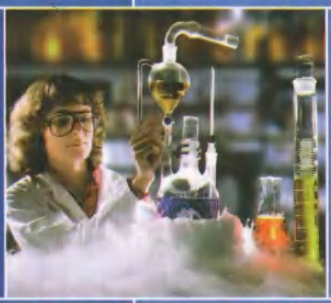
Высшее профессиональное образование

Н. А. Субботина
В. А. Алёшин
К. О. Знаменков

ДЕМОНСТРАЦИОННЫЕ ОПЫТЫ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Под редакцией
академика Ю. Д. Третьякова

Учебное пособие



Естественные науки

ACADEMA

ВЫСШЕЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАНИЕ

Н. А. СУББОТИНА, В. А. АЛЕШИН, К. О. ЗНАМЕНКОВ

ДЕМОНСТРАЦИОННЫЕ ОПЫТЫ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Под редакцией академика Ю. Д. ТРЕТЬЯКОВА

Допущено
Учебно-методическим объединением по классическому университетскому образованию в качестве учебного пособия для студентов высших учебных заведений, обучающихся по специальности «Химия»

ACADEMA

Москва
Издательский центр «Академия»
2008

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73
С89

Рецензенты:
член-корр. РАН, д-р хим. наук, профессор *А. Б. Ярославцев*;
зав. кафедрой неорганической химии Уральского государственного университета, д-р хим. наук, профессор *А. Я. Нейман*

Субботина Н. А.

С89 Демонстрационные опыты по неорганической химии : учеб. пособие для студ. высш. учеб. заведений / Н. А. Субботина, В. А. Алешин, К. О. Знаменков ; под ред. Ю. Д. Третьякова. — М. : Издательский центр «Академия», 2008. — 288 с.
ISBN 978-5-7695-4271-8

Представлены подробные рекомендации по подготовке и выполнению опытов, демонстрирующих основные физико-химические закономерности неорганической химии, свойства простых веществ и соединений элементов. Дано описание основных минералов для каждого из изучаемых элементов. Приведены полезные справочные данные, характеризующие физические и химические свойства простых веществ и неорганических соединений разных классов.

Пособие составляет учебно-методический комплект с трехтомным учебником «Неорганическая химия», «Практикумом по неорганической химии» и «Сборником задач по неорганической химии».

Для студентов высших учебных заведений, обучающихся по химическим специальностям. Может быть полезно преподавателям химии учреждений высшего и среднего профессионального образования.

УДК 546(075.8)
ББК 24.1я73

Оригинал-макет данного издания является собственностью Издательского центра «Академия», и его воспроизведение любым способом без согласия правообладателя запрещается

© Субботина Н. А., Алешин В. А., Знаменков К. О., 2008
© Образовательно-издательский центр «Академия», 2008
© Оформление. Издательский центр «Академия», 2008

ISBN 978-5-7695-4271-8

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее пособие подготовлено на основе «Руководства к лекционным демонстрациям по неорганической химии» В. И. Спицына, Н. А. Субботиной и Н. А. Санталовой (М.: Изд-во МГУ, 1977) с учетом последующего многолетнего опыта работы лекционного кабинета кафедры неорганической химии химического факультета Московского государственного университета им. М. В. Ломоносова.

В книге подробно описаны этапы подготовки и выполнения демонстрационных опытов практически по всему курсу неорганической химии. Опыты систематизированы по соответствующим разделам химии и иллюстрируют химические и физические свойства простых веществ и соединений, а также основные законы химии. К каждому из опытов приведены краткие комментарии и уравнения химических реакций. Для объяснения наблюдаемых явлений использованы только простейшие схемы химических превращений без лишних деталей, усложняющих восприятие иллюстрируемого материала. Пособие дополнено кратким описанием демонстрируемых на лекциях основных минералов для каждого из химических элементов, а также данными об основных свойствах неорганических соединений и простых веществ.

Обращаем особое внимание на то, что не все химические опыты безопасны, некоторые из них сопровождаются взрывом или выбросом реакционной массы, поэтому выполнять их могут только опытные экспериментаторы, в полной мере владеющие техникой безопасного проведения химического эксперимента, и только в специально оборудованных помещениях. В пособии не приведены общепринятые меры безопасности, которые должен знать и соблюдать каждый химик, за исключением описания правил работы с некоторыми особо опасными веществами.

Пособие предназначено для преподавателей, студентов химических специальностей университетов и профильных высших учебных заведений, для школьников и учителей специализированных химических школ, а также для всех, кто интересуется химией.

Авторы выражают искреннюю благодарность инженеру Н. П. Абдуталиповой за тщательную подготовку и проверку всех описанных демонстраций, доценту А. И. Жирову за ценные рекомендации по проведению некоторых опытов, доценту А. Н. Григорьеву за советы и замечания по содержанию и оформлению пособия, а также всем сотрудникам, принимавшим участие в разработке и подготовке лекционных демонстраций.

ОБЩАЯ ОРГАНИЗАЦИЯ ЛЕКЦИОННЫХ ДЕМОНСТРАЦИЙ

Нет необходимости подчеркивать важность демонстрационного химического эксперимента. Это тем более относится к неорганической химии, которую в основном изучают студенты младших курсов. Хорошо проведенный и показанный в соответствующий момент лекции опыт как нельзя лучше иллюстрирует то или иное свойство изучаемого объекта и обычно запоминается надолго. Поэтому каждый опыт должен быть убедительным, наглядным и по возможности эффектным.

За один-два дня до лекции ассистенту следует обсудить с лектором предполагаемый демонстрационный материал: опыты и экспонаты. Накануне лекции каждый, даже самый простой эксперимент должен быть тщательно подготовлен и проверен. Все опыты во время лекции необходимо проводить именно с теми реактивами и растворами, которые использовали при его подготовке. Ни в коем случае нельзя использовать при демонстрации вновь приготовленные, не проверенные растворы, даже если они имеют заданную концентрацию, так как случайная, незамеченная примесь может испортить эксперимент.

Непосредственно перед лекцией ассистент должен выставить на демонстрационный стол нужные образцы и реактивы, приборы и посуду, проследить за тем, чтобы каждый объект был хорошо виден из аудитории и не загораживал другие.

Работа лекционного ассистента — это большое искусство и требует особых навыков, внимания, самообладания, постоянной тренировки. Поведение ассистента, движение его рук должно быть уверенным и спокойным на протяжении всей лекции. В аудиторию ассистент должен выходить в белом хорошо выглаженном халате. Он должен внимательно следить за ходом лекции, чтобы в нужный момент начать демонстрацию.

Все опыты следует проводить на специально оборудованном демонстрационном столе с электрической подводкой, вытяжным устройством и раковиной. Только при наличии вытяжного устройства можно демонстрировать опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых газов (хлора, брома, диоксида серы, сероводорода, фосфина и др.). Стол должен быть достаточно большим, так как на нем выставляют приборы, а также образцы изучаемых простых веществ и соединений, минералов и промышленных изделий. Для подсвета демонстрируемых образцов или растворов на столе можно установить светящийся экран. Хорошо зареко-

мендовали себя демонстрации с использованием кодоскопа и телекамеры.

Опыты рекомендуется проводить, пользуясь специальной химической посудой: толстостенными цилиндрами с пришлифованными крышками-пластинками (для газов), цилиндрами емкостью 1 л с притертыми пробками, конусообразными бокалами емкостью 250 мл, в которых гораздо удобнее, чем в стаканах, демонстрировать реакции в растворах. При сборке соответствующих установок лучше всего использовать посуду на шлифах, сводя к минимуму число резиновых пробок и трубок. Вся посуда после демонстрации должна быть тщательно вымыта и убрана вместе с приборами в специальные шкафы лекционного кабинета. При лекционных демонстрациях необходимо использовать термометры или другие приборы, регистрирующие температуру, а также электроизмерительные приборы с хорошо видимой шкалой.

Проведение любого химического опыта требует осторожности, осмотрительности, неукоснительного выполнения правил техники безопасности, которые ассистент обязан хорошо знать. Особенно осторожно следует обращаться с белым фосфором, калием, натрием и ртутью. Все опыты с ртутью нужно проводить на специальном эмалированном подносе, кусочки натрия и калия, нарезаемые для опыта, не должны быть больше горошины. Максимальную осторожность следует проявлять при работе с водородом.

