выход по железу (в %)*. Прделайте любые известные реакции для установления степени окисления железа в полученной соли. *Определите количественно содержание железа в полученной соли*. Для этого растворите 0,1 г соли в воде в мерной колбе вместимостью 100 мл, доведите водой до метки и оттитруйте раствором перманганата калия, приготовленным по фиксалялу.

Сравните полученный результат с теоретическим содержанием железа в соли Мора.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Железо и кальций имеют на внешнем энергетическом уровне по два s-электрона. В чем причина резкого отличия их химической активности?

2. Предложите способы осуществления превращений:



3. Белый хлопьевидный осадок гидроксида железа (II) на воздухе быстро зеленеет, а затем буреет. Напишите уравнения реакций, объясняющие это явление.

4. Объясните и напишите гидролиз соли $FeCl_3$.

5. Осуществите превращения:



6. Сульфат железа (II), являясь восстановителем, взаимодействует с $KMnO_4$ в кислой среде. Составьте уравнения реакции, расставьте коэффициенты и рассчитайте массу раствора $KMnO_4$ с массовой долей 0,5 %, необходимого для окисления 7,6 г $FeSO_4$. *Ответ: 316 г.*

7. При нагревании 5,56 г кристаллогидрата сульфата железа (II) получили 3,04 г безводной соли. Определите формулу кристаллогидрата. *Ответ: $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.*

8. При сжигании в токе кислорода образца стали массой 8 г получили 0,1 г CO_2 . Какова массовая доля (%) углерода в данной стали? *Ответ: 0,34 %.*

Примерный билет контрольного собеседования

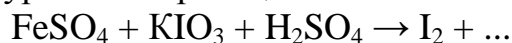
1. Какая из солей, образованных катионом Fe^{3+} и анионами приведенных ниже кислот, хорошо растворима в воде?

1) H_3PO_4 ; 2) $HSCN$; 3) H_2SiO_3 ; 4) HCl ; 5) H_2CO_3 .

2. Какие вещества образуются при взаимодействии гидроксида никеля (III) с концентрированной хлороводородной кислотой?

1) $NiCl_3$, H_2O 2) $NiCl_2$, Cl_2O , H_2O ; 3) $NiCl_2$, H_2O , Cl_2 ; 4) $NiCl_2$, Cl_2O ; H_2 ;
5) $NiCl_3$, Cl_2 , H_2O .

3. Закончите уравнение реакции:



Чему равна сумма коэффициентов правой части уравнения?

1) 15; 2) 8; 3) 11; 4) 13; 5) 5.

4. Какой из гидроксидов является наиболее сильным окислителем?

1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$; 2) $\text{Co}(\text{OH})_3$; 3) FeOOH ; 4) $\text{Co}(\text{OH})_2$; 5) $\text{Ni}(\text{OH})_3$.

5. В какой реакции соединение железа (III) является восстановителем?

1) $\text{FeOOH} + \text{KI} \rightarrow \dots$, 3) $\text{FeOOH} + \text{KOH} (\text{конц.}) \rightarrow \dots$,

2) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$, 4) $\text{FeCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$,

5) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$

IX. КООРДИНАЦИОННЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Работа 1. Координационные соединения

1.1. Различие между двойными солями и комплексными соединениями

а) В две пробирки налейте немного раствора железосамонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$. В одну из пробирок добавьте несколько капель роданида аммония, а в другую — хлорида бария. *Объясните наблюдаемые явления. Напишите ионные уравнения протекающих реакций и уравнение электролитической диссоциации железосамонийных квасцов.*

б) Налейте в пробирку немного раствора гексацианоферрата (III) калия и добавьте несколько капель роданида аммония. *Содержит ли раствор этой комплексной соли ионы Fe^{3+} ? Напишите уравнение реакции электролитической диссоциации данного соединения. В чем различие между двойными и комплексными солями?*

1.2. Определение атома, через который координируется лиганд

Смешайте равные объемы 1 М раствора хлорида кадмия и 2 М раствора тиомочевинны $(\text{NH}_2)_2\text{CS}$. Наблюдайте образование белых игольчатых кристаллов смешанного нейтрального комплекса (к.ч. = 4). Отделите кристаллы от раствора и нагрейте их на газовой горелке. При термодеструкции этого комплекса может получиться или нитрид кадмия (черного цвета), или сульфид кадмия (желтого цвета). Укажите цвет полученного соединения и определите атом, через который координируется тиомочевина.

