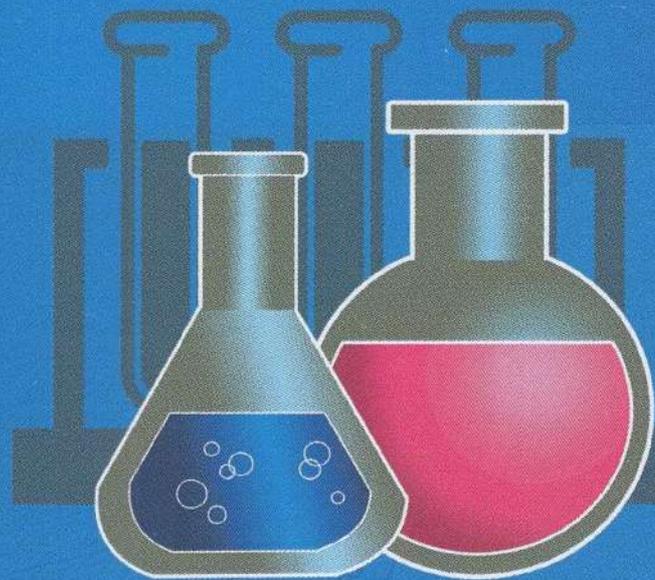


НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ



ПРАКТИКУМ

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Костромской государственный университет

И. А. Кусманова, А. С. Молчанов,
И. В. Тамбовский, М. В. Ильинская

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Кострома
КГУ
2019

УДК 546(075)
ББК 24.1я73-1
Н526

*Рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом
Костромского государственного университета.*

Рецензенты:

Ю. П. Гладий, кандидат химических наук, доцент кафедры общей и теоретической физики Костромского государственного университета;

К. В. Граждан, кандидат химических наук, доцент кафедры общей химической технологии Ивановского государственного технологического университета;

кафедра анатомии и физиологии животных Костромской государственной сельскохозяйственной академии.

Н526 **Неорганическая химия** : практикум / И. А. Кусманова, А. С. Молчанов, И. В. Тамбовский, М. В. Ильинская. – Кострома : Костромской государственный университет, 2019. – 108 с.
ISBN 978-5-8285-1067-2

Издание содержит методические указания к выполнению лабораторных работ, а также задачи и упражнения для самостоятельной работы.

Практикум по дисциплине «Неорганическая химия» предназначен для студентов, обучающихся по направлению подготовки 04.03.01 «Химия».

**УДК 546(075)
ББК 24.1я73-1**

Содержание

Техника безопасности работы в химической лаборатории	4
Лабораторная работа 1	
Получение водорода и изучение его свойств	5
Лабораторная работа 2	
Получение пероксида водорода и изучение его свойств	9
Лабораторная работа 3	
Свойства щелочных металлов и их соединений	11
Лабораторная работа 4	
Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения	14
Лабораторная работа 5	
Бор, алюминий и их соединения.....	20
Лабораторная работа 6	
Углерод и его соединения	25
Лабораторная работа 7	
Кремний и его соединения	32
Лабораторная работа 8	
Олово, свинец и их соединения	35
Лабораторная работа 9	
Азот и его водородные соединения.....	40
Лабораторная работа 10	
Кислородные соединения азота	48
Лабораторная работа 11	
Фосфор и его соединения	56
Лабораторная работа 12	
Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения.....	61
Лабораторная работа 13	
Кислород, оксиды и пероксиды	68
Лабораторная работа 14	
Сера, сероводород, сульфиды	75
Лабораторная работа 15	
Кислородные соединения серы.....	80
Лабораторная работа 16	
Хлор и хлороводород.....	87
Лабораторная работа 17	
Кислородные соединения хлора	92
Лабораторная работа 18	
Бром, йод и их соединения.....	96
Список литературы	101
Приложения	102

Техника безопасности работы в химической лаборатории

К работе в химической лаборатории допускаются студенты, ознакомленные с правилами безопасной работы и расписавшиеся в журнале инструктажа.

Работать в лаборатории разрешается только в халате.

Строго соблюдать методику проведения эксперимента.

Опыты, сопровождающиеся выделением вредных паров и газов, проводятся только в вытяжном шкафу, при исправно действующей вентиляции.

Запрещается брать реактивы незащищенными руками. Для этого используются фарфоровые ложки, шпатели.

Просыпанный или пролитый случайно реактив ссыпать или сливать обратно в тару к неиспользованным реактивам не разрешается.

При разбавлении концентрированных кислот водой нужно лить кислоту в воду, а не наоборот, при постоянном помешивании.

Для нейтрализации пролитых на стол или пол кислот или щелочей в лаборатории применяют нейтрализующие растворы (соды и уксусной кислоты).

Нельзя вливать горячие и даже теплые жидкости в толстостенные сосуды и приборы (например, аппарат Киппа) и добавлять в них серную кислоту.

Растворять щелочи следует в фарфоровой посуде путем медленного прибавления к воде небольших порций вещества при непрерывном помешивании. Куски щелочи можно брать только пинцетом или щипцами.

При определении вещества по запаху нельзя сильно наклоняться над горлом сосуда и сильно вдыхать пары или выделяющийся газ. Для этого нужно легким движением ладони над горлом сосуда направлять пары или газ к носу и вдыхать осторожно.

Нельзя держать при нагревании пробирку или колбу отверстием на себя или в сторону стоящего рядом человека.

Укреплять сосуды в держателях штатива следует осторожно, вращая сосуд вокруг оси, пока не почувствуется небольшое затруднение во вращении.

Во время нагревания жидкостей нельзя заглядывать в сосуд (даже в пробирку) сверху, так как в случае возможного выброса нагретого вещества могут быть несчастные случаи.

Металлический натрий следует хранить под слоем керосина, толуола или ксилола, не содержащих следов воды.

Запрещается держать огне- и взрывоопасные вещества вблизи открытого огня и сильно нагретых предметов.

Запрещается оставлять без присмотра горящие газовые горелки, спиртовки, а также включенные электронагревательные приборы.

По окончании работы нужно убрать рабочее место, выключить электрические приборы и тщательно вымыть руки.

Лабораторию можно покидать после работы с разрешения дежурных.

Дежурные назначаются на каждое лабораторное занятие. Они следят за порядком, а в конце занятия принимают рабочие места у студентов и сдают лаборанту чистую лабораторию.

Лабораторная работа 1

Получение водорода и изучение его свойств

Цель работы: получить водород и изучить его свойства.

Оборудование и посуда: аппарат Киппа, пробка с газоотводной трубкой, железная банка, спиртовка, спички, штатив, штатив с пробирками, стеклянный цилиндр.

Реактивы и материалы: цинк (гранул.), алюминий (стружка), оксид меди (II), соляная кислота (10%-ный раствор), серная кислота (1 : 5), гидроксид натрия (30%-ный раствор), перманганат калия (0,1 н.).

Меры предосторожности: при проведении опытов с водородом нельзя поджигать водород, не убедившись предварительно в его чистоте, иначе внутри прибора может произойти взрыв, и прибор может взорваться (водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывчатую смесь).

Ход работы

Опыт 1.1. Получение водорода действием металла на кислоту

Собрать прибор, состоящий из пробирки с пробкой, через которую проходит стеклянная трубка (рис. 1). Положить в пробирку несколько кусочков цинка и долить на 1/3 пробирки разбавленную соляную кислоту. Плотно вставить пробку с газоотводной трубкой и укрепить пробирку вертикально в штативе. Наблюдать выделение газа.

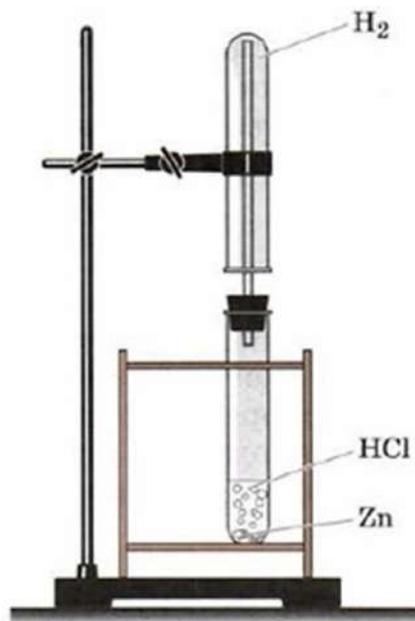


Рис. 1. Прибор для получения водорода методом вытеснения воздуха

Убедиться, что выходящий через трубку водород не содержит примеси воздуха. Для этого надо на газоотводную трубку надеть перевернутую вверх дном пробирку, через полминуты снять и, не переворачивая, поднести к пламени горелки. Если в пробирку поступил чистый водород, он загорается спокойно

(при загорании слышен слабый звук). При наличии в пробирке с водородом примеси воздуха происходит небольшой взрыв, сопровождающийся резким лающим звуком. В этом случае испытание газа на чистоту следует повторить, взяв чистую пробирку. Убедившись, что из прибора идет чистый водород, зажечь его у отверстия газоотводной трубки.

Подержать над пламенем водорода сухую пробирку. Какое вещество образуется в результате горения водорода? Написать уравнения реакций получения и горения водорода.

Опыт 1.2. Получение водорода действием металла на щелочь

В пробирку прибора, описанного в предыдущем опыте, всыпать немного алюминиевых стружек и налить 2–3 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия. Наблюдать выделение газа. Если реакция идет медленно, осторожно подогреть. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой и, убедившись в полноте вытеснения воздуха из пробирки (как в предыдущем опыте), поджечь выделяющийся газ. Написать уравнения реакций.

Опыт 1.3. Переливание водорода

Получить водород, используя при этом аппарат Киппа (рис. 2). Это стеклянный прибор, состоящий из двух частей: сосуда 1 с сужением в средней части и шарообразной воронки 2, конец которой на 1–2 см не доходит до дна сосуда. Воронка вставляется в сосуд на шлифе, обеспечивающем герметичность прибора. Средний шар имеет тубус, закрытый пробкой с газоотводной трубкой и краном 3. В нижней части аппарата имеется тубус 4, через который выливают отработанную жидкость. Аппарат Киппа для большей прочности изготавливают из толстостенного стекла, так как он должен выдерживать большое давление находящегося в нем газа.

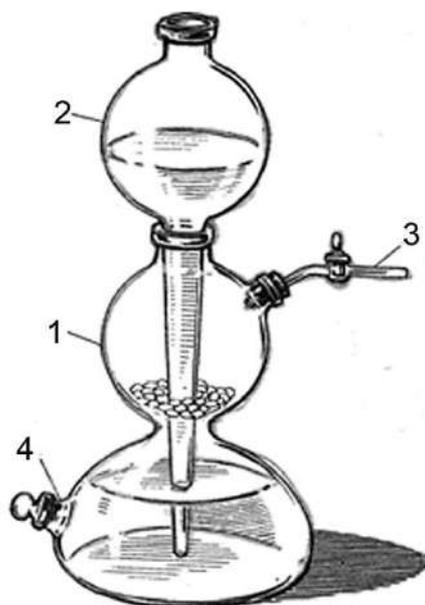


Рис. 2. Аппарат Киппа: 1 – сосуд с сужением посередине; 2 – шарообразная воронка; 3 – газоотводная трубка с краном; 4 – тубус для выливания отработанной жидкости

При зарядке аппарата Киппа в среднюю часть прибора (находящегося в собранном виде) через тубус помещают цинк. Затем тубус закрывают пробкой с газоотводной трубкой и при открытом кране вливают раствор соляной кислоты в воронку. Кислота поступает в нижнюю часть прибора. Затем поднимается в средний шар и приходит в соприкосновение с цинком – начинается химическая реакция, выделяется газ. Как только кислота покроет цинк, вливание прекращают и кран закрывают. После закрытия крана кислота под давлением образовавшегося газа вытесняется в нижнюю часть прибора и в воронку. Реакция прекращается.

Приведение аппарата в действие осуществляется открытием крана. При этом водород выходит через газоотводную трубку. При разрядке аппарата Киппа кислоту выливают через нижний тубус, цинк извлекают через верхний тубус. Во избежание нарушения герметичности прибора разъединение воронки и сосуда производят только при острой необходимости.

Методом вытеснения воздуха наполнить стеклянный цилиндр водородом из аппарата Киппа. Затем медленно переливать водород в другой цилиндр меньшего размера, перевернутый вверх дном. Поднося осторожно к огню поочередно оба цилиндра установить, в каком из них больше водорода. Объяснить наблюдаемые явления.

Опыт 1.4. Взрыв гремучего газа

Из аппарата Киппа получить водород и собрать его в железную банку. Железная банка имеет сверху небольшое отверстие, которое закрыто спичкой. Уберем спичку и поднесем к отверстию горящую лучинку. Происходит сильный взрыв. Объяснить наблюдаемые явления и написать уравнение реакции.

Опыт 1.5. Восстановление водородом оксида меди (II)

Собрать прибор (рис. 3), состоящий из аппарата Киппа, сухой пробирки, закрепленной в лапке штатива.

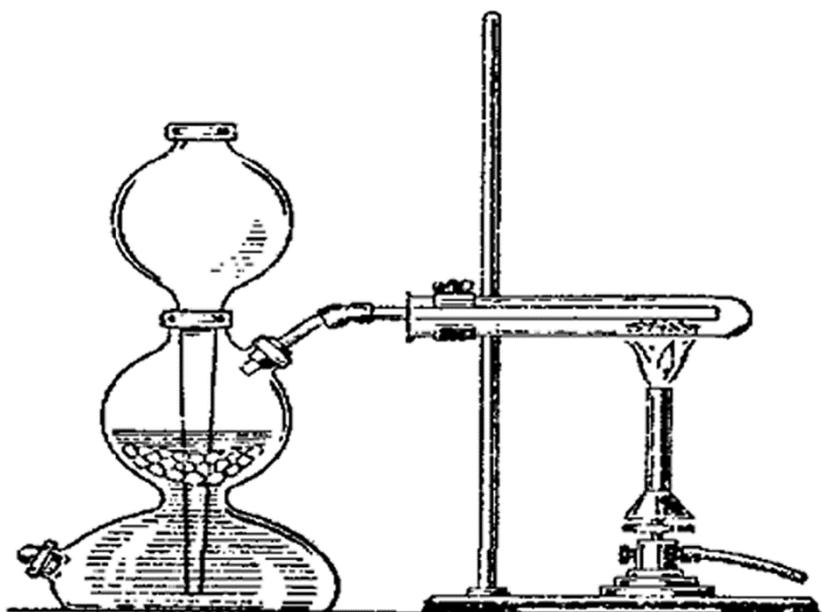


Рис. 3. Восстановление оксида меди (II) водородом

Наблюдать изменения, происходящие с оксидом меди (II), и выделение капель воды на стенках пробирки. Когда весь оксид меди (II) прореагирует, прекратить нагревание и дать содержимому пробирки охладиться в токе водорода. Объяснить наблюдаемые явления и написать уравнение реакции.

Опыт 1.6. Восстановление перманганата калия атомарным водородом (в момент выделения)

В разбавленный раствор серной кислоты добавить несколько капель раствора перманганата калия и налить смесь в две пробирки. В одну из них бросить кусочек цинка, в другую пропустить водород из аппарата Киппа. Сравнить скорость изменения цвета раствора в пробирках. Объяснить разницу скорости изменения цвета и написать уравнение реакции.

Упражнения и задачи

1. Почему температура пламени гремучего газа выше, чем температура пламени водорода, горящего на воздухе?
2. Привести примеры, показывающие отличие химической активности молекулярного и атомарного водорода.
3. Сколько граммов воды получится при взрыве 6 л гремучего газа (при н. у.)?
4. Какой газ и какая его масса останется после взрыва смеси, состоящей из 0,36 г водорода и 3,26 г кислорода?
5. Сколько граммов цинка надо взять, чтобы при взаимодействии с серной кислотой получить 5,6 л водорода (при н. у.)?
6. Сколько литров водорода (при н. у.) потребуется для восстановления 20 г оксида меди (II)?
7. Сколько литров водорода выделится при разложении водой 5,5 г гидроксида кальция при температуре 17 °С и давлении 101,3 кПа?
8. Какая масса гидроксида кальция должна прореагировать с водой, чтобы выделившимся водородом восстановить 20 г оксида меди (II).

Лабораторная работа 2

Получение пероксида водорода и изучение его свойств

Цель работы: получить пероксид водорода и изучить его свойства.

Оборудование и посуда: термометр, коническая колба, стеклянная палочка, штатив с пробирками.

Реактивы и материалы: пероксид бария, диоксид марганца, пероксид водорода, йодид калия (0,5 н.), перманганат калия (0,1 н.), раствор соли свинца, раствор сульфида аммония, серная кислота (1 : 5), крахмальный клейстер, гидроксид натрия (30%-ный раствор).

Ход работы

Опыт 2.1. Получение пероксида водорода

В колбу емкостью 50 мл налить 20 мл 5%-ного раствора серной кислоты и охладить ее до 0 °С. Взбалтывая содержимое колбы в течение 5–10 мин, всыпать в нее небольшими порциями около 1 г пероксида бария. Полученный раствор пероксида водорода отфильтровать от осадка для дальнейшего изучения свойств пероксида водорода. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2.2. Взаимодействие пероксида водорода с диоксидом марганца

В пробирку с раствором пероксида водорода внести диоксид марганца. Наблюдать выделение газа. Определите роль диоксида марганца. Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет пероксид водорода?

Опыт 2.3. Взаимодействие пероксида водорода с йодидом калия

К раствору пероксида водорода долить несколько капель раствора йодида калия. Записать свои наблюдения. Разбавить раствор водой и внести в него 1–2 капли раствора крахмала. Что происходит? Какие свойства проявляет пероксид водорода? Написать уравнение реакции.

Опыт 2.4. Взаимодействие пероксида водорода с сульфидом свинца

Получить осадок сульфида свинца взаимодействием растворов соли свинца и сульфида аммония. Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработать раствором пероксида водорода. Почему изменился цвет осадка? Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляет пероксид водорода?

Опыт 2.5. Взаимодействие пероксида водорода с раствором перманганата калия

К раствору перманганата калия, подкисленному серной кислотой, прилить раствор пероксида водорода. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет пероксид водорода?

Упражнения и задачи

1. Написать структурную формулу пероксида водорода.
2. Написать уравнения реакций, в которых пероксид водорода ведет себя как кислота.
3. Почему пероксид водорода проявляет кислотные свойства?
4. Привести примеры реакций, в которых H_2O_2 является восстановителем, окислителем.
5. Какая масса 3%-ного раствора H_2O_2 и кристаллического KMnO_4 прореагировала в кислой среде, если в результате реакции выделилось 1,12 л кислорода (при н. у.)?

Лабораторная работа 3

Свойства щелочных металлов и их соединений

Цель работы: изучить свойства щелочных металлов и их соединений на примере лития, натрия и калия.

Оборудование и посуда: теххимические весы, пинцет, скальпель или нож, фарфоровый тигель с крышкой, фарфоровый треугольник, штатив с кольцом, фарфоровые чашки, пробка с газоотводной трубкой, мерный цилиндр на 100 мл, электрическая плитка, асбестовая сетка, фарфоровая ступка с пестиком, стеклянная палочка, штатив с пробирками, спиртовка, спички, платиновая или нихромовая проволока.

Реактивы и материалы: литий, натрий, калий, хлорид натрия, карбонат калия, гашеная известь, гидрокарбонат натрия, нитрат калия, сульфид натрия, йодид калия (0,5 н.), серная кислота (2 н.), соляная кислота (2 н.), насыщенный раствор сульфата или хлорида лития, насыщенный раствор карбоната натрия, насыщенный нейтральный раствор соли калия, раствор гидротартрата натрия или перхлората натрия, спиртовой раствор фенолфталеина, лакмус, крахмальный клейстер, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, лучинки.

Меры предосторожности: при работе со щелочными металлами соблюдать осторожность. Из керосина металлы вынимать только пинцетом, ни в коем случае не брать руками! Не бросать остатки щелочных металлов в мусоросборники и в раковины!

Ход работы

Опыт 3.1. Взаимодействие лития и натрия с кислородом воздуха (Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

А. Вынуть пинцетом из банки с керосином кусок металлического лития, положить на фильтровальную бумагу и отрезать от него скальпелем кусочек величиной с горошину. Хорошо осушить фильтровальной бумагой кусочек металла и поместить на крышку тигля (или на маленькую железную ложку с деревянной ручкой). Крышку тигля закрепить в треугольнике на кольце штатива и осторожно нагревать небольшим пламенем горелки. Через некоторое время наблюдать плавление металла, а затем его сгорание. Отметить цвет пламени. Написать уравнение реакции, отметить название и цвет продукта реакции.

Растворить полученное соединение в небольшом объеме воды и испытать раствор индикатором. Сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Написать уравнение реакции.

Б. Соблюдая меры предосторожности, взять кусочек натрия величиной с горошину и поместить его в фарфоровый тигель. Тигель закрепить в штативе и осторожно нагревать в пламени горелки до воспламенения металла, после чего горелку отставить. Какое соединение получилось в результате реакции? Отметить его цвет. Написать уравнение реакции и структурную формулу полученного соединения.

Полученное вещество разделить на две части. Одну часть оставить для опыта 3.3, а ко второй добавить несколько капель раствора йодида калия, 2 н. раствора серной кислоты и 2–3 капли крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. О чем оно свидетельствует? Написать уравнения происходящих реакций.

Опыт 3.2. Взаимодействие щелочных металлов с водой

(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку лития, натрия и калия и, обсушив их фильтровальной бумагой, бросить каждый в отдельную емкость с водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Защита стеклом необходима ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметить, какой из металлов наиболее активно взаимодействует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы. Написать уравнения происходящих реакций.

Опыт 3.3. Взаимодействие пероксида натрия с водой

В пробирку с небольшим объемом воды внести немного порошка пероксида натрия, полученного в опыте 3.1Б. Доказать опытным путем какой, газ выделяется в ходе реакции и какое вещество образуется в растворе. Написать уравнение реакции.

Опыт 3.4. Получение гидроксида калия из карбоната калия

Налить в стакан 10 мл воды и растворить в ней 10 г карбоната калия. Нагреть раствор до кипения и прибавлять к нему небольшими порциями при помешивании 8–10 г хорошо измельченной гашеной извести. Полученный раствор кипятить, прибавляя воду так, чтобы объем жидкости оставался приблизительно одним и тем же до окончания реакции. Убедиться, что реакция дошла до конца. С этой целью надо взять часть жидкости в пробирку и подействовать на нее раствором соляной кислоты. По окончании реакции дать раствору остыть и отделить декантацией прозрачную жидкость от осадка. Написать уравнение реакции взаимодействия поташа с гашеной известью. Объяснить течение этой реакции в сторону образования гидроксида калия, принимая во внимание растворимость карбоната кальция и гидроксида кальция (приложение 2, табл. П1).

Опыт 3.5. Получение карбоната натрия

На дно фарфорового тигля поместить 0,5 г гидрокарбоната натрия и прокалить его в пламени горелки в течение 20–30 мин. Полученное после прокаливания вещество, растворить в воде и испытать отношение этого раствора к индикаторам. Что наблюдается? Какая соль сильнее гидролизуетея: карбонат или гидрокарбонат натрия? Почему? Составить уравнение реакции разложения гидрокарбоната натрия и уравнения гидролиза гидрокарбоната натрия и карбоната натрия. Написать формулы веществ, известных под названиями: сода кристаллическая, сода кальцинированная, сода двууглекислая, сода каустическая.

Опыт 3.6. Получение карбоната лития

К 2–3 мл насыщенного раствора сульфата или хлорида лития добавить насыщенный раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Ознакомиться с растворимостью в воде карбонатов щелочных металлов.

Опыт 3.7. Получение малорастворимых солей натрия и калия

К 1 мл насыщенного нейтрального раствора соли калия прилить раствор гидротартрата натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ или перхлората натрия. Написать уравнение реакции.

Опыт 3.8. Гидролиз солей щелочных металлов

В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов нитрата калия, сульфида натрия, хлорида натрия и карбоната калия. Прилить по 2 мл дистиллированной воды. Какие соли будут подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной ионной формах.

Опыт 3.9. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

В бесцветное пламя горелки внести платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то следует промыть проволоку соляной кислотой и прокалить в пламени горелки до получения бесцветного пламени. Опустить платиновую проволоку в раствор любой соли калия и внести в бесцветное пламя горелки. Что наблюдается? Прodelать аналогичные опыты с растворами солей натрия и лития.

Проволоку после каждой соли промывать раствором соляной кислоты и прокалывать до полного исчезновения окрашивания пламени.

Упражнения и задачи

1. Чем объяснить, что растворы гидроксидов натрия и калия разъедают стекло, особенно при длительном кипячении? Написать уравнения реакций, обуславливающих разъедание стекла.
2. Какой объем (при н. у.) оксида углерода (IV) теоретически необходим для получения гидрокарбоната натрия из 10 л 2 н. раствора NaOH?
3. Какой объем водорода, измеренного при 20 °С и 92 кПа, выделится при действии на воду 1 г сплава с массовой долей калия 30 %, натрия 70 %?
4. Определить нормальность 80%-ного раствора KOH, если плотность его раствора равна 1,005 г/см³.
5. Сколько потребуется смешать по объему 40%-ного раствора NaOH и воды для приготовления 100 л 12%-ного раствора NaOH?
6. При взаимодействии 1 г амальгамы натрия с водой был получен раствор щелочи, для нейтрализации которого израсходовалось 50 мл 0,1 н. раствора HCl. Определить массовую долю (%) натрия в амальгаме.
7. Смесь карбонатов натрия и калия массой 7 г обработали серной кислотой, взятой в избытке. При этом выделилось (при н. у.) 1,344 л газа. Определить массовые доли (%) карбонатов в исходной смеси.

Лабораторная работа 4

Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения

Цель работы: изучить свойства бериллия, магния, щелочноземельных металлов и их соединений.

Оборудование и посуда: теххимические весы, пинцет, аппарат Киппа, фарфоровый тигель, химические воронки, конические колбы, бюретки, фарфоровые чашки, пробка с газоотводной трубкой, мерный цилиндр на 50 мл, электрическая плитка, асбестовая сетка, стеклянная палочка, держатель, штатив с пробирками, спиртовка, спички, платиновая или нихромовая проволока.

Реактивы и материалы: раствор хлорида бериллия, гидроксид натрия (10%-ный раствор), серная кислота (2 н.), соляная кислота (2 н.), азотная кислота (2 н.), буферный раствор, раствор трилона (0,02 н.), раствор соляной кислоты (0,1 н.), раствор сульфата или хлорида магния, раствор аммиака, раствор хлорида аммония, раствор карбоната натрия, раствор фосфата натрия, раствор сульфата калия, раствор хлорида кальция, раствор хлорида стронция, раствор хлорида бария, насыщенный раствор сульфата кальция, насыщенный раствор сульфата стронция, магний, карбонат кальция, карбонат магния, кальций, спиртовой раствор фенолфталеина, лакмус, хромоген-черный, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, лучинки.

Ход работы

Бериллий и его соединения

Опыт 4.1. Получение и свойства гидроксида бериллия

В две пробирки с раствором соли бериллия по каплям прилить раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Отметить цвет и характер осадка. Испытать отношение гидроксида бериллия к 10%-ным растворам гидроксида натрия и соляной кислоты. Сделать вывод о химическом характере гидроксида бериллия и написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, учитывая, что координационное число бериллия равно четырем.

Раствор тетрагидроксобериллата натрия сохранить для опыта 4.2Б).

Опыт 4.2. Сравнение кислотных и основных свойств гидроксида бериллия

А. *Гидролиз хлорида бериллия.* Определить реакцию среды в растворе хлорида бериллия. Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах. На какой ступени заканчивается гидролиз? Что препятствует полному гидролизу?

Б. *Гидролиз тетрагидроксобериллата натрия.* Раствор тетрагидроксобериллата натрия, полученный в опыте 4.1, нагреть небольшим пламенем горелки. Объяснить наблюдаемые явления. Какой процесс произошел в пробирке при нагревании раствора? Написать уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной формах.

На основании проведенных опытов 4.2А и 4.2Б сравнить кислотные и основные свойства гидроксида бериллия.

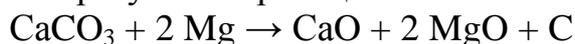
Магний и его соединения

Опыт 4.3. Восстановительные свойства металлического магния

А. *Взаимодействие магния с водой.* Кусочек ленты магния опустить в пробирку с водой. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции при комнатной температуре? Закрепить пробирку в штативе и нагреть небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? После остывания пробирки испытать полученный раствор индикатором. Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.

Б. *Взаимодействие магния с кислотами.* Ознакомьтесь с величиной стандартного электродного потенциала магния (приложение 2, табл. П5) и сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами соляной и серной кислот. Проверить сделанные предположения опытным путем. Написать уравнения реакций.

В. *Взаимодействие магния с карбонатом кальция.* Смешать 5 г мелко измельченного карбоната кальция и 3 г порошка магния и всыпать в сухую пробирку. Закрепить пробирку в держателе, осторожно нагреть смесь (нагревание начинать с верхнего слоя смеси). После окончания реакции и охлаждения пробирки содержимое ее перенести в фарфоровую чашку и обработать разбавленным раствором соляной кислоты. Зачем? Обратите внимание на черные частички угля, образовавшиеся в результате реакции:



К какому типу химических реакций относятся реакции опытов А–В? Какие свойства проявляет магний в этих реакциях?

Опыт 4.4. Получение и свойства оксида и гидроксида магния

А. *Получение и свойства оксида магния.* Сжечь кусочек ленты магния над асбестовой сеткой и собрать продукты горения. Каков цвет полученного соединения? Внести порошок оксида магния в пробирку с водой, тщательно размешать стеклянной палочкой и добавить к раствору несколько капель фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Б. *Получение гидроксида магния.* Налить в две пробирки по 2–3 мл раствора любой соли магния. Затем в одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую – раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Обратите внимание на объем осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дать объяснение, почему объем осадка неодинаков в обеих пробирках. Отметить, концентрация какого иона увеличивается в растворе. Как накопление этого иона влияет на концентрацию иона OH^- в растворе аммиака?

Пробирку с осадком сохранить для следующего опыта.

В. *Свойства гидроксида магния.* В пробирку с осадком гидроксида магния, полученного в предыдущем опыте, добавить раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и объяснить причину растворения осадка. Можно ли растворить осадок гидроксида добавлением раствора хлорида натрия?

В двух пробирках получить осадок гидроксида магния. Испытать действие на осадок раствора соляной кислоты и избытка раствора гидроксида натрия. Сделать вывод о химическом характере гидроксида магния. Написать уравнение реакции.

Опыт 4.5. Свойства солей магния

А. *Получение и свойства гидрокарбоната магния.* К нагретому до 50 °С раствору сульфата или хлорида магния прилить раствор карбоната натрия до полного осаждения. Каков цвет осадка? Написать уравнение реакции получения гидрокарбоната магния в молекулярной и ионной формах, учитывая участие в реакции воды.