Во время демонстрации опытов не желательно использовать баллоны с газами, находящимися под большим (до 200 атм) давлением. Необходимый газ целесообразно предварительно отобрать из баллона в газометр. Для получения водорода лучше всего использовать генератор водорода. Углекислый газ можно получать, используя аппарат Киппа.

Порошкообразные и кристаллические образцы различных веществ удобно демонстрировать в цилиндрических склянках из бесцветного стекла с хорошо закрывающимися крышками. Названия образцов должны быть напечатаны на белой бумаге и прикреплены к склянке так, чтобы не загораживать вещество.

Для демонстрации различных руд, минералов, сплавов следует изготовить специальные плоские чашки (высотой 1,5—2 см) из органического стекла или алюминия. Каждый образец должен быть снабжен этикеткой, где указаны его название, формула и месторождение. Хорошим наглядным пособием являются модели кристаллических решеток, изготовленные из разноцветных шариков.

Для иллюстрации лекции рекомендуется использовать мультимедийное оборудование. В аудитории обязательно должна быть таблица Периодической системы элементов Д. И. Менделеева.

Раздел I
ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Обратимое равновесие хромат- и дихромат-ионов в растворе

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; белый экран; раствор хромата калия; раствор серной кислоты (1 : 1); 2 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал с раствором (100—150 мл) хромата калия желтого цвета прилейте раствор серной кислоты. Желтый раствор превращается в оранжевый, что свидетельствует об образовании ионов $Cr_2O_7^{2-}$:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

Добавьте к полученному раствору 2 М раствор гидроксида натрия. Окраска раствора снова становится желтой:

$$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + H_2O$$

2. Сдвиг равновесия дихромат-ион — хромат-ион при разбавлении раствора

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; белый экран; разбавленный раствор дихромата калия.

Проведение опыта. Налейте в демонстрационный бокал 100 мл раствора дихромата калия оранжевого цвета и, постепенно добавляя к нему воду, добейтесь появления желтой окраски раствора, характерной для хромат-иона:

$$Cr_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2CrO_4^{2-} + 2H^+$$

3. Обратимость реакции хлорида железа(III) с роданидом аммония

Оборудование и реактивы. Химический стакан; четыре демонстрационных бокала; белый экран; кристаллические роданид ам-

мония и хлорид аммония; концентрированный раствор роданида аммония; 1%-е растворы хлорида железа(III) и роданида аммония.

Проведение опыта. Приготовьте в стакане раствор роданида железа(III), сливая равные объемы 1%-х растворов хлорида железа(III) и роданида аммония:

$$FeCl_3 + 3NH_4NCS \rightleftharpoons Fe(NCS)_3 + 3NH_4Cl$$

Разлейте раствор в четыре демонстрационных бокала, установленные на фоне белого экрана. Если растворы получились недостаточно прозрачными, разбавьте их дистиллированной водой.

Оставьте первый бокал для сравнения. Во второй бокал добавьте концентрированный раствор роданида аммония; интенсивность окраски раствора увеличивается. В третий бокал добавьте раствор хлорида железа(III); окраска усиливается. В четвертый бокал внесите кристаллический хлорид аммония; интенсивность окраски резко падает.

4. Необратимость реакций

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; горелка; лента магния; 1 М растворы хлорида никеля, карбоната натрия, серной кислоты; 2 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опытов. 1. К раствору соли никеля прилейте раствор гидроксида натрия. Выпадает зеленый осадок гидроксида никеля:

$$NiCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Ni(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

2. В бокал налейте раствор карбоната натрия и прибавьте разбавленную серную кислоту. Наблюдается интенсивное выделение пузырьков газа:

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

3. Сверните ленту магния спиралью, захватите ее тигельными щипцами и подожгите пламенем горелки. Горение сопровождается выделением большого количества световой и тепловой энергии:

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

5. Обратимая дегидратация и гидратация сульфата меди(II)

Оборудование и реактивы. Химический стакан; пробирка; демонстрационный термометр; кристаллический пентагидрат сульфата меди(II).

Проведение опыта. Поместите в пробирку кристаллический пентагидрат сульфата меди(II) и, наклонив пробирку отверстием вниз, нагрейте ее на пламени горелки. Через некоторое время начинают выделяться пары воды, а голубая соль обесцвечивается:

$$CuSO_4 \cdot 5H_2O \xrightarrow{t} CuSO_4 + 5H_2O\uparrow$$

Охладите пробирку до комнатной температуры и добавьте к обезвоженной соли немного воды. Восстанавливается голубая окраска соли за счет обратимого поглощения воды и образования пентагидрата сульфата меди(II):

$$CuSO_4 + 5H_2O \longrightarrow CuSO_4 \cdot 5H_2O$$

ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ

6. Диффузия ионов Cu^{2+} в воде

Оборудование и реактивы. Три цилиндра емкостью 1 л; кристаллический пентагидрат сульфата меди.

Проведение опыта. Поместите на дно каждого из трех цилиндров одинаковое количество кристаллов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (рис. 1). В первый цилиндр (*а*) осторожно по стенке налейте воду непосредственно на лекции; во второй цилиндр (*б*) налейте воду за 1—2 ч до лекции, в третий цилиндр (*в*) — за сутки до лекции.

В первом случае в момент демонстрации опыта окрашен лишь тонкий слой раствора над кристаллами, во втором — только ниж-

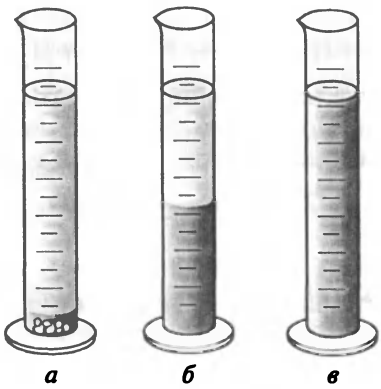


Рис. 1. Демонстрация диффузии (*а*—*в*) ионов Cu^{2+} в воде

няя часть раствора, а в третьем — раствор почти полностью окрашен в голубой цвет.

7. Тепловые эффекты растворения солей в воде

Оборудование и реактивы. Три тонкостенных стакана; деревянная дощечка; демонстрационный термометр; твердые препараты нитрата аммония, безводного карбоната натрия, безводного сульфата меди.

Проведение опытов. 1. Поставьте стакан на дощечку, смоченную водой. Налейте в стакан 100 мл воды и при перемешивании внесите 80 г нитрата аммония. Через несколько минут дощечка примерзнет к стакану, так как при растворении нитрата аммония в воде происходит поглощение теплоты, и температура раствора становится ниже 0 °С.

2. Во второй стакан поместите демонстрационный термометр, налейте воды и добавьте около 100 г безводного карбоната натрия. Растворение Na_2CO_3 сопровождается выделением теплоты, температура раствора повышается.

3. В третий стакан поместите демонстрационный термометр, насыпьте безводный сульфат меди и прилейте немного воды. Происходит гидратация сульфата меди, раствор разогревается.

8. Повышение температуры кипения водного раствора хлорида натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный термометр; водяная баня; хлорид натрия.

Проведение опыта. Налейте в баню воды, опустите в нее демонстрационный термометр и нагрейте воду до кипения. В кипящую воду постепенно высыпайте хлорид натрия до получения насыщенного раствора. Температура кипения раствора хлорида натрия повышается по сравнению с чистой водой.

9. Осмотическое давление

Оборудование и реактивы. Осмометр (рис. 2)*; кристаллизатор; два стакана; стеклянная трубка длиной 1 м и диаметром 6—8 мм; резиновая пробка; колечки, нарезанные из резиновой трубки;

---

* *Осмометр* — склянка без дна емкостью 500 мл, нижнее отверстие которой плотно затянуто пленкой из белкозина или другого полупроницаемого материала. Пленка должна прилегать к стеклу очень плотно.

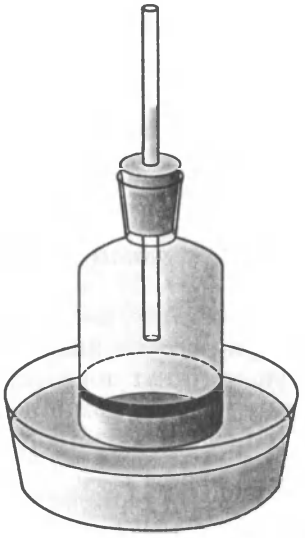


Рис. 2. Осмометр

штатив; насыщенный раствор сахара, подкрашенный фуксином; два куриных яйца; раствор соляной кислоты (1 : 2); дистиллированная вода.