1.3. Получение катионных и анионных комплексных соединений

Получение аммиаката меди

К небольшому количеству раствора сульфата меди (II) добавьте по каплям раствор аммиака. Наблюдайте образование голубого осадка, который растворяется при дальнейшем прибавлении избытка аммиака вследствие образования комплексного соединения (к.ч. = 4). *Отметьте цвет образовавшегося раствора. Напишите уравнения протекающих реакций.*

Получение аммиаката никеля

К раствору соли никеля (II) прилейте по каплям раствор аммиака до растворения первоначально образовавшегося осадка гидроксида никеля. *Отметьте цвет осадка и конечного раствора. Напишите в молекулярной и*

ионной формах уравнения реакций получения гидроксида никеля и комплексного соединения (к.ч. = 6). Присутствие каких ионов в растворе определяет окраску растворов исходной соли и комплексного соединения?

Получение аммиаката кобальта

К раствору CoCl_2 прилейте избыток растворов хлоридов аммония и аммиака. Наблюдайте образование розовато-красного раствора комплексной соли кобальта (к.ч. = 6). Раствор на воздухе постепенно меняет окраску на желтую вследствие окисления Co(II) до Co(III) . *Напишите уравнения протекающих реакций.*

1.4. Получение аква- и гидроксокомплексов хрома (III)

Налейте в две пробирки раствор соли хрома (III) и добавьте 1 М раствор аммиака до образования осадка гидроксида. В одну пробирку прилейте 1 М раствор серной кислоты, в другую – 2 М раствор гидроксида натрия до растворения осадка. *Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций получения гидроксида хрома (III), взаимодействия его с кислотой и щелочью (к.ч. = 6). Укажите цвет полученных соединений.*

1.5. Устойчивость комплексных ионов

а) Налейте в две пробирки 1 – 2 мл 0,5 М раствора сульфата магния и добавьте 0,5 М раствор гидроксида натрия. Образовавшийся осадок гидроксида магния обработайте избытком раствора NaOH (первая пробирка) и 25%-ным раствором аммиака (вторая пробирка). *Растворяется ли при этом осадок гидроксида магния?*

Проведите также опыты с 0,5 М раствором хлорида цинка. *Какой из ионов (Mg^{2+} или Zn^{2+}) является лучшим комплексообразователем? Напишите уравнения реакций получения соответствующих комплексных соединений в молекулярной и ионной формах.*

б) В пробирку налейте небольшое количество раствора нитрата серебра. К нему добавьте раствор иодида калия. Образовавшийся осадок AgI отфильтруйте и растворите в избытке раствора тиосульфата натрия. *Напишите уравнение реакции образования ацидокомплекса.*

К полученному раствору комплексной соли серебра прилейте немного раствора сульфида аммония или пропустите ток сероводорода. *Используя представления о произведении растворимости и константе нестойкости, объясните, почему растворяется осадок AgI и образуется осадок Ag_2S .*

1.6. Окислительно-восстановительные свойства комплексных соединений

а) В две пробирки налейте немного раствора красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и в каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора FeCl_3 . Обратите внимание на изменение окраски растворов. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте несколько капель раствора KOH

и немного 3 % -ного раствора пероксида водорода. Смесь взболтайте, испытайте выделяющийся газ лучинкой. *Изменяется ли окраска раствора? Напишите уравнения реакций.*

б) К раствору CoCl_2 прилейте избыток раствора хлорида аммония и аммиак. Образуется розово-красный раствор комплексной соли (к.ч. = б). Раствор на воздухе постепенно меняет окраску вследствие окисления. *Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы об окислительно-восстановительной способности комплексных соединений.*

Неорганические синтезы

Работа 2. Синтез и исследование комплексной соли сульфата тетраамминмеди (II)

Приборы и реактивы: *Весы техно-химические, воронка Бюхнера, фарфоровая ступка, водоструйный насос, стакан вместимостью 100 мл, мерный цилиндр вместимостью 100 мл. Пентагидрат сульфата меди (II), этанол, растворы: аммиака (25 %-ный), хлорида бария (2 М), оксалата аммония (0,5 М), сероводородная вода.*