Добавить в пробирку раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать математическое выражение произведения растворимости гидрокарбоната магния и объяснить причину растворения осадка в растворе хлорида аммония. Написать уравнение реакции.

Б. *Получение гидрокарбоната магния.* К разбавленному раствору соли магния добавить немного раствора карбоната натрия. Какое вещество выпадает в осадок? Раствор с осадком насытить углекислым газом из аппарата Киппа. Наблюдать постепенное растворение осадка. Почему оно происходит? Написать уравнение реакции.

В. *Термическое разложение карбоната магния.* В пробирку поместить немного карбоната магния и плотно закрыть пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить на дно химического стакана. Нагреть пробирку. Испытать выделяющийся газ, опуская в стакан горящую лучинку. Нагревание закончить, когда прекратится выделение газа. Оставшееся от прокаливания вещество после охлаждения пробирки смешать с небольшим объемом воды и добавить в пробирку несколько капель раствора фенолфталеина. Написать уравнение реакции.

Г. *Получение ортофосфата аммония – магния.* К 3 мл раствора хлорида магния добавить раствор аммиака. Что наблюдается? Затем добавить по каплям насыщенный раствор хлорида аммония до растворения осадка. Как это объяснить? Затем внести в пробирку 1 мл раствора фосфата натрия. Что наблюдается? Добавить к образовавшимся кристаллам соляную кислоту. Объяснить растворение осадка. Написать уравнения реакций.

Щелочноземельные металлы и их соединения

Опыт 4.6. Взаимодействие кальция с водой

В пробирку на 1/3 объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция. Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора? Внести в раствор 1–2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

Опыт 4.7. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов

К одинаковому объему растворов хлорида кальция, хлорида стронция и хлорида бария, взятых в отдельных пробирках, прилить разбавленный раствор гидроксида натрия. Обратит внимание на объем выпавшего осадка в каждой пробирке. Написать уравнения реакций.

Повторить опыт, взяв вместо гидроксида натрия, водный раствор аммиака. Сравнить полученные результаты с предыдущим опытом. Дать объяснение. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

В качестве индикатора используются оксинитроокрасители, например, хромоген черный.

Ход определения. В коническую колбу емкостью 200 мл отмеривают необходимый объем исследуемой воды, добавляют мензуркой дистиллированную воду до общего объема в 100 мл, 5 мл буферного раствора (20 г NH_4Cl растворить в воде, добавить 100 мл 25%-ного раствора аммиака и, добавляя дистиллированную воду, довести объем раствора до 1 л для поддержания $\text{pH} \sim 10$) и 6 капель индикатора хромогена черного.

Жидкость перемешивают, после чего титруют 0,02 н. раствором трилона до перехода окраски из фиолетово-красной в голубую. Конец титрования становится наиболее заметным, если рядом поставить оттитрованную пробу, до цвета которой следует титровать исследуемую пробу. При дальнейшем добавлении трилона цвет и его интенсивность не изменяются.

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

$$x = \frac{V_{\text{тр}} N_{\text{тр}} 1000}{V_{(\text{H}_2\text{O})}},$$

где $V_{\text{тр}}$ – объем трилона, израсходованного на титрование, мл;

$N_{\text{тр}}$ – нормальность трилона, моль/л;

$V_{(\text{H}_2\text{O})}$ – объем исследуемой воды, мл.

Пример. При титровании 50 мл исследуемой воды (плюс 50 мл дистиллированной) израсходовано 12,55 мл раствора трилона с нормальностью 0,0203. Отсюда суммарное содержание ионов кальция и магния будет соответствовать:

$$x = (12,55 \cdot 0,0203 \cdot 1000) / 50 = 5,10 \text{ мг-экв/л.}$$

Опыт 4.10. Определение карбонатной жесткости воды

Определить карбонатную жесткость можно титрованием определенного объема воды раствором соляной кислоты известной концентрации в присутствии индикатора.

Ход работы. В коническую колбу объемом 100 мл налить 50 мл исследуемой воды и добавить 5–6 капель раствора метилового оранжевого. Отметить, как изменяется цвет раствора. После этого титровать из бюретки 0,1 н. раствором HCl до тех пор, пока окраска индикатора не изменится от желтой до оранжевой.

Отметить объем раствора HCl , израсходованного на титрование. Опыт повторить три раза и найти среднее значение трех опытов. Рассчитать карбонатную жесткость по формуле:

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

где $V_{(\text{HCl})}$ – объем соляной кислоты, израсходованный на титрование, мл;

$N_{(\text{HCl})}$ – нормальность раствора соляной кислоты, моль/л.

Опыт 4.11. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

В бесцветное пламя горелки внести платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то следует промыть проволоку соляной кислотой и прокалить в пламени горелки до получения бесцветного пламени. Опустить платиновую проволоку в раствор любой соли кальция и внести в бесцветное пламя горелки. Что наблюдается? Прodelать аналогичные опыты с растворами солей стронция и бария.

Проволоку после каждой соли промывать раствором соляной кислоты и прокалывать до полного исчезновения окрашивания пламени.

Упражнения и задачи

1. Как отличить гашеную известь от измельченного в порошок известняка?
2. Прокаливая карбонат кальция на воздухе, можно практически полностью разложить его на CaO и CO_2 . Каким образом при той же температуре можно остановить разложение или направить процесс в обратную сторону?
3. Написать уравнения реакций, которые произойдут при добавлении соды к жесткой воде, содержащей $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, CaSO_4 .
4. В чем лучше растворяется гипс: в воде или в растворе, содержащем хлорид кальция? Почему?
5. К осадку гидроксида магния отдельно прибавляли: а) избыток раствора щелочи; б) раствор сульфата аммония; в) раствор сульфата натрия; г) раствор соляной кислоты. Во всех ли случаях произошла реакция? Напишите уравнения возможных реакций.
6. Какой осадок начнет выпадать в первую очередь, если к раствору, содержащему ионы Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} по каплям добавлять раствор сульфата калия? Почему?
7. Сколько килограммов соды потребуется для устранения жесткости 1 000 л воды, насыщенной сульфатом кальция при 20 °С, если растворимость последнего равна 2 г на литр?

Лабораторная работа 5

Бор, алюминий и их соединения

Цель работы: изучить свойства бора, алюминия и их соединений.

Оборудование и посуда: теххимические весы, железный тигель, часовое стекло, пробка с газоотводной трубкой, мерная пробирка, держатель, конические колбы, фарфоровая ступка с пестиком, стеклянная палочка, химические воронки, химический стакан, штатив с пробирками, спиртовка, спички, платиновая или нихромовая проволока, наждачная бумага.

Реактивы и материалы: ортоборная кислота, гидроксид натрия (10%-ный раствор), гидроксид натрия (30%-ный раствор), серная кислота (2 н.), соляная кислота (2 н.), азотная кислота (2 н.), концентрированный раствор соли кобальта, концентрированный раствор соли хрома (III), тетраборат натрия (бура), концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, раствор сульфата алюминия, раствор сульфида аммония, раствор ацетата натрия, концентрированный раствор хлорида аммония, хлорид натрия, сульфат алюминия, сульфат калия, порошок магнезия, алюминиевая пластинка, опилки алюминия, индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Ход работы

Бор и его соединения

Опыт 5.1. Получение и свойства аморфного бора

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В железный тигель насыпать немного борной кислоты, нагреть на горелке и прокалить сначала слабо, затем сильно. Наблюдать образование стекловидной массы оксида бора (III). Написать уравнения ступенчатой дегидратации ортоборной кислоты и образование оксида бора (III). После остывания полученную массу оксида бора (III) извлечь из тигля, растереть тщательно в ступке, взвесить и смешать с двойной по массе порцией порошкообразного магнезия. Смесь всыпать в тигель и прокалить в пламени горелки. Реакцию наблюдать через опущенное стекло вытяжного шкафа. Полученную в результате массу после остывания всыпать в стакан и обработать разбавленной соляной кислотой. Какие компоненты смеси будут взаимодействовать с соляной кислотой? Как они образовались? Написать соответствующие уравнения реакций. Отфильтровать порошок бора. Записать его цвет и отношение к разбавленной соляной кислоте.

Немного порошкообразного бора обработать раствором гидроксида натрия. Сделать вывод об отношении бора к щелочи.

Опыт 5.2. Получение ортоборной кислоты и ее свойства

А. В пробирку с насыщенным раствором тетрабората натрия (буры) осторожно прилить концентрированной серной кислоты. Охладить пробирку со смесью под краном. Отметить цвет образующихся кристаллов. Написать уравнение реакции. Объяснить, почему серная кислота вытесняет ортоборную кислоту. Можно ли взять для этой реакции соляную кислоту?

Б. Испытать растворимость ортоборной кислоты в воде на холоде и при нагревании. Вывод записать.

В. Немного ортоборной кислоты растворить в воде и испытать раствор индикаторной бумажкой. Раствор сохранить для опыта 5.2Д. По изменению окраски индикатора сделать вывод о силе ортоборной кислоты. Вывод подтвердить значением степени диссоциации (приложение 2, табл. ПЗ). Написать уравнения ступенчатой диссоциации ортоборной кислоты. По какой ступени в большей степени диссоциирует ортоборная кислота? Почему? Ответ подтвердить числовыми значениями констант диссоциации (приложение 2, табл. ПЗ).

Г. Приготовить смесь из 1 г ортоборной кислоты и 1 г хлорида натрия и поместить ее в пробирку. Укрепить пробирку в лапке штатива и нагреть. По запаху (*осторожно!*) определить, какой газ выделяется в результате опыта. Обнаружить выделяющийся газ химическим путем. Написать уравнение реакции. Почему в данном случае ортоборная вытесняет соляную?

Сравнить этот опыт с опытом 5.2 А и сделать вывод, какие кислоты и при каких условиях могут вытеснять ортоборную кислоту и какие кислоты могут быть вытеснены ортоборной кислотой из их солей.

Д. В раствор ортоборной кислоты, полученной в опыте 5.2В, опустить немного порошка магния. Какой газ выделяется? Написать уравнения реакции, учитывая, что получается метаборат магния.

Е. Накалить в пламени горелки платиновую или нихромовую проволоку, коснуться ею растертой в порошок ортоборной кислоты и вместе с прилипшими частицами вновь внести ее в пламя горелки. Наблюдать изменение цвета пламени. Записать в тетрадь, какой получается цвет пламени.

Опыт 5.3. Свойства солей борных кислот

А. Испытать раствор тетрабората натрия (буры) лакмусовой бумажкой. Какова реакция среды в растворе? Написать уравнение реакции гидролиза тетрабората натрия.

Б. Захватить в ушко платиновой или нихромовой проволоки немного кристаллов тетрабората натрия и ввести в пламя горелки. Наблюдать образование прозрачного стекловидного перла. Написать уравнение реакции, происходящей с тетраборатом натрия при нагревании.

В. Полученный перл тетрабората натрия опустить в пробирку с концентрированным раствором соли кобальта и вновь прокалить. Отметить цвет полученного перла. Каков химический состав перла? Какое соединение придает ему характерную окраску?

Г. Повторить опыт 5.3Б. Опустить полученный перл тетрабората натрия в концентрированный раствор соли хрома (III) и снова прокалить. Отметить цвет полученного перла. Какое соединение придает перлу отмеченную в опыте окраску?

Примечание. После опыта платиновую (или нихромовую) проволоку очистить, для чего раздробить перл, промыть проволоку раствором соляной кислоты и прокалить в пламени горелки.

Алюминий и его соединения

Опыт 5.4. Взаимодействие алюминия с кислородом

Алюминиевую пластинку очистить от оксида алюминия наждачной бумагой, а затем от жира, опустив пластинку в раствор щелочи. Затем пластинку положить на часовое стекло и оставить на воздухе. Наблюдать происходящие явления и объяснить их. Написать уравнение реакции.

Опыт 5.5. Взаимодействие алюминия с водой

Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3–5 мл воды. Происходит ли реакция? Дать объяснение. Прокипятить опилки, добавить в пробирку 2–3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, несколько раз промыть опилки водой для удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдать выделение пузырьков газа. Доказать опытным путем, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции алюминия с водой. При каком условии возможна эта реакция?

Опыт 5.6. Взаимодействие алюминия со щелочами

Собрать прибор (см. рис. 1). В пробирку прибора насыпать немного стружек алюминия и добавить 30%-ный раствор гидроксида натрия. Доказать опытным путем, что выделяющийся газ – водород. (Перед поджиганием провести проверку водорода на чистоту!) Написать уравнение реакции, учитывая, что в реакции принимает участие вода. Дать название образуемому гидроксокомплексу.

Опыт 5.7. Взаимодействие алюминия с растворами кислот

(Опыты с концентрированными растворами кислот проводить в вытяжном шкафу!)

В три пробирки налить по 1 мл разбавленных растворов соляной, серной и азотной кислот, в каждую добавить по кусочку алюминия. Что наблюдается? Затем осторожно нагреть пробирки с растворами и отметить влияние температуры на скорость реакций.

В две пробирки налить по 1 мл концентрированных растворов H_2SO_4 и HNO_3 , в каждую добавить по кусочку алюминия. Что наблюдается? Во всех ли пробирках протекает химическая реакция на холоде? Какие газообразные вещества при этом выделяются? В пробирке с H_2SO_4 раствор мутнеет. Почему? Пробирку с HNO_3 осторожно нагреть. Что наблюдается? Написать уравнения соответствующих реакций.

Опыт 5.8. Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли алюминия, в каждую добавить по каплям раствор NaOH до образования осадка. Каков цвет и характер осадка? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

После этого в одну из пробирок продолжать добавлять раствор NaOH , а в другую – раствор HCl до растворения осадков. Сделать вывод о кислотно-основных свойствах $\text{Al}(\text{OH})_3$. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 5.9. Гидролиз солей алюминия

А. Испытать раствор сульфата алюминия индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета и сделать вывод о силе гидроксида алюминия как основания. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза в молекулярной и ионной формах. Объяснить, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

Б. К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Полученный осадок отфильтровать, промыть на фильтре водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленную соляную кислоту, к другой – раствор гидроксида натрия.

Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Написать уравнение реакций, происходящих между растворами сульфата алюминия и сульфида аммония в водной среде, в молекулярной и ионной формах. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? На основании опыта сделать вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах.

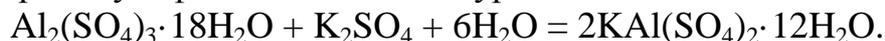
В. К раствору сульфата алюминия добавить раствор ацетата натрия. Отмечаются ли внешние признаки протекания химической реакции? Прокипятить раствор. Что происходит? Объяснить, какую роль в протекании реакции сыграло кипячение раствора. Написать уравнение реакций между растворами сульфата алюминия и ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Какое вещество выпадает в осадок?

Г. Получить раствор гидроксоалюмината натрия. Затем долить концентрированный раствор NH_4Cl и нагреть. Что при этом наблюдается? Каков вид и состав осадка? Определить (по запаху), какой газ выделяется. Написать уравнения соответствующих химических реакций.

Опыт 5.10. Получение алюмокалиевых квасцов

Приготовить горячие насыщенные растворы сульфатов алюминия и калия. Для этого 6,66 г кристаллогидрата сульфата алюминия растворить в 5 мл горячей воды (~ 70 °С).

Рассчитать, какое количество сульфата калия эквивалентно равное 6,66 г кристаллогидрата сульфата алюминия по уравнению:

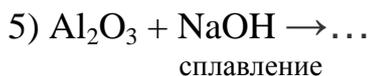
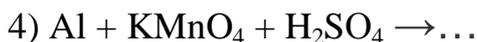
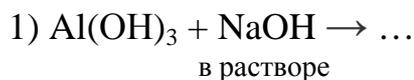


Взвесить это количество сульфата калия и растворить в 10 мл горячей воды. Раствор сульфата калия прилить к раствору сульфата алюминия. Полученный раствор охладить, выделившиеся кристаллы отфильтровать, просушить между листами фильтровальной бумаги. Взвесить и определить выход вещества в процентах.

Упражнения и задачи

1. Написать молекулярные и графические формулы метабората бария, тетрабората кальция, метаалюмината калия, гексагидроксоалюмината натрия.

2. Дописать уравнения реакций, поставить коэффициенты:



3. Почему алюминий, находясь в электрохимическом ряду напряжений металлов значительно левее водорода, не вытесняет последний из воды, но легко вытесняет его из водного раствора щелочи? Какую роль играет щелочь в этом процессе? Изобразить уравнениями отдельные стадии этого процесса.

4. Написать уравнения реакций, происходящих при взаимодействии водных растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 .

5. Какой объем 1 М раствора NaOH надо затратить для нейтрализации 200 г 3%-ного раствора борной кислоты, если продуктом реакции является $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?

6. Какое количество вещества борной кислоты можно получить из 20 г аморфного бора при окислении его 50 мл ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) 65%-ным раствором азотной кислоты, если HNO_3 восстанавливается до NO ?

7. В производстве алюминия на каждую тонну алюминия расходуется около 2 т глинозема. Вычислить выход (в процентах) алюминия, принимая во внимание, что алюминий и исходный оксид не содержат примесей.

Лабораторная работа 6 Углерод и его соединения

Цель работы: изучить свойства углерода и его соединений.

Оборудование и посуда: теххимические весы, пробки с газоотводной трубкой, фарфоровая ступка с пестиком, промывные склянки, стеклянная трубка, аппарат Киппа, колба Вюрца, делительная воронка, стеклянный цилиндр, стеклянная пластинка, кристаллизатор, пробирки с разбитым дном, стеклянная палочка, химические воронки, химический стакан, штатив с пробирками, лучинки, вата, спиртовка, спички, щипцы, ложка для сжигания веществ.

Реактивы и материалы: активированный древесный уголь, оксид меди (II), карбид кальция, обезвоженный ацетат натрия, натронная известь, щавелевая кислота, мрамор, лента магния, красный фосфор, сульфид железа (II), карбонат магния, карбонат натрия, карбонат кальция, гидрокарбонат натрия, раствор нитрата или ацетата свинца (0,01 н.), раствор йодида калия (0,01 н.), известковая вода, раствор бромной воды, раствор перманганата калия, раствор нитрата серебра, водный раствор аммиака, раствор щавелевой кислоты, раствор соляной кислоты (1 : 4), концентрированная серная кислота, раствор сульфида натрия, раствора сульфата меди, раствор серной кислоты, раствор гидрокарбоната натрия, раствора карбоната натрия, раствора карбоната калия, разбавленный раствор гидроксида натрия, раствор уксусной кислоты, древесные опилки, раствор лакмуса, раствор фуксина, индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Ход работы

Опыт 6.1. Получение древесного угля (сухая перегонка древесины)

Собрать прибор по рисунку 4. Заполнить пробирку на 3/4 ее объема сухими древесными опилками или мелкими кусочками лучины, укрепить наклонно в лапке металлического штатива, закрыть отверстие пробирки пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в другую пробирку (приемник), помещенную в стакан с холодной водой.

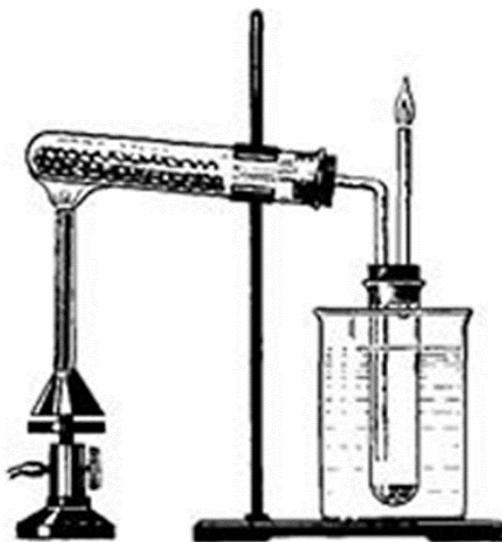


Рис. 4. Сухая перегонка древесины

Равномерно нагревать пробирку с древесными опилками небольшим пламенем спиртовки. Наблюдать за происходящими изменениями древесины. Поджечь газ, выделяющийся из прямой газоотводной трубки. Прекратить нагревание. Накопившиеся в приемнике жидкие продукты исследовать нейтральным раствором лакмуса. Из остывшей пробирки извлечь получившийся древесный уголь и сохранить его для следующих опытов.

Опыт 6.2 Адсорбционная способность древесного угля

А. Воду в колбе или стакане слегка окрасить фиолетовыми чернилами или фуксином. Внести в нее мелко измельченный древесный уголь и сильно взболтать. Затем отфильтровать. Как изменился цвет раствора? Дать объяснение.

Б. В пробирку с несколькими каплями 0,01 н. раствора нитрата или ацетата свинца (II) внести 1–2 капли 0,01 н. раствора йодида калия. Что наблюдается? Написать ионное уравнение реакции.

В другую пробирку влить 1–2 мл того же раствора соли свинца, добавить в него мелко измельченный активированный древесный уголь. Закрывать пробирку пробкой и сильно взболтать. Отфильтровать раствор. В фильтрат внести 1–2 капли 0,01 н. раствора йодида калия. Выпадает ли осадок в этом случае? Объяснить наблюдаемые явления. Чем обуславливается высокая адсорбционная способность древесного угля?

Опыт 6.3. Восстановительные свойства угля

На листе бумаги перемешать небольшие, примерно равные по массе порции оксида меди (II) и мелко измельченного древесного угля. Смесь пересыпать в сухую пробирку, укрепленную горизонтально в штативе (рис. 5).

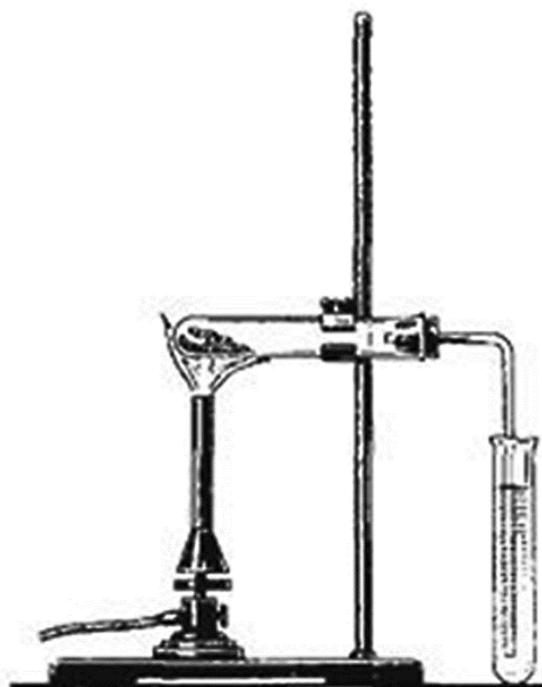


Рис. 5. Восстановление оксида меди (II) углем

Закрывать пробирку пробкой с изогнутой газоотводной трубкой, конец которой опустить в сосуд с известковой водой. Пробирку сильно нагревать до прекращения выделения газа. Наблюдать за происходящими изменениями. Дать пробирке остыть, рассмотреть ее содержимое, отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

Опыт 6.4. Получение метана и его горение

А. Тщательно смешать предварительно обезвоженный ацетат натрия и натронную известь в объемном отношении 1 : 2. Наполнить смесью сухую пробирку на 3/4 ее объема. Закрывать пробкой с газоотводной трубкой, укрепить в штативе и прокалить. Собрать выделяющийся над водой газ в небольшой стеклянный цилиндр. После наполнения последнего метаном вынуть газоотводную трубку из воды (зачем?), а затем прекратить нагревание. Цилиндр вынуть из кристаллизатора, закрыв предварительно под водой стеклянной пластинкой. Написать уравнение реакции получения метана. Каким еще способом можно собрать метан?

Б. Открыв цилиндр, поджечь метан. Для поддержания равномерного горения вытеснять газ, вливая в цилиндр воду. Написать уравнение реакции горения метана.

Опыт 6.5. Получение ацетилена и его свойства

В пробирку с разбитым дном положить немного ваты и на нее поместить 2–3 кусочка карбида кальция величиной с горошину, поверхность которого вновь прикрыть ватой. Закрывать пробирку пробкой с газоотводной трубкой и вертикально закрепить в штативе. Дно пробирки с карбидом кальция поместить в стакан с холодной водой. Что наблюдается? Конец газоотводной трубки сначала погрузить в раствор с бромной водой, а затем в раствор перманганата калия. Отметить изменение окраски растворов. Написать уравнения реакций получения ацетилена и его взаимодействия с бромной водой и раствором перманганата калия?

Опыт 6.6. Получение и свойства оксида углерода (II)

(Все работы с оксидом углерода (II) проводить в вытяжном шкафу)

А. Собрать прибор по рисунку 6. В колбу Вюрца поместить 5 г щавелевой кислоты (можно муравьиной), а в делительную воронку налить 12–15 мл концентрированной серной кислоты. Небольшими порциями добавлять к щавелевой кислоте концентрированную серную кислоту и смесь нагревать. Выждав некоторое время после начала реакции, собрать выделяющийся газ в цилиндр над водой. Закрывать цилиндр под водой стеклянной пластинкой, вынуть из кристаллизатора и сохранить для следующего опыта.

Б. Открыв цилиндр, поджечь собранный в опыте 6.6А газ. Вливать в цилиндр воду, пока весь газ не будет вытеснен. Обратит внимание на цвет пламени. Составить уравнения реакций получения оксида углерода (II) и его горения. Почему при получении чистого оксида углерода (II) разложением щавелевой кислоты его следует пропускать через раствор щелочи?

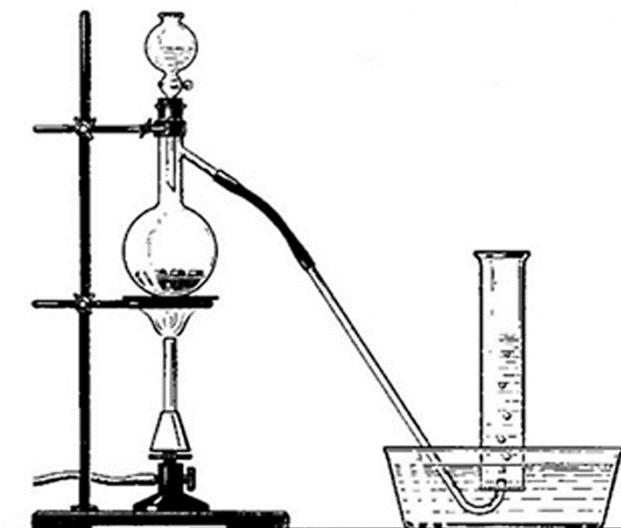


Рис. 6. Прибор для получения оксида углерода (II)

В. Налить на 1/4 пробирки раствора нитрата серебра и добавить к нему по каплям водный раствор аммиака до растворения первоначального образующегося осадка оксида серебра Ag_2O . Затем нагреть раствор и пропустить через него ток оксида углерода (II) из прибора, применявшегося в опыте 6.6А, предварительно сменив газоотводную трубку на трубку, согнутую под углом. Наблюдать образование металлического серебра в виде черного порошка. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в этом процессе.

Г. Собрать прибор по рисунку 7. В колбу налить 10–15 мл концентрированной серной кислоты, в воронку – 4–6 мл щавелевой кислоты (можно воспользоваться прибором из опыта 6.6А). В тугоплавкую стеклянную трубку положить немного оксида меди (II), в пробирку налить известковой воды.

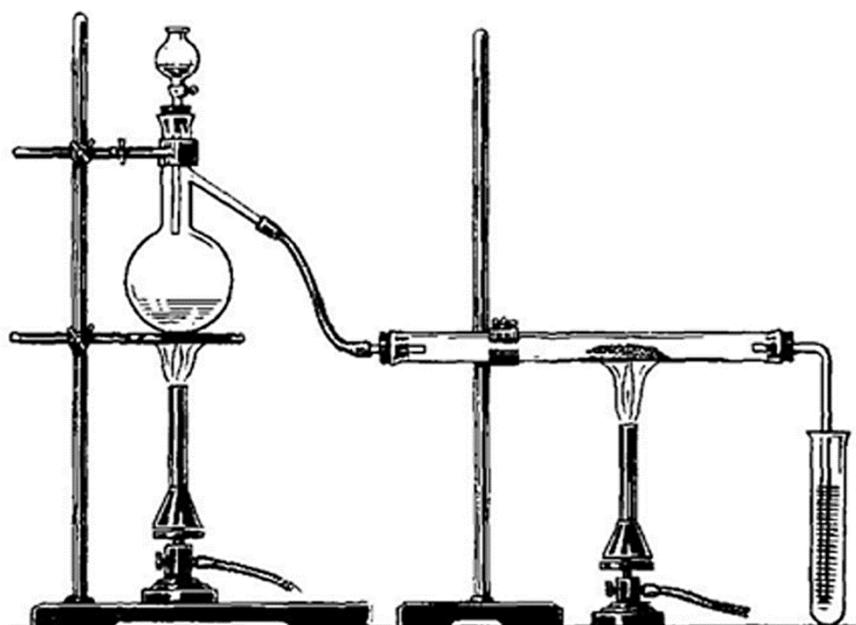


Рис. 7. Прибор для восстановления оксидов металлов оксидом углерода (II)

Осторожно нагреть серную кислоту и по каплям добавлять к ней щавелевую кислоту. Через 2–3 мин, когда прибор будет заполнен оксидом углерода (II), опустить газоотводную трубку в пробирку с известковой водой, нагревать оксид меди (II) и время от времени у отверстия пробирки поджигать непрореагировавший газ. Наблюдать за происходящими явлениями. Написать уравнения реакций. Какую роль выполняет оксид углерода (II) в окислительно-восстановительных процессах?

Опыт 6.7. Получение и свойства оксида углерода (IV)

А. В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор соляной кислоты (1 : 4). Наблюдать выделение газа. Можно ли использовать для этой цели раствор серной кислоты?

Б. Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтральным раствором лакмуса. Что наблюдается? Написать уравнения реакций, происходящих при получении CO_2 и растворении его в воде.

Полученный в воде раствор CO_2 , подкрашенный лакмусом, прокипятить. Изменяется ли цвет? Выразить уравнениями равновесие, существующее в водном растворе оксида углерода (IV). Как сместить это равновесие?

Каким способом можно собирать CO_2 ?

В. Взять для опыта два стакана (или банки). Один из них наполнить CO_2 из аппарата Киппа. Проверить полноту наполнения сосуда газом с помощью горящей лучинки, поднесенной к отверстию стакана. В другой стакан бросить маленький кусочек ваты, смоченный спиртом, и поджечь его горящей лучинкой. Затем осторожно перелить CO_2 из первого стакана во второй. Что происходит? Проверить с помощью горящей лучинки, остался ли CO_2 в первом стакане. Какой вывод можно сделать о плотности CO_2 ?

Г. В стакан, наполненный CO_2 , внести подожженную на воздухе ленту магния, держа ее щипцами. Наблюдать за горением магния. К полученным продуктам прибавить немного разбавленного раствора HCl и взболтать. Оба ли вещества растворяются? Что представляют собой частички черного цвета? Написать уравнения реакций.