Проведение опытов. 1. Заполните осмометр раствором сахара доверху. Укрепите осмометр в штативе, погрузив дно его в кристаллизатор с водой (см. рис. 2). Вставьте в горло склянки резиновую пробку со стеклянной трубкой. Часть раствора оказывается в трубке. Отметьте уровень раствора в трубке резиновым колечком. Проследите за поднятием жидкости в трубке в течение лекции, периодически отмечая уровень с помощью резиновых колечек. При указанных размерах осмометра уровень раствора за 1 ч может подняться на 50—70 см. Через полупроницаемую перегородку могут проходить только молекулы воды. Поэтому в результате осмоса объем раствора сахара увеличивается и раствор заполняет вертикальную трубку.

2. Предварительно (за 1—2 сут до демонстрации) протравите скорлупу двух яиц соляной кислотой. Поместите одно яйцо в стакан с дистиллированной водой, другое — в стакан с насыщенным раствором сахара. По прошествии 1—2 сут яйцо, находящееся в воде, разбухает, а яйцо, находящееся в растворе сахара, сморщивается. Через протравленную яичную скорлупу могут проходить только молекулы воды, что и объясняет наблюдаемые явления.

10. Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия

Оборудование и реактивы. Круглая плоскодонная колба емкостью 1 л; ацетат натрия; дистиллированная вода.

Проведение опыта. Предварительно растворите при умеренном нагревании 300 г ацетата натрия в 45 мл дистиллированной воды. Горло колбы закройте ватным тампоном во избежание попадания пыли. Раствор осторожно охладите. Если при комнатной температуре кристаллизация не наблюдается, то он готов к демонстрации.

Поскольку количество кристаллизационной воды в ацетате натрия может быть различным, при охлаждении может происходить кристаллизация. В этом случае добавьте к раствору 5 мл дистиллированной воды, вновь нагрейте и осторожно охладите. Про-

цесс повторяйте до тех пор, пока при охлаждении до комнатной температуры не перестанет происходить кристаллизация.

За день до демонстрации нагрейте колбу до исчезновения твердой фазы и осторожно охладите, не встряхивая. Во время демонстрации в колбу с раствором бросьте кристаллик ацетата натрия, наблюдается бурная кристаллизация, жидкая фаза полностью исчезает.

Данный раствор можно использовать неограниченное число раз без добавления воды, за сутки до опыта его необходимо осторожно разогреть и оставить остывать. Хранить раствор следует, закрыв пробкой.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

11. Движение ионов MnO_4^-

Оборудование и реактивы. Медная проволока; U-образная трубка, в среднюю часть которой впаяна воронка с краном (рис. 3); платиновые электроды*; источник регулируемого постоянного тока;

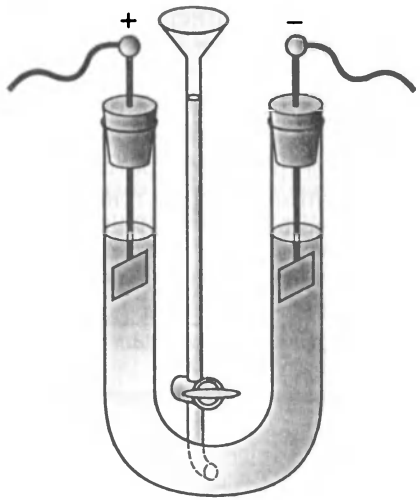


Рис. 3. Прибор для демонстрации движения ионов MnO_4^-

0,03 М раствор нитрата калия; 0,03 М раствор перманганата калия, к которому для увеличения плотности добавлена мочевина (приблизительно 10 г мочевины на 100 мл раствора).

* Электроды представляют собой платиновые пластинки площадью 1 см^2 и толщиной 0,3 мм, к которым припаяна платиновая проволока.

Проведение опыта. Заполните U-образную трубку на $^1/_3$ объема раствором нитрата калия. Затем в U-образную трубку влейте через воронку осторожно, так чтобы сохранить четкую границу между растворами, раствор перманганата калия. При этом более плотный раствор $KMnO_4$ вытесняет вверх раствор KNO_3. В оба колена U-образной трубки введите платиновые электроды, погрузив их в раствор нитрата калия. Присоедините электроды к источнику регулируемого постоянного тока. Подайте в цепь напряжение. Отрегулируйте силу тока таким образом, чтобы выделение кислорода и водорода на электродах в результате электролиза воды было не слишком интенсивным.

Через несколько минут фиолетовая окраска в коленах U-образной трубки оказывается на разных уровнях: в анодном пространстве уровень выше, чем в катодном, так как ионы MnO_4^- перемещаются к аноду.

12. Движение ионов $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ и CrO_4^{2-}

Оборудование и реактивы. Стеклянная пластинка 40 × 15 см; источник регулируемого постоянного тока напряжением до 100 В; фильтровальная бумага; алюминиевая фольга; 1 М раствор хлорида калия; концентрированный раствор аммиака; аммиачный раствор хромата меди(II)*.

Проведение опыта. Вдоль коротких сторон стеклянной пластинки (рис. 4) положите две полоски алюминиевой фольги *1*, соединенные с источником регулируемого постоянного тока и служащие электродами. Вдоль длинных сторон пластинки на электроды поместите фильтровальную бумагу, смоченную 1 М раствором хло-

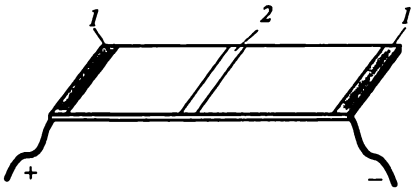


Рис. 4. Демонстрация движения ионов $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ и CrO_4^{2-}:
1 — алюминиевая фольга; *2* — фильтровальная бумага, пропитанная раствором $[Cu(NH_3)_4]CrO_4$

* Аммиачный раствор хромата меди(II) можно приготовить следующим образом: смешайте равные объемы 0,5 М растворов хлорида меди(II) и хромата калия и добавьте раствор аммиака до полного растворения выпавшего оранжевого осадка хромата меди(II). Полученным темно-зеленым аммиачным раствором комплекса $[Cu(NH_3)_4]CrO_4$ пропитайте фильтровальную бумагу.

рида калия, к которому в объемном отношении 1 : 5 добавлен раствор аммиака. Сверху поперек этой бумаги положите полоску пропитанной аммиачным раствором хромата меди(II) фильтровальной бумаги *2*. Включите ток (напряжение ~100 В). Предварительно следует подобрать силу тока так, чтобы движение ионов было достаточно быстрым, но бумага не нагревалась, так как повышение температуры может привести к разложению комплексного соединения.

Через 10—15 мин вследствие движения ионов CrO_4^{2-} к аноду, а ионов $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ — к катоду на белой бумаге появляются полосы соответственно желтого и синего цвета.

13. Электролиз раствора хлорида меди(II)

Оборудование и реактивы. Стеклянный сосуд емкостью 300 мл; графитовые электроды; источник регулируемого постоянного тока; 1 М раствор хлорида меди(II); иодкрахмальная бумажка.

Проведение опыта. В сосуд (рис. 5) налейте раствор хлорида меди(II) и опустите графитовые электроды, соединенные с источником регулируемого постоянного тока с максимальным напряжением 10—15 В. Через некоторое время на катоде осаждается слой металлической меди. Чтобы получился достаточно плотный слой меди красного цвета, скорость осаждения металла на катоде должна быть небольшой. Ее можно отрегулировать, изменяя силу тока. Поднесите к электроду, служащему анодом, влажную иодкрахмальную бумажку. Бумажка окрашивается в синий цвет, так как при электролизе раствора хлорида меди(II) выделяется хлор:

$$CuCl_2 \xrightarrow{\text{Эл. ток}} Cu + Cl_2\uparrow$$

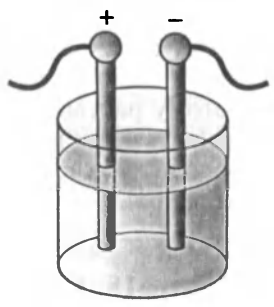


Рис. 5. Электролиз раствора хлорида меди(II)

14. Сравнение электропроводности хлорида натрия, сахара, воды и уксусной кислоты

Оборудование и реактивы. Устройство для определения электропроводности, состоящее из четырех стаканов емкостью 100 мл, платиновых электродов, впаянных в стеклянные трубки, электрических ламп (20—40 Вт); фильтровальная бумага; хлорид натрия; сахар; ледяная уксусная кислота; вода.