Выполнение работы. Взвесьте на техно-химических весах 5 г пентагидрата сульфата меди и поместите в химический стакан. Рассчитайте количество 25 %-ного раствора аммиака, необходимое для образования комплексного соединения; отмерьте мензуркой удвоенный объем (для увеличения выхода продукта, так как растворимость комплексного соединения уменьшается при добавлении аммиака). Растворите в стакане взвешенную соль в отмеренном количестве аммиака и тщательно перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения соли. К полученному раствору добавьте 10 мл этилового спирта (растворимость комплексного соединения в спирте меньше, чем в воде) и оставьте кристаллизоваться на 20-25 мин. Отфильтруйте выпавшие кристаллы на воронке Бюхнера и отсоедините колбу с воронкой от насоса. Затем промойте кристаллы на фильтре два раза смесью равных объемов спирта и 25 %-ного аммиака. Для этого налейте в воронку смесь спирта с аммиаком, дайте смеси пропитать осадок и снова присоедините колбу к насосу. Если не отключать насос, то спирт слишком быстро проходит через осадок и промывание получается недостаточным.

Взвесьте на техно-химических весах бюкс, перенесите в него кристаллы с фильтра и поместите их в сушильный шкаф при температуре 50 – 60 °С на 20 мин. Затем охладите и снова взвесьте бюкс. *Рассчитайте выход комплексного соединения по отношению к взятому пентагидрату сульфата меди (II).*

Исследование комплексного соединения $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Внесите по несколько кристаллов полученной соли в 4 пробирки и растворите в небольшом количестве воды. Определите в одной из них наличие сульфат-иона, добавив соответствующий реактив. Исследуйте проч-

ность полученного комплексного иона; для этого во вторую пробирку поместите железный гвоздь. *Выделяется ли медь на железе из раствора медного купороса?* На раствор в третьей пробирке подействуйте раствором оксалата аммония. *Выпадает ли осадок оксалата меди?* В четвертую пробирку добавьте раствор сульфида аммония. *Что наблюдается?* Поместите несколько кристаллов соли в сухую пробирку и слегка нагрейте; поднесите к отверстию пробирки красную лакмусовую бумагу, смоченную водой. *Что наблюдается?*

Напишите уравнения получения комплексного соединения, его диссоциации, всех реакций, сделанных при его исследовании, его разложения при нагревании.

Во внешнюю или внутреннюю координационную сферу комплексного соединения входит ион меди? Объясните действие на комплексное соединение оксалата аммония и сульфида аммония; для этого напишите уравнение диссоциации комплексного иона, найдите в таблице значение его константы нестойкости и значения произведения растворимости соответствующих солей меди.

Вопросы и задания для самостоятельного решения

1. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексных соединениях и приведите их названия:

- | | |
|-------------------------|--------------------------|
| а) $K[AuBr_4]$ | е) $K [Pt(NH_3)Cl_5]$ |
| б) $K_2[Cd(CN)_4]$ | ж) $H[Co(H_2O)_2(CN)_4]$ |
| в) $Ca[ZrF_6]$ | з) $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$ |
| г) $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ | и) $Na_2[Fe(NO)(CN)_6]$ |
| д) $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ | к) $K[Cr(SO_4)_2]$ |

2. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений, обоснуйте выбор комплексообразователя и приведите их названия:

- | | |
|--|--|
| а) $3NaF \cdot AlF_3$ | з) $3NaCl \cdot IrCl_3$ |
| б) $SiF_4 \cdot BaF_2$ | и) $3KCN \cdot Fe(CN)_3$ |
| в) $2Ca(CN)_2 \cdot Fe(CN)_2$ | к) $Cd(OH)_2 \cdot 4NH_3$ |
| г) $2Ba(OH)_2 \cdot Cu(OH)_2$ | л) $KCl \cdot PtCl_4 \cdot NH_3$ |
| д) $CoCl_3 \cdot 4NH_3 \cdot H_2O$ | м) $KCN \cdot Co(CN)_3 \cdot 2H_2O$ |
| е) $2KNO_3 \cdot HNO_3 \cdot Au(NO_3)_3$ | н) $NH_4CN \cdot Cr(CN)_3 \cdot 2H_2O$ |
| ж) $2NH_4Br \cdot CuBr_2 \cdot 2NH_3$ | |