В другом стакане, наполненном CO_2 , сжечь в железной ложечке красный фосфор, предварительно подоженный на воздухе. Продукты горения фосфора растворить в воде и исследовать нейтральным раствором лакмуса. Описать наблюдения и составить уравнения реакций.

Отметить роль оксида углерода (IV) в проведенных окислительно-восстановительных процессах.

Опыт 6.8. Взаимное вытеснение угольной кислоты и сероводорода из их солей

А. Собрать установку по рисунку 8. Аппарат Киппа зарядить мрамором и соляной кислотой. В первую промывную склянку налить немного раствора сульфида натрия, во вторую – раствора соли, являющегося реактивом на сероводород. Про-

пустить быстрый ток CO_2 через промывные склянки. Что происходит? Какая реакция протекает в первой склянке? Написать уравнение реакции.

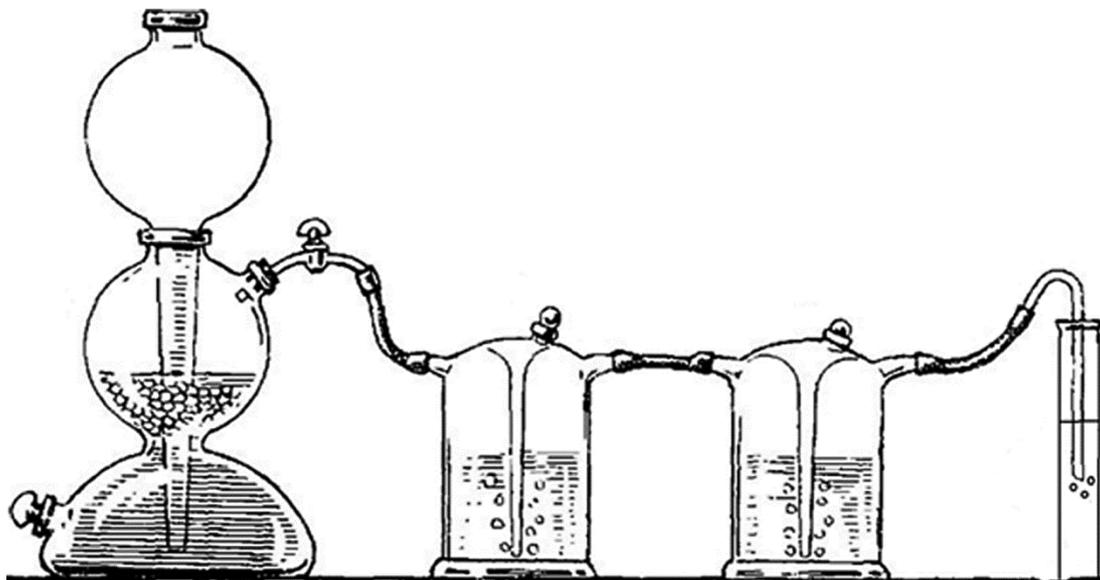


Рис. 8. Установка для взаимного вытеснения угольной и сероводородной кислот

Б. Собрать такую же установку, как и в предыдущем опыте. Аппарат Киппа зарядить сульфидом железа (II) и раствором H_2SO_4 . В первую промывную склянку налить немного раствора NaHCO_3 или Na_2CO_3 , во вторую – известковой воды. Пропустить через промывные склянки быстрый ток сероводорода. Наблюдать, что происходит во второй склянке. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнения реакций.

Сопоставив оба опыта, сделать вывод, при каких условиях кислоты, близкие по летучести и по силе, могут вытеснять одна другую.

Опыт 6.9. Образование солей угольной кислоты

А. В пробирку с известковой водой пропускать в течение 2–3 мин быстрый ток CO_2 . Какие происходят изменения? Написать уравнения реакций. Назвать образующиеся соли. Написать их графические формулы. Сделать вывод об их растворимости в воде. Полученный раствор оставить для следующего опыта.

Б. Раствор, полученный в предыдущем опыте 6.9А, разлить в две пробирки. Одну из них нагреть, в другую добавить известковой воды. Написать уравнения происходящих реакций.

В. Пробирку, наполненную CO_2 и закрытую пробкой, опрокинуть в кристаллизатор с разбавленным раствором NaOH , после чего открыть пробку. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. (После проведения данного опыта тщательно вымыть руки.)

Опыт 6.10. Гидролиз солей угольной кислоты

Испытать действие растворов Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_2CO_3 на нейтральный раствор лакмуса. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной

и ионной форме. Какая соль в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или NaHCO_3 ? Дать объяснение.

Опыт 6.11. Свойства солей угольной кислоты

А. Испытать отношение к воде и к растворам HCl и CH_3COOH следующих солей: Na_2CO_3 , MgCO_3 , CaCO_3 . Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Объяснить наблюдаемые явления.

Б. Испытать отношение к нагреванию Na_2CO_3 , NaHCO_3 , CaCO_3 . Для этого небольшие порции солей прокалить в пробирках с газоотводными трубками (опущенными в известковую воду) (см. рис. 5). Наблюдать за происходящим. Написать уравнения реакций.

Упражнения и задачи

1. Определить валентность и степень окисления атома углерода в следующих соединениях: CH_4 , CH_3OH , HCOH , CO_2 .

2. Назвать соединения углерода, которые в химических реакциях являются: а) только восстановителями; б) только окислителями; в) восстановителями и окислителями. Написать уравнения соответствующих реакций.

3. Почему для отделения CO от CO_2 смесь этих газов пропускают через раствор щелочи, а не через воду? Написать уравнения реакций.

4. Почему опасность отравления угарным газом при закрывании печей во время топки понижается по мере уменьшения накала углей? Для объяснения использовать тепловой эффект реакции образования CO .

5. После пропускания над раскаленным углем без доступа воздуха 44,8 л смеси CO_2 и CO объем ее увеличился на 11,2 л. Смесь газов, полученную после реакции с углем, пропустили через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. При этом образовались 40,5 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Рассчитать процентный состав исходной газовой смеси (по объему).

6. При нагревании смеси кристаллической соды и гидрокарбоната натрия ее масса уменьшилась до 15,9 г, и при этом выделилось 1,12 л CO_2 . Рассчитать массу исходной смеси солей.

7. Карбонат металла (II) обработали избытком раствора HCl . К образовавшемуся раствору добавили некоторую массу соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Выделившийся осадок отфильтровали и прокалили; при этом выделилось 1,12 л газа. Масса остатка после прокаливания составила 2 г. Назвать карбонат металла (II) и рассчитать массу израсходованной соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

8. В 1 300 г воды растворено 180 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Плотность полученного раствора 1,16 г/см³. Определить массовую долю (%) вещества в растворе; молярную и нормальную концентрации определить исходя из кристаллогидрата.

9. Можно ли получить 1 н. раствор H_2CO_3 ? Подтвердить ответ расчетом, имея в виду, что в 1 объеме воды при 20 °С растворяется 0,88 объема CO_2 .

Лабораторная работа 7

Кремний и его соединения

Цель работы: изучить свойства кремния и его соединений.

Оборудование и посуда: теххимические весы, пробки с газоотводной трубкой, фарфоровая ступка с пестиком, аппарат Киппа, стеклянная палочка, химические воронки, химический стакан, штатив с пробирками, железный тигель, спиртовка, спички, защитные очки, железный лист, щипцы.

Реактивы и материалы: мрамор, карбонат натрия, карбонат калия, порошок магнезия, песок, гидроксид натрия, фторид кальция, раствор соляной кислотой (1:1), концентрированный раствор щелочи, концентрированный раствор силиката натрия, концентрированная соляная кислота, насыщенный раствор хлорида аммония, концентрированная серная кислота, раствор фенолфталеина, раствор лакмуса, индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Ход работы

Опыт 7.1. Получение аморфного кремния и силанов

Насыпать в пробирку на 1/5 ее объема смесь порошка магнезия и тонко измельченного чистого сухого песка (в отношении масс 3 : 2) Пробирку укрепить в лапке штатива вертикально. (*Надеть защитные очки!*) Сначала прогреть всю смесь, а затем сильно нагревать дно пробирки до тех пор, пока смесь не раскалится. После этого горелку отставить, так как реакция протекает с выделением большого количества теплоты. Составить уравнения реакций, имея в виду, что, кроме кремния и оксида магнезия, получается также немного силицида магнезия Mg_2Si .

После охлаждения пробирку с продуктами реакции разбить в ступке и полученную массу бросать небольшими порциями в стакан с разбавленной (1 : 1) соляной кислотой. Какие продукты смеси взаимодействуют с HCl? Написать уравнения реакций взаимодействия оксида и силицида магнезия с раствором соляной кислоты. Оценить восстановительные свойства образующего силана, имея в виду, что выделяющийся белый дым SiO_2 – продукт горения силана. После окончания реакции слить жидкость с осадка аморфного кремния, промыть осадок водой, отфильтровать и высушить. Отметить его цвет. Сохранить для следующего опыта. Сделать вывод об отношении кремния к разбавленному раствору соляной кислоты.

Опыт 7.2. Взаимодействия кремния со щелочами

Небольшую порцию аморфного кремния, полученного в предыдущем опыте, нагреть в пробирке с 2–3 мл концентрированного раствора щелочи. Что наблюдается? Поджечь выделяющийся газ. Написать уравнение реакции.

Опыт 7.3. Получение кремниевой кислоты

А. Получение гидрогеля кремниевой кислоты. К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавить 2 мл разбавленного раствора соляной кислоты (1 : 1) и хорошо перемешать жидкость стеклянной палочкой. Вследствие выделения кремниевой кислоты все содержимое пробирки превращается в студень. Написать уравнение реакции.

Б. *Получение гидрозоль кремниевой кислоты.* К 3–5 мл раствора силиката натрия прибавить немного концентрированной HCl. Получается коллоидный раствор кремниевой кислоты. Нагреть его до кипения. Что наблюдается?

В. *Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей.* В раствор силиката натрия пропустить ток CO₂ из аппарата Киппа. Наблюдать образование кремниевой кислоты. Написать уравнение происходящей реакции. Какая из кислот – кремниевая или угольная – является более слабым электролитом?

Опыт 7.4. Получение растворимых силикатов

А. В пробирку поместить немного мелко измельченного кварца или песка и кусочек гидроксида натрия. Закрепить пробирку в штативе слегка наклонно и сплавить смесь. Написать уравнение реакции. После охлаждения пробирки обработать полученный сплав небольшим объемом воды и отфильтровать раствор от избытка кварца (песка). Отметить растворимость силиката натрия, написать уравнение его диссоциации. Доказать наличие в фильтрате силиката натрия (см. опыт 7.3А).

Б. Получить «растворимое стекло». Для этого смешать в ступке или фарфоровой чашке мелкорастертый песок с сухими Na₂CO₃ и K₂CO₃ (в отношении масс 4 : 5 : 5). Смесь Na₂CO₃ и K₂CO₃ применяют потому, что она плавится при более низкой температуре, чем каждое вещество в отдельности. Температура плавления K₂CO₃ – 891 °С, Na₂CO₃ – 852 °С, а смеси, содержащей 48 % Na₂CO₃, – 690 °С.

Смесь поместить в железный тигель и накаливать на паяльной горелке до тех пор, пока не прекратится выделение газа из расплава. После этого вылить расплав на железный лист и дать ему затвердеть. Написать уравнение реакции. Испробовать растворимость полученного «стекла» в холодной воде и при кипячении. Сравнить условия опытов 7.3В и 7.4Б и сделать вывод об условиях взаимного вытеснения кремниевой и угольной кислот из их солей.

Опыт 7.5. Гидролиз солей кремниевой кислоты

А. Испытать нейтральным раствором лакмуса раствор силиката натрия. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Б. К 1–2 мл концентрированного раствора силиката натрия прилить при помешивании 2–3 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Наблюдать образование осадка и газа. Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Опыт 7.6. Выщелачивание стекла

Кусочек стеклянной трубки нагреть в пламени горелки и быстро опустить в стакан с водой. Трубка лопаается. Кусочки стекла перенести в фарфоровую ступку и, добавив небольшой объем дистиллированной воды, перетереть их в мелкий порошок. (*Надеть защитные очки!*) Затем в ступку добавить несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Дать объяснение, имея в виду, что состав обыкновенного стекла выражают формулой Na₂O·CaO·6SiO₂.

Опыт 7.7. Получение и свойства фторида кремния (IV)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Смешать немного фторида кальция с такой же массой песка. Всыпать смесь в пробирку, смочить ее небольшим объемом концентрированной H_2SO_4 и слабо подогреть. Написать уравнения происходящих реакций.

Над пробиркой подержать стеклянную палочку, смоченную водой. Объяснить образование на ней пленки оксида кремния (IV) (точнее, $x\text{SiO}_2 \cdot y\text{H}_2\text{O}$). Написать уравнение реакции гидролиза SiF_4 .

Упражнения и задачи

1. Определить характер химической связи и степень окисления атома кремния в следующих соединениях: SiH_4 , SiO_2 , SiCl_4 , $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, Na_2SiO_3 . Каково поведение этих веществ в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры.

2. Написать уравнения реакций, протекающих при прокаливании:

- 1) оксида кремния (IV) с карбонатом натрия;
- 2) оксида кремния (IV) с гидроксидом натрия;
- 3) карбоната калия с кремниевой кислотой;
- 4) оксида кремния (IV) с гидроксидом кальция.

3. Какой объем воздуха, измеренного при $P = 98,64$ кПа и $t = 20$ °С, потребуется для сжигания 200 мл силана (при н. у.)?

4. Сколько килограммов кремния и какой объем 32%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,35$ г/см³) потребуется для получения 15 м³ водорода, измеренного при $t = 17$ °С и $P = 98,64$ кПа?

5. Какую массу $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 350 г 20%-ного раствора силиката натрия (в расчете на безводную соль)?

6. Состав оконного стекла приблизительно выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вычислить теоретический расход сырья – соды, известняка и кремнезема – для получения 1 т такого стекла. Написать уравнение реакции взаимодействия этих веществ при сплавлении.

7. Как наиболее простым способом различить карбонат и силикат?

8. Определить количественный состав смеси кремния, алюминия и карбоната кальция, если известно, что при обработке этой смеси раствором щелочи выделяется 8,96 л газа, а при обработке такой же навески исходной смеси раствором HCl также выделяется 8,96 л газа, пропускание которого через раствор Ca(OH)_2 приводит к образованию 8,1 г $\text{Ca(HCO}_3)_2$.

9. Сколько миллилитров 28%-ного раствора NaOH ($\rho = 1,31$ г/см³) потребуется для растворения кремния, образовавшегося при прокаливании 6 г магния с 6 г SiO_2 ?

Лабораторная работа 8 Олово, свинец и их соединения

Цель работы: изучить свойства олова, свинца и их соединений.

Оборудование и посуда: теххимические весы, стеклянная палочка, химические воронки, химический стакан, штатив с пробирками, железный тигель, спиртовка, спички, ложка для сжигания веществ, фарфоровая чашка, паяльная горелка, железная палочка, напильник или наждачная бумага, паяльник.

Реактивы и материалы: цинк, олово, $\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, свинец, свинцовый сурик, оксид свинца (IV), оксид свинца (II), раствор соляной кислоты, раствор серной кислоты, раствор азотной кислоты, концентрированная соляная кислота, концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, концентрированный раствор щелочи, раствор щелочи, раствор хлорида олова (IV), водный раствор аммиака, раствор сулемы, раствор хлорида олова (II), раствор соли висмута, раствор сульфида аммония, сероводородная вода, раствор ацетата свинца (II), раствор хлорид натрия, раствор сульфата натрия, раствор йодида калия, раствор хромат калия, сплав 37 % свинца и 63 % олова (или припой), хлорид аммония или канифоль, хлорид цинка, хлорид аммония, индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Ход работы

Олово

Опыт 8.1. Получение олова

Пользуясь данными таблицы стандартных электродных потенциалов (приложение 2, табл. П5), подобрать металл, способный восстановить ионы Sn^{2+} из раствора его соли. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории металлов и растворимую соль олова. Написать уравнение реакции.

Опыт 8.2. Окисление олова кислородом воздуха

Нагреть кусочек олова в железной ложечке на паяльной горелке. Наблюдать образование SnO_2 . Написать уравнение реакции.

Опыт 8.3. Взаимодействие олова с кислотами

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по 2 кусочка олова и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами кислот HCl , H_2SO_4 и HNO_3 сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдать происходящие процессы. Составить уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленной HNO_3 (на холоде) в растворе образуется соль аммония, а при взаимодействии с концентрированной H_2SO_4 продукт реакции – оксид серы (IV).

Опыт 8.4. Взаимодействие олова со щелочами

Поместить в пробирку 2–3 кусочка олова и прилить концентрированный раствор щелочи. Наблюдать происходящие изменения. Как доказать, что выделяющийся газ – водород? Написать уравнение реакции, имея в виду, что образуется гидросостаннат (II).

Опыт 8.5. Образование гидрида олова

Налить в фарфоровую чашку немного раствора SnCl_4 , добавить концентрированную HCl и бросить туда же кусочек металлического цинка. Перемешать содержимое чашки пробиркой, наполненной наполовину водой, после чего ввести пробирку в пламя горелки. Наблюдать на поверхности пробирки бегающие огоньки васильково-синего цвета, образующиеся при сгорании SnH_4 . Написать уравнение реакции образования SnH_4 . Сравнить восстановительные свойства олововодорода и метана.

Опыт 8.6. Получение и свойства гидроксида олова (II)

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

Опыт 8.7. Оловянные кислоты и их свойства

(Опыт Б проводить в вытяжном шкафу)

А. К раствору хлорида олова (IV) добавлять по каплям водный раствор аммиака до образования белого объемного осадка α -оловянной кислоты. Определить опытным путем отношение ее к кислотам и щелочам. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Б. Кусочек олова облить в фарфоровой чашке концентрированным раствором HNO_3 и нагреть до кипения. Наблюдать образование белого осадка β -оловянной кислоты. После охлаждения содержимое чашки разбавить водой и промыть осадок декантацией. Испытать отношение β -оловянной кислоты к концентрированным растворам HCl и KOH . Наблюдения записать. Каково отличие в свойствах α и β -оловянных кислот?

Опыт 8.8. Гидролиз хлорида олова (II)

Несколько кристалликов $\text{SnCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ растворить в возможно малом объеме воды, прибавляя ее по каплям. Определить с помощью индикаторной бумажки, подвергается ли соль гидролизу. Полученный концентрированный раствор разбавить водой. Что происходит? Как влияет разбавление на степень гидролиза соли? Написать уравнение реакции гидролиза. Доказать опытным путем, что реакция гидролиза является обратимой. Объяснить механизм происходящих процессов.

Опыт 8.9. Восстановительные свойства Sn^{2+}

А. К небольшому объему раствора сулемы HgCl_2 (*сильный яд!*) добавить несколько капель раствора хлорида олова (II), а затем избыток его. Образующийся сначала белый осадок каломели Hg_2Cl_2 восстанавливается затем до металлической ртути. Поэтому наблюдается потемнение осадка. Составить уравнение окислительно-восстановительного процесса, принимая во внимание, что в молекуле Hg_2Cl_2 степень окисления атомов ртути +1.

Б. Получить раствор гидроксостанната натрия (II) и добавить к нему небольшой объем растворимой соли висмута. Что наблюдается? Составить уравнения реакций, имея в виду, что сначала образуется осадок гидроксида висмута (III), а затем мелко раздробленный металлический висмут. Какие свойства проявляет гидроксостаннат (II)?

Опыт 8.10. Получение сульфидов олова

А. Налить в две пробирки небольшой объем раствора хлорида олова (II). Получить сульфид олова, используя в качестве осадителя в одной пробирке сульфид аммония, а в другой – сероводородную воду. Отметить цвет и характер полученного сульфида. Оценить полноту осаждения в том и другом случае. Объяснить наблюдаемые явления. Испытать отношение сульфида олова (II) к раствору HCl. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Б. Повторить опыт 8.10А, взяв в качестве исходного вещества хлорид олова (IV). Отметить цвет и характер осадка.

Свинец

Правила работы со свинцом

Соединения свинца ядовиты, поэтому после проведения опытов с соединениями свинца необходимо тщательно вымыть руки водой с мылом.

Опыт 8.11. Получение свинца

Ознакомившись с положением свинца в электрохимическом ряду напряжений и с величиной его стандартного электродного потенциала (табл. П5, прил. 2), подобрать металл, способный восстановить ионы Pb^{2+} из растворов его соли.

Проделать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории металлов и растворимую соль свинца. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в этой реакции.

Опыт 8.12. Окисление свинца кислородом воздуха

А. Кусочек свинца разрезать ножом. Что происходит на месте разреза с поверхностью металла? Написать уравнение реакции.

Б. Расплавить кусочек свинца в железной ложке в пламени паяльной горелки. Наблюдать за изменением цвета поверхности свинца. Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется оксид свинца (II).

Опыт 8.13. Взаимодействие свинца с кислотами

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по 2 кусочка свинца и подействовать в отдельности разбавленными и концентрированными растворами HCl, H_2SO_4 и HNO_3 сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдать происходящие явления. Написать уравнения реакций.

При объяснении результатов опытов воспользоваться данными таблиц растворимости солей и электрохимического ряда напряжений (табл. П2 и П5 приложения 2) [3].

Опыт 8.14. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

Из имеющейся в лаборатории растворимой соли свинца (II) получить его гидроксид. Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции. Разделить осадок на две пробирки. В одну из них прибавить раствор HNO_3 , в другую – избыток щелочи. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какими свойствами обладает гидроксид свинца (II)?

Опыт 8.15. Обнаружение ионов свинца Pb^{2+} в растворе

С помощью реакций обмена получить хлорид, сульфат, йодид сульфид и хромат свинца (II). Отметить цвет и характер осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 8.16. Степень окисления свинца в сурике

Ознакомиться с соединением Pb_3O_4 – свинцовым суриком. Отметить его цвет, отношение к воде.

К небольшой массе сурика прилить разбавленный раствор HNO_3 и нагреть до изменения цвета осадка (образуется PbO_2). Слить раствор с осадка в другую пробирку и одной из вышеприведенных реакций доказать наличие в растворе ионов Pb^{2+} . Написать уравнение реакции взаимодействия Pb_3O_4 и HNO_3 . Указать степень окисления атомов свинца в сурике.

Опыт 8.17. Свойства оксида свинца (IV)

(Опыт Б проводить в вытяжном шкафу)

А. Внести в фарфоровую чашку немного PbO_2 , облить концентрированным раствором КОН и нагревать 3–4 мин. Что наблюдается? Написать уравнение реакции, имея в виду, что координационное число Pb^{+4} в гидроксокомплексе равно 6.

Б. Прокипятить в пробирке небольшую порцию PbO_2 с избытком концентрированной HCl . Что происходит? Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции. Что является окислителем и что восстановителем в данной реакции?

Опыт 8.18. Получение гидрокарбоната свинца

К раствору ацетата свинца (II) добавить немного оксида свинца (II) и кипятить смесь в течение нескольких минут. Остывший раствор слить с осадка и пропустить через него ток CO_2 . Что наблюдается? Осадок отфильтровать и высушить между листочками фильтровальной бумаги. Отметить цвет и характер полученного осадка гидрокарбоната свинца. Написать уравнения реакций. Составить графическую формулу полученной соли.

Опыт 8.19. Паяние

А. Приготовить сплав (37 % свинца и 63 % олова), употребляемый в качестве мягкого припоя. Свинец и олово отвешивают на теххимических весах. Свинец расплавляют в железном или фарфоровом тигле, а затем добавляют олово. Сплав тщательно перемешивают железной палочкой, а затем отливают в форму деревянную или железную.

Б. Перед паянием тщательно очистить поверхность металла при помощи напильника или наждачной бумаги и подготовить паяльник. Очищать паяльник прислонением натертого его «жала» к хлориду аммония или канифоли. Если поверхность «жала» чиста, припой пристаёт к нему ровным слоем, т. е. легко «залуживает» паяльник.

В. Приготовить «паяльный» раствор. Его готовят растворением 30 г хлорида цинка и 15 г хлорида аммония в 55 г воды.

Паяние. Смочить спаиваемые поверхности (шов) «паяльным» раствором. Паяльник нагреть до температуры более высокой, чем температура плавления припоя. Жало нагретого паяльника прижать к хлориду аммония, канифоли или погрузить на мгновение в «паяльный» раствор. Прикоснуться паяльником к куску припоя, набрать немного его и, касаясь спаиваемых поверхностей (шва), водить, слегка нажимая, до равномерного распределения припоя. Избыточное количество припоя может быть удалено напильником.

Упражнения и задачи

1. Почему растворы солей олова готовят на подкисленной воде?
2. У какого из оксидов более выражены основные свойства: а) PbO или SnO; б) PbO или PbO₂? Чем это объясняется?
3. Написать графические формулы Pb₂O₃ и P₃O₄. К какому классу соединений можно отнести эти вещества?
4. Как доказать опытным путем амфотерность гидроксида олова (II)? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
5. Какая из солей больше подвержена гидролизу: а) Pb(NO₃)₂ или Sn(NO₃)₂; б) SnCl₂ или SnCl₄? Дать объяснение.
6. Какой объем 2 н. раствора NaOH требуется прибавить к 200 г 5%-ного раствора SnCl₂, чтобы перевести его полностью в тетрагидрохсокомплекс?
7. К 5 г сурика добавили 20 мл 60%-ного раствора HNO₃ (ρ = 1,37 г/см³), раствор с осадком нагрели, а затем разбавили водой до 2 000 мл. Определить массу осадка и нормальную концентрацию соли в растворе.
8. Какой объем (при н. у.) оксида азота (IV) выделится, если 50 г сплава, содержащего 70 % меди и 30 % олова, обработать избытком концентрированного раствора азотной кислоты?
9. Определить массовую долю (%) растворенного вещества и нормальную концентрацию раствора SnCl₂, полученного при смешивании 250 мл 22%-ного раствора (ρ = 1,19 г/см³) и 150 мл 4%-ного раствора (ρ = 1,03 г/см³).
10. При нагревании смеси нитратов натрия и свинца (II) образовалось 22,3 г PbO и выделилось 6,72 л смеси газов. Определить массу исходной смеси солей.
11. Определить массу свинцовой пластинки после выдерживания ее в растворе, содержащем 1,88 г Cu(NO₃)₂, если весь нитрат меди вступил в реакцию, а исходная масса свинца составляла 6 г.

Лабораторная работа 9

Азот и его водородные соединения

Цель работы: изучить свойства азота и его водородных соединений.

Оборудование и посуда: прибор для определения состава воздуха: штатив с двумя лапками, бюретка емкостью 50 мл (2 шт.), пробка с газоотводной трубкой, резиновые трубки (2 шт.); прибор для получения аммиака из азота и водорода: штатив с лапкой, горелка, аппарат Киппа, колба емкостью 1 л, тугоплавкая трубка, пробки с трубками (3 шт.), зажим винтовой, резиновые трубки (2 шт.); прибор для получения аммиака из соли аммония; прибор для горения аммиака в кислороде; прибор для термического разложения хлорида аммония, бюретка; штатив с лапкой спиртовка; фарфоровая чашка; кристаллизатор; стеклянная трубка длиной 20–25 см; цилиндры или широкие пробирки с пробками (2 шт.); стеклянные пластинки (2 шт.); стеклянные палочки; шпатель; асбест или стеклянная вата; индикаторная бумажка; фильтровальная бумага; лучинка.

Реактивы и материалы: железо (опилки и порошок), цинк (гранул.), оксид марганца (IV) (прокаленный), гидроксид кальция, нитрат аммония, сульфат аммония, хлорат калия (бертолетова соль), хлорид аммония, нитрат калия, нитрит натрия, гидразин или сульфат гидразина, хлорид гидроксиламина, серная кислота ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 1 : 5), гидроксид натрия (2 н.), аммиак водный (25%-ный и 2 н.), гидроксид кальция (насыщ.), хлорид аммония (насыщ. и 2 н.), фенолфталеин (спиртовой), пирогаллол (свежеприготовленный щелочной), йодная вода, концентрированная соляная кислота.

Ход работы

Опыт 9.1. Состав воздуха

Собрать прибор по рисунку 9. Для этого две бюретки емкостью 50 мл соединить при помощи резиновой пробки и трубок стеклянной и резиновой. На последнюю поместить зажим 3, а на узкий конец бюретки надеть резиновую трубку с зажимом 4. Открыть оба зажима и через бюретку 2 налить воды столько, чтобы она заполнила резиновую трубку и вошла в бюретку 1 немного выше деления 0. Закрыть зажим 4 и проверить прибор на герметичность. (Для того чтобы проверить прибор на герметичность, необходимо при закрытых зажимах заметить уровень воды в бюретке 1 и поднять бюретку 2. Если прибор собран герметично, то уровень воды в бюретке 1 не изменяется.) Затем передвижением бюретки 2 привести воду в обоих сосудах к одному уровню (каково давление в бюретке 1?) и отметить уровень воды в бюретке 1. Закрыть зажим 3, вылить воду из бюретки 2 и налить в нее (около половины) свежеприготовленного щелочного раствора пирогаллола, следя за тем, чтобы в резиновой трубке не осталось пузырей. Открыв зажим 3, опускать и поднимать бюретку 2, для того чтобы вода смешалась с раствором пирогаллола. Затем снять бюретку 1 со штатива и взбалтывать в ней раствор пирогаллола в течение 5–10 мин, время от времени также опускать и поднимать бюретку 2 для перемешивания раствора.

Когда весь кислород поглотится (как это определить?), стряхнуть жидкость, если она застряла вверху бюретки 1, и снова укрепить последнюю в штативе. Привести жидкость в обоих сосудах к одному уровню и отметить его на бюретке 1.

Разобрать прибор, предварительно вылив из него жидкость и ополоснув его водой. Измерить объем бюретки 1 от деления 50 до зажима 4, наливая в нее воду из бюретки.

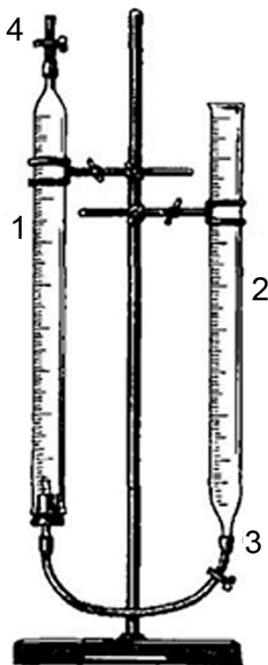


Рис. 9. Прибор для определения состава воздуха:
1, 2 – бюретки; 3, 4 – зажимы

Ниже приведена форма записей наблюдений и результатов вычислений:

Уровень воды в бюретке 1 до опыта.

Уровень воды в бюретке 1 после опыта.

Объем бюретки 1 от деления 50 до зажима.

Объем воздуха, взятого для анализа.

Объем поглощенного кислорода.

Содержание кислорода и азота (вместе с инертными газами) в воздухе в процентах по объему.