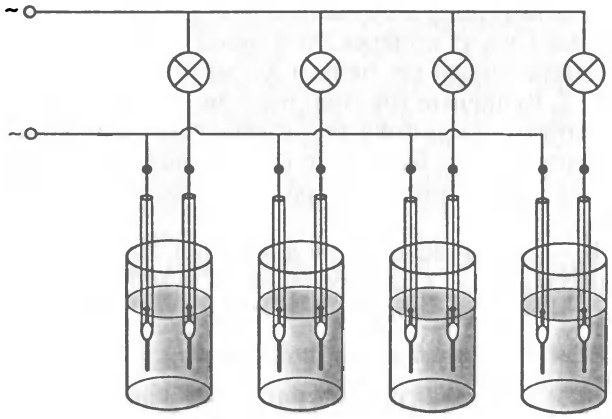


Рис. 6. Схема прибора для сравнения электропроводности растворов

Проведение опыта. Поместите в четыре стакана соответственно хлорид натрия, сахар, уксусную кислоту и воду и опустите в них электроды, соединенные последовательно с электрическими лампами и источником переменного тока (рис. 6). Включите прибор в сеть и отметьте отсутствие заметной электропроводности каждого из веществ (во всех случаях лампы не загораются).

Добавьте немного воды в стаканы с хлоридом натрия, сахаром и уксусной кислотой и отметьте яркость свечения электрических ламп. Хлорид натрия является сильным электролитом, поэтому раствор NaCl в воде показывает высокую электропроводность (лампа горит очень ярко), раствор уксусной кислоты проводит ток слабее. Раствор сахара ток не проводит, лампа не загорается.

15. Сравнение электропроводности спирта, раствора щелочи в спирте и раствора щелочи в воде

Оборудование и реактивы. Устройство для определения электропроводности (см. опыт № 14); гидроксид калия; этиловый спирт; вода.

Проведение опыта. В два стакана поместите по 3 г гидроксида калия и добавьте в один из них этиловый спирт, а в другой — воду. В третий стакан налейте этиловый спирт. Опустите платиновые электроды в полученные растворы и сравните их электропроводность.

Электропроводность раствора KOH в воде велика — лампа горит ярко, спиртовой раствор щелочи ток проводит хуже, чистый спирт ток не проводит (лампа не загорается).

16. Сравнение электропроводности растворов уксусной и соляной кислот

Оборудование и реактивы. Устройство для определения электропроводности (см. опыт № 14); 2 М растворы уксусной и соляной кислот.

Проведение опыта. В стаканы налейте растворы уксусной и соляной кислот. Опустите электроды в раствор уксусной кислоты. Лампа горит очень слабо — уксусная кислота плохо проводит электрический ток. Погрузите электроды в стакан с соляной кислотой. Лампа горит ярко, так как соляная кислота является сильным электролитом.

17. Сравнение электропроводности растворов уксусной кислоты, аммиака и ацетата аммония

Оборудование и реактивы. Устройство для определения электропроводности (см. опыт № 14); 2 М растворы аммиака и уксусной кислоты.

Проведение опыта. В два стакана налейте растворы уксусной кислоты и аммиака соответственно и испытайте их электропроводность. Растворы плохо проводят электрический ток (лампы горят очень слабо). Смешайте растворы уксусной кислоты и аммиака. При погружении электродов в полученный раствор лампа горит ярко, так как образовавшийся ацетат аммония является сильным электролитом.

18. Взаимодействие цинка с кислотами

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; гранулированный цинк; 3 М растворы соляной и уксусной кислот.

Проведение опыта. Налейте в два бокала растворы уксусной и соляной кислот соответственно и бросьте в каждый бокал одинаковое число кусочков цинка:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Zn + 2CH_3COOH \longrightarrow Zn(CH_3COO)_2 + H_2\uparrow$$

Сравните интенсивность выделения водорода. Взаимодействие цинка с соляной кислотой происходит более энергично, чем с уксусной, поскольку соляная кислота имеет гораздо бóльшую степень электролитической диссоциации, чем уксусная.

19. Влияние ацетата натрия на взаимодействие цинка с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; гранулированный цинк; ацетат натрия; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. Поместите в бокал несколько гранул цинка и прилейте соляную кислоту. Происходит энергичное выделение водорода:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Добавьте в бокал немного твердого ацетата натрия и перемешайте содержимое бокала. Выделение водорода почти прекращается вследствие взаимодействия соляной кислоты и ацетата натрия с образованием слабой уксусной кислоты и понижения концентрации ионов водорода:

$$HCl + CH_3COONa \rightleftharpoons CH_3COOH + NaCl$$

20. Высаливание хлорида натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор хлорида натрия; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал налейте 200—300 мл насыщенного раствора хлорида натрия, добавьте 50 мл соляной кислоты, перемешайте стеклянной палочкой. Наблюдается обильная кристаллизация хлорида натрия, вызванная добавлением одноименных ионов.

21. Гальванический элемент из яблока

Оборудование и реактивы. Медная и цинковая пластины; медный провод; цифровой вольтметр или демонстрационный гальванометр; яблоко.

Проведение опыта. Присоедините медную и цинковую пластины проводами к вольтметру, воткните их в яблоко на расстоянии 2—3 см друг от друга. Вольтметр покажет напряжение около 1 В. Заменяя цинковую пластину на пластину другого металла и измеряя напряжение полученной гальванопары, можно получить ряд напряжения металлов. Например, напряжение для гальванопары Cu/Fe составляет 0,6 В, для пары Cu/Pb — около 0,3 В.

Обычный элемент Даниеля состоит из медного и цинкового электродов, опущенных в стаканы с растворами солей меди(II) и цинка соответственно. Растворы в стаканах соединены между собой солевым мостиком. Яблоко, благодаря наличию органических кислот, являющихся слабыми электролитами, может проводить электрический ток, а его клеточные оболочки служат проницаемыми для ионов металла мембранами. Таким образом, яблоко может служить солевым мостиком между электродами. Если воткнуть в яблоко медную пластину, то оксид меди(II), всегда присутствующий на ее поверхности, растворится в органических кислотах, и мы получим половину элемента Даниэля — медную пластину, помещенную в раствор соли меди(II). Цинковая пластина благодаря активности металла сама будет растворяться в органических кислотах и, воткнув такую пластинку в яблоко, мы получим вторую половину элемента Даниэля — цинковую пластину, помещенную в раствор соли цинка.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

22. Взаимодействие иодида калия с хлоридом ртути(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пробирка; ступка; резиновая пробка; хлорид ртути(II); иодид калия.

Проведение опыта. Поместите в пробирку около 5 г хлорида ртути(II) и добавьте сверху 1—2 г твердого иодида калия. Никаких изменений не наблюдается. Закройте пробирку пробкой и, энергично встряхивая, перемешайте соли. Появляется бледно-розовая окраска иодида ртути(II):

$$2KI + HgCl_2 \longrightarrow 2KCl + HgI_2\downarrow$$

Пересыпьте содержимое пробирки в ступку и разотрите. Интенсивность окраски возрастает. Перенесите смесь в бокал и прилейте немного воды. Образуется суспензия иодида ртути(II) в воде, окрашенная в ярко-красный цвет. Таким образом, с увеличением степени смешивания реагентов скорость химической реакции возрастает.

23. Горение лучинки на воздухе и в кислороде

Оборудование и реактивы. Цилиндр с кислородом; лучинка.

Проведение опыта. Зажгите лучинку на воздухе и внесите ее в цилиндр с кислородом. Вследствие повышения концентрации кислорода лучинка горит в чистом O_2 значительно интенсивнее.