3. Напишите уравнение диссоциации в растворе комплексных ионов следующих соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов:

- | | |
|-------------------------------|--------------------|
| а) $K_3[Fe(CN)_6]$ | д) $K[VF_6]$ |
| б) $[Co(H_2O)_2(NH_3)_4]Cl_3$ | е) $Ba[BF_5]$ |
| в) $[Co(H_2O)(NH_3)_4Cl]Cl_2$ | ж) $Na_2[MoF_6]$ |
| г) $Cs[Ag(CN)_2]$ | з) $K_2[Zr(OH)_6]$ |

4. Известно, что из раствора комплексной соли $CoCl_3 \cdot 6NH_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $CoCl_3 \cdot 5NH_3$ только $\frac{2}{3}$ хлора. Напишите координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации.

5. Какое основание является более сильным: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ или $\text{Cu}(\text{OH})_2$?
 Ответ обоснуйте.
6. Какая кислота сильнее: HCN или $\text{H}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$? Почему?
7. Степень гидролиза какой соли больше?
 а) KCN или $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; б) ZnCl_2 или $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$. Ответ обоснуйте.
8. Какой комплексный ион прочнее:
 а) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
 б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
- Ответ обоснуйте. Соответствуют ли величины констант нестойкости сделанным выводам?
9. Какой комплексообразователь должен давать более прочные комплексы:
 а) Pt^{4+} или Pt^{2+} , в) Mg^{2+} или Ni^{2+} , б) Ca^{2+} или Zn^{2+} , г) Zn^{2+} или Cd^{2+}
 Ответ обоснуйте.
10. Существуют два комплексных соединения кобальта одинакового состава: $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Раствор одной соли дает осадок с раствором хлорида бария, но не взаимодействует с раствором нитрата серебра. Раствор другой соли дает осадок с нитратом серебра, но не взаимодействует с хлоридом бария. Напишите координационные формулы обоих соединений.
11. Какие комплексные соединения называются хелатами? Приведите два примера.
12. Определите возможный тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя в комплексах, учитывая их магнитные свойства:
 а) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ — парамагнитен; б) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ — диамагнитен.
13. Какой тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя и соответственно пространственная конфигурация ионов должна быть у комплексных частиц $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$?

Примерный билет контрольного собеседования

1. Из каких молекул, способных к самостоятельному существованию, образовано соединение $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{NO})(\text{CN})_5]$?
 1) $\text{NaNO}_2 \cdot \text{Fe}(\text{CN})_6$; 2) $\text{NaCN} \cdot \text{NO} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$; 3) $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot \text{NaCN} \cdot \text{NO}$;
 4) $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_5 \cdot \text{NO}$; 5) $2\text{NaCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot \text{NO}$.
2. Какую степень окисления имеет комплексообразователь в соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Br}](\text{NO}_3)_3$?
 1) +1; 2) +2; 3) +3; 4) +4; 5) +5.
3. Какая координационная формула справедлива для соединения $\text{NaBr} \times \text{CuBr}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$?
 1) $\text{Cu}[\text{NaBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$; 2) $\text{Na}[\text{CuBr}_3]\text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Na}[\text{CuH}_2\text{O} \cdot \text{Br}_3]$;
 4) $\text{CuBr}[\text{NaBr}_2\text{H}_2\text{O}]$; 5) $\text{Na}[\text{CuBr}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}]\text{Br}$.
4. В каком соединении заряд иона-комплексообразователя наименьший?
 1) $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2]$; 2) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$; 4) $\text{H}[\text{AuCl}_4]$,
5. Какая форма отвечает комплексам, образованным при $d^2 sp^3$ -гибридизации атомных орбиталей?
 1) плоский квадрат; 2) тетраэдр; 3) тригональная бипирамида; 4) октаэдр.