Опыт 9.2. Получение азота и его свойства

А. В пробирку насыпать смесь: 3 г измельченного KNO_3 и 60 г железных опилок. (Если взять порошкообразное железо, то реакция протекает очень бурно.) Затем положить неплотный комоч ваты для задержания частиц соли, закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в штативе. Смесь нагревать не очень сильно и после вытеснения воздуха из пробирки собрать выделяющийся газ в цилиндр (широкую пробирку) над водой. Когда цилиндр (пробирка) наполнится газом, закрыть его под водой стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Написать уравнение реакции (образуются оксиды калия и железа).

Отметить физические свойства азота (цвет, запах, растворимость в воде). В цилиндр с азотом внести горящую лучинку. Что наблюдается? Как отличить азот от оксида углерода (IV)?

Б. Положить в пробирку 2 г измельченного нитрита натрия и прилить 4–5 мл насыщенного раствора хлорида аммония. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой, закрепить в штативе и осторожно нагревать. Через 1–2 мин после начала реакции (почему?) собрать выделяющийся газ в цилиндр (широкую пробирку) над водой. После наполнения цилиндра газом закрыть его стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Написать уравнение реакции разложения нитрита аммония. Объяснить, почему вместо NH_4NO_2 можно пользоваться смесью солей NaNO_2 и NH_4Cl .

Охарактеризовать физические свойства азота. В цилиндр (пробирку) с азотом внести горящую лучинку (что происходит?) или влить известковой воды и взболтать. Изменяется ли известковая вода?

Опыт 9.3. Получение аммиака

А. Собрать прибор по рисунку 10. Аппарат Киппа зарядить цинком и серной кислотой (1 : 5) для получения водорода. В трубку из тугоплавкого стекла 2 поместить немного восстановленного железа, закрыть трубку с двух сторон тампонами из асбеста или стеклянной ваты и пробками со стеклянными трубками. На конец стеклянной трубки 3 положить полоску влажной фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина, и поместить в пробирку 4. Закрыть винтовой зажим 5 на резиновой трубке, соединяющей большую колбу (не менее 1 л) с широкой трубкой. Вынуть пробку из колбы и пустить ток водорода из аппарата Киппа. Убедившись в чистоте водорода (как это проделать?), поджечь его у отверстия трубки и, поворачивая кран у аппарата Киппа, сделать пламя водорода небольшим. Закрыть колбу пробкой. Водород сначала продолжает гореть в колбе, а затем, когда весь кислород будет израсходован, пламя гаснет. В колбе создается разрежение, и водород входит в нее из аппарата Киппа (жидкость заполняет средний шар).

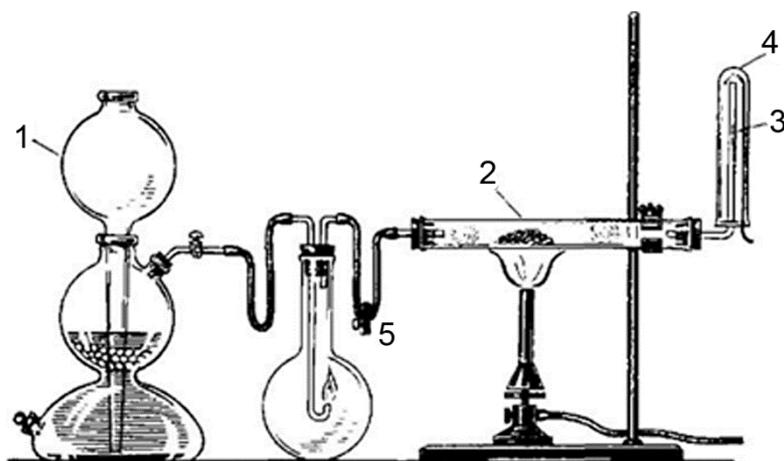


Рис. 10. Прибор для получения аммиака из азота и водорода:
1 – аппарат Киппа; 2 – трубка из тугоплавкого стекла;
3 – газоотводная трубка; 4 – пробирка; 5 – зажим

Через некоторое время давление повышается, и жидкость вытесняется из среднего шара аппарата. Образовавшуюся смесь азота с водородом пропустить в трубку с порошком железа, постепенно отвинчивая зажим 5. Следить за тем, чтобы жидкость из воронки аппарата Киппа опускалась медленно и ток водорода был несильный. Когда из трубки с железом будет вытеснен воздух, слегка ее нагревать. Через 1–2 мин наблюдать покраснение фенолфталеиновой бумаги. Объяснить, почему изменился ее цвет.

Так как одна и та же порция железа может быть использована несколько раз, то, окончив нагревание, продолжать пропускать водород до тех пор, пока трубка не охладится, и затем закрыть ее с двух сторон резиновыми пробками.

Какую роль в этой реакции играет железо? Почему одна и та же порция его может быть использована несколько раз? Написать уравнение реакции.

Если по какой-либо причине опыт требуется повторить, то прежде всего из колбы нужно удалить водород. Как это сделать? Что произойдет, если проводить опыт с колбой, в которой остался водород?

Б. Собрать из сухих пробирок прибор по рисунку 11. Хлорид аммония и гашеную известь в приблизительно равных объемах тщательно перемешать в фарфоровой чашке. Происходит ли образование аммиака при этих условиях? Полученную смесь всыпать в пробирку (до половины), которую затем закрыть пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в штативе так, чтобы дно ее было несколько выше отверстия (почему?). Не сильно нагревать смесь и собирать выделяющийся аммиак в пробирку. (Почему ее надо повернуть вверх дном?) Через несколько минут, когда пробирка наполнится аммиаком (как в этом убедиться?), осторожно снять ее с трубки, не переверачивая, закрыть сухой пробкой и сохранить для следующего опыта.

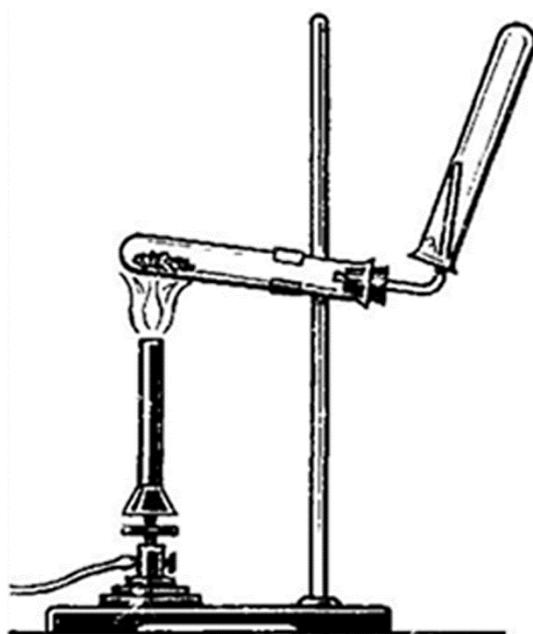


Рис. 11. Прибор для получения аммиака из соли аммония

Опыт 9.4. Свойства аммиака

А. Растворение аммиака в воде. Пробирку с аммиаком, полученным в предыдущем опыте, опустить отверстием вниз в ванну с водой, под водой открыть пробку и слегка покачать пробирку. Что наблюдается? Когда вода перестанет подниматься, закрыть пробирку под водой и вынуть ее из ванны. Испытать полученный раствор индикаторной бумажкой. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции. Часть полученного раствора нагреть до кипения. Изменяется ли интенсивность запаха? Прокипятив раствор 2–3 мин, испытать его реакцию индикаторной бумажкой. Отметить ее цвет. Написать уравнение реакции. Какие равновесия устанавливаются в водном растворе аммиака? Как смещаются эти равновесия при нагревании раствора? Дать объяснение.

Б. Взаимодействие аммиака с хлороводородом. Один цилиндр (пробирку) наполнить аммиаком (см. опыт 9.3Б), второй налить немного концентрированной соляной кислоты и закрыть стеклянными пластинками. Соединить их отверстиями так, чтобы цилиндр с аммиаком был сверху. Вынуть пластинки и несколько раз перевернуть цилиндры (зачем?). Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

В. Горение аммиака. Собрать прибор по рисунку 12. В пробирку 1 налить 2–3 мл концентрированного раствора аммиака и закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой. В пробирку 2 поместить немного смеси бертолетовой соли с прокаленным оксидом марганца (IV) (прокаливание MnO_2 проводят для удаления органических примесей). Пробирки расположить так, чтобы конец газоотводной трубки находился над отверстием пробирки 2. Нагревать смесь $KClO_3$ и MnO_2 . Когда начнет выделяться кислород (как это обнаружить?), слабо нагреть раствор аммиака. Выделяющийся аммиак поджечь у конца газоотводной трубки.

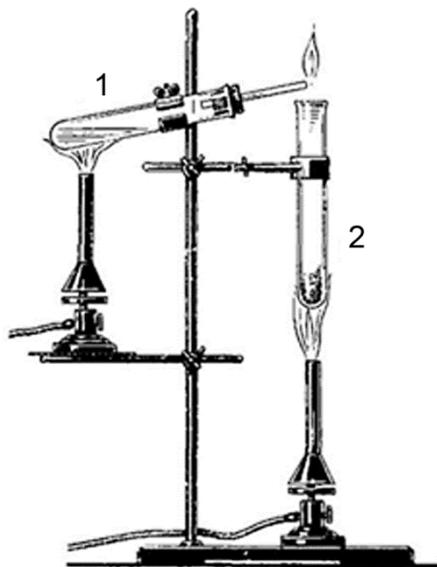


Рис. 12. Прибор для демонстрации горения аммиака в кислороде:
1 – пробирка с концентрированным раствором аммиака;
2 – пробирка для получения кислорода

Отметить цвет его пламени. Написать уравнение реакции и схему перехода электронов.

Опыт 9.5. Реакция на ион аммония

В пробирку налить немного раствора соли аммония, например NH_4Cl , прибавить 1–2 мл раствора NaOH и нагреть. Поднести к отверстию пробирки, не касаясь ее стенок, смоченную водой индикаторную бумажку. Как изменился ее цвет? Написать уравнения реакций.

Так как из всех газов только аммиак с водой образует щелочь, то изменение цвета индикаторной бумажки в парах указывает, что в растворе присутствует ион NH_4^+ .

В том случае, когда объем выделяющегося аммиака довольно большой, его можно обнаружить по запаху.

Опыт 9.6. Термическое разложение солей аммония

(Опыты Б и В проводить в вытяжном шкафу)

А. В стеклянную трубку (длиной 20–25 см) поместить посередине NH_4Cl плотным слоем толщиной 3–4 см, спрессовывая соль при помощи палочек. В каждый конец трубки положить по кусочку влажной индикаторной бумажки. Укрепив трубку в штативе наклонно, нагревать нижнюю часть слоя (рис. 13) до тех пор, пока одна из вложенных индикаторных бумажек в концах трубок не изменит своего цвета. Под действием каких газов произошло это изменение? Чем обусловлено разделение этих газов? Написать уравнение реакции разложения хлорида аммония.

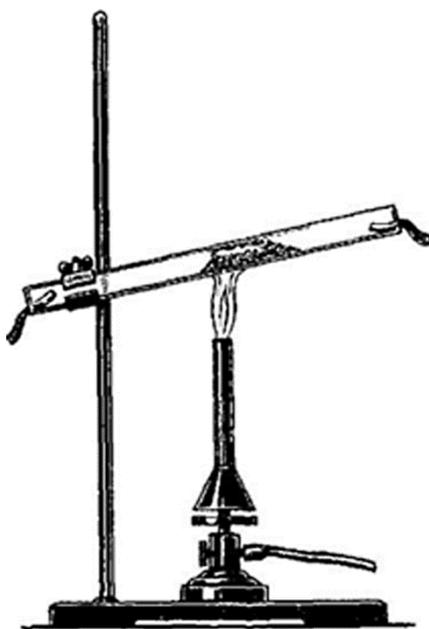


Рис. 13. Термическое разложение хлорида аммония

Б. Положить несколько кристаллов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ на крышку тигля и нагреть на сетке. При $357\text{ }^\circ\text{C}$ $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ разлагается, отщепляя аммиак и плавясь; расплавленная масса состоит из смеси гидросульфата и сульфата аммония. Обнаружить выделяющийся аммиак, проделав соответствующий опыт. Написать уравнение разложения сульфата аммония.

В. На крышку тигля поместить несколько кристаллов NH_4NO_3 и осторожно нагреть на сетке при спущенном стекле вытяжного шкафа. Остается ли на крышке тигля какое-либо вещество после разложения всех кристаллов? Написать уравнение реакции и схему перехода электронов.

Сравнить результаты опытов А–В и объяснить, как влияет природа аниона на характер разложения солей аммония.

Опыт 9.7. Сублимация (возгонка) хлорида аммония

Поместив на дно пробирки очень немного NH_4Cl , нагревать его, держа пробирку наклонно. Наблюдать, что образуется на холодных частях пробирки. Определить опытным путем, отличается ли возогнанное (сублимированное) вещество по составу от исходного. Написать уравнения реакций.

Опыт 9.8. Свойства гидразина и гидроксиламина

А. В пробирку налить 4–5 мл воды, прибавить к ним две капли гидразина или несколько кристаллов сульфата гидразина, взболтать и затем влить несколько капель йодной воды. Что происходит?

Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет гидразин и его производные?

Б. Налить в пробирку 4–5 мл воды и растворить в ней несколько кристалликов хлорида гидроксиламина. Прибавить несколько капель йодной воды. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Какую роль играет в реакции хлорид гидроксиламина?

Упражнения и задачи

1. Для получения азота в лаборатории пропускают воздух, очищенный от пыли и CO_2 , через трубку с раскаленными медными стружками или разлагают нагреванием нитрит аммония. Имеется ли различие в составе газа, полученного в первом и во втором случаях?

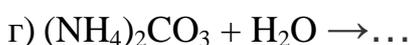
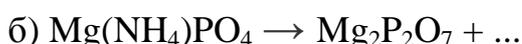
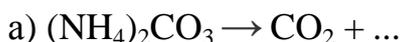
2. Какие вещества применяют для осушения аммиака? Какие вещества, поглощающие влагу, нельзя применять для этой цели и почему?

3. Изменится ли концентрация гидроксид-ионов в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония? Дать объяснение.

4. Каким образом можно отличить хлорид аммония от хлорида натрия? Написать уравнение реакции.

5. Чем обусловлено применение нашатыря при паянии? Написать уравнение реакции.

6. Допisać уравнения реакций и указать, при каких условиях они протекают:



7. Какой объем воздуха (н. у.), потребуется для обжига 1 т концентрата, содержащего 90 % сульфида цинка?

8. Для синтеза аммиака применяется смесь азота с водородом, которая имеет состав: 25 % азота и 75 % водорода (по объему). Вычислить состав этой смеси: а) в процентах (по массе): б) в молях на литр (при н. у.).

9. Какой объем (при н. у.) будет занимать аммиак, полученный из смеси 50 г хлорида аммония с 70 г гашеной извести?

10. Какой объем 2 н. раствора HCl потребуется для нейтрализации 20 мл 8%-ного раствора аммиака, плотность которого равна 0,967 г/см³?

11. Какую массу (NH₄)₂SO₄ можно получить при взаимодействии H₂SO₄ с 1 кг аммиака? Какой объем 60%-ного раствора H₂SO₄ (ρ = 1,5 г/см³) будет при этом затрачен?

Лабораторная работа 10

Кислородные соединения азота

Цель работы: изучить получение и свойства кислородных соединений азота.

Оборудование и посуда: весы с разновесом, прибор для получения оксида азота (II), прибор для окисления аммиака, прибор для получения газов, прибор для получения жидкого оксида азота (IV), прибор для получения азотной кислоты, аппарат Киппа, заряженный на сероводород; штатив с кольцом и лапкой; спиртовка; фарфоровая ступка с пестиком; фарфоровая чашка; воронка; цилиндры (3 шт.); пробирка с пробкой; кристаллизатор; щипцы тигельные; асбестовая сетка; песочная баня; зажимы; железная ложечка для сжигания веществ; стеклянные пластинки (3 шт.); изогнутая трубка; стеклянные палочки; штатив с пробирками; индикаторная бумага; фильтровальная бумага; лучинка; кусочек шерстяной ткани.

Реактивы и материалы: алюминий (кусочки), медь (стружки и проволока), олово (гранул.), цинк (гранул.), железо (опилки), сера (кусочки), фосфор (красный), оксид марганца (IV) (прокаленный), сульфид железа, нитрат калия, хлорат калия, хлорид кальция (гранул.), нитрат меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, нитрат натрия, хлорид натрия, нитрат свинца, нитрат серебра, лед или снег, стеклянная вата, азотная кислота ($\rho = 1,41 \text{ г/см}^3$, 1 : 1 и 2 н.), серная кислота ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 2 н.), соляная кислота ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$, 1 : 1 и 2 н.), гидроксид натрия (2 н.), аммиак водный (25%-ный), хлорид бария (1 н.), сульфат железа (II) (свежеприготовленный, насыщ.), йодид калия (0,1 н.), перманганат калия (0,1 н.), нитрит натрия (1 н.), лакмус (или фуксин), крахмальный клейстер.

Ход работы

Опыт 10.1. Получение и свойства оксида азота (I)

Положить в пробирку немного нитрата аммония и осторожно (почему?) нагреть. К отверстию пробирки поднести тлеющую лучинку. Что наблюдается? Каков состав выделяющегося газа? Отметить его цвет и запах. Написать уравнение реакции.

Опыт 10.2. Получение оксида азота (II)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Собрать прибор по рисунку 14. В колбу поместить 10–15 г медных стружек, в капельную воронку налить разбавленную (1 : 1) азотную кислоту. Прилить немного кислоты к медным стружкам. Если реакция сразу не начнется, очень слабо погреть. Объяснить изменение цвета газа в колбе.

Когда выходящий из трубки газ на воздухе начнет окрашиваться в бурый цвет (почему?), собрать его в три цилиндра (банки). Если потребуется, понемногу приливать кислоту из воронки в колбу. После наполнения цилиндров оксидом азота (II) закрыть их под водой стеклянными пластинками, вынуть из ванны и сохранить их до опыта 10.3. Отметить цвет газа. Написать уравнение реакции.

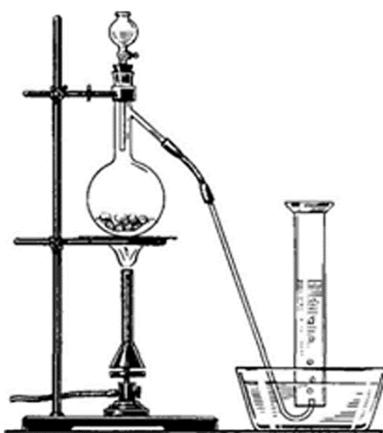


Рис. 14. Прибор для получения оксида азота (II)

После выполнения опыта осторожно нагреть содержимое колбы до полного растворения осадка и профильтровать. Упарить фильтрат в фарфоровой чашке до небольшого объема и охладить. Наблюдать образование кристаллов соли. Каков их состав?

Опыт 10.3. Получение оксида азота (III)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

А. В цилиндр (банку) с оксидом азота (II) внести горящую лучинку. Что происходит? Дать объяснение.

Б. Немного красного фосфора положить в железную ложечку, поджечь его на горелке и, когда он хорошо разгорится, внести в цилиндр (в банку) с оксидом азота (II). Что наблюдается? Что происходит с горящим фосфором в атмосфере оксида азота (II)? Написать уравнение реакции. Какое свойство проявляет NO в этой реакции?

Объяснить различие в результатах опытов А и Б.

В. Открыть цилиндр (банку) с оксидом азота (II) и на фоне белой бумаги наблюдать за изменением окраски газа. Каков цвет полученного вещества? Написать уравнение реакции. Какое свойство проявляет в ней оксид азота (II)?

Г. Налить около 1/4 пробирки свежеприготовленного насыщенного раствора сульфата железа (II) и пропустить через него ток оксида азота (II). Отметить, как изменяется цвет раствора. Написать уравнение реакции образования сульфата нитрозилпентаакважелеза (II). Нагреть раствор. Что происходит? Объяснить наблюдаемое явление. Для какой цели используется реакция?

Опыт 10.4. Получение оксидов азота окислением аммиака

Собрать прибор по рисунку 15. В пробирку 3 можно ввести не одну, а две трубки, по которым поступают аммиак и кислород. В пробирку 1 налить 1–2 мл концентрированного раствора аммиака.

Какие другие вещества можно взять для его получения? В пробирку 2 насыпать немного смеси бертолетовой соли и прокаленного оксида марганца (IV). В пробирку 3 на стенку у дна положить кусочек медной сетки или комочек тонкой медной проволоки и ввести трубку, по которой будет идти смесь газов. Какую роль играет медь в этой реакции?

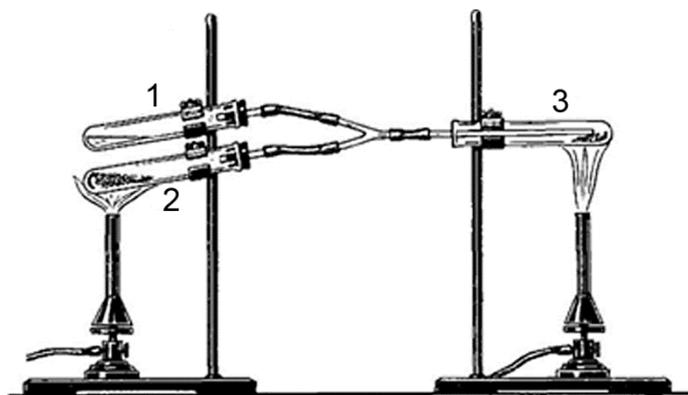


Рис. 15. Прибор для окисления аммиака: 1 – пробирка с концентрированным раствором аммиака; 2 – пробирка со смесью бертолетовой соли и оксида марганца (IV); 3 – пробирка с медной стружкой

Накалить медную проволоку. Нагреть смесь KClO_3 и MnO_2 и, после того как кислород заполнит пробирку 3 (убедиться в этом), слегка подогреть пробирку 1 с раствором аммиака. Поступающий в пробирку 3 аммиак сразу же окисляется до NO . Что происходит с медной проволокой? Какой вывод можно сделать о тепловом эффекте происходящей реакции? Когда медная проволока раскалится, нагревание ее прекратить. Образовавшийся оксид азота (II) избытком кислорода легко окисляется. Как это обнаружить? Если пробирку 1 нагревать сильно, то поступает избыток аммиака и вместо NO_2 на стенках пробирки появляется белый налет. Каков его состав?

В случае если поступающая смесь NH_3 и O_2 не успевает реагировать над медной проволокой, в пробирке могут происходить взрывы. Написать уравнения всех происходящих реакций.

Опыт 10.5. Получение оксида азота (IV)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

А. Собрать прибор по рисунку 16. В колбу положить немного медных стружек, в воронку налить 5–10 мл концентрированной HNO_3 . Кислоту вливать в колбу небольшими порциями. Собрать выделяющийся газ в три цилиндра (две банки и пробирку) и, закрыв их стеклянными пластинками, сохранить для опыта 10.6. Какой цвет газа? Написать уравнение реакции.

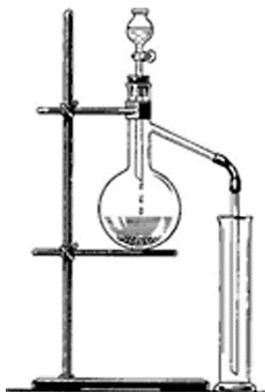


Рис. 16. Прибор для получения газов

Б. Собрать прибор по рисунку 17. В хлоркальциевую трубку 2 между двумя слоями стеклянной ваты поместить гранулированный CaCl_2 (опыт можно проводить и без трубки). Ванну 3 наполнить охлаждающей смесью, приготовленной из снега (льда) и соли (2 : 1). Колба (широкая пробирка) 4, служащая приемником, должна быть совершенно сухой. Ванну 5 и пробирку 6 наполнить водой.

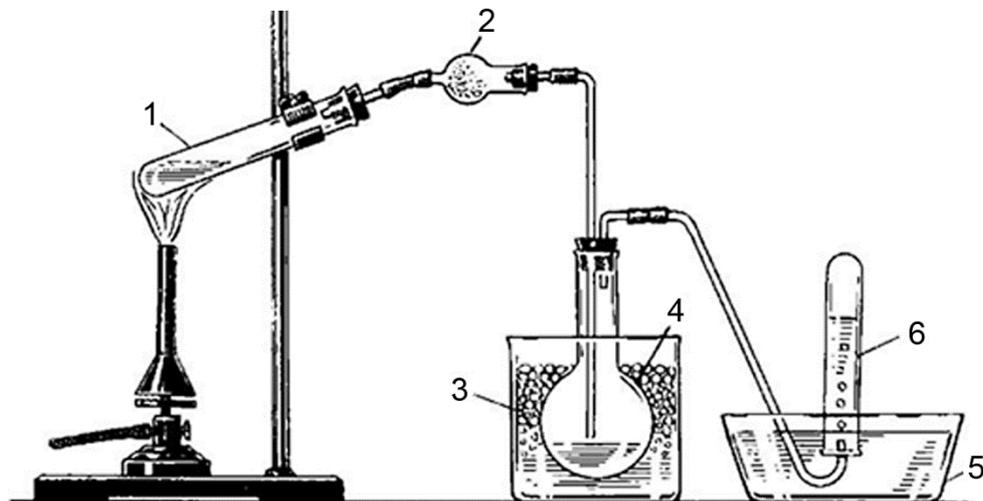


Рис. 17. Прибор для получения жидкого оксида азота (IV):
1 – пробирка; 2 – хлоркальциевая трубка; 3 – ванна с охлаждающей смесью; 4 – колба; 5 – ванна с водой; 6 – пробирка

Растереть в ступке 5–7 г нитрата свинца и смешать его с 1–2 г мелкого вымытого и высушенного песка. Смесью, тщательно перемешивая стеклянной палочкой, высушить в фарфоровой чашке на небольшом пламени горелки до слабого выделения бурых паров и поместить в пробирку 1. Песок к нитрату свинца добавляется для равномерности выделения газа. Затем нагревать пробирку 1 со смесью и следить за тем, чтобы ток газа был постоянен и вода из ванны 5 не была затянута в колбу.

Какого цвета и состава собирается жидкость в колбе? Если хлоркальциевая трубка не применялась, то в присутствии влаги может получиться также и синий оксид азота (III) и поэтому цвет жидкости бывает зеленым. Когда в колбе соберется немного жидкости, газоотводную трубку вынуть из воды и нагревание смеси прекратить.

Доказать, какой газ собран в пробирке. На резиновые трубки надеть зажимы, предварительно сняв хлоркальциевую трубку. Колбу с жидкостью сохранить для следующего опыта. Написать уравнение реакции разложения нитрата свинца.

Опыт 10.6. Свойства оксида азота (IV)

(Опыты А и В проводить в вытяжном шкафу)

А. Испытать, горят ли в оксиде азота (IV) тлеющая лучинка и зажженный красный фосфор. Написать уравнение реакции. Сопоставив результаты этого опыта с результатами опыта 10.3, сделать вывод, какой оксид азота легче отдает кислород.

Б. Опустить цилиндр (пробирку) с оксидом азота (IV), полученным в опыте 10.5А, в ванну с водой и снять стеклянную пластинку. Что происходит? Когда уровень воды в цилиндре перестанет изменяться, закрыть цилиндр стеклянной пластинкой и вынуть из ванны. Испытать полученный раствор индикаторной бумажкой. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

В. Колбу с оксидом азота (IV), полученным в опыте 10.5Б, закрепить в штативе, конец газоотводной трубки опустить в ванну с теплой водой и подвести под цилиндр (пробирку), наполненный теплой водой. Снять зажим с резиновой трубки и очень осторожно нагреть колбу малым пламенем горелки. Отметить цвет газа, собирающегося в цилиндре. После того как заполнится около половины сосуда газом, вынуть трубку из воды и прекратить нагревание. Закрыть цилиндр стеклянной пластинкой и вынуть из воды. Доказать, какой газ собран в цилиндре и какую реакцию на лакмус имеет раствор. Написать уравнение, по которому практически взаимодействует оксид азота (IV) с водой.

Опыт 10.7. Образование и распад азотистой кислоты

Охладить в пробирке 2–3 мл раствора нитрита натрия NaNO_2 снегом (льдом) и затем прибавить к нему разбавленный раствор H_2SO_4 . Отметить цвет раствора и цвет газа над ним. Объяснить, почему охлаждается раствор, какое вещество придает ему окраску, каков состав газа. Написать уравнения реакций.

Опыт 10.8. Окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты

А. Налить в пробирку 2–3 мл раствора KI , подкислить его разбавленной H_2SO_4 и затем прибавить к нему немного раствора NaNO_2 . Объяснить изменение цвета раствора. Как доказать, какое выделилось вещество? Написать уравнение реакции.

Б. К подкисленному разбавленной H_2SO_4 раствору KMnO_4 прилить раствор NaNO_2 . Что происходит? Написать уравнение реакции, имея в виду, что одним из продуктов является соль Mn (II).

Какие свойства проявляет HNO_2 в опытах А и Б?

Опыт 10.9. Получение нитрита калия

Прокалить в пробирке, закрепленной в штативе, 2–3 г KNO_3 до прекращения выделения газа. Определить, какой газ выделяется. После охлаждения пробирки растворить ее содержимое в воде и доказать, что в растворе присутствует соль азотистой кислоты. Написать уравнение реакции термического разложения KNO_3 .

Опыт 10.10. Получение азотной кислоты

Собрать прибор по рисунку 18. В реторту поместить 15–20 г NaNO_3 и долить через воронку столько концентрированной H_2SO_4 , чтобы она покрыла соль. Осторожно нагревать реторту. Когда в приемнике соберется немного кислоты, нагревание прекратить и, дав реторте охладиться, разобрать прибор. Кислоту сохранить для следующих опытов. Объяснить, почему она окрашена.

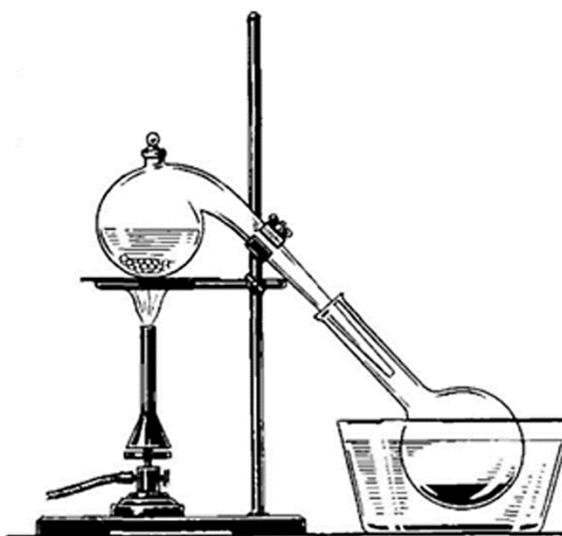


Рис. 18. Получение азотной кислоты

Остерегаться попадания HNO_3 на одежду или на руки: она быстро разрушает ткани, а на руках появляются желтые пятна и ожоги.

Написать уравнение реакции. Объяснить, почему берут кристаллический NaNO_3 и концентрированную H_2SO_4 , а не растворы этих веществ. Почему реакцию проводят при несильном нагревании?