24. Реакция Ландольта

Оборудование и реактивы. Две колбы емкостью 1 л; три демонстрационных бокала; две бюретки; шесть стаканов емкостью 150—200 мл; стеклянные палочки; секундомер; иодат калия; сульфит натрия; концентрированная серная кислота; раствор крахмала*.

Проведение опыта. Предварительно приготовьте в колбах два раствора: в 1 л воды растворите 1 г сульфита натрия, добавьте 1 мл концентрированной серной кислоты и несколько миллилитров раствора крахмала (раствор *1*); в 1 л воды растворите 3,9 г иодата калия (раствор *2*). Отмерьте в стаканы с помощью бюреток 100 мл раствора *1* и 100 мл раствора *2* и одновременно влейте их в первый бокал. Отметьте время появления синей окраски. Слейте во втором бокале 100 мл раствора *1* и 50 мл раствора *2*, смешанных с 50 мл воды, а в третьем бокале — 100 мл раствора *1* и 25 мл раствора *2*, смешанных с 75 мл воды. В каждом случае определяйте время с момента сливания растворов до появления синей окраски крахмала вследствие выделения иода:

$$2KIO_3 + 5Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + 5Na_2SO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

Время прохождения реакции во втором и третьем случаях соответственно в 2 и 4 раза больше, чем в первом, что определяется уменьшением концентрации раствора иодата калия соответственно в 2 и 4 раза.

25. Конкурирующие реакции восстановления и окисления: «зеленый — красный — желтый светофор»

Оборудование и реактивы. Стаканы емкостью 2 л, 1 л, 250 мл; газовая горелка; термометр; стеклянная палочка; глюкоза, гидроксид натрия; индигокармин.

Проведение опыта. Растворите 14 г глюкозы в 700 мл воды (раствор *1*) и 6 г гидроксида натрия в 220 мл воды (раствор *2*). Раствор *1* нагрейте в стакане емкостью 1 л до 40 °С, внесите в него 0,04 г индигокармина. Раствор приобретает голубую окраску. Прилейте к нему раствор *2* и быстро перемешайте. Окраска раствора становится зеленой, затем — красной. Красная окраска довольно быстро переходит в желтую. Быстро перелейте этот желтый раствор в стакан емкостью 2 л с высоты 50—60 см, цвет раствора

---

* Раствор крахмала можно приготовить следующим образом: доведите до кипения 100 мл воды, размешайте 0,5 г водорастворимого крахмала с небольшим количеством холодной воды до состояния жидкой кашицы, а затем влейте в кипящую воду; полученный раствор охладите. Для каждой демонстрации желательно использовать свежеприготовленный раствор крахмала.

снова становится зеленым, а затем красным и желтым. Переливание можно повторять несколько раз, но при этом тон окраски становится все бледнее. Стаканы следует демонстрировать на белом фоне.

Опыт представляет восстановление глюкозой индигокармина в щелочном растворе (красный цвет), а затем обратимое окисление восстановленной формы индигокармина кислородом воздуха в процессе переливания с большой высоты (зеленый цвет). Желтый цвет является промежуточным при наложении красного и зеленого цветов.

26. Разложение пероксида водорода в присутствии дихромата калия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; лучинка; 10%-й раствор пероксида водорода; 1 М серная кислота; 0,5%-й раствор дихромата калия.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор пероксида водорода и добавьте предварительно подкисленный серной кислотой раствор дихромата калия. Цвет раствора становится буро-фиолетовым; жидкость как бы «вскипает» из-за выделения кислорода:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{K_2Cr_2O_7} 2H_2O + O_2\uparrow$$

Внесите в бокал тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает. Процесс разложения пероксида водорода катализируется дихроматом калия.

27. Разложение хлорида серебра под действием света

Оборудование и реактивы. Химический стакан; большая воронка Бюхнера; УФ-лампа; фильтровальная бумага; черная бумага; разбавленные растворы нитрата серебра и хлорида натрия.

Проведение опыта. Приготовьте суспензию хлорида серебра в воде сливанием растворов нитрата серебра и хлорида натрия:

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Отфильтруйте осадок с помощью воронки Бюхнера. Выньте фильтр с осадком, прикройте половину его черной бумагой и осветите в течение минуты с помощью УФ-лампы. Снимите черную бумагу. Прикрытый участок остался белым, остальная часть фильтра потемнела вследствие быстрого разложения хлорида серебра под действием света:

$$2AgCl \xrightarrow{h\nu} 2Ag + Cl_2\uparrow$$

28. Взаимодействие бертолетовой соли с красным фосфором

Оборудование и реактивы. Стеклянная палочка; фарфоровая пластинка; лучинка; наковальня; молоток; алюминиевая фольга; красный фосфор; хлорат калия.

Проведение опыта. Тонко растертую бертолетову соль 0,3—0,5 г поместите горкой на керамическую пластинку. Сверху насыпьте 0,1—0,2 г красного фосфора и очень осторожно перемешайте стеклянной палочкой*. Поднесите к смеси горящую лучинку, происходит яркая вспышка:

$$10KClO_3 + 12P \longrightarrow 10KCl + 3P_4O_{10}$$

Щепотку приготовленной смеси заверните в алюминиевую фольгу, положите на наковальню и ударьте по пакетику молотком. Происходит сильный взрыв.

29. Взаимодействие иодида калия с нитратом свинца(II)**

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пробирка; ступка; резиновая пробка; нитрат свинца(II); иодид калия.

Проведение опыта. Поместите в пробирку около 5 г нитрата свинца(II) и добавьте сверху 1—2 г твердого иодида калия. Никаких изменений не наблюдается. Закройте пробирку пробкой и, энергично встряхивая, перемешайте соли. Появляется ярко-желтая окраска иодида свинца(II):

$$2KI + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow PbI_2\downarrow + 2KNO_3$$

Пересыпьте содержимое пробирки в ступку и разотрите. Интенсивность окраски возрастает. Перенесите смесь в бокал и прилейте немного воды. Образуется суспензия иодида свинца(II) в воде, окрашенная в ярко-желтый цвет. Таким образом, с увеличением степени смешивания реагентов скорость химической реакции возрастает.

30. Колебательная реакция Белоусова—Жаботинского

Оборудование и реактивы. Три мерные колбы емкостью 1 л; плоскодонная колба емкостью 500 мл; 30%-й раствор пероксида

---

* Во избежание взрыва ни в коем случае нельзя растирать смесь в ступке. Кроме того, для опыта не следует брать совершенно сухой фосфор, так как даже легкое перемешивание может в этом случае привести к взрыву.

** Методика та же, что и в опыте № 22, но хлорид ртути(II) заменен существенно менее ядовитым нитратом свинца(II).

водорода; иодат калия; концентрированная серная кислота; крахмал; сульфат марганца(II); малоновая кислота; дистиллированная вода; раствор крахмала (см. опыт № 24).

Проведение опыта. Предварительно приготовьте три раствора: 360 мл 30%-го раствора пероксида водорода разбавьте водой до 1 л (раствор *1*); в 600—700 мл подогретой воды растворите 43 г иодата калия и, охладив раствор, добавьте по каплям 4,4 мл концентрированной серной кислоты, затем разбавьте водой до 1 л (раствор *2*); в 700 мл воды растворите 3 г сульфата марганца(II) и 15,6 г малоновой кислоты, добавьте 100 мл раствора крахмала и разбавьте водой до 1 л (раствор *3*). Исходные растворы могут храниться в темном месте длительное время (несколько месяцев).

Для демонстрации опыта слейте равные объемы всех трех растворов. Цвет раствора периодически изменяется от бесцветного до темно-синего в течение примерно 10 мин. После сливания растворов содержимое колбы надо перемешать круговыми движениями. В дальнейшем перемешивание раствора будет осуществляться пузырьками выделяющегося кислорода. С течением времени период колебания реакции увеличивается. Признаком окончания реакции служит значительное потемнение раствора и выделение паров иода.

ДЕЙСТВИЕ НИЗКИХ ТЕМПЕРАТУР

31. Замораживание хлора и аммиака

Оборудование и реактивы. Две колбы с оттянутыми донышками (рис. 7), заполненные сухими хлором и аммиаком; сосуд Дьюара; жидкий азот.

Проведение опыта. Колбы поочередно опускайте в сосуд Дьюара с жидким азотом. На дне колб собираются твердые хлор и аммиак.