Библиографический список рекомендуемой литературы

1. Глинка, Н.Л. Общая химия; учебник / под ред. В.А. Попкова, А.В. Бабков. – 16-е изд., перераб. и доп. – М.: Издательство Юрайт; Высшее образование, 2010. – 886 с.
2. Васильева, З.Г. Грановская, А.А. Таперова, А.А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии: Учебное пособие для вузов. – 2-е изд., испр. – Л.: Химия, 1986. – 288 с.
3. “Справочник химика (Второе издание)”, Москва, Ленинград, “Химия”, 1965.
 - т.1 – строение неорганических соединений
 - т.2 – свойства неорганических соединений
 - т.3 – растворимость, температурная зависимость растворимости, равновесные гидратные фазы
4. “Руководство по неорганическому синтезу” под ред. Г. Брауэра в шести томах, М.: Издательство Мир, 1985.
5. “Практикум по неорганической химии” под ред. В.П. Зломанова, М.: Издательство МГУ, 1994. – 455 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Порядок выполнения лабораторных работ и правила работы в химической лаборатории	4
I. Водород, пероксид водорода, кислород	5
Работа 1. Получение и свойства водорода	5
Работа 2. Получение и свойства пероксида водорода	7
Работа 3. Получение кислорода и оксидов	8
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	8
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	9
II. Элементы I и II групп периодической системы	9
Работа 1. Щелочные металлы	9
Работа 2. Подгруппа меди	11
Работа 3. Бериллий и магний	13
Работа 4. Щелочноземельные металлы	14
Работа 5. Определение жесткости воды	17
Работа 6. Подгруппа цинка	19
Работа 7. Синтез гидрокарбоната и карбоната натрия	20
Работа 8. Получение гидроксида натрия из карбоната натрия (кинетика превращения)	21
Работа 9. Синтез карбоната кадмия и определение содержания CO ₂ в полученном продукте	22
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	23
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	24
III. Элементы III группы периодической системы элементов	25
Работа 1. Получения и свойства соединений бора	25
Работа 2. Алюминий. Галлий. Индий	26
Работа 3. Синтез алюмокалиевых квасцов	28
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	29
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	30
IV. Элементы IV группы Периодической системы элементов	30
Работа 1. Химия углерода и его соединений	30
Работа 2. Кремний и его соединения	32
Работа 3. Подгруппа германия	33
Работа 4. Подгруппа титана	35
Работа 5. Синтез диоксида свинца	37
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	37
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	39
V. Элементы V группы периодической системы	39
Работа 1. Азот и его соединения	39
Работа 2. Фосфор и его соединения	44
Работа 3. Подгруппа мышьяка	46
Работа 4. Подгруппа ванадия	47
Работа 5. Синтез нитрата калия	49

<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	50
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	52
VI. Элементы VI группы Периодической системы	53
Работа 1. Халькогены	53
Работа 2. Подгруппа хрома	59
Работа 3. Получение тиосульфата натрия	64
Работа 4. Синтез хромово-калиевых квасцов	65
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	65
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	66
VII. Элементы VII группы периодической системы	67
Работа 1. Галогены	67
Работа 2. Подгруппа марганца	71
Работа 3. Синтез хлората калия	74
Работа 4. Синтез оксалата марганца (II)	75
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	76
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	77
VIII. Элементы VIII группы Периодической системы	78
Работа 1. Железо, кобальт, никель	78
Работа 2. Синтез соли Мора	80
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	81
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	81
IX. Координационные соединения	82
Работа 1. Координационные соединения	82
Работа 2. Синтез и исследование комплексной соли сульфата тетраамминмеди (II)	84
<i>Вопросы и задания для самостоятельного решения</i>	85
<i>Примерный билет контрольного собеседования</i>	86
Библиографический список	87

Учебное издание

О.В. Артамонова, Е.А. Хорохордина

ХИМИИ ЭЛЕМЕНТОВ

*Учебное пособие
для бакалавров, обучающихся по направлению 020900.62 (511700)
«Химия, физика и механика материалов»*

Подписано в печать 02.01.2011. Формат 60×84 1/16. Уч.-изд. Л. 4.
Усл.-печ. л. 4. Бумага писчая. Тираж экз. Заказ №_____.

Отпечатано: отдел оперативной полиграфии Воронежского государственного
архитектурно-строительного университета
394006 Воронеж, ул. 20-летия Октября, 84