Реторту закрепляют в лапке штатива, конец реторты опущен в круглодонную колбу-приемник, которую помещают в ванну с холодной водой. В колбе-приемнике конденсируются пары азотной кислоты.

Опыт 10.11. Свойства азотной кислоты

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

А. *Разложение при нагревании.* Налить 1–2 мл HNO_3 , полученной в предыдущем опыте, в пробирку и укрепить последнюю вертикально в штативе. Не сильно нагреть кислоту. Внести в пробирку тлеющую лучинку, держа ее щипцами. Что наблюдается? Написать уравнение реакции разложения HNO_3 .

Б. *Действие концентрированной азотной кислоты на металлы.* В одну пробирку положить кусочек цинка, в другую – кусочек олова и затем прибавить концентрированной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнения реакций, имея в виду, что во второй пробирке образуется H_2SnO_3 .

В. *Действие разбавленной азотной кислоты на металлы.* Положить в пробирку немного железных опилок или стружек и прибавить умеренно разбавленной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции.

В одну пробирку положить кусочек цинка, во вторую – кусочек олова и долить в обе пробирки сильно разбавленную HNO_3 . В течение нескольких минут жидкость взбалтывать, затем слить раствор с непрореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона NH_4^+ . Написать уравнения реакций.

Г. *Пассивирование алюминия «дымящей» азотной кислотой.* В пробирку налить немного 2 н. раствора HCl и погрузить в нее кусочек алюминия. Что наблюдается? Затем вынуть кусочек алюминия из кислоты, промыть его водой и, проте-

рев фильтровальной бумагой, опустить в HNO_3 , полученную в опыте 10.10. Через 3–4 мин осторожно вынуть алюминий и, промыв его водой (не встряхивать!), снова погрузить в HCl . Выделяется ли теперь водород? Дать объяснение.

Д. *Действие концентрированной азотной кислоты на неметаллы.* В фарфоровую чашку налить немного концентрированной HNO_3 , бросить кусочек серы и нагреть. Что происходит? После охлаждения жидкости вылить ее в пробирку с водой и обнаружить в растворе H_2SO_4 . Написать уравнения реакций.

Е. *Действие азотной кислоты на сложные вещества.* Нагреть в пробирке немного разбавленной HNO_3 и пропустить через нее ток сероводорода из аппарата Киппа. Что происходит? Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции. Какую роль играет азотная кислота?

В пробирку положить немного сульфида меди (II) CuS и добавить 1–2 мл концентрированной HNO_3 . Объяснить растворение CuS . Написать уравнение реакции.

Несколько капель концентрированной HNO_3 добавить к небольшому количеству раствора лакмуса или фуксина и взболтать. Что происходит? Дать объяснение.

Ж. *Разрушение органических веществ азотной кислотой.* На кусочек шерстяной ткани нанести стеклянной палочкой каплю концентрированного раствора HNO_3 . Наблюдать, что происходит с шерстью.

Опыт 10.12. Разложение нитратов при нагревании

(Опыты Б и В проводить в вытяжном шкафу)

А. Прокалить в пробирке, закрепленной в штативе, около 1 г NaNO_3 . Наблюдать выделение газа. Доказать, какой выделяется газ и какое вещество остается в пробирке, проделав опыты после ее охлаждения. Написать уравнения реакций. Вспомнить, как при прокаливании разлагается KNO_3 .

Б. Несколько кристалликов $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ поместить в пробирку, закрепить ее горизонтально в штативе и сильно нагревать. Отметить, какие изменения происходят с солью. Какие выделяются газы? Что остается в пробирке после опыта? Написать уравнение реакции.

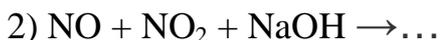
В. Накалить в пробирке несколько кристалликов AgNO_3 . Какие выделяются газы? Что осталось в пробирке? Написать уравнение реакции.

Сравнить результаты опытов и указать, как зависит характер разложения нитратов от активности металлов, входящих в их состав. Объяснить, почему при нагревании этих солей образуются различные продукты.

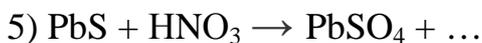
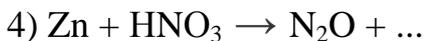
Упражнения и задачи

1. Как отличить оксид азота (I) от кислорода?
2. Как отделить оксид азота (II) от оксида азота (IV)?
3. Почему при реакции между магнием и разбавленной HNO_3 аммиак не выделяется в виде газа? Как доказать, что он входит в состав одного из продуктов реакции? Написать уравнения реакций.
4. Как различить растворы нитрита и нитрата натрия? Написать уравнения реакций.

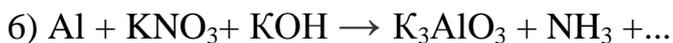
5. Дописать уравнения реакций. Поставить коэффициенты:



конц.



умерен. разбавл.



сплавление

6. Все оксиды азота полностью реагируют с раскаленной медью, образуя CuO и N_2 . Какова формула оксида азота, если получилось 0,7105 г CuO и выделилось 200 cm^3 азота (при н. у.)?

7. К 10 cm^3 оксида азота (II), находящегося в пробирке над водой, впущен такой же объем кислорода. Каков окончательный объем газа и каков его состав, если продуктом реакции является азотная кислота?

8. Относительная плотность оксида азота (IV) по водороду при 70 °C равна 27,8. Каково соотношение между числом молекул NO_2 и N_2 в газе при этой температуре?

9. Сколько граммов нитрита натрия потребуется для восстановления в кислой среде перманганата калия, содержащегося в 250 мл 0,1 М раствора?

10. Какой объем 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) потребуется для взаимодействия с 10 г NaNO_3 при несильном нагревании? Какая масса HNO_3 при этом получится, если 4 % ее разлагается во время реакции?

11. Сколько литров 2 н. раствора можно приготовить из 500 мл 68%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$)?

12. Какая масса аммиака потребуется для получения 1 т азотной кислоты, если производственные потери азота составляют 6 %?

13. Какое количество вещества нитрата цинка получится при взаимодействии цинка с 70 мл 94%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1,49 \text{ г/см}^3$)?

Лабораторная работа 11 Фосфор и его соединения

Цель работы: изучить свойства фосфора и его соединений.

Оборудование и посуда: весы с разновесом, прибор для получения хлора, универсальная индикаторная бумага, водяная баня, штатив с кольцом и лапкой, спиртовка, фарфоровая ступка, фарфоровая чашка, фарфоровая крышка от тигля, стакан емкостью 100 мл, щипцы тигельные, воронки (большая и малая), штатив с пробирками, нож, пинцет, асбестовая сетка, стеклянная палочка, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, вата.

Реактивы и материалы: фосфор (белый и красный), фосфид кальция, диоксид марганца или перманганат калия, костяная зола (или фосфорит), дигидроортофосфат натрия, гидроортофосфат натрия, хлорид фосфора (III), хлорид фосфора (V), сероуглерод, железная пластинка, лист жести, азотная кислота (конц. и 2 н.), серная кислота (1 : 1), соляная кислота (конц. и 4 н.), уксусная кислота (2 н.), ортофосфорная кислота (1 н.), молибдат аммония 2%-ный, хлорид кальция (2 н.), метафосфат натрия (1 н.), дифосфат натрия (1 н.), фосфат натрия (1 н.), дигидрофосфат натрия (1 н.), гидрофосфат натрия (1 н.), карбонат натрия (2 н.), нитрат серебра (0,1 н.), ацетат натрия (0,5 н.), хлорид железа (III) (1 н.), сульфат алюминия (1 н.), белок (яичный).

Правила работы с белым фосфором

Белый фосфор – ядовитое и очень огнеопасное вещество (температура воспламенения около 40 °С), вызывает болезненные и трудно заживающие ожоги. При обращении с ним необходимо соблюдать следующие меры предосторожности:

- 1) хранить под водой;
- 2) не трогать руками, брать пинцетом или щипцами;
- 3) резать в толстостенной посуде (например, фарфоровой ступке) под водой комнатной температуры или лучше в теплой воде, но не выше 25–30 °С. Если для резки фосфора пользуются теплой водой, то перед опытом фосфор перенести в холодную воду;
- 4) высушивать как можно быстрее, особенно если в помещении тепло, прикладывая фильтровальную бумагу к кусочкам фосфора (не тереть);
- 5) не ронять на пол, упавший кусок немедленно отыскать;
- 6) мелкие остатки собрать в воду, отфильтровать и вместе с влажным фильтром сжечь на сетке под тягой;
- 7) воспламенившийся фосфор тушить, засыпая песком или заливая водой;
- 8) воспламенившийся на руке или на теле фосфор гасить, закрывая полотенцем; сейчас же хорошо промыть обожженное место 10%-ным раствором AgNO_3 или KMnO_4 и только затем сделать обычную перевязку. При серьезных ожогах после оказания первой помощи следует обратиться к врачу.

Ход работы

Опыт 11.1. Аллотропия фосфора

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

А. Положить немного сухого красного фосфора в пробирку, закрыть ватой, закрепить в штативе в слегка наклонном положении и нагреть небольшим пламенем горелки. Нагревание производить осторожно, следить, чтобы пары фосфора не загорались при выходе из пробирки!

Наблюдать появление налета белого фосфора на холодных частях пробирки. Отнести пробирку в темное место и наблюдать свечение фосфора. Взять немного белого фосфора стеклянной палочкой и вынуть из пробирки. Что наблюдается? Написать уравнение происходящей реакции. На основании опыта сделать вывод, какая из аллотропных модификаций фосфора химически более активна. (После опыта пробирку сдать лаборанту.)

Б. Этот опыт проводить вдали от огня. Кусочек белого фосфора, осушив фильтровальной бумагой, растворить в 1 мл сероуглерода (пробирку слегка взбалтывать). Полученным раствором осторожно смочить кусочек фильтровальной бумаги. Держа бумагу щипцами над листом жести, наблюдать испарение сероуглерода и воспламенение белого фосфора. (Пробирку с раствором сдать лаборанту.) Испытать таким же образом растворимость красного фосфора в сероуглероде. Сравнить растворимость белого и красного фосфора в сероуглероде.

Опыт 11.2. Получение фосфина и его свойства

В фарфоровую чашку или тигель с небольшим количеством 4 н. раствора HCl внести пинцетом 2–3 маленьких кусочка фосфида кальция Ca₃P₂. Наблюдать выделение газа и его самовоспламенение. Написать уравнения происходящих реакций. Сравнить устойчивость водородных соединений фосфора и азота.

Опыт 11.3. Получение оксида фосфора (V) (фосфорного ангидрида)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В фарфоровую чашку, поставленную на асбестовую сетку, положить 0,4–0,5 г красного фосфора. Над чашкой на небольшом расстоянии (около 0,5 см) от сетки укрепить сухую воронку. Зажечь фосфор накаленной стеклянной палочкой. Какое соединение осаждается на стенках воронки? Написать уравнение реакции.

Когда весь фосфор сгорит, вложить воронку в кольцо штатива и оставить для опыта 11.5А.

Опыт 11.4. Реакции на ионы фосфорных кислот

А. К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор AgNO₃. Что представляет собой выпавший осадок? Каков его цвет? Испытать отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

Б. К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO₃, прибавить несколько капель раствора H₃PO₄ или ее соли. Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?

Уравнение данной реакции:



В. К растворам мета- и дифосфата натрия в отдельных пробирках добавить раствор AgNO_3 . Каков цвет выпавших осадков? Испытать отношение осадков к раствору HNO_3 . Написать уравнения реакций. В какой среде осаждаются соли серебра мета- и дифосфорной кислот?

Г. Налить в две пробирки немного раствора белка в воде. Долить в одну пробирку раствор метафосфата натрия, во вторую – раствор дифосфата натрия, затем в обе пробирки добавить раствор уксусной кислоты. Наблюдать, что происходит с белком в пробирке со смесью метафосфата натрия и уксусной кислоты.

На основании опытов А–Г сделать вывод, как определить присутствие ионов PO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, PO_4^{3-} в растворе?

Опыт 11.5. Получение фосфорных кислот

(Опыт Б проводить в вытяжном шкафу)

А. *Получение кислот фосфора из оксида фосфора (V)*. Оксид фосфора (V), полученный в опыте 11.3, смыть дистиллированной водой со стенок воронки в пробирку. Когда раствор делается прозрачным, отлить немного его в другую пробирку, нейтрализовать в последней несколькими каплями раствора соды до слабокислой реакции (последнее установить по изменению цвета индикаторной бумажки) и доказать, какая кислота образовалась в результате опыта. Написать уравнения происходящих реакций.

Оставшуюся часть раствора вылить в стакан, добавить 10–15 мл воды и 1–2 мл концентрированного раствора HNO_3 (для ускорения реакции присоединения) и кипятить 5–10 мин, добавляя воду. Затем отлить немного раствора в пробирку, нейтрализовать раствором соды до слабокислой реакции и добавить раствор AgNO_3 . По цвету осадка установить, закончилась ли реакция присоединения и какая кислота получилась в результате реакции. Если реакция присоединения не закончилась, продолжить кипячение оставшейся части раствора еще 5–10 мин, затем провести повторный анализ полученного раствора. Написать уравнения реакций.

Б. *Получение ортофосфорной кислоты окислением красного фосфора*. Немного красного фосфора нагреть в фарфоровой чашке с 5–6 мл концентрированного раствора HNO_3 . Если не весь фосфор прореагирует, добавить еще немного раствора HNO_3 , затем выпарить раствор (зачем?). Остаток разбавить водой, нейтрализовать содой до слабокислой реакции и испытать раствором AgNO_3 . Какая кислота получилась в результате опыта? Написать уравнение реакции.

В. *Получение ортофосфорной кислоты из костяной золы или фосфорита*. Поместить в пробирку немного костяной золы или тонко измельченного фосфорита и добавить раствор серной кислоты (1 : 1). Смесью прокипятить и затем отфильтровать жидкость от осадка, доказать присутствие в фильтрате ортофосфорной кислоты, используя для опыта раствор молибдата аммония. Написать уравнения реакций.

Опыт 11.6. Соли ортофосфорной кислоты

А. Фосфаты натрия и их гидролиз. По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты (приложение 2, табл. ПЗ) предположить, подвергаются ли гидролизу фосфаты щелочных металлов. На какой ступени должен практически остановиться гидролиз фосфата натрия?

Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидрофосфата и фосфата натрия индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов препятствует дальнейшему гидролизу этой соли? Определить рН растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Б. Получение фосфатов кальция. Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получить гидро-, дигидрофосфат и фосфат кальция. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости в воде полученных солей. К осадку CaHPO_4 добавить раствор уксусной кислоты. Что происходит? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

В. Получение фосфатов железа и алюминия. В одну пробирку налить немного раствора хлорида железа (III), в другую – сульфата алюминия. В каждую из пробирок добавить немного раствора ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Отметить цвет выпавших осадков. Что они собой представляют? Какую роль играют ацетат-ионы? Написать уравнения реакций получения фосфатов железа и алюминия. Испытать отношение осадков к раствору HCl .

Опыт 11.7. Получение и свойства галогенидов фосфора

А. Получение хлорида фосфора (V). В пробирку, наполненную хлором, бросить немного красного фосфора. Что наблюдается? Отметить цвет и агрегатное состояние полученного соединения. Написать уравнение реакции.

Б. Гидролиз хлорида фосфора (V). В пробирку положить немного PCl_5 , добавить 3–5 мл воды и прокипятить. Полученный раствор испытать индикаторной бумажкой. Затем добавить раствор AgNO_3 в избытке. Что происходит? Каков цвет и состав осадка? Отфильтровать жидкость от осадка и к фильтрату прилить раствор Na_2CO_3 до выпадения желтого осадка. На образование каких веществ при взаимодействии PCl_5 с водой указывают реакции с AgNO_3 ? Написать уравнения реакций.

В. Гидролиз хлорида фосфора (III). К небольшому объему воды в пробирке добавить несколько капель PCl_3 . Испытать раствор индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции.

Выпарить раствор в фарфоровой чашке на водяной бане или осторожно на маленьком пламени горелки. В чашке остается бесцветная твердая масса H_3PO_4 . По охлаждении растворить ее в воде, нейтрализовать содой и прилить раствор AgNO_3 . Что представляет собой выпавший осадок? Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет в этой реакции фосфористая кислота?

Упражнения и задачи

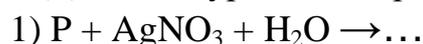
1. Чем фосфор по своим химическим свойствам отличается от азота? Объяснить это различие на основе строения атомов и положения этих элементов в периодической системе.

2. Написать графические формулы гидро- и дигидрофосфатов кальция, фосфита натрия, гидрофосфитов натрия и кальция.

3. Написать уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты и выражения констант ступенчатой диссоциации. Какие анионы преобладают в растворе ортофосфорной кислоты? Дать объяснение.

4. Написать уравнения гидролиза бромид фосфора (V), йодида фосфора (III).

5. Дописать уравнения, расставить коэффициенты:



белый



6. Определить объем 96%-ного раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) и массу фосфорита, содержащего 80 % $Ca_3(PO_4)_2$, которые нужно затратить для получения 20 т простого суперфосфата.

7. Какой объем 0,1 н. раствора NaOH необходим для нейтрализации ортофосфорной кислоты, полученной из 0,31 г $Ca_3(PO_4)_2$, если продуктом реакции является гидрофосфат натрия?

8. При сгорании 3 г фосфора получилось 6,87 г оксида. Какова истинная формула этого оксида, если плотность его пара по воздуху равна 9,8?

9. Какая масса фосфорита, содержащего 30 % P_2O_5 , потребуется для получения 1 кг фосфора, если выход его составляет 90 % от теоретического?

Лабораторная работа 12

Мышьяк, сурьма, висмут и их соединения

Цель работы: изучить свойства мышьяка, сурьмы, висмута и их соединений.

Оборудование и посуда: весы с разновесом; прибор для получения и распада арсина; штатив с лапкой; горелка; колба емкостью 200 мл; трубка, суженная посередине; пробка с воронкой и газоотводной трубкой; штатив с кольцом и лапкой; спиртовка; фарфоровая чашка; стакан; фарфоровая крышка от тигля; мерный цилиндр емкостью 25 мл; штатив с пробирками; щипцы тигельные; паяльная трубка; асбестовая сетка; тигель; железная проволока.

Реактивы и материалы: сурьма (порошок), висмут, свинец, олово, кадмий, цинк (гранул.), уголь (порошок и кусок), оксид мышьяка (III), нитрат висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, карбонат натрия, хлорид сурьмы (III), сульфид сурьмы (III), висмутат натрия NaBiO_3 или калия KBiO_3 , индикаторная бумага, парафин, бензин или эфир, азотная кислота (конц. и 2 н.), соляная кислота (конц.; 1 : 1; 1 : 3; 2 н.), серная кислота (конц.), гидроксид натрия (2 н.), аммиак водный (2 н.), нитрат висмута (0,5 н.), йодид калия (0,1 н.), хлорид мышьяка (III) (0,5 н.), арсенат натрия (0,5 н.), нитрат серебра (0,1 н.), хлорид сурьмы (III) (0,5 н.), йодная вода, крахмальный клейстер.

Ход работы

Мышьяк

Все соединения мышьяка очень ядовиты, поэтому при работе с ним необходимо соблюдать осторожность.

Опыт 12.1. Получение мышьяка

В узкую пробирку поместить немного смеси оксида мышьяка (III) с углем и, закрепив пробирку в штативе слегка наклонно, сильно нагреть ее. Что представляет собой черный налет, образующийся на холодных частях пробирки? Написать уравнение реакции.

Опыт 12.2. Получение и распад арсина

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Собрать прибор по рисунку 19 (прибор Марша). В колбу емкостью 100–200 мл положить несколько кусочков цинка (х. ч.) и добавить через воронку, конец которой доходит почти до дна колбы, разбавленную (1 : 3) соляную кислоту.

После того как весь воздух будет вытеснен из прибора (проверить!), поджечь выделяющийся водород. Отметить цвет пламени горящего водорода. Затем через воронку влить 1 мл раствора хлорида мышьяка (III) и 2 мл раствора гидроксида натрия. Наблюдать изменение цвета пламени и объяснить это.

Написать уравнения реакций образования арсина и его горения.

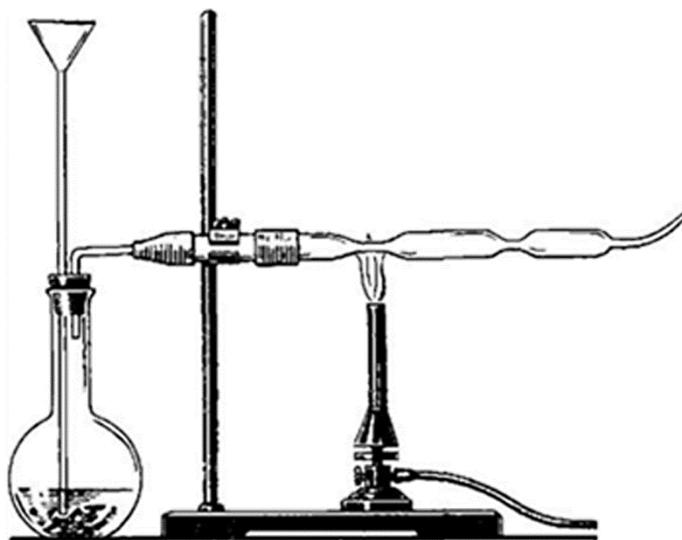


Рис. 19. Получение и распад арсина

Нагреть суженное место трубки (см. рис. 19). Наблюдать изменение цвета пламени и появление на холодных частях трубки черного налета мышьяка («зеркало мышьяка»). Написать уравнение реакции.

После окончания опыта наполнить колбу доверху водой. Снять трубку, соединить ее с воронкой и смыть налет мышьяка небольшим количеством концентрированной HNO_3 . Написать соответствующие уравнения реакции. Пробу по Маршу применяют для открытия очень малых количеств мышьяка.

Опыт 12.3. Свойства оксида мышьяка (III)

(Опыт В проводить в вытяжном шкафу)

А. Испытать растворимость оксида мышьяка (III) в воде на холоде и при нагревании. Доказать при помощи индикаторной бумажки, что представляет собой полученный раствор. Написать уравнение реакции.

Б. Испытать отношение оксида мышьяка (III) к раствору гидроксида натрия. Опыт проводить при нагревании. Написать уравнение реакции. Раствор разлить в две пробирки и сохранить для опыта 12.4.

В. Испытать отношение оксида мышьяка (III) к концентрированному раствору HCl . Опыт проводить при нагревании. Написать уравнение реакции.

На основании результатов опытов А–В сделать вывод о химических свойствах оксида мышьяка (III) и его гидроксида.

Опыт 12.4. Свойства солей мышьяковистой кислоты

А. К полученному в опыте 12.3Б раствору тетрагидроарсената (III) натрия добавить раствор нитрата серебра до выпадения осадка. Отметить вид и цвет осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Б. К 2–3 мл раствора тетрагидроарсената (III) натрия, полученного в опыте 12.3Б, добавить йодную воду. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства проявляет в этом опыте тетрагидроарсенат (III) натрия?

Опыт 12.5. Получение и свойства мышьяковой кислоты и ее солей
(Опыт А проводить в вытяжном шкафу)

А. В фарфоровую чашку положить около 0,5 г оксида мышьяка (III) и добавить 5 мл концентрированного раствора HNO_3 . Смесь нагреть на малом пламени горелки до окончания реакции. (Что выделяется?) Затем раствор выпарить досуха (зачем?). Полученный продукт растворить в воде, раствор испытать индикаторной бумажкой. Написать уравнение реакции. Раствор оставить для опыта Б.

Б. К раствору мышьяковой кислоты (из опыта А) или к раствору арсената натрия добавить раствор нитрата серебра. Отметить вид и цвет полученного осадка. Написать уравнение реакции.

Как, пользуясь раствором нитрата серебра, распознать присутствие в водном растворе ионов $[\text{As}(\text{OH})_4]^-$ и AsO_4^{3-} ?

В. К 1 мл раствора KI добавить 2–3 мл концентрированного раствора HCl и немного раствора арсената натрия. Наблюдать изменение цвета раствора и объяснить его. Прodelать опыт, подтверждающий предложенное объяснение. Написать уравнение реакции. Какие свойства проявляет арсенат натрия в этой реакции?

Сравнить опыты 12.4Б и 12.4В и сделать вывод, как, используя окислительно-восстановительные реакции, распознать присутствие в водном растворе ионов $[\text{As}(\text{OH})_4]^-$ и AsO_4^{3-} .

Сурьма

Опыт 12.6. Получение сурьмы

Смешать немного сульфида сурьмы (III) с карбонатом натрия. В куске угля сделать углубление и положить в него приготовленную смесь. Взять тигельными щипцами уголь, поднести его к горячей горелке и нагреть смесь в восстановительном пламени паяльной трубки (рис. 20).



Рис. 20. Восстановление оксидов металлов на куске угля

Восстановительное пламя получается в том случае, если конец паяльной трубки держать, касаясь пламени горелки, и через трубку умеренно вдвухать воздух. Какие продукты реакции образуются? Написать уравнение реакции.

Опыт 12.7. Взаимодействие сурьмы с концентрированным раствором серной кислоты

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Внести в пробирку несколько маленьких кристаллов сурьмы и добавить немного концентрированной H_2SO_4 . Закрепить пробирку вертикально в штативе и нагреть осторожно небольшим пламенем горелки. Какой газ выделяется в результате реакции? Какие продукты реакции остаются в растворе? Написать уравнение реакции.

Опыт 12.8. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III)

А. Получить осадок гидроксида сурьмы (III). Избегать избытка щелочи. Отметить цвет и вид осадка. Написать уравнение реакции.

Б. Разделить полученный осадок на две части. Испытать его отношение к раствору HCl и к раствору $NaOH$. Раствор тетрагидроксостибата (III) натрия сохранить для опыта 12.9.

Сделать вывод о химических свойствах гидроксида сурьмы (III). Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 12.9. Восстановительные свойства тетрагидроксостибата (III) натрия

К раствору $AgNO_3$ прибавлять по каплям раствор аммиака до растворения первоначально появляющегося осадка Ag_2O , затем добавить щелочной раствор тетрагидроксостибата (III) натрия, полученный в опыте 12.8Б, и нагреть. Наблюдать образование осадка. Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства проявляет тетрагидроксостибат (III) натрия в этой реакции?

Опыт 12.10. Гидролиз солей сурьмы (III)

Немного хлорида сурьмы (III) растворить в нескольких каплях воды. Раствор испытать индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета лакмуса. Прибавить дистиллированной воды до появления осадка. Объяснить, почему при разбавлении раствора появляется осадок.

Написать уравнение реакции гидролиза хлорида сурьмы (III), учитывая, что выпавший осадок представляет собой оксохлорид сурьмы (III) $SbOCl$. Как он образуется?

Добавить к полученному осадку несколько капель концентрированного раствора HCl . Наблюдать происходящие изменения. Объяснить наблюдаемые явления.

При дальнейшем разбавлении раствора водой наблюдать снова выпадение осадка. Дать объяснение.

Опыт 12.11. Получение сурьмяной кислоты и ее свойства

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

А. Немного порошка сурьмы нагревать в пробирке с концентрированным раствором HNO_3 до тех пор, пока весь металл не превратится в белый, почти нерастворимый в H_2O и HNO_3 порошок сурьмяной кислоты. Полученный осадок имеет состав $x\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Координационная формула наиболее важной из сурьмяных кислот имеет вид $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Написать уравнение реакции. Сравнить продукты реакции, получившиеся при взаимодействии сурьмы с концентрированными растворами HNO_3 и H_2SO_4 (см. опыт 12.7).

Б. Осадок сурьмяной кислоты разделить на две пробирки. Испытать отношение осадка к раствору NaOH и к концентрированному раствору HCl . Сделать вывод о химических свойствах сурьмяной кислоты. Полученный раствор хлорида сурьмы (V) сохранить для опыта 12.12. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 12.12. Окислительные свойства соединений сурьмы (V)

К раствору KI прилить немного раствора хлорида сурьмы (V), полученного в опыте 12.11. Доказать присутствие свободного иода. Написать уравнение реакции и показать переход электронов. Какие свойства проявляет SbCl_5 в этой реакции?

Висмут

Опыт 12.13. Взаимодействие металлического висмута с растворами кислот

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В две пробирки положить по кусочку металлического висмута и добавить в одну пробирку немного концентрированного раствора H_2SO_4 , в другую – разбавленного раствора HNO_3 . Протекают ли реакции на холоде? Дать объяснение. Осторожно нагреть пробирки. Какой газ выделяется при взаимодействии висмута с раствором HNO_3 ?

Опытным путем (по запаху) установить, какой газ выделяется при взаимодействии висмута с концентрированным раствором H_2SO_4 . Написать уравнения реакций и схему перехода электронов.

Опыт 12.14. Получение оксида висмута (III)

Несколько кристалликов нитрата висмута (III) прокалить на крышке тигля до разложения соли. Какие продукты реакции образуются? Отметить их цвет. Наблюдать последующее изменение цвета продукта реакции, происходящее при охлаждении. Написать уравнение реакции разложения нитрата висмута (III).

Опыт 12.15. Получение и свойства гидроксида висмута (III)

Из нитрата висмута (III) получить гидроксид висмута (III). Написать уравнение реакции получения гидроксида висмута (III). Испытать отношение полученного осадка к разбавленному раствору кислоты и к избытку раствора щелочи. Что наблюдается? Какие свойства проявляет гидроксид висмута? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 12.16. Гидролиз солей висмута (III)

Немного нитрата висмута растворить в нескольких каплях воды. Полученный раствор испытать индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета индикатора.

Раствор разбавить дистиллированной водой до выпадения осадка. Написать уравнение реакции гидролиза, учитывая, что выпавший осадок представляет собой BiONO_3 . Как он образуется?

Опыт 12.17. Окислительные свойства висмутатов

В раствор сульфата марганца (II), подкисленного 2 н. раствором HNO_3 , внести немного твердого висмутата натрия или калия. Отметить окраску раствора, присущую иону MnO_4^- . Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства проявляет в этой реакции висмутат натрия? Какова роль азотной кислоты?

Опыт 12.18. Приготовление легкоплавкого сплава (сплава Вуда)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Отвесить 20 г Bi, 5 г Pb, 2,5 г Sn и 2,5 г Cd. В железный или фарфоровый тигель поместить 20 г висмута и немного парафина. Парафин предохраняет металл от окисления, его нужно взять столько, чтобы после того как он расплавится, образовался поверхностный слой толщиной около 1 см. Тигель вставить в отверстие асбестового картона и нагреть до плавления висмута. Помешивая расплав железной проволокой, добавить последовательно свинец, олово и кадмий. Размешивание прекратить тогда, когда образуется однородный расплав. Не охлаждая, вылить его в фарфоровый стакан с холодной водой. Следы парафина с поверхности сплава удалить с помощью тряпочки, смоченной бензолом или эфиром. Приготовить из бумаги форму в виде палочки, вновь расплавить сплав на воздухе (без парафина). Определить температуру плавления сплава и вылить его в форму.