32. Изменение цвета веществ при охлаждении

Оборудование и реактивы. Две пробирки; сосуд Дьюара; проволока; сера кристаллическая; сурик; жидкий азот.

Проведение опыта. Наполните одну пробирку серой, другую — суриком. Обвяжите пробирки проволокой и осторожно опустите их (до половины) в сосуд Дьюара с жидким азотом. После того как вещества охладятся, выньте пробирки. Сера становится почти бесцветной, а сурик из красного превращается в бледно-желтый. Под действием низкой температуры происходит обратимая пере-

Рис. 7. Колба для замораживания аммиака и хлора

стройка кристаллической структуры вещества, сопровождающаяся изменением цвета. При нагревании веществ до комнатной температуры первоначальная окраска восстанавливается.

33. Изменение физических свойств веществ при охлаждении

Оборудование и реактивы. Сосуд Дьюара; наковальня; молоток; кусок эластичной резиновой трубки; цветок или большой лист растения; свинцовый колокольчик; жидкий азот.

Проведение опытов. 1. В сосуд Дьюара с жидким азотом опустите цветок. Через несколько секунд выньте его и ударьте им по наковальне. Цветок со звоном рассыпается.

2. Мягкую эластичную резиновую трубку согните пополам и опустите в жидкий азот свободными концами вверх. После охлаждения она становится очень хрупкой и легко рассыпается при ударе молотком.

3. Продемонстрируйте глухой звон свинцового колокольчика (звук почти не слышен в аудитории). Опустите колокольчик в сосуд с жидким азотом. Охлажденный свинцовый колокольчик издает звон, напоминающий звон медного колокольчика.

34. Флюоресценция охлажденных веществ

Оборудование и реактивы. Сосуд Дьюара; проволочные держатели; УФ-лампа; кусок парафина; полая скорлупа от куриного яйца; жидкий азот.

Проведение опыта. Закрепите в держателях кусок парафина и яичную скорлупу. Опустите их в сосуд Дьюара с жидким азотом. Через некоторое время выньте предметы из сосуда и тотчас осветите УФ-лампой. Погасите свет в аудитории и продемонстрируйте в темноте голубоватое свечение парафина и яичной скорлупы.

КОЛЛОИДНОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА

35. Фильтрование раствора сульфата меди(II), коллоидного раствора гидроксида железа(III) и суспензии мела в воде

Оборудование и реактивы. Три конические колбы емкостью 300 мл; стеклянные воронки; бумажные фильтры; раствор медно-

го купороса; коллоидный раствор гидроксида железа(III); суспензия мела в воде.

Проведение опыта. Профильтруйте через воронки с бумажными фильтрами раствор медного купороса, коллоидный раствор гидроксида железа(III) и суспензию мела в воде. При фильтровании первых двух растворов никаких изменений не наблюдается. Растворы до и после фильтрования одинаковы. В последнем случае мел остается на фильтре в виде белого осадка, а фильтрат представляет собой прозрачный раствор.

По размерам частиц коллоидные растворы занимают промежуточное место между взвесями и молекулярными растворами. Коллоидные растворы подобно истинным способны проходить через бумажный фильтр без изменений.

36. Конус Тиндаля

Оборудование и реактивы. Стеклянная кювета; светозащитный экран; толстая стеклянная палочка; пипетка; источник направленного света (в качестве источника света можно использовать лазерную указку); 10%-й раствор канифоли в спирте.

Проведение опыта. Наполните кювету дистиллированной водой. Направьте тонкий пучок света на узкую стенку кюветы (рис. 8).

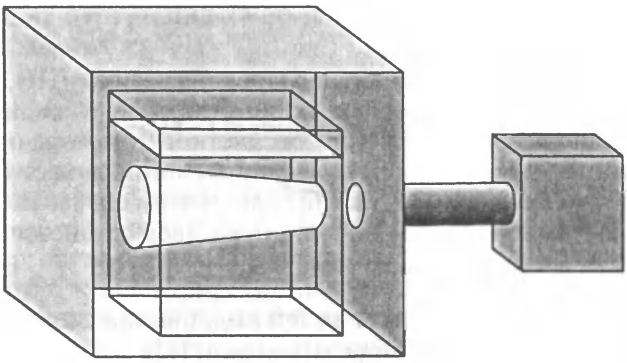


Рис. 8. Прибор для демонстрации конуса Тиндаля

В сосуде пучок света не виден. Затем с помощью пипетки влейте в воду, находящуюся в кювете, 1—2 мл раствора канифоли в спирте и перемешайте стеклянной палочкой. Пучок света в кювете становится ясно видимым.

Коллоидные растворы в отличие от истинных рассеивают падающий на них свет.

37. Образование коллоидного раствора гидроксида железа(III) и его коагуляция

Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 500 мл; пипетка; стеклянная палочка; горелка; треножник; асбестированная сетка; концентрированный раствор хлорида железа(III); раствор сульфата аммония или гидрофосфата натрия.

Проведение опыта. Нагрейте в стакане до кипения 200—300 мл дистиллированной воды, отставьте горелку и прилейте в стакан из пипетки несколько капель раствора хлорида железа(III). Раствор окрашивается в красно-коричневый цвет благодаря образованию золя гидроксида железа(III):

$$FeCl_3 + 3H_2O \xrightarrow{t} \underset{\text{(коллоидный раствор)}}{Fe(OH)_3} + 3HCl$$

Частицы золя гидроксида железа(III) заряжены положительно и могут коагулировать под влиянием отрицательных многозарядных ионов, например SO_4^{2-} или HPO_4^{2-}. В прозрачный коллоидный раствор гидроксида железа(III) прилейте заранее подобранное количество раствора сульфата аммония, все время перемешивая содержимое стакана стеклянной палочкой:

$$\underset{\text{(коллоидный раствор)}}{Fe(OH)_3} \xrightarrow{(NH_4)_2SO_4} Fe(OH)_3\downarrow$$

В растворе появляются хлопья гидроксида железа(III), которые через некоторое время оседают на дно стакана, и жидкость над осадком становится совершенно бесцветной и прозрачной. При добавлении избытка раствора сульфата аммония может произойти перезарядка коллоидных частиц золя. В этом случае коагуляция коллоидного раствора будет неполной, раствор останется мутным.

38. Взаимная коагуляция золей гидроксида железа(III) и сульфида мышьяка(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; свежеполученные золи гидроксида железа(III) и сульфида мышьяка(III)*.

---

* Для приготовления золя сульфида мышьяка(III) растворите 3 г мышьяковистого ангидрида As_2O_3 в 500 мл воды при кипячении. В стакан емкостью 300 мл налейте 50—100 мл воды и пропустите ток сероводорода. Одновременно добавляйте небольшими порциями раствор мышьяковистого ангидрида до получения опалесцирующего золя сульфида мышьяка(III), который в зависимости от концентрации может иметь желтый или оранжевый цвет.

Проведение опыта. К золю сульфида мышьяка(III) в бокале прибавьте золь гидроксида железа(III). Наблюдается их взаимная коагуляция, на дне бокала оседают хлопья $Fe(OH)_3$ и As_2S_3, раствор над осадком становится прозрачным и бесцветным.

39. Коагуляция раствора куриного белка при нагревании

Оборудование и реактивы. Пробирка; держатель для пробирки; горелка; куриный белок.

Проведение опыта. Разбавленный в 3—4 раза дистиллированной водой белок налейте в пробирку и нагрейте раствор до кипения. Происходит необратимая коагуляция белка.

40. Коагуляция куриного белка сульфатом аммония и его пептизация при разбавлении водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; сульфат аммония; раствор куриного белка (см. опыт № 39).

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор куриного белка. При перемешивании добавьте к раствору сульфат аммония до коагуляции белка. Разбавьте раствор большим количеством воды. Происходит пептизация хлопьевидного осадка, и раствор становится прозрачным.