Если полученную палочку опустить в кипящую воду, она расплавится. Температура плавления сплава Вуда 70°C .

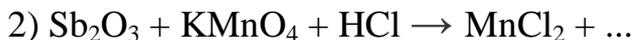
Упражнения и задачи

1. Привести данные, указывающие на более ярко выраженный металлический характер висмута по сравнению с сурьмой.
2. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида висмута (III) и указать, как можно сместить равновесие гидролиза.
3. Написать молекулярные формулы следующих соединений: арсената кальция, дигидроарсената натрия, метаарсенита калия, арсина, арсенида калия, висмутида магния, оксосульфата сурьмы (III), гексагидроксостибата (V) натрия, оксосульфата висмута (III).
4. В растворе находятся ионы Bi^{3+} и Sb^{3+} . Действием каких реактивов можно разделить эти ионы? Ответ мотивировать. Написать уравнения реакций.

5. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель:



конц.



7. Какой объем воздуха (при н. у.) потребуется для обжига 1 т висмутового блеска, содержащего 82 % Bi_2S_3 ?

8. Какое количество вещества оксида мышьяка (III) может быть окислено 20 мл 64%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$) в мышьяковую кислоту, если HNO_3 восстанавливается до NO ?

Лабораторная работа 13

Кислород, оксиды и пероксиды

Цель работы: изучить свойства кислорода и его соединений.

Оборудование и посуда: весы с разновесом; газометр, наполненный кислородом; штатив с лапкой; горелка; стеклянные банки или цилиндры с пробками или стеклянными пластинками (4 шт.); стеклянная ванна; фарфоровая чашка; пробирка с газоотводной трубкой; щипцы тигельные; ложечки железные для сжигания веществ (2 шт.); штатив с пробирками; стеклянная палочка; воронка; мерный цилиндр емкостью 25 мл.

Реактивы и материалы: пероксид водорода (30%-ный и 3%-ный растворы), серная кислота (конц. и 2 н. растворы), раствор аммиака (2 н.), насыщенный раствор гидроксида бария, гидроксид натрия (0,5 н.), йодид калия (0,1 н.), дихромат калия (0,5 н.), перманганат калия (конц. и 0,5 н. растворы), сульфат марганца (0,5 н.), сульфид натрия (0,5 н.), нитрат серебра (0,1 н.), нитрат свинца (0,5 н.), нитрат хрома (III) (0,5 н.), сульфат хрома (III) (0,5 н.), пероксид натрия, оксид марганца (IV), пероксид бария, хлорат калия, нитрат калия, сера (черенковая), магний (лента), древесный уголь (кусочки), фосфор красный, железо (проволока), диэтиловый эфир, индикаторная бумага, снег (или лед), фильтровальная бумага, лучинки, крахмальный клейстер, лакмус, фенолфталеин.

Ход работы

Опыт 13.1. Получение кислорода

А. Для опыта берут хорошо измельченные $KClO_3$ и MnO_2 . С бертолетовой солью надо обращаться осторожно, так как в присутствии малейших примесей горючих веществ (бумаги, угля и т. д.) она при трении или нагревании может дать сильный взрыв. Следует также иметь в виду, что MnO_2 иногда бывает загрязнен органическими веществами. Для удаления их MnO_2 предварительно прокаливают.

Поместить в чистую, сухую пробирку около 0,3 г $KClO_3$ и укрепить ее вертикально в зажиме штатива. Нагревать дно пробирки сначала слабо и осторожно, затем сильнее. Когда соль расплавится, испытать, загорается ли внесенная в пробирку тлеющая лучинка. Сделать вывод, интенсивно ли идет разложение бертолетовой соли. Отставить горелку, тотчас же всыпать в пробирку немного заранее приготовленного порошка MnO_2 . Снова опустить в пробирку, не касаясь соли, тлеющую лучинку. Составить уравнение реакции разложения бертолетовой соли в присутствии MnO_2 . Какую роль в этой реакции выполняет MnO_2 ?

Б. Укрепить вертикально в зажиме штатива сухую пробирку с 0,5 г кристаллического $KMnO_4$ и нагреть. Испытать выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

В. Отвесить 5 г $KClO_3$ и 2 г предварительно прокаленного и охлажденного порошка MnO_2 . Смешать их в фарфоровой чашке стеклянной палочкой и смесь всыпать в сухую пробирку с газоотводной трубкой (рис. 21). Пробирку со смесью взвесить (масса a).

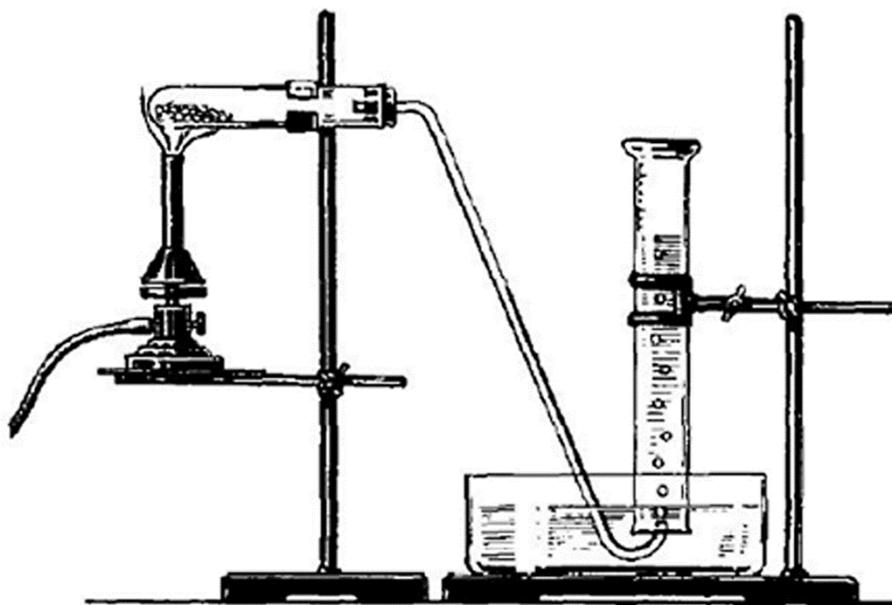


Рис. 21. Собираение кислорода

Таким же образом собрать кислород еще в один цилиндр (или банку). Нагреть пробирку со смесью до полного разложения KClO_3 и прекращения выделения газа. По окончании опыта вынуть газоотводную трубку из воды и лишь затем отставить горелку. Сосуды с кислородом сохранить для опытов 13.2А и 13.2Б.

После охлаждения пробирки со смесью KClO_3 и MnO_2 взвесить (масса b). Разность ($a - b$) дает массу выделившегося кислорода. Вычислить теоретический выход кислорода из 5 г KClO_3 (масса c). Определить выход кислорода в процентах от теоретического.

Газоотводную трубку от пробирки со смесью для получения кислорода опустить в сосуд с водой. Пробирку нагреть в руке. При наличии герметичности в воду пойдут пузырьки воздуха. Убедившись в герметичности прибора, можно начать нагревать смесь. Через 10–15 с от начала нагревания подвести газоотводную трубку под цилиндр, наполненный водой и опущенный предварительно в ванну.

Цилиндр (банку), предназначенный для собираня газа, предварительно заполнить водой, затем закрыть стеклянной пластинкой или пробкой, опустить вниз отверстием в стеклянную ванну, в которую налита вода, и открыть под водой отверстие цилиндра.

Рассыпав смесь равномерно по всей пробирке, приступить к ее нагреванию. Нагревать пробирку сначала осторожно по всей ее длине. Убедиться в том, что из трубки выделяется кислород (как это сделать?), после чего подвести конец ее под цилиндр с водой. Затем вести нагревание, перемещая горелку от отверстия к дну пробирки. Следить за тем, чтобы стекло не расплавилось. Собрать в цилиндр (банку) кислород, оставив в нем немного воды. Вынуть газоотводную трубку из воды и только тогда прекратить нагревание (почему?). Закрыть сосуд под водой стеклянной пластинкой или пробкой, вынуть из воды и поставить на стол.

Опыт 13.2. Окислительные свойства кислорода

Для опытов 13.2В и 13.2Г собрать кислород в две банки из газометра методом вытеснения воздуха (рис. 22, а). Для опыта 13.2Г на дно банки предварительно насыпать немного песка.

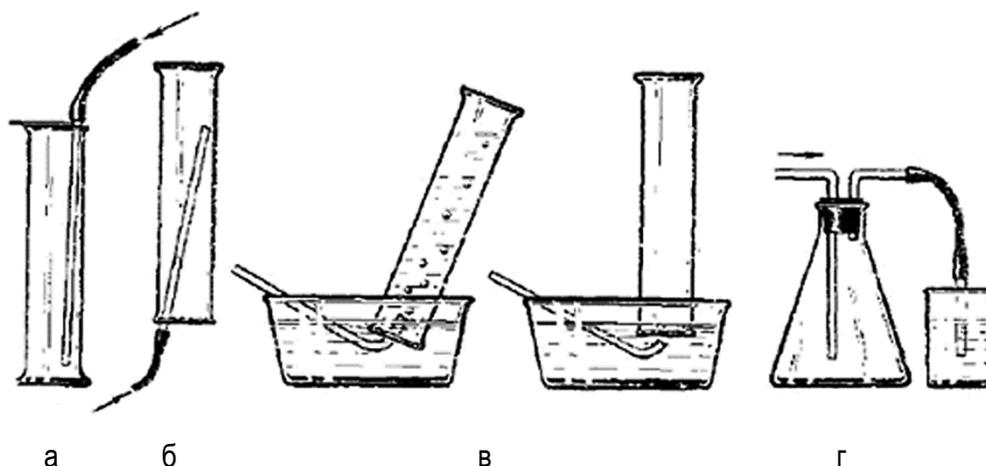


Рис. 22. Собираение газов:

- а – вытеснением воздуха (газ тяжелее воздуха);
- б – вытеснением воздуха (газ легче воздуха);
- в – собиание газов над водой; г – собиание ядовитых газов

А. В железную ложечку положить небольшой кусочек серы, зажечь его в пламени горелки и внести в сосуд с кислородом, постепенно опуская ложечку (рис. 23). Сравнить интенсивность горения серы в воздухе и кислороде. После сжигания влить в сосуд немного воды, закрыть сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения серы в воде.

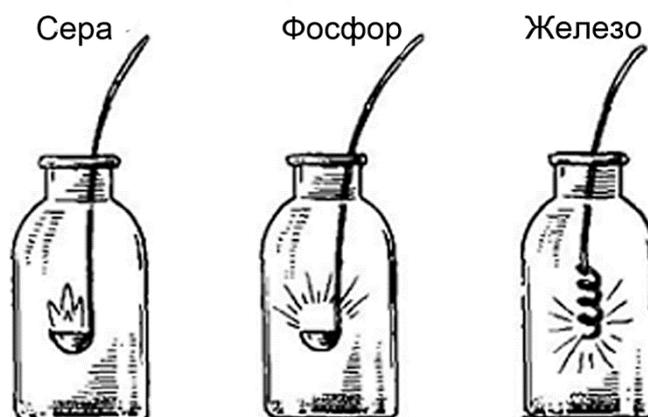


Рис. 23. Горение веществ в кислороде

Б. Прodelать такой же опыт, взяв вместо серы немного красного фосфора.

В. В сосуд с кислородом внести предварительно зажженную ленту магния, держа ее железными щипцами (*не смотреть долго на горящий магний: это вредно для глаз!*). После сжигания влить в сосуд воду и, закрыв сосуд, взболтать его содержимое.

К какому классу соединений относятся продукты горения серы, фосфора и магния в кислороде? Что образуется при взаимодействии этих веществ с водой? Проверить сделанные предположения с помощью индикаторов. Написать соответствующие уравнения реакций.

Г. На конце тонкой стальной проволоки, прикрепленной к лучинке, укрепить маленький кусочек угля. Раскалить уголь в пламени горелки и затем внести в сосуд с кислородом. Отметить, как горит железо в кислороде. Написать уравнение этой реакции, учитывая, что образуется Fe_3O_4 .

Д. Взять сухую пробирку и заполнить ее на $1/5$ KNO_3 . Укрепить ее в штативе вертикально над металлической подставкой и нагревать до расплавления соли. (Нитраты щелочных и щелочноземельных металлов, плавясь, разлагаются на нитриты и кислород.) Когда из расплавленной массы начнут выделяться пузырьки газа, накаливать в пламени горелки кусочек угля, держа его щипцами, и бросить в пробирку (рис. 24). Нагревание прекратить. Наблюдать (*осторожно!*), как происходит горение угля в выделяющемся кислороде. Когда уголь сгорит, бросить в пробирку кусочек серы. Отметить отличие горения серы в молекулярном и атомном кислороде.

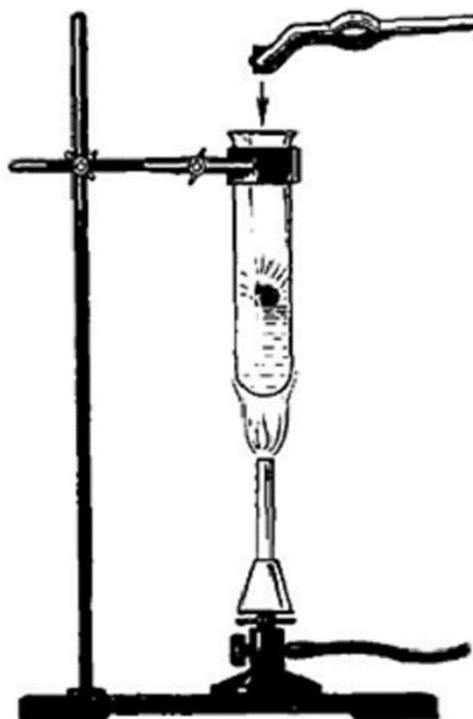


Рис. 24. Горение угля
в расплаве селитры

Е. Обменной реакцией получить в пробирке осадок гидроксида марганца (II). Обратит внимание на его цвет. Медленно пропускать в полученную суспензию ток кислорода из газометра до изменения цвета осадка. Составить уравнение реакции. В чем состоит разница между процессами горения и медленного окисления?

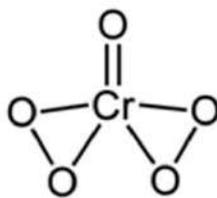
Опыт 13.3. Получение озона и его свойства

В одну пробирку всыпать немного порошка BaO_2 , в другую налить 2 мл концентрированной H_2SO_4 . Охладить обе пробирки, опустив их в сосуд с холодной водой (или лучше охладительной смесью из снега и поваренной соли). Влить H_2SO_4 в пробирку с BaO_2 и мешать стеклянной палочкой, одновременно охлаждая пробирку.

Образующийся озон может быть обнаружен по запаху (*нюхать осторожно!*) и по посинению фильтровальной бумаги, смоченной раствором KI и крахмальным клейстером. Написать уравнение реакции O_3 с KI . Объяснить изменение окраски йодкрахмальной бумаги.

Опыт 13.4. Обнаружение пероксида водорода

А. Налить в пробирку на 1/3 воды, добавить 2–3 капли раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и столько же капель разбавленного раствора H_2SO_4 . Прилить 0,5 мл диэтилового эфира и немного 3%-ного раствора H_2O_2 . Смешать жидкости, встряхивая пробирку. В результате обменной реакции получается непрочный пероксид хрома CrO_5 . Структурная формула:



Наблюдать окрашивание эфирного слоя пероксидом хрома. Написать уравнение реакции образования CrO_5 из $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, обратить внимание также на окраску нижнего водного слоя. Она принадлежит образовавшемуся сульфату хрома (III). Написать уравнение реакции восстановления $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ пероксидом водорода в кислой среде.

Б. Налить в пробирку 1 мл 3%-ного раствора H_2O_2 , добавить 1–2 капли раствора KI и несколько капель разбавленной H_2SO_4 . Добавить к смеси 1–2 мл крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции.

Опыт 13.5. Получение пероксида водорода

А. Влить в пробирку около 5 мл дистиллированной воды и добавить при помощи стеклянной палочки 3–4 крупинки Na_2O_2 . Охладить пробирку водой под краном и прибавлять по каплям разбавленную H_2SO_4 до слабокислой реакции (проба лакмусом). Разделить раствор на две порции.

Доказать наличие H_2O_2 в первой порции действием раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в присутствии эфира, во второй – действием раствора KI в присутствии крахмального клейстера. Написать уравнение реакции образования H_2O_2 .

Б. Взять около 1 г порошкообразного пероксида бария и добавить небольшими порциями при помешивании стеклянной палочкой в хорошо охлажденную льдом пробирку с 5 мл разбавленной H_2SO_4 . Мутную от осадка BaSO_4 жидкость отфильтровать. Доказать присутствие H_2O_2 в фильтрате (см. опыт 13.5А).

Написать уравнение реакции образования H_2O_2 . Какую роль выполняет H_2SO_4 в реакциях получения H_2O_2 из пероксидов металлов?

Опыт 13.6. Каталитическое разложение пероксида водорода

Налить в пробирку 1–2 мл 3%-ного раствора H_2O_2 , всыпать немного порошка MnO_2 . Выделяющийся газ испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции. Какую роль выполняет MnO_2 в этой реакции?

Опыт 13.7. Окислительные свойства пероксида водорода

А. К 2 мл раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ прилить равный объем раствора Na_2S , нагреть до кипения. Обратит внимание на цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции. Слить раствор с осадка. Прилить к осадку 3 мл 3%-ного раствора H_2O_2 и слегка нагреть. Как изменяется окраска осадка? Составить уравнение реакции. Какую роль выполняет в этой реакции H_2O_2 ?

Б. К 2 мл раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ добавлять раствор NaOH до растворения первоначально образовавшегося осадка. К полученному раствору добавить раствор пероксида водорода. Наблюдать изменение окраски раствора за счет перехода тетрагидрохромата (III) натрия в хромат (VI). Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ?

Опыт 13.8. Восстановительные свойства пероксида водорода

А. Налить в пробирку 2–3 мл раствора AgNO_3 и добавлять по каплям раствор аммиака (не брать избыток!) до исчезновения образовавшейся мути. К полученному раствору прилить 3%-ный раствор H_2O_2 до образования осадка металлического серебра. Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Написать уравнения реакций.

Б. Налить в пробирку 1 мл концентрированного раствора KMnO_4 , 2 мл раствора H_2SO_4 и 1–2 мл раствора H_2O_2 . Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Наблюдать изменение цвета раствора. Составить уравнение реакции. Какова роль пероксида водорода в проведенных реакциях?

Опыт 13.9. Отбелка пероксидом водорода

Немного темной шерсти обработать для удаления жира разбавленным раствором щелочи и погрузить в пробирку с 3%-ным раствором H_2O_2 . Наблюдать в конце занятий изменение цвета шерсти.

Опыт 13.10. Получение пероксида бария

К насыщенному раствору $\text{Ba}(\text{OH})_2$ прибавлять по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Наблюдать осаждение блестящих пластинчатых кристаллов состава $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ?

Опыт 13.11. Окислительные и восстановительные свойства пероксида натрия

Поместить в одну пробирку 3–4 мл раствора KI, в другую – 3–4 мл раствора KMnO₄. Подкислить оба раствора H₂SO₄ и внести в них шпателем по щепотке Na₂O₂. Обратить внимание на изменение цвета растворов. Выделяющийся во второй пробирке газ испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнения реакций и отметить, окислителем или восстановителем является в каждом случае Na₂O₂.

Упражнения и задачи

1. Написать уравнения реакций взаимодействия с водой следующих оксидов: Na₂O, BaO, N₂O₃, N₂O₅. К какому классу соединений относятся образующиеся гидроксиды?

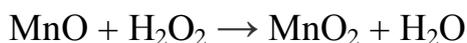
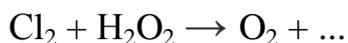
2. Написать формулы оксидов, которые можно получить разложением: Cu(OH)₂, Fe(OH)₃, Zn(OH)₂, H₂SO₄.

3. Какое количество вещества KMnO₄ надо разложить для наполнения кислородом газометра емкостью 20 л? (Расчет производить для нормальных условий.)

4. Какой объем воздуха (при н. у.), содержащего 12 % O₃, потребуется для окисления в кислой среде NaI, содержащегося в 280 мл его 0,1 н. раствора?

5. Написать структурные формулы пероксида натрия и пероксида бария.

6. Закончить уравнения реакций:



Составить электронные уравнения и определить, окислителем или восстановителем является в этих реакциях пероксид водорода.

7. Какой объем кислорода (при н. у.) выделится при разложении H₂O₂, содержащегося в 100 г его 4%-ного раствора?

8. Определить массовую долю (%) полученного раствора, если 5 кг 3%-ного раствора пероксида водорода было смешано с 1,5 кг пергидроля.

9. Рассчитать массу BaO₂ и объем CO₂ (при н. у.), требующиеся для получения 3 кг 3%-ного раствора H₂O₂.

Лабораторная работа 14 Сера, сероводород, сульфиды

Цель работы: изучить свойства серы и ее соединений.

Оборудование и посуда: весы с разновесом, аппарат Киппа, прибор для получения сероводорода, штатив с кольцом, горелка, фарфоровая ступка с пестиком, фарфоровая чашка, фарфоровый тигель с крышкой, колба емкостью 100 мл, химический стакан емкостью 250 мл, стеклянная банка, стеклянная ванна, воронка, штатив с пробирками, фарфоровый треугольник, щипцы тигельные, предметное стекло, лупа, асбестированная сетка, микрокалькулятор.

Реактивы и материалы: растворы соляной кислота (2 н. и разб. 1 : 1), растворы серной кислоты (2 н., $\rho = 1,112 \text{ г/см}^3$ и $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), растворы азотной кислоты ($\rho = 1,41 \text{ г/см}^3$ и $\rho = 2 \text{ г/см}^3$), сульфид аммония (0,5 н.), перманганат калия (0,1 н.), дихромат калия (0,5 н.), растворы солей бария, цинка, алюминия, марганца, кадмия, свинца и меди (0,5 н.), сера черенковая, серный цвет, железо восстановленное, медь (фольга, стружка), алюминий (порошок), сульфид железа (II), сульфид натрия, кальцинированная сода, сероуглерод, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, лакмус.

Ход работы

Опыт 14.1. Получение ромбической серы

В пробирке приготовить 2 мл насыщенного раствора серы в сероуглероде ($\rho = 1,266 \text{ г/см}^3$).

Количество серы, необходимое для получения насыщенного раствора, вычислить по таблице 14.1.

Сероуглерод – легковоспламеняющаяся жидкость, и все работы с ним нужно проводить вдали от огня!

Таблица 1

Растворимость серы 1/100 г сероуглерода

Температура, °C	Значение
0	18,0
20	29,5
40	50,0
60	66,0

Несколько капель полученного раствора перенести на предметное стекло и оставить в вытяжном шкафу до полного испарения сероуглерода. (*Пары сероуглерода ядовиты!*) Рассмотреть под лупой образовавшиеся кристаллы ромбической серы и зарисовать их.

Опыт 14.2. Получение моноклинной серы

Фарфоровый тигель, заполненный примерно на 3/4 кусочками черенковой серы, поместить в фарфоровый треугольник, укрепленный на кольце штатива, и медленно нагревать, следя за тем, чтобы сера не потемнела. Когда вся сера расплавится, нагревание прекратить.

Оставить серу охлаждаться до тех пор, пока на ее поверхности у стенок тигля начнут появляться кристаллы. Слить не успевшую застыть серу в стакан с водой. Рассмотреть образовавшиеся на стенке сосуда блестящие игольчатые кристаллы моноклинной серы, которые через некоторое время становятся матовыми, хрупкими. В какую модификацию переходит при этом моноклинная сера?

Опыт 14.3. Получение пластинчатой серы

Пробирку наполнить до половины ее объема кусочками черенковой серы, укрепить в держателе и очень осторожно нагревать, все время встряхивая. Сера начинает плавиться, образуя желтую, легкоподвижную жидкость. Продолжать медленно нагревать расплавленную серу, наблюдая последующее изменение ее цвета и вязкости. Объяснить наблюдаемые явления. Довести серу до кипения и вылить тонкой струей в кристаллизатор с холодной водой. Если сера при этом загорится, закрыть отверстие пробирки куском асбеста или асбестированной сеткой. Вынуть полученную массу из воды и убедиться в ее эластичности. Сохранить образовавшуюся пластическую серу до конца занятий, чтобы проследить переход аморфной модификации в кристаллическую. Какая модификация серы является наиболее устойчивой при комнатной температуре? Объяснить свойства полученного вещества и происходящие с ним изменения.

Опыт 14.4. Взаимодействие серы с металлами

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. Взаимодействие серы с железом. Приготовить 3,5 г смеси, содержащей эквивалентные количества серы и железа. Для опыта следует взять порошок восстановленного железа и серы.

Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой. Всыпать полученную смесь в пробирку, укрепить ее вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем сильно греть в одном месте у дна пробирки. Как только смесь раскалится, горелку отставить.

Наблюдать за протеканием реакции. Какое вещество образовалось в результате реакции? Отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

Б. Взаимодействие серы с алюминием. Взвесить на весах 2,4 г порошка серы и эквивалентное количество порошка алюминия. Приготовить однородную смесь серы и алюминия, насыпать ее кучкой на металлический лист или асбестовый картон и поместить под тягой. Коснуться смеси в одном месте кончиком длинной стеклянной палочки, нагретой предварительно в пламени газовой горелки.

При проведении опыта не наклоняться над реакционной смесью!

Отметить происходящие явления. Какие наблюдаются признаки химической реакции? Написать уравнение реакции. Какие химические свойства проявляет сера при взаимодействии с металлами?

Опыт 14.5. Взаимодействие серы с водородом

Собрать прибор по рисунку 25.

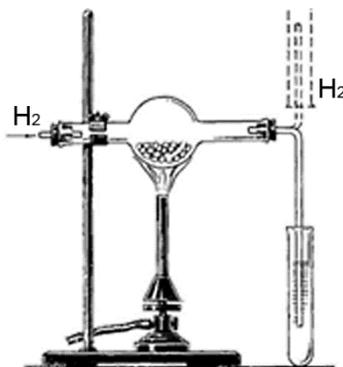


Рис. 25. Прибор для синтеза сероводорода

Прибор состоит из хлоркальциевой трубки, в которой расплавляется сера. Водород (*предварительно проверенный на чистоту!*) подводится от прибора для его получения. Избыток сероводорода поглощается щелочью.

В шарик хлоркальциевой трубки (можно пользоваться и прямой трубкой без шарика) положить немного серы, в пробирку налить раствор нитрата свинца. Пропустить через трубку ток водорода из аппарата Киппа. Убедившись в чистоте водорода, выходящего из прибора (для чего газоотводную трубку направить вверх и собрать водород в маленькую сухую пробирку), нагреть шарик с серой. Наблюдать происходящие явления. Что представляет собой осадок, образовавшийся в пробирке с раствором нитрата свинца? Почему ионы свинца являются реактивом на сероводород? Написать уравнения реакций.

Опыт 14.6. Взаимодействие сероводорода и его горение

(*Сероводород очень ядовит, поэтому все работы с ним нужно проводить в вытяжном шкафу!*)

Подобрать из имеющихся в лаборатории реактивов такие, при взаимодействии которых может быть получен газообразный сероводород при комнатной температуре. Проверить с преподавателем, правильно ли подобраны реактивы и их концентрация. Собрать прибор для синтеза сероводорода (см. рис. 25). Укрепить прибор в штативе и провести в нем реакцию. Написать уравнение реакции. Когда начнется энергичное выделение газа, зажечь его у отверстия газоотводной трубки. Составить уравнение реакции полного сгорания сероводорода. Доказать экспериментально присутствие ожидаемых продуктов над пламенем горящего сероводорода с помощью влажной индикаторной бумажки и сухой воронки. Неполное сгорание сероводорода происходит в том случае, когда пламя сероводорода соприкасается с холодным телом или при недостаточном количестве кислорода.

Внести в пламя горящего сероводорода холодную фарфоровую крышку от тигля. Наблюдать образование на ней желтого налета. Что образовалось? Написать уравнение реакции неполного сгорания сероводорода. Какие химические свойства проявляет сероводород в процессах горения?

Опыт 14.7. Получение сероводородной воды

Приготовить раствор сероводорода в воде. Можно использовать аппарат Киппа или собранный вами прибор для получения сероводорода, опустив газотводную трубку в пробирку с водой на несколько минут.

Испытать полученный раствор нейтральным лакмусом. На какие свойства раствора указывает изменение окраски лакмуса? Написать уравнение реакции диссоциации сероводородной кислоты. Используя данные таблицы ПЗ приложения 2, сделать вывод о силе сероводородной кислоты.

Опыт 14.8. Восстановительные свойства сероводорода

Подействовать сероводородной водой на бромную воду и на подкисленные растворы перманганата калия и дихромата калия. Какие внешние признаки протекания химических реакций вы наблюдаете? Составить уравнения реакций. Подобрать коэффициенты.

Опыт 14.9. Получение и свойства сульфидов металлов

А. Из растворимых солей цинка, марганца, кадмия, свинца, меди получить осадки сульфидов, используя в качестве осадителя сульфид аммония. Отметить цвет образующихся осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Взяв небольшие порции осадков, подействовать на них соляной кислотой. Отметить, какие осадки растворились. Дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь значениями произведения растворимости этих сульфидов (табл. П4, приложение 2).

Б. Подействовать на растворы тех же солей сероводородной водой. Почему не из всех растворов выпадают осадки.

Опыт 14.10. Гидролиз сульфидов

А. Несколько кристаллов сульфида натрия растворить в воде. Исследовать характер среды раствора. Объяснить происходящее изменение окраски индикатора. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

Б. К раствору соли алюминия прилить раствор сульфида аммония. Нагреть пробирку, отфильтровать образовавшийся осадок и промыть его горячей водой. Доказать экспериментально, что образовавшийся осадок является гидроксидом алюминия. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 14.11. Получение полисульфидов

А. В пробирку налить 3–5 мл концентрированного раствора сульфида натрия и всыпать в него немного порошка серы. Нагреть раствор до кипения и добавить в него серы до образования насыщенного раствора. Наблюдать за изменением окраски раствора. Горячий раствор отфильтровать и к 1–2 мл его добавлять разбавленную HCl до кислой реакции. Наблюдать образование осадка серы (иногда сначала образование коллоидного раствора) и обнаружить выделение сероводорода. Написать уравнения реакций.

Б. 2–3 г кальцинированной соды Na_2CO_3 тщательно растереть в ступке с 2–3 г серного цвета. Полученную смесь сплавить в фарфоровом тигле, закрытом крышкой. После охлаждения отметить цвет полученной массы – так называемой «серной печени», представляющей собой смесь полисульфидов. Сплав

растворить в небольшом количестве воды при слабом нагревании. Испытать раствор индикаторной бумажкой. К небольшой части раствора добавить разбавленный раствор соляной кислоты. Наблюдать образование серы и выделение сероводорода. Какой вывод об устойчивости полисульфидов можно сделать на основании проделанного опыта?

Упражнения и задачи

1. Можно ли применять для получения сероводорода из сульфидов азотную кислоту? Ответ обосновать и написать соответствующие уравнения реакций.

2. Что произойдет при пропускании сероводорода через раствор иода? Написать уравнение реакции. Показать переход электронов.

3. Составить ионные уравнения реакций взаимодействия с кислотой сульфидов марганца, цинка и железа.

4. Какие из перечисленных сульфидов (Na_2S , ZnS , Al_2S_3 , PbS , Cr_2S_3) могут быть получены путем обменной реакции в водном растворе?

5. Написать уравнение реакции гидролиза CaS в молекулярной и ионной форме.

6. Предложить способ разделения ионов Mn^{2+} и Cu^{2+} из раствора, содержащего смесь растворов их сульфатов. Дать объяснение.

7. Дописать уравнения реакций, подобрать коэффициенты:



8. В природном колчедане, применяемом для производства серной кислоты, содержится 45 % серы. Определить массовую долю (%) дисульфида железа в природном колчедане.

9. Подкисленный серной кислотой раствор, содержащий 0,316 г перманганата калия, обесцветился при пропускании через него сероводорода, полученного из сульфида железа (II) и кислоты. Какая масса сульфида железа (II) при этом затрачена?

10. При сжигании смеси сероводорода с кислородом получилось 100 мл оксида серы (IV), 50 мл кислорода не вступило в реакцию. Определить объемные доли (%) сероводорода и кислорода в смеси.

11. 20 г серы смешали с 30 г алюминия. Полученная смесь нагрета. Какие вещества находятся в смеси после реакции? Определить их массу.

12. Найти количество теплоты, выделяющейся при сжигании 38 г CS_2 , если стандартная энтальпия его образования $\Delta H^\circ_{298} = 62,7$ кДж/моль.

Лабораторная работа 15

Кислородные соединения серы

Цель работы: изучить свойства кислородных соединений серы.

Оборудование и посуда: весы с разновесом, прибор для получения оксида серы (IV) (см. рис. 16), горелка, штатив с кольцом и лапкой, водяная баня, термометр на 10–100 °С, стеклянная ванна, воронка Бюхнера, колба Бунзена, предохранительная склянка, водоструйный насос, банки с пробками (2 шт.), стаканы на 200, 100 и 50 мл, воронка, колба на 100 мл, широкие пробирки с пробками (2 шт.), штатив с пробирками, цилиндр, тугоплавкая трубка с шариком посередине, U-образная трубка и две пробки с трубками, капельная воронка, стеклянная пластинка, фарфоровая ступка с пестиком, фарфоровая чашка, асбестовая сетка, железная ложечка для сжигания веществ, щипцы тигельные, ложка, микрокалькулятор.

Реактивы и материалы: концентрированная азотная кислота, серная кислота (конц., $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 2 н. растворы), сернистая кислота (свежеприготовленная), соляная кислота (2 н.), хлорид бария (1 н.), перманганат калия (0,1 н.), дихромат калия (0,5 н.), сульфит натрия (свежеприготовленный), нитрат свинца (0,5 н.), йодид калия (0,1 н.), бромная вода, йодная вода, сероводородная вода, хлорная вода, магний (лента и опилки), цинк (гранул.), железо (опилки), медь (стружка), сера (кусочки и порошок), уголь (кусочки), оксид магния, оксид фосфора (V), дисульфид железа, сульфит натрия, хлорид натрия, сульфат железа (II), йодид калия, сульфат меди (кристаллогидрат) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, сульфат натрия, тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, сахар, этиловый спирт, лед или снег, фильтровальная бумага, индикаторная бумага, вата, большая пробка, резиновые пробки для пробирок, лучинка, платинированный асбест, фуксин, лакмус.

Ход работы

Опыт 15.1. Получение оксида серы (IV)

(Опыт Б проводить в вытяжном шкафу!)

А. Получение оксида серы (IV) при обжиге дисульфида железа. Написать уравнение реакции обжига дисульфида железа FeS_2 . Составить схему перехода электронов.

Провести опыт, для чего положить несколько кусочков FeS_2 в шарик тугоплавкой трубки, укрепить последнюю наклонно в штативе и затем накаливать шарик в пламени горелки. (Опыт можно проводить и в тугоплавкой пробирке). Обнаружить выделяющийся оксид серы (IV) по запаху (*осторожно!*).

Б. Получение оксида серы (IV) из сульфита натрия. Собрать прибор по рисунку 16. В колбу положить 2–3 ложечки сульфита натрия. В капельную воронку налить концентрированную H_2SO_4 .

Почему для опыта берут твердую соль и концентрированную H_2SO_4 ? Каким методом следует собирать выделяющийся газ?

Добавлять по каплям серную кислоту в колбу.

Собрать выделяющийся газ в стакан (или цилиндр) и в две широкие пробирки, которые после наполнения газом хорошо закрыть пробками, а стакан (цилиндр) – стеклянной пластинкой. Затем насытить оксидом серы (IV) 50–100 мл воды. Для этого отводную трубку от прибора опустить в колбу с водой. Следить за тем, чтобы воду не затянуло в колбу с реакционной смесью. В конце опыта смесь для получения SO_2 можно слабо подогреть. Пробирки и стакан с оксидом серы (IV), а также раствор оксида серы (IV) сохранить для следующих опытов. Написать уравнение реакции получения оксида серы (IV). Можно ли воспользоваться для получения SO_2 из Na_2SO_3 соляной или азотной кислотой? Дать объяснение.

Опыт 15.2. Свойства оксида серы (IV)

(Опыт А проводить в вытяжном шкафу!)

А. Сжижение оксида серы (IV). Ознакомьтесь по справочнику с физическими константами оксида серы (IV). При каких условиях можно получить жидкий оксид серы (IV)?

Провести опыт, для чего стеклянную ванну наполнить доверху охлаждающей смесью, состоящей из 2 частей снега или толченого льда и 1 части поваренной соли. В смесь поместить U-образную трубку с тонкими стенками и присоединить к ней, как указано на рисунке 26, газоотводную трубку от прибора, в котором получают SO_2 (см. опыт 15.1Б). Через 10–15 минут в трубке собирается немного жидкого SO_2 . Вынуть трубку из охлаждающей смеси и наблюдать кипение жидкого SO_2 . Подогреть трубку ладонью. Что наблюдается?

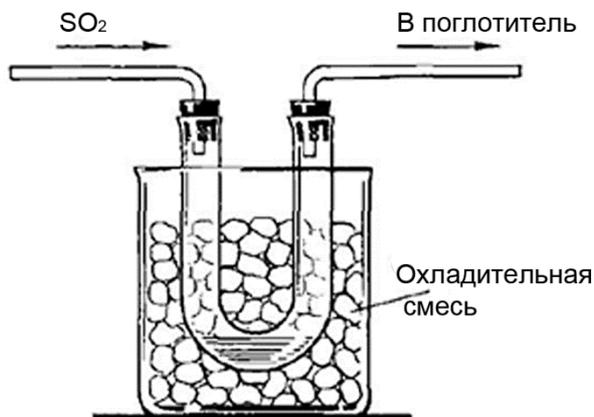


Рис. 26. Сжижение оксида серы (IV)

Вылить оставшийся жидкий SO_2 в маленький стакан, поставленный на большую пробку, смоченную водой, и наблюдать примерзание стакана к пробке. Объяснить наблюдаемые явления.

Б. Затухание горящей лучинки в оксиде серы (IV). В пробирку, наполненную оксидом серы (IV), внести горящую лучинку. Что наблюдается? Дать объяснение.

В. Растворимость оксида серы (IV) в воде. Пробирку с оксидом серы (IV), полученным в опыте 15.1Б, опрокинуть в ванну с водой, открыть пробку. Наблюдать поднятие воды в пробирке, ускоряющееся при покачивании пробирки.

Объяснить наблюдаемые явления. Закрыть пробирку под водой пробкой и вынуть из воды. Разлить полученный раствор в две пробирки. В одну пробирку добавить нейтральный раствор лакмуса, в другую бросить кусочки ленты магния. Что наблюдаете? На основании этих опытов сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Составить уравнения реакций. Написать выражения констант ступенчатой диссоциации сернистой кислоты и поставить в уравнения их числовые значения из таблицы ПЗ приложения 2. К каким по силе электролитам относится сернистая кислота?

Опыт 15.3. Окислительные и восстановительные свойства оксида серы (IV) и сернистой кислоты

А. В стакан, наполненный оксидом серы (IV), внести горящую ленту магния, держа ее щипцами. Что наблюдается? Что представляет собой белое вещество, образующееся при реакции? Написать уравнение реакции, имея в виду, что вторым продуктом реакции является сера. Какие свойства проявляет в этом опыте оксид серы (IV)?

Б. В пробирке провести опыт взаимодействия сернистой кислоты, полученной в опыте 15.1Б, с сероводородной водой. Почему раствор мутнеет? Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства в этом опыте проявляет сернистая кислота?

В. Налить в пробирку немного раствора HCl и насытить его SO₂. Затем опустить в раствор 1–2 кусочка цинка. Через несколько минут отлить часть раствора и доказать присутствие в нем H₂S. Написать уравнения реакций и схему перехода электронов. Показать окислитель и восстановитель в этой реакции. Какова роль цинка?

Г. Налить в одну пробирку немного бромной воды, в другую – йодной воды, в третью – раствор перманганата калия и в четвертую – раствор дихромата калия, в последнюю прибавить немного разбавленной H₂SO₄. Затем во все пробирки добавить раствор H₂SO₃. Объяснить изменение цвета растворов во всех пробирках. Составить уравнения всех четырех реакций и схемы перехода электронов, имея в виду, что ион MnO₄⁻ восстанавливается до иона Mn²⁺, ион Cr₂O₇²⁻ – до иона Cr³⁺. Какие свойства проявляет в этих опытах H₂SO₃?

Ознакомиться по таблице П5 приложения 2 с величинами стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и подтвердить соответствующими расчетами возможность окисления H₂SO₃ хлором, бромом, перманганатом калия, дихроматом калия в кислой среде.

Опыт 15.4. Обесцвечивание фуксина сернистой кислотой

К разбавленному раствору фуксина в пробирке прибавить раствор сернистой кислоты. Что наблюдается? Нагреть полученный раствор. Объяснить происходящие явления.

В каких случаях для процессов отбеливания предпочтительнее применять SO₂, чем сильные окислители, например хлор? Почему?

Опыт 15.5. Реакция на H_2SO_3 и ее соли

К свежеприготовленному раствору H_2SO_3 или какой-нибудь ее соли добавить раствор $BaCl_2$. Что представляет собой выпадающий осадок? Каков его цвет? Испытать растворимость осадка в HCl . Написать уравнение реакции. Объяснить причину растворения осадка в HCl .

Часто в растворе присутствует ион SO_4^{2-} , образовавшийся при окислении H_2SO_3 , и осадок полностью не растворяется. Поэтому опыт лучше проводить следующим образом: в две пробирки поместить по небольшой, но одинаковой порции осадка. В одну добавить разбавленной HCl , в другую – такой же объем воды, взболтать. Наблюдать, что помутнение раствора в первой пробирке значительно меньше, чем во второй.

Опыт 15.6. Получение оксида серы (VI)

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. *Контактный способ получения оксида серы (VI)*. Наполнить SO_2 сухую банку. После наполнения банку немного наклонить, чтобы часть SO_2 вытек и заменился воздухом, и затем, закрыв ее пробкой или стеклянной пластинкой, два-три раза перевернуть (зачем?). На железной ложечке прокалить в пламени горелки кусочек платинированного асбеста и, быстро открыв пробку, внести его в банку. Наблюдать образование белого дыма вокруг платинированного асбеста. Какую роль в этой реакции играет платина? Написать уравнение реакции.

Б. *Образование серной кислоты при окислении SO_2 азотной кислотой*. Наполнить банку SO_2 и внести в нее стеклянную палочку, смоченную концентрированной HNO_3 . Наблюдать образование тумана и бесцветных кристаллов нитрозилсерной кислоты $NOHSO_4$ (на палочке). Смыть кристаллы в пробирку небольшим объемом воды и к полученному раствору добавить немного раствора $BaCl_2$. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования $NOHSO_4$, получения серной кислоты и ее обнаружения.

Опыт 15.7. Свойства серной кислоты

(Опыты А–Д проводить в вытяжном шкафу!)

А. *Взаимодействие концентрированной серной кислоты с неметаллами*. В фарфоровых чашках при осторожном нагревании провести реакции между концентрированной H_2SO_4 и неметаллами: в одной – с серой, в другой – с углем. Установить (по запаху), какой газ выделяется (*осторожно!*). Написать уравнения реакций.

Какие свойства проявляет концентрированная H_2SO_4 в этих реакциях?

Б. *Действие разбавленной H_2SO_4 на металлы*. Получить у преподавателя образцы металлов (медь, цинк, железо, алюминий и т. п.). Исходя из положения этих металлов в электрохимическом ряду напряжений металлов, сделать предположительный вывод о возможности протекания реакций между этими металлами и разбавленной H_2SO_4 . Доказать опытным путем, все ли взятые металлы взаимодействуют с разбавленной (2 н.) H_2SO_4 .

Отметить различие в скорости протекания реакций и дать объяснения, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов (см. табл. П5 приложения 2).

Доказать опытным путем, какой газ выделяется в результате реакций. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какой ион является в этих реакциях окислителем?

В. *Действие концентрированной кислоты на металлы.* Выполнить действия:

- 1) в пробирке при слабом нагревании провести реакцию между медью и концентрированной серной кислотой. Установить по запаху (*осторожно!*), какой газ выделяется. После опыта, когда пробирка остынет, отлить 2–3 мл раствора в другую пробирку, добавить 5–6 мл воды и взболтать. Отметить цвет раствора и сделать вывод, какие ионы присутствуют в растворе. Написать уравнение реакции концентрированной H_2SO_4 с медью;
- 2) подействовать концентрированной H_2SO_4 на цинк. Пробирку немного подогреть. Установить по запаху (*осторожно!*), какой газ выделяется. Продолжать нагревание. Наблюдать помутнение раствора, объяснить его причину. Фильтровальной бумагой, смоченной раствором соли свинца, или по запаху (*осторожно!*) обнаружить выделение сероводорода.

Написать уравнения происходящих реакций между цинком и концентрированной H_2SO_4 , отличающихся друг от друга продуктами восстановления серной кислоты. Дать схему перехода электронов и объяснить подбор коэффициентов.

Объяснить разницу в действии концентрированной H_2SO_4 на цинк и медь, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов (см. табл. П5 приложения 2).

В чем принципиальное отличие этих реакций от реакций взаимодействия разбавленной H_2SO_4 с металлами?

Г. *Дегидратирующие свойства серной кислоты.* Выполнить действия:

- 1) действие серной кислоты на клетчатку. Стеклой палочкой, смоченной раствором H_2SO_4 (1 : 1), написать что-либо на листе фильтровальной бумаги, а затем подсушить бумагу над пламенем горелки. Объяснить наблюдаемые явления, имея в виду, что общая формула клетчатки $(C_6H_{10}O_5)_x$;
- 2) действие серной кислоты на сахар. В химический стакан (100–150 мл) поместить 10 г мелко истолченного сахара, добавить 1 мл воды до образования кашицы и 4–5 мл концентрированной H_2SO_4 . Размешать стеклой палочкой до получения однородной массы и, оставив стеклянную палочку в стакане, наблюдать за происходящим. Написать уравнение реакции, имея в виду, что формула сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Какой из двух образующихся газов можно обнаружить по запаху? (*Осторожно!*).

Д. *Взаимодействие серной кислоты с солями других кислот.* Из имеющихся в лаборатории твердых солей подобрать такие, которые будут взаимодействовать с концентрированной H_2SO_4 . Поместить понемногу твердых солей в пробирки. Добавить концентрированную H_2SO_4 и нагреть на водяной бане. Исследовать цвет и запах (*осторожно!*) получающихся летучих веществ. С помощью мокрой индикаторной бумажки установить характер получающихся веществ. Написать уравнения соответствующих реакций и дать объяснения.

Опыт 15.8. Реакция на ион SO_4^{2-}

Пользуясь таблицей растворимости неорганических веществ в воде (табл. П2 приложения 1), установить, какие катионы могут являться реактивами на ион SO_4^{2-} . Провести соответствующие реакции, отметить цвет и вид осадков.

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Испытать отношение полученных осадков к HCl . Сравнить действие HCl на BaSO_3 и BaSO_4 . Дать объяснение.

Опыт 15.9. Получение и свойства тиосульфата натрия

А. *Получение тиосульфата натрия.* Растворить при нагревании в колбе 10 г сульфита натрия в 20 мл воды. Внести в колбу 3–4 г серы, предварительно смоченной спиртом, и нагреть смесь до кипения. Прокипятив ее на малом пламени 10–15 мин (если процесс закончился, то реакция раствора на лакмус будет нейтральной), отфильтровать горячий раствор от избытка серы в фарфоровую чашку и упарить его на водяной бане до начала кристаллизации. Затем охладить раствор снегом (льдом) и выпавшие кристаллы отсосать на воронке Бюхнера. Воронку опрокинуть на листок чистой фильтровальной бумаги и постукиванием по воронке снять кристаллы вместе с круглым фильтром. Покрывать кристаллы сухим листом фильтровальной бумаги и, прижимая ладонью, удалить последние следы раствора. Затем оставить кристаллы на воздухе на 10–15 мин, изредка перемешивая стеклянной палочкой. Если кристаллы сухие, то они не прилипают к стеклянной палочке. Написать уравнение реакции. Полученные сухие кристаллы тиосульфата натрия взвесить и определить процент выхода. Полученное вещество можно использовать для опыта Б.

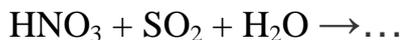
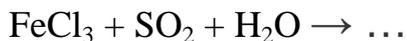
Б. *Восстановительные свойства тиосульфата натрия.* В две пробирки с раствором тиосульфата натрия прибавить: в одну – хлорную, в другую – бромную воду. Доказать, что в растворе имеются ионы SO_4^{2-} . Как они образовались? Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с хлором и бромом с участием воды и схему перехода электронов.

К раствору тиосульфата натрия прилить немного раствора крахмала и добавлять по каплям йодную воду. Почему исчезает окраска йода? Написать уравнение реакции между тиосульфатом натрия и йодом с образованием тетрагидратата натрия $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$. Составить схему перехода электронов. Добавлять йодную воду до тех пор, пока раствор не окрасится в синий цвет. Дать объяснение.

Упражнения и задачи

1. Как можно получить сульфит и гидросульфит калия?

2. Какие свойства проявляют соединения серы (IV) в данных окислительно-восстановительных процессах:



конц.



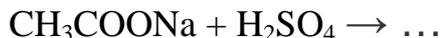
Дописать уравнения реакций, подобрать коэффициенты.

3. Почему нельзя применять серную кислоту: а) для получения оксида углерода (IV) из карбоната кальция; б) для получения водорода действием на нее свинцом?

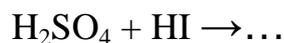
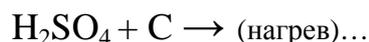
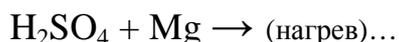
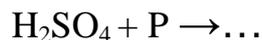
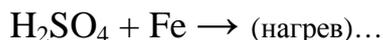
4. Какие из следующих газов: CH_4 , H_2Se , CO_2 , NH_3 , H_2S – нельзя осушать пропусканием через концентрированную H_2SO_4 ? Дать объяснение и составить соответствующие уравнения реакций.

5. Почему при производстве H_2SO_4 контактным способом оксид серы (VI) растворяют не в воде, а в концентрированной H_2SO_4 ?

6. При каких условиях будут протекать реакции:



7. Дописать уравнения реакций, протекающих между концентрированной H_2SO_4 и следующими веществами, подобрать коэффициенты:



8. При действии на 0,1 М раствор тиосульфата натрия избытка H_2SO_4 было получено 4,8 г серы. Какой объем раствора тиосульфата натрия был взят для реакции?

9. Для поглощения всего хлора из 2 л смеси его с азотом (при н. у.) потребовалось израсходовать 3,16 г тиосульфата натрия. Определить объемные доли (%) хлора и азота в газовой смеси.

10. Рассчитать, какую массу 75%-ного раствора H_2SO_4 можно получить из 1 т флотационных хвостов, содержащих 40 % серы.

11. Какую массу высокопроцентного олеума с содержанием 60 % свободного SO_3 можно получить из 5 т пиритного концентрата, содержащего 45 % серы?

12. Рассчитать, какой объем займет при 20 °С и 95 кПа оксид серы (IV), полученный действием кислоты на 0,6 моль сульфита натрия.

13. Какой объем воздуха, приведенный к н. у., нужен для обжига 5 т пирита, содержащего 70 % FeS_2 ?

Лабораторная работа 16

Хлор и хлороводород

Цель работы: изучить свойства хлора и хлороводорода.

Оборудование и посуда: аппарат Киппа, заряженный для получения водорода; прибор для получения хлора; колба Вюрца; капельная воронка; две промывные склянки; стакан; щипцы тигельные; нож; штативы с кольцом и лапками; штатив с пробирками; банки с крышками (две из них с небольшим количеством песка) для собирания хлора; газоотводная трубка с пробкой; кристаллизатор; горелка; ложечка для сжигания веществ в газах; пипетка; стеклянная палочка.

Реактивы и материалы: концентрированная соляная кислота, серная кислота (2 н. и конц. $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$), гидроксид натрия (2 н. и 40%-ный растворы), нитрат серебра (0,1 н.), аммиак водный, сероводородная вода, сульфат хрома (III) (0,5 н.), гидроксид калия (2 н.), оксид марганца (IV), дихромат калия, перманганат калия, оксид кальция, карбонат кальция, хлорид натрия, скипидар, медь (тонкая медная проволочка), железо (порошок), сурьма (порошок), натрий металлический, фосфор (красный), цинк (гранул.), водный раствор лакмуса, индиго, фиолетовые чернила, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, вата, лед, песок, пробки,

Все работы с хлором и хлороводородом проводить в вытяжном шкафу!

Ход работы

Опыт 16.1. Получение хлора

А. В три пробирки насыпать понемногу следующих веществ: в первую – оксида марганца (IV), во вторую – дихромата калия, в третью – перманганата калия. В каждую пробирку долить по 1 мл концентрированной HCl. Содержимое первой и второй пробирок слегка подогреть. Наблюдать происходящие процессы. Определить выделяющийся газ по цвету (на фоне белой бумаги) и запаху (*соблюдать осторожность!*).

Написать уравнения реакций получения хлора, составить схемы перехода электронов в этих реакциях. Чем являются в проведенных реакциях MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 ?

Б. Собрать прибор по рисунку 27 для получения хлора.

В колбу насыпать KMnO_4 , в капельную воронку налить концентрированную HCl. Слегка приоткрывая кран воронки, добавлять по каплям концентрированную HCl в колбу Вюрца. Выделяющимся газом наполнить пять банок и закрыть их стеклянными пластинками (на дно двух банок насыпать небольшой слой песка). Оставить сосуды для следующих опытов. По окончании работы с прибором газоотводную трубку опустить в стакан с концентрированным раствором щелочи.

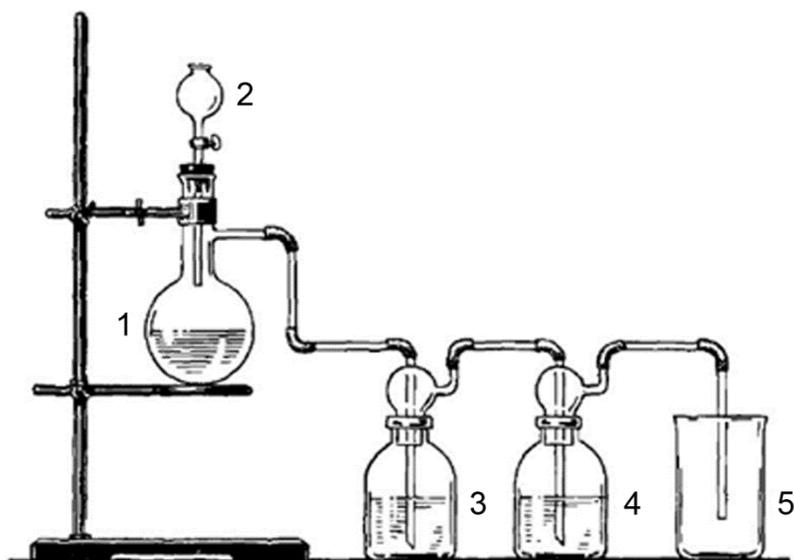


Рис. 27. Прибор для получения хлора:

1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3 – промывная склянка с водой для очистки хлора от примеси хлороводорода; 4 – промывная склянка с концентрированной серной кислотой для осушения газа; 5 – сосуд для собирания хлора

Опыт 16.2. Взаимодействие хлора с металлами

А. Накалить в пламени горелки пучок тонких медных проволочек и тотчас опустить их в сосуд с хлором. Что происходит? После остывания сосуда налить в него немного воды и взболтать. Каков цвет полученного раствора? Написать уравнение реакции.

Б. В железной ложечке сильно нагреть немного порошка железа и понемногу высыпать в сосуд с хлором, на дно которого насыпан небольшой слой песка. Наблюдать взаимодействие железа с хлором. Написать уравнение реакции.

В. Небольшое количество свежерастертого порошка сурьмы постепенно всыпать с листа бумаги в банку с хлором. Что наблюдается? Какой состав получающихся хлоридов сурьмы? Написать уравнения реакций.

Г. Отрезать небольшой кусочек металлического натрия (величиной с горошину), обсушить его фильтровальной бумагой для удаления следов керосина, расплавить в железной ложечке и внести в сосуд с хлором, на дне которого насыпан небольшой слой песка. Что происходит? Составить уравнение реакции.

Выписать формулы полученных хлоридов, сравнить условия их получения. Какую роль играет хлор в реакциях с металлами?

Опыт 16.3. Взаимодействие хлора с неметаллами

А. Наполнить сухую пробирку хлором. Закрывать ее пробкой. Другую пробирку наполнить водородом из аппарата Киппа. Держа вторую пробирку отверстием вниз, приложить ее к отверстию пробирки с хлором и смешать газы, несколько раз перевернув пробирки. Разъединив пробирки, осторожно поднести их отверстием к пламени газовой горелки. Что происходит? Тотчас же после реакции налить в пробирки немного воды, взболтать. Испытать полученные растворы в одной из пробирок раствором лакмуса, а в другой – раствором нитрата серебра. Написать уравнения реакций.

Б. Положить в ложечку для сжигания немного красного фосфора и внести в сосуд с хлором. Наблюдать происходящее явление. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в опытах А и Б.

Опыт 16.4. Взаимодействие хлора с органическими веществами

На дно сухой, предварительно подогретой, пробирки поместить кусочек фильтровальной бумаги, смоченной скипидаром. Пропустить в пробирку хлор, опустив газоотводную трубку до дна пробирки. Какие изменения происходят с веществами? Что представляют собой продукты реакции? Написать уравнение реакции, имея в виду, что скипидар в основном состоит из вещества состава $C_{10}H_{16}$.

Опыт 16.5. Хлорная вода и ее свойства

А. Налить в пробирку на 2/3 холодной воды и насытить ее хлором (пропускать хлор в течение 2–4 мин). Отметить цвет (на фоне листа белой бумаги) и запах полученной хлорной воды (*осторожно!*). Полученную хлорную воду сохранить для последующих опытов.

Б. К небольшой порции полученной хлорной воды прилить нейтральный раствор лакмуса. Что наблюдаете? К другой порции добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Объяснить результаты опытов и написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

В. В три пробирки налить понемногу: в одну – раствор индиго, в другую – раствор фуксина и в третью – воды, подкрашенной фиолетовыми чернилами. Прилить во все пробирки по несколько капель хлорной воды и взболтать. Что происходит? Записать и объяснить наблюдаемые явления.

Г. Налить в две пробирки небольшой объем хлорной воды. В одну из них добавить несколько капель раствора гидроксида натрия, в другую – сероводородной воды. Отметить происходящие изменения. Сохраняется ли запах хлорной и сероводородной воды? Написать уравнения реакций. К каким типам окислительно-восстановительных реакций они относятся?

Д. В пробирку с раствором сульфата хрома (III) прилить избыток раствора гидроксида калия и добавить хлорной воды. Отметить изменение окраски раствора. Написать уравнения реакций, имея в виду, что ионы Cr^{3+} переходят в ионы CrO_4^{2-} .

Е. Налить в пробирку немного воды и, погрузив ее в снег или лед, насытить воду хлором. Наблюдать образование желтоватых кристаллов состава $Cl_2 \cdot 8H_2O$. Вынуть пробирку с кристаллами, нагреть ее осторожно рукой. Наблюдать плавление кристаллов.

Опыт 16.6. Получение хлороводорода и его свойства

Собрать прибор по рисунку 16. В колбу Вюрца поместить 15–20 г хлорида натрия. В капельную воронку влить концентрированной H_2SO_4 . Конец газоотводной трубки ввести в сухой сосуд для собирания хлороводорода так, чтобы трубка доходила почти до дна. Закрывать отверстие сосуда рыхлым комочком ваты. Рядом с прибором поставить кристаллизатор с водой. Из капельной воронки вливать H_2SO_4 . Наблюдать за происходящими изменениями реагирующих веществ. Для ускорения реакции колбу слегка подогреть. Когда над ватой, ко-

торой закрыто отверстие сосуда, появится туман (объяснить причину его образования), нагревание колбы прекратить, а конец газоотводной трубки опустить в колбу с водой (держат трубку близко над водой, не опуская ее в воду). Вынув вату, тотчас закрыть отверстие сосуда с хлороводородом стеклянной пластинкой. Перевернув сосуд отверстием вниз, погрузить его в кристаллизатор с водой и вынуть пластинку. Объяснить наблюдаемые явления. Какова растворимость хлороводорода в воде? Затем вынуть сосуд из кристаллизатора, закрыв предварительно под водой стеклянной пластинкой. Разлить полученный раствор в четыре пробирки. Одну часть раствора испытать индикаторной бумажкой. Доказать опытным путем, что полученный раствор хлороводорода является соляной кислотой. Во вторую порцию раствора внести гранулу цинка, в третью – кусочки оксида кальция, в четвертую – немного карбоната кальция.

Наблюдать происходящие процессы. Написать уравнения реакций получения соляной кислоты и взаимодействия соляной кислоты со взятыми веществами.

Упражнения и задачи

1. Можно ли применять для осушения Cl_2 и HCl концентрированную H_2SO_4 и твердый NaOH ?

2. Написать уравнения реакций гидролиза ZnCl_2 и SiCl_4 .

3. Дописать уравнения следующих окислительно-восстановительных реакций:



конц.



конц.

4. Написать уравнение реакции гидролиза Cl_2 в молекулярной и ионной форме. Как влияет на равновесие гидролиза добавление к хлорной воде: а) раствора кислоты; б) раствора щелочи; в) раствора хлорида натрия?