41. Осаждение аэрозоля

Оборудование и реактивы. Аппарат Коттреля*; две промывалки; стеклянные трубки; стеклянный тройник; высоковольтный трансформатор; штатив; резиновые трубки; концентрированная соляная кислота; концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 9. Укрепите аппарат Коттреля с помощью изолятора вертикально в штативе. Соедините нижнюю трубку посредством тройника с двумя промывалками. В одну склянку налейте концентрированную соляную кислоту, в другую — раствор аммиака. Пропустите ток

* Аппарат Коттреля представляет собой стеклянную трубку длиной 70—80 см и диаметром 3 см. С двух сторон в трубку вставлены две резиновые пробки, через которые пропущена вольфрамовая проволока диаметром 0,5—1,0 мм. Трубка обмотана медной проволокой диаметром 0,5 мм с шагом 10—20 мм. Наружная обмотка и вольфрамовая проволока присоединены к высоковольтному трансформатору. В верхнюю пробку вставлена небольшая стеклянная трубка, а в нижнюю — трубка, изогнутая под прямым углом.

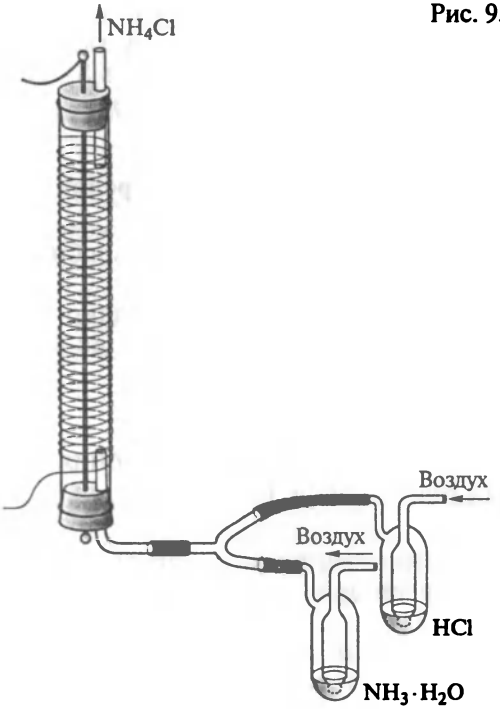


Рис. 9. Установка для демонстрации коагуляции аэрозоля

воздуха через обе промывалки. После смешивания газообразных аммиака и хлористого водорода, поступающих из промывалок, в тройнике образуется аэрозоль хлорида аммония, струя которого проходит через аппарат Коттреля и выходит через верхнюю трубку. Подайте высокое напряжение на обмотку аппарата. Частицы аэрозоля осаждаются на стенках трубки Коттреля. Дым NH_4Cl перестает выходить из верхней трубки.

42. Получение коллоидного раствора серебра электродуговым распылением

Оборудование и реактивы. Стеклянный цилиндр емкостью 300 мл с крышкой из изолирующего материала; микрометрический винт; источник регулируемого переменного тока; железная проволока диаметром 3—4 мм; серебряная проволока диаметром 1 мм.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 10. Цилиндр закройте крышкой из изолирующего материала с тремя отверстиями. Отверстие в центре оставьте свободным, через два других пропустите железные электроды. В нижней части электродов укрепите кусочки серебряной проволоки. Снабдите один

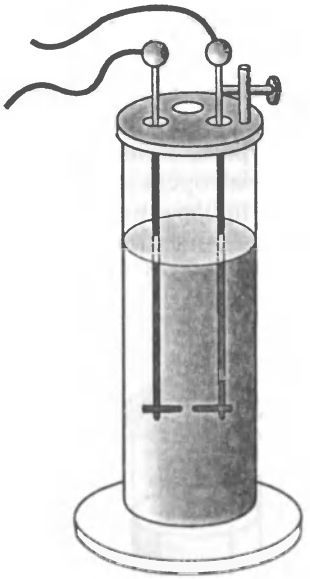


Рис. 10. Прибор для получения коллоидного раствора серебра

из электродов микрометрическим винтом, с помощью которого можно изменять расстояние между серебряной проволокой. Электроды через реостат присоедините к источнику переменного тока.

Налейте в цилиндр дистиллированную воду, подайте напряжение на электроды и с помощью микрометрического винта создайте электрическую дугу между отрезками серебряной проволоки. Через некоторое время вода в сосуде приобретает интенсивно-коричневый цвет благодаря образованию коллоидного раствора серебра. По мере растворения серебра для поддержания дуги следует регулировать расстояние между серебряными проволочками.

43. Каталитическое действие коллоидного раствора серебра

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; пипетка; лучинка; серебряная проволока; коллоидный раствор серебра; 30%-й раствор пероксида водорода.

Проведение опыта. Отберите с помощью пипетки из цилиндра (см. опыт № 42) 15—20 мл коллоидного раствора серебра и поместите в один бокал. В другой бокал положите кусочек серебряной проволоки. В оба бокала добавьте раствор пероксида водорода. В первом бокале начинается бурное разложение H_2O_2:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{Ag} O_2\uparrow + 2H_2O$$

С помощью тлеющей лучинки покажите, что выделяется кислород. Во втором бокале изменений не наблюдается.

44. Пептизация геля желатины при нагревании

Оборудование. Пробирка с застывшим гелем желатины*; горелка; держатель для пробирки.

Проведение опыта. Нагрейте пробирку с гелем желатины пламенем горелки. Происходит пептизация геля, в пробирке образуется прозрачная, легко текучая жидкость — золь желатины. После остывания жидкость вновь загустевает.

45. Полупроницаемые перегородки

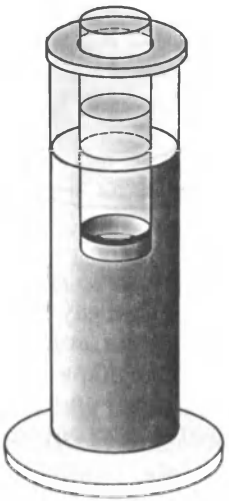


Рис. 11. Полупроницаемые мембраны

Оборудование и реактивы. Два цилиндра; две стеклянные воронки; два стаканчика с дном из полупроницаемой мембраны; раствор крахмала (см. опыт № 24); 0,5 М раствор хлорида железа(III); 2—3%-й раствор таннина; иодная вода.

Проведение опыта. С помощью воронок налейте в один стаканчик с дном из полупроницаемой мембраны раствор крахмала (рис. 11), в другой — раствор хлорида железа(III). Первый стаканчик опустите в цилиндр с иодной водой, второй — в цилиндр с раствором таннина. Через несколько минут раствор крахмала в стаканчике становится синим, так как молекулы иода диффундируют через полупроницаемую перегородку внутрь стаканчика. Раствор таннина в цилиндре приобретает черную окраску, поскольку неорганические ионы и молекулы $FeCl_3$ легко проникают через полупроницаемую перегородку из стаканчика в цилиндр, тогда как большие органические молекулы таннина не могут пройти через стенки мембраны.

46. Адсорбция лакмуса на гидроксиде алюминия

Оборудование и реактивы. Коническая колба емкостью 300 мл; демонстрационный бокал; стеклянная воронка; фильтровальная

* Гель желатины можно приготовить следующим образом: 1—2 г желатины залейте 50 мл холодной воды и оставьте для набухания на 1 ч; нагрейте смесь при перемешивании до полного растворения желатины; прозрачный раствор вылейте в пробирку и охладите до 5—10 °С.

бумага; концентрированный раствор аммиака; 1 М раствор хлорида алюминия; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор хлорида алюминия и добавьте к нему раствор лакмуса до появления интенсивно-красной окраски (в результате гидролиза соли среда становится кислой). Затем, добавляя раствор аммиака, осадите гидроксид алюминия. Вследствие повышения pH среды цвет лакмуса становится синим. Профильтруйте раствор. Поскольку гидроксид алюминия адсорбирует лакмус, находящийся в растворе, на фильтре остается осадок, окрашенный в синий цвет.

Раздел II
ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

ВОДОРОД*

47. Диффузия водорода через пористый стакан

Оборудование и реактивы. Стеклянный сосуд емкостью 3 л; кристаллизатор; стеклянный стакан емкостью 1 л; длинные стеклянные трубки; керамический пористый стакан; резиновая пробка; источник водорода; лакмус или фуксин.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 12. В стакан из микропористой керамики *1* (цилиндрический тигель) плотно вставьте резиновую пробку с длинной стеклянной трубкой. Один конец трубки вставьте в пробку, закрывающую склянку, которая почти доверху наполнена водой, подкрашенной лакмусом или фуксином. Конец трубки не должен касаться воды. В другое отверстие пробки вставьте доходящую почти до дна склянки трубку *3*, изогнутую в виде буквы П. Свободный конец трубки загните вверх и оттяните. Рядом с пористым стаканом поместите конец трубки *2*, соединенной с источником водорода. Подставьте под внешний конец трубки *3* кристаллизатор, заполненный водой. На пористый стакан и трубку *2* наденьте большой стеклянный стакан (высота его должна быть больше высоты пористого стакана).

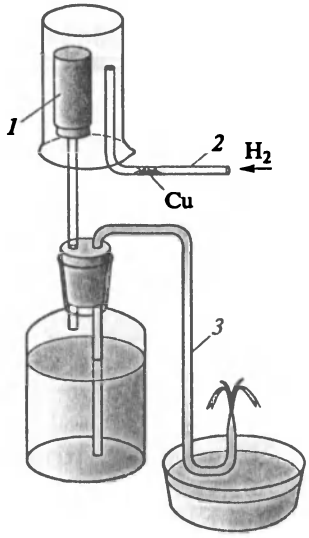
Пропустите через трубку *2* водород. Из оттянутого конца трубки *3* начинает бить фонтан. Водород, проходя через пористые стенки внутрь стакана *1*, создает в склянке повышенное давление, которое выталкивает воду через трубку *3*.

---

* Водород легко образует с кислородом воздуха гремучую смесь, при работе с ним следует соблюдать особые меры предосторожности. Для лекционных демонстраций водород удобно получать электролизом воды с помощью генератора водорода или по реакции цинка с разбавленной (1 : 4) серной кислотой в аппарате Киппа.

Перед началом работы водород *необходимо* проверить на чистоту. Для этого конец отводной трубки от прибора подведите под пробирку и заполните ее водородом. Пробирку, закрыв большим пальцем, поднесите к пламени горелки, находящейся вдали от прибора. Откройте пробирку; чистый водород загорается без взрыва, с легким хлопком. Только чистый водород можно использовать для проведения опытов.

Рис. 12. Прибор для демонстрации диффузии водорода через пористый цилиндр:
1 — керамический пористый стакан; *2, 3* — стеклянные трубки



Отключите ток водорода, снимите с пористого стакана стеклянный стакан и погрузите конец трубки *3* в воду. Через трубку *3* в склянку начинает поступать вода из кристаллизатора, так как в склянке создается пониженное давление.

48. Горение водорода в цилиндре

Оборудование. Цилиндр емкостью 500 мл; кристаллизатор; стеклянная пластинка; горелка; источник водорода.

Проведение опыта. Наполните цилиндр водородом. Для этого налейте в цилиндр воду, закройте его стеклянной пластинкой и, перевернув вверх дном, опустите в кристаллизатор с водой. Уберите пластинку и подведите под цилиндр отводную трубку от источника водорода. Когда водород вытеснит всю воду из цилиндра, закройте его стеклянной пластинкой и только после этого выньте цилиндр из кристаллизатора. Не переворачивая, поднесите цилиндр к пламени горелки и уберите пластинку. Водород вспыхивает. Быстро переверните цилиндр и поставьте его на стол. Водород горит почти бесцветным, слегка голубоватым пламенем:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

49. Получение воды из водорода и кислорода

Оборудование. Стеклянная Г-образная трубка с оттянутым концом; широкая стеклянная воронка; U-образная трубка; пробирки; водоструйный насос; горелка; резиновая трубка; резиновые пробки; источник водорода.

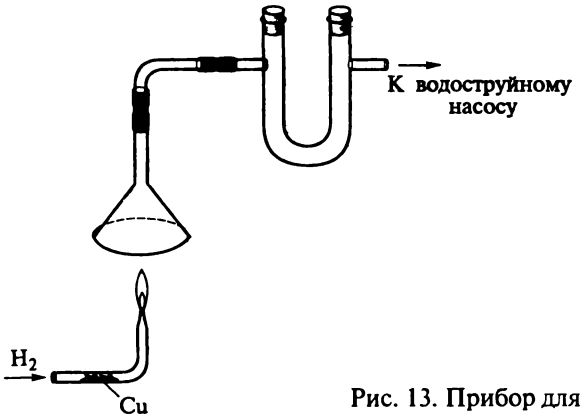


Рис. 13. Прибор для синтеза воды

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 13. Стеклянную Г-образную трубку присоедините к источнику водорода. Широкую воронку соедините через U-образную трубку с водоструйным насосом. Убедившись в чистоте водорода, подожгите его на конце Г-образной трубки и подведите ее под воронку. Включите водоструйный насос. Через некоторое время в U-образной трубке соберется некоторое количество воды:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

50. Взрыв гремучего газа в склянке

Оборудование. Толстостенный стеклянный сосуд емкостью 300—400 мл*; кристаллизатор; горелка; полотенце; пробка; источник кислорода; источник водорода.

Проведение опыта. Предварительно заполните толстостенный сосуд (рис. 14) смесью кислорода (1 объем) и водорода (2 объема). Для этого отметьте на внешней стенке сосуда уровень, соответствующий $^1/_3$ его объема. Налейте в него воды, переверните и опустите в кристаллизатор, затем введите до метки кислород. Остальной объем сосуда заполните водородом. Закройте сосуд пробкой. Сосуд оберните полотенцем, поднесите к пламени горелки и быстро откройте пробку. Происходит оглушительный взрыв:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

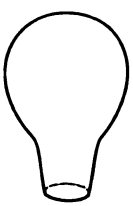


Рис. 14. Сосуд для демонстрации взрыва гремучего газа

* Такой сосуд можно изготовить в стеклодувной мастерской.

51. Взрыв гремучего газа в консервной банке

Оборудование. Жестяная консервная банка; лучинки; длинная резиновая трубка; источник водорода.

Проведение опыта. В дне небольшой пустой консервной банки (рис. 15) проделайте отверстие диаметром 1—1,5 мм. Поставьте банку вверх дном на стол, подальше от источника водорода, подложите под нее лучинки, чтобы края банки не плотно прилегали к столу, и подведите под нее трубку, соединенную с источником водорода. Затем, прикрыв отверстие в дне банки, наполните ее водородом. Уберите газоподводящую трубку и с помощью длинной лучинки подожгите водород у отверстия в дне банки.

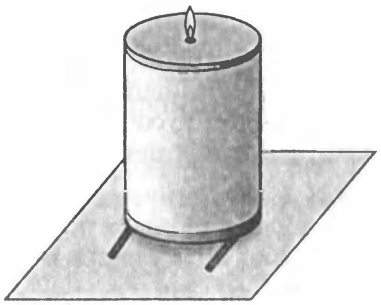


Рис. 15. Демонстрация взрыва водорода в консервной банке

Водород горит очень слабым, почти незаметным пламенем. Горение водорода сопровождается своеобразным гудением, тон которого становится все выше и выше. По мере выгорания водорода в банку снизу поступает воздух. Когда концентрация водорода в банке становится критической, раздается сильный взрыв, и банка подскакивает высоко вверх:

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

52. Воспламенение водорода платинированным асбестом («огниво Деберейнера»)

Оборудование и реактивы. Стеклянная Г-образная трубка с оттянутым концом; пробирки; пинцет; горелка; источник водорода; платинированный асбест*.

Проведение опыта. К источнику водорода присоедините Г-образную трубку, внутри которой находятся медные стружки

* Для приготовления платинированного асбеста пропитайте 3—5 г асбестового волокна 10%-м раствором гексахлороплатиновой кислоты. Выньте асбест пинцетом, высушите и прокалите в фарфоровом тигле на пламени горелки. После охлаждения в эксикаторе над хлоридом кальция переложите асбест в стеклянный бюкс и закройте крышкой. Платинированный асбест может служить очень долго. Перед каждым опытом его следует прокалить в пламени горелки.

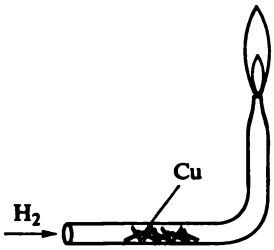


Рис. 16. Г-образная трубка для демонстрации горения водорода

(рис. 16), укрепите ее в штативе и пропустите через нее струю водорода. Убедившись в чистоте водорода, поднесите к