5. Сколько литров Cl_2 (при н. у.) образуется при взаимодействии 100 мл 36%-ной ($\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$) соляной кислоты с 50 г KMnO_4 ?

6. Сколько миллилитров 30%-ного раствора HCl ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$) нужно для получения из нее действием MnO_2 11,2 л Cl_2 (при н. у.)?

7. К 400 г 10%-ного раствора хлорида бария был прилит избыток 15%-ного раствора карбоната натрия. Выпавший осадок отфильтровали. При добавлении к фильтрату 450 г 6%-ного раствора соляной кислоты выделение газа прекратилось. Определить массу раствора карбоната натрия.

8. Смесь трех газов смешали в замкнутом сосуде и взорвали. Какая кислота образовалась при этом и какова ее массовая доля (%) в растворе, если первый газ был получен действием HCl на 42,9 г цинка, второй – разложением 51 г NaNO_3 и третий – действием избытка HCl на 5,22 г MnO_2 ?

9. В трех пробирках находятся растворы AgNO_3 , KClO_3 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. При действии одного и того же реактива на содержимое трех пробирок в первой из них выпадает 14,35 г белого осадка, а во второй и третьей пробирках за счет протекающих в них реакций образуется по 6,72 л хлора. Назвать формулу использованного реактива. Определить исходную массу солей в пробирках.

10. Для нейтрализации 20 мл раствора, содержащего одновременно кислоты HCl и HBr , потребовалось 5 мл 0,4 н. раствора щелочи, а при действии на тот же объем раствора соли серебра выпало 0,3315 г осадка. Определить молярную концентрацию кислот в растворе.

11. Газ, выделившийся при нагревании NaCl с концентрированной H_2SO_4 , прореагировал с $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Какую массу нужно взять $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и NaCl , чтобы выделившегося газа хватило для взаимодействия с 5,6 г железа?

Лабораторная работа 17

Кислородные соединения хлора

Цель работы: изучить свойства кислородных соединений хлора.

Оборудование и посуда: прибор для получения хлора (см. рис. 27), стаканы емкостью 200 мл (2 шт.) и емкостью 500 мл (1 шт.), аккумуляторы (2–3 шт.), электроды платиновые или угольные (2 шт.), воронка, асбестовая сетка, фарфоровая ступка, штатив с пробирками, пипетка, штатив с ланкой и кольцом, весы с разновесом, тигель, фарфоровый треугольник, термометр.

Материалы и реактивы: концентрированная соляная кислота, концентрированная серная кислота, концентрированная азотная кислота, гидроксид натрия (2 н.), гидроксид калия (50%-ный раствор), хлорид натрия (2 н.), нитрат серебра (0,1 н.), йодид калия (0,1 н.), перманганат калия (конц.), нитрат кобальта (II) (2 н.), хлорат калия, гашеная известь, оксид марганца (IV) (порошок), гидроксид натрия (тврд.), сульфат марганца (II) (2 н.), ацетат свинца (II), сульфат железа (II), гипохлорит кальция, хлорат калия, железная пластинка, стеклянная палочка, лучинка, фильтровальная бумага, лед, окрашенные кусочки ткани, пинцет, индиго, фуксин.

Ход работы

Опыт 17.1. Получение жавелевой воды

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. Налить в пробирку разбавленный раствор щелочи, поставить его в стакан с ледяной водой и несколько минут пропускать через раствор хлор. Хлор получать в приборе по рисунку 27. Почему опыт ведут при охлаждении? Написать уравнение реакции. Сохранить раствор для опытов 17.2А и 17.2Б.

Б. Провести электролиз разбавленного раствора NaCl.

Описание установки (рис. 28): стакан с раствором соли NaCl помещают в другой, больший по размеру стакан с водой и льдом; в раствор соли опускают платиновые (или угольные) электроды и пропускают постоянный электрический ток (от аккумуляторов) напряжением 4–6 В в течение нескольких минут.

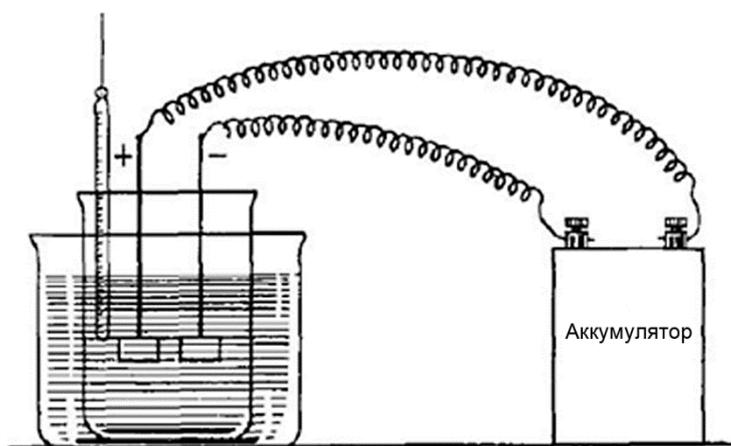


Рис. 28. Получение жавелевой воды электролизом

Почему электролиз проводят без диафрагмы? Какими уравнениями химических реакций можно выразить процессы, идущие на электродах и в растворе? Использовать полученный раствор жавелевой воды для следующих опытов.

Опыт 17.2. Окислительные свойства жавелевой воды

А. К раствору индиго или фуксина прилить немного жавелевой воды, полученной в опыте 17.1А. Что наблюдаете? Дать объяснение. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Б. Повторить опыт 17.2А, взяв подкисленный раствор индиго. Как влияет эта среда на скорость реакции? Объяснить механизм происходящих реакций.

В. По куску окрашенной ткани провести палочкой, смоченной подкисленной жавелевой водой. Объяснить наблюдаемое явление. Почему хлор обесцвечивает только влажную ткань?

Г. К раствору сульфата марганца (II) добавить небольшой объем жавелевой воды. Что наблюдаете? Какой газ выделяется? Обратит внимание на его цвет и запах. Написать уравнение реакции, имея в виду, что ион Mn^{2+} переходит в MnO_2 , практически нерастворимый в воде.

Опыт 17.3. Получение хлорной белильной извести и ее свойства

А. Взвесить на весах 5 г гидроксида кальция. Поместить его в стакан емкостью 100 мл и добавить 15 мл воды. Содержимое стакана размешать и нагреть. Температура смеси не должна превышать 30 °С. Пропускать через взвесь ток хлора в течение 10–15 мин. Образовавшийся осадок хлорной извести сохранить для следующих опытов.

Б. Осадок, полученный в опыте 17.3А, отфильтровать, определить его запах и разделить на две части. К одной части прилить небольшой объем концентрированной HCl. Какой газ выделяется? Написать уравнение реакции.

Вторую часть хлорной извести взболтать с водой и прилить раствор фуксина. Что наблюдаете? Объяснить результаты опыта и написать уравнение реакции.

В. К насыщенному раствору хлорной извести (2–3 мл) добавить немного растворимой соли кобальта (II), являющейся катализатором. Нагреть пробирку. Доказать опытным путем, что продуктом каталитического разложения хлорной извести является кислород. Написать уравнение реакции.

Г. К раствору ацетата свинца (II) добавить немного хлорной извести и нагреть. Отметить цвет образующихся осадка и газа. Написать уравнение реакции, учитывая, что ионы Pb^{2+} переходят в PbO_2 .

Д. В небольшом объеме воды растворить несколько кристаллов $FeSO_4$ и добавить равный объем раствора NaOH. Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме. Добавить к осадку 3–4 мл насыщенного раствора гипохлорита кальция. Объяснить наблюдаемые явления. Составить уравнения реакций.

Какую роль выполняет гипохлорит кальция в окислительно-восстановительных реакциях?

Опыт 17.4. Получение бертолетовой соли (хлората калия)

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

Налить в небольшой стакан 15–20 мл насыщенного раствора гидроксида калия KOH, поставить на асбестовую сетку и нагреть до кипения.

В горячий раствор KOH пропускать хлор до тех пор, пока из раствора начнут оседать кристаллики образующейся бертолетовой соли. Трубку, по которой идет хлор, следует брать достаточно широкую, чтобы она не закупорилась выделяющимися кристаллами. Остудить раствор, полученную соль отфильтровать, промыть на фильтре холодной водой и высушить в сушильном шкафу при температуре около 100 °С. Фильтрат подкислить азотной кислотой HNO₃ и испытать раствором AgNO₃. Объяснить наблюдаемое явление.

Написать уравнение реакции взаимодействия хлора с KOH при нагревании.

Высушенные кристаллы KClO₃ сохранить для следующих опытов. Как доказать, что полученные кристаллы являются бертолетовой солью?

Опыт 17.5. Свойства хлората калия

А. Внести в тигель 1 г KClO₃, полученного в опыте 17.4, и маленький кусочек KOH (*брать только пинцетом!*). Тигель поставить на фарфоровый треугольник. Нагреть содержимое тигля до плавления. В расплавленную массу внести небольшое количество порошка MnO₂, продолжая нагревать до появления зеленой окраски манганата калия K₂MnO₄. Испытать растворимость полученного продукта в воде. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Б. Приготовить 0,3–0,5 г смеси KClO₃ и MnO₂. (*Перемешивать осторожно!*) Нагреть смесь в сухой пробирке. Определить опытным путем, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции.

В. Немного кристаллов KClO₃ поместить в пробирку, добавить 2–3 мл концентрированной HCl и слегка подогреть. Что происходит? Какого цвета выделяющийся газ? Написать уравнение реакции.

Г. В сухую пробирку поместить несколько кристаллов KClO₃ и закрепить пробирку в лапке штатива. При помощи пипетки смочить кристаллы каплей концентрированной H₂SO₄. Наблюдать выделение ClO₂ зеленовато-желтого цвета. Написать уравнение реакции, исходя из того, что кроме ClO₂ образуется еще KClO₄.

Какие свойства проявляет KClO₃ в окислительно-восстановительных реакциях?

Опыт 17.6. Окислительные свойства хлорноватой кислоты

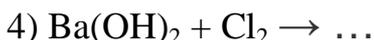
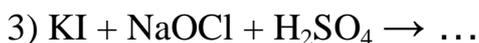
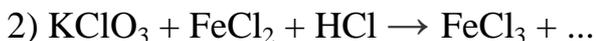
В две пробирки налить равные объемы растворов KClO₃ и KI. Наблюдаются ли изменения? Затем в одну из пробирок добавить немного раствора H₂SO₄. Что происходит? Сравнить цвет растворов в обеих пробирках. Написать уравнения реакций и объяснить результаты опыта, учитывая, что окислительные свойства в растворе характерны только для HClO₃, а не для ее солей.

Упражнения и задачи

1. Имеются следующие вещества: раствор NaOH, твердый NaCl, концентрированная H₂SO₄, MnO₂. Как можно получить из этих веществ жавелевую воду?

2. Написать формулы кислородных соединений хлора. Какую роль они играют в окислительно-восстановительных процессах?

3. Дописать уравнения следующих реакций:



4. Определить степень окисления атома хлора в следующих соединениях: Mg(ClO₃)₂, KClO₂, Sr(ClO₄)₂, Ca(OCl)₂.

5. Привести примеры соединений хлора, проявляющих: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные; в) окислительные и восстановительные свойства.

Составить уравнения соответствующих реакций.

6. Какой объем хлора (при н.у.) требуется для взаимодействия с 10 л 3,75%-ного раствора Ba(OH)₂ (ρ = 1,04 г/см³)?

7. Сколько миллилитров 6,8%-ного раствора KClO₃ (ρ = 1,04 г/см³) следует взять для того, чтобы в присутствии H₂SO₄ окислить FeSO₄, содержащийся в 250 мл его 21%-ного раствора (ρ = 1,22 г/см³)?

8. Сколько граммов KClO₃ можно получить при пропускании хлора через 150 мл 40%-ного раствора KOH (ρ = 1,41 г/см³)? Какая часть гидроксида калия при этой реакции расходуется на образование хлората калия?

9. При нагревании бертолетовой соли часть ее разложилась с выделением кислорода, а часть – с образованием KClO₄ и KCl. Определить массу и состав остатка, если при нагревании 147 г KClO₃ выделилось 13,44 л газа.

10. Необходимо получить 508 г хлорной извести. В лаборатории имеется кальций, H₂O, MnO₂, 70%-ный раствор серной кислоты (ρ = 1,617 г/см³), NaCl. Какова масса Ca, H₂O и MnO₂ и какой объем раствора серной кислоты потребуется для этого?

Лабораторная работа 18 Бром, йод и их соединения

Цель работы: изучить свойства брома, йода и их соединений.

Оборудование и посуда: приборы и посуда, весы с разновесом, прибор по рисунку 16, горелка, капельница с бромом, стеклянная пластинка.

Материалы и реактивы: серная кислота (конц. $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$, 70%-ный и 2 н. растворы), гидроксид калия (50%-ный раствор), гидроксид натрия (2 н.), бромид калия (0,5 н.), йодид калия (0,1 н.), бромид калия (конц.), нитрат серебра (0,1 н.), хлорная вода, бромная вода, йодная вода, фосфорная кислота (60%-ный раствор), бензол (бензин, сероуглерод), этиловый спирт, оксид марганца (IV), хлорид калия, бромид калия, йодид калия, алюминий (порошок), цинк (порошок), магний (порошок), бром, йод, фосфор красный, индикаторная бумага, фильтровальная бумага, крахмальный клейстер, сероводородная вода, раствор индиго или фуксина, лакмус.

Ход работы

Опыт 18.1. Получение брома и йода

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. Смешать немного кристаллов KBr и порошка MnO_2 , всыпать в пробирку, долить несколько капель концентрированной H_2SO_4 и слабо подогреть. Отметить цвет и запах (*осторожно!*) выделяющихся паров брома. Написать уравнение реакции.

Б. Провести аналогичный опыт с KI . Какое вещество выделяется в виде паров? Каков их цвет и запах? Написать уравнение реакции.

Какую роль выполняет MnO_2 в проведенных реакциях?

В. К раствору KBr приливать по каплям свежеприготовленную хлорную воду. Наличием какого вещества обусловлена окраска раствора? Добавить к раствору 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирки. Отметить цвет раствора и слоя бензола. Сделать вывод о растворимости брома в воде и в органическом растворителе. Написать уравнение реакции взаимодействия KBr с хлорной водой.

Г. В две пробирки налить по 2–3 мл раствора KI , в одну из них добавлять по каплям свежеприготовленную хлорную воду, в другую – бромную воду. Наблюдать за происходящими явлениями. Добавить в каждую пробирку по 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирок. Что происходит? Дать объяснение. Составить уравнения реакций.

Сравнить окислительную активность Cl_2 и Br_2 и проверить свои наблюдения, пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (табл. П5 приложения 2).

Опыт 18.2. Свойства брома

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. Налить в пробирку 2–3 мл бромной воды, отметить ее цвет и слегка нагреть. Что наблюдается?

Б. В раствор индиго или фуксина прилить немного бромной воды. Объяснить причину происходящих изменений.

В. В пробирку с 5 мл бромной воды всыпать небольшими порциями при постоянном взбалтывании порошок магния. Наблюдать за цветом раствора. На что указывают происходящие изменения в растворе? Написать уравнение реакции.

Г. К небольшой порции сероводородной воды (отметить ее цвет и запах) добавлять по каплям бромную воду и тщательно взбалтывать раствор. Записать наблюдения. Составить уравнение реакции.

Д. Осторожно налить в пробирку немного брома, закрепить ее в металлическом штативе. Слегка подогреть бром. Бросить в пробирку с бромом немного порошка алюминия. Наблюдать за происходящим явлением. Написать уравнение реакции.

На основании проведенных опытов охарактеризовать физические и химические свойства брома.

Опыт 18.3. Свойства йода

(Опыт Д проводить в вытяжном шкафу!)

А. Поместить в сухую пробирку кристаллик йода. Дно пробирки слегка нагреть в пламени горелки. Затем охладить на воздухе. Наблюдать за изменением цвета и агрегатного состояния возгоняющегося йода при охлаждении.

Б. Положить в пробирку несколько кристалликов йода, долить к ним 5–10 мл воды и сильно взболтать. Отметить цвет жидкости. Хорошо ли растворяется йод в воде? К водному раствору с нерастворившимися кристалликами йода добавить несколько капель раствора KI. Записать наблюдения.

В. Испытать растворимость йода в этиловом спирте, для этого 1 кристаллик йода опустить в 1–2 мл спирта, налитого в пробирку. Отметить цвет раствора.

Г. К 2–3 мл сероводородной воды добавлять при взбалтывании равный объем водного раствора йода. Отметить признаки химической реакции взаимодействия между йодом и сероводородной водой. Написать уравнение реакции.

Д. В фарфоровой чашке или на асбестовой сетке перемешать немного порошка алюминия или цинковой пыли с мелко растертым йодом. Смочить смесь несколькими каплями воды. Что происходит? Написать уравнение реакции, имея в виду, что вода играет роль катализатора.

На основании проведенных опытов сделать вывод о свойствах йода.

Опыт 18.4. Действие хлорной воды на смесь растворов йодида калия и бромида калия

Влить в пробирку по 2–3 капли 2 н. растворов KI и KBr, добавить около 0,5 мл бензола и прибавлять по каплям хлорную воду, перемешивая каждый раз содержимое пробирки. Следить за цветом бензола.

Сначала хлор окисляет KI, при этом выделяется свободный йод, который окрашивает слой бензола в вишневый цвет. Затем выделившийся йод окисляется хлором в йодноватую кислоту HIO_3 , при этом бензол обесцвечивается. При добавлении новых порций хлорной воды появляется оранжевая окраска бензола, свидетельствующая о выделении свободного брома. При дальнейшем до-

бавлении хлорной воды и она исчезает вследствие окисления брома в бромноватую кислоту HBrO_3 . Написать уравнения реакций. Что является окислителем и восстановителем в этих реакциях.

Опыт 18.5. Водородные соединения брома и йода

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

А. Поместить в сухую пробирку 0,5 г KBr и прилить немного 70%-ного раствора H_2SO_4 , осторожно подогреть. Что наблюдается? Чем загрязнен бромоводород, полученный этим способом? Написать уравнения реакций.

Б. В сухую пробирку внести немного красного фосфора и осторожно добавить из капельницы несколько капель брома. К полученному бромиду фосфора (III) добавить 2–3 капли воды и немного подогреть. Испытать действие выделяющегося бромоводорода HBr на влажную индикаторную бумажку. Написать уравнение реакции образования HBr .

В. В пробирку поместить немного KI , добавить к нему концентрированной (60%-ной) H_3PO_4 и слабо подогреть. Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции.

Г. Собрать прибор по рисунку 16. В сухую колбу с капельной воронкой внести тщательно перемешанные 5 г мелко растертого йода и 0,5 г хорошо высушенного красного фосфора. В воронку налить немного воды. Добавлять по каплям воду к смеси йода с фосфором. Образующийся йодоводород собрать в сухой цилиндр или банку и закрыть сосуд стеклянной пластинкой. Затем насытить йодоводородом небольшой объем воды в пробирке. (Трубку не опускать в воду, а держать близко над ее поверхностью. Почему?) Полученный раствор испытать нейтральным раствором лакмуса.

Цилиндр с HI оставить для следующего опыта.

Написать уравнение реакции, имея в виду, что она протекает в две стадии (образование йодида фосфора (III) и разложение PI_3 водой с образованием HI).

Д. В цилиндр с HI внести сильно раскаленную стеклянную палочку. Наблюдать происходящие изменения. Какова термическая устойчивость HI ?

Опыт 18.6. Восстановительные свойства галогеноводородов

В три сухие пробирки положить по 1 г измельченных KCl , KBr и KI и долить в каждую пробирку одинаковые объемы (по 2–3 мл) концентрированной H_2SO_4 . Наблюдать появление белых паров в первый момент во всех трех пробирках. Каков состав выделяющихся веществ? Следить за дальнейшими изменениями веществ в пробирках. Объяснить происходящие явления. Сравнить восстановительные свойства HBr и HI . Написать уравнения реакций окисления HBr и HI концентрированной серной кислотой. Расположить галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

Опыт 18.7. Реакции на ионы Br^- и I^-

Испытать в отдельных пробирках действие ионов Ag^+ на растворы бромида и йодида. Отметить цвет и характер осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Опыт 18.8. Соли бромноватистой кислоты

(Работу проводить в вытяжном шкафу!)

К небольшому количеству бромной воды приливать по каплям раствор щелочи до появления бледно-желтой окраски раствора. Написать уравнение реакции взаимодействия брома с раствором щелочи в молекулярной и ионной форме.

Доказать опытным путем наличие в растворе гипобромита, используя для этой цели водный раствор индиго или фуксина.

Опыт 18.9. Окислительные свойства бромноватой кислоты

2–3 мл концентрированного раствора бромата калия смешать с равным объемом раствора H_2SO_4 (3,1 : 1) и слегка подогреть. В полученный раствор бросить несколько кристалликов йода и хорошо взболтать. Отделить раствор от непрореагировавшего йода, слив его в другую пробирку. Прилить к раствору небольшой объем бензола, энергично встряхнуть. В какой цвет окрашивается бензольное кольцо? Написать уравнение реакции бромноватой кислоты с йодом.

Упражнения и задачи

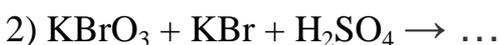
1. Определить валентность и степень окисления атомов брома и иода в следующих соединениях: HBr , HBrO , HBrO_3 , I_2O_5 , HIO_4 , HIO .

2. Написать уравнение реакции брома с водой. В каком направлении сместится химическое равновесие при добавлении в раствор: а) кислоты; б) йодида калия?

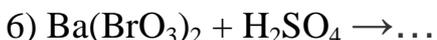
3. В раствор йодида калия был добавлен небольшой объем бромной воды, затем избыток хлорной воды. Какие реакции будут осуществляться в растворе?

4. Написать уравнения реакций получения йодноватой кислоты тремя способами.

5. Закончить уравнения реакций и подобрать коэффициенты:



конц.



6. Сравнить силу и окислительные свойства в ряду кислот HClO_3 , HBrO_3 , HIO_3 .

7. Почему иод плохо растворяется в воде, но лучше в органических растворителях? Для объяснения использовать сведения о строении молекул иода и воды и данные о межмолекулярных силах взаимодействия в водных растворах.

8. Определить массовую долю (%) и молярную концентрацию раствора бромоводородной кислоты, полученной разбавлением 50 мл 14%-ного раствора HBr ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$) до 700 мл водой ($\rho = 1,0 \text{ г/см}^3$).

9. К 200 мл 0,1 н. раствора нитрата серебра добавили 2 г бромида калия. Сколько граммов бромида серебра выпадает в осадок? Чему будет равна нормальная концентрация солей в растворе?

10. Сколько миллилитров 60%-ного раствора KBrO_3 ($\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$) надо взять для того, чтобы в присутствии H_2SO_4 окислить FeSO_4 , содержащийся в 50 мл его 0,75 М раствора?

11. 6,83 г смеси KNO_3 , KI и KCl растворено в воде и обработано хлорной водой. В результате выделилось 2,54 г иода (растворимостью которого пренебречь). Такой же раствор обработан AgNO_3 . Выпало 7,57 г осадка. Определить состав исходной смеси.

12. После электролиза раствора NaCl получили раствор, содержащий 40 г NaOH . Газ, выделившийся на аноде, пропустили через 10%-ный раствор KI ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Рассчитать объем израсходованного раствора.

13. Определить нормальность раствора KI , если 200 мл этого раствора количественно реагируют в кислой среде с 240 мл 0,05 н. раствора KMnO_4 . Рассчитать массы взаимодействующих солей.

Список литературы

1. Гельфман, М. И. Неорганическая химия : [учебное пособие для студентов] / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. – 2-е изд., стер. – Санкт-Петербург : Лань, 2009. – 527, [1] с. : ил. – (Учебники для вузов. Специальная литература). – ISBN 978-5-8114-0730-9.

2. Практикум по неорганической химии : учебное пособие для студентов высших учебных заведений / В. А. Алешин [и др.] ; под ред. Ю. Д. Третьякова. – Москва : Академия, 2004. – 384 с. – (Высшее профессиональное образование). – ISBN 5-7695-1568-6.

3. Практикум по неорганической химии : учебное пособие / Л. В. Бабич, С. А. Балезин, Ф. Б. Гликина [и др.]. – 4-е изд., перераб. – Москва : Просвещение, 1991. – 320 с. : ил. – ISBN 5-09-002975-X.

Приложения

Приложение 1

План оформления отчета о лабораторной работе

Дата выполнения работы
Порядковый номер работы
Название работы
Цель работы
Оборудование и реактивы
Название опыта
Порядок выполнения работы (ход работы)
Схема установки и ее описание
Уравнения реакций и наблюдения
Выводы

В конце делается общий вывод по всей работе.

Справочные данные

Таблица III

Растворимость в воде солей и оснований (при 18 °С)

Анионы	Катионы								
	Na ⁺	K ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺
F ⁻	4,44	92,56	195,4	0,0076	0,0016	0,012	0,16	0,005	0,07
Cl ⁻	35,86	32,95	0,0 ₃ 16	55,80	73,19	51,09	37,24	203,9	1,49
Br ⁻	88,76	65,86	0,0 ₄ 1	103,1	143,3	96,52	103,6	478,2	0,598
I ⁻	177,90	137,5	0,0 ₆ 35	148,2	200	169,2	201,4	419,0	0,08
NO ₃ ⁻	83,97	30,34	213,4	74,3	121,8	66,27	8,74	117,8	51,66
ClO ₃ ⁻	97,16	6,60	12,25	126,4	179,3	174,9	35,42	183,9	150,6
SO ₄ ²⁻	16,83	11,11	0,55	35,43	0,20	0,011	0,0 ₃ 23	53,12	0,0041
CO ₃ ²⁻	16,39	108,0	0,003	0,01	0,0013	0,0011	0,0023	0,004	0,0 ₃ 1
CrO ₄ ²⁻	61,21	63,10	0,0025	73,0	0,4	0,12	0,0 ₃ 38	–	0,0 ₄ 2
C ₂ O ₄ ²⁻	3,34	30,27	0,0035	0,03	0,0 ₃ 56	0,0046	0,0086	0,0 ₃ 6	0,0 ₃ 15
OH ⁻	116,40	142,9	0,01	0,001	0,17	0,77	3,7	0,0 ₃ 5	0,01

Примечание. Числа показывают, сколько граммов безводного вещества растворяется в 100 г воды. При малой растворимости числа написаны в сокращенном виде, например 0,0₃1 = 0,0001.

Таблица растворимости неорганических веществ
в воде при комнатной температуре

Ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	Γ	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
H ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	–	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	–	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be ²⁺	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd ²⁺	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	–	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	р	н	+	р	р	–	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	–	–	–	р	н	–	р	н	н	–	р
Hg ²⁺	м	р	р	–	р	+	н	+	–	н	н	+
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	+	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn ²⁺	+	+	–	–	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Zn ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Обозначения: р – хорошо растворимый, м – малорастворимый, н – нерастворимый,
+ – разлагается водой, – – не существует, ? – данные о растворимости
отсутствуют.

Таблица ПЗ

Константы и степени диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	Константа диссоциации	Степень диссоциации в 0,1 н. растворе, %
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 4,0 \cdot 10^{-4}$	6,4
Гидроксид аммония	NH_4OH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3
Муравьиная кислота	HCOOH	$K = 1,76 \cdot 10^{-4}$	4,2
Ортоборная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Ортофосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 5,0 \cdot 10^{-13}$	27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	20
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	0,07
Синильная кислота	HCN	$K = 7,2 \cdot 10^{-10}$	0,009
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$	0,17
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,74 \cdot 10^{-5}$	1,3
Фтороводородная кислота	HF	$K = 7,2 \cdot 10^{-4}$	8,5
Хлорноватистая кислота	HClO	$K = 3,0 \cdot 10^{-8}$	0,05
Вода	H_2O	$K = 1,86 \cdot 10^{-16}$	–

Таблица П4

Произведение растворимости (ПР) труднорастворимых веществ
(при комнатной температуре)

Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
AgSCN	$1 \cdot 10^{-12}$	MgS	$2,0 \cdot 10^{-15}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-8}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	Sb ₂ S ₃	$3 \cdot 10^{-27}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	H ₂ SiO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	SnS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-16}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	ZnS	$8 \cdot 10^{-26}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$		
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$		
FeS	$5 \cdot 10^{-18}$		
HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$		

Стандартные электродные потенциалы
некоторых окислительно-восстановительных систем

Окисленная форма	Число полученных электронов	Восстановленная форма	Электродный процесс	φ° , В
ClO_4^-	8	Cl^-	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\bar{e} \leftrightarrow \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,34
HClO	2	Cl^-	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,49
SO_4^{2-}	2	SO_3^{2-}	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,90
SO_4^{2-}	2	H_2SO_3	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,20
H_2SO_3	4	S	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \leftrightarrow \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
S	2	H_2S	$\text{S} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}$	0,14
2IO_3^-	10	I_2	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \leftrightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,20
Fe^{3+}	1	Fe^{2+}	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}^{2+}$	0,77
NO_3^-	3	NO	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
NO_3^-	2	HNO_2	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
Br_2	2	2Br^-	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Br}^-$	1,07
HBrO	2	Br^-	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,33
MnO_4^-	5	Mn^{2+}	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \leftrightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,51
IO_3^-	6	I^-	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \leftrightarrow \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	0,26
MnO_4^-	3	MnO_2	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	6	Cr^{3+}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
H_2O_2	2	H_2O	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1,77
I_2	2	2I^-	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{I}^-$	0,54
HIO	2	I^-	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,99
PbO_2	2	Pb^{2+}	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,46
Pb^{2+}	2	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Pb}$	-0,13
Cl_2	2	2Cl^-	$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \leftrightarrow 2\text{Cl}^-$	1,36
Sn^{4+}	2	Sn^{2+}	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Sn}^{4+}$	0,15
SO_4^{2-}	8	H_2S	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,31
NO_3^-	8	NH_4^+	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,92
Mg^{2+}	2	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Mg}$	-2,34
H_2O	2	H_2	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
H_2O	4	O_2	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \leftrightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$	1,23
Al^{3+}	3	Al	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrow \text{Al}$	-1,67
Zn^{2+}	2	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Zn}$	-0,76
Fe^{2+}	2	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Fe}$	-0,44
Cu^{2+}	2	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{Cu}$	0,34
2H^+	2	H_2	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \leftrightarrow \text{H}_2$	0,00

Учебное издание

К ус м а н о в а Ирина Александровна
М о л ч а н о в Алексей Сергеевич
Т а м б о в с к и й Иван Владимирович
И л ь и н с к а я Мая Викторовна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Практикум

Редактор И. В. Кондор
Дизайнер Н. М. Караванова

Подписано в печать 30.12.2019. Формат 60×90/16.
Уч.-изд. л. 6,75. Заказ 340. Тираж 300. (1 з. 60).

Издательско-полиграфический отдел
Костромского государственного университета

156005, г. Кострома, ул. Дзержинского, 17
Тел.: 49-80-84. E-mail: rio@kstu.edu.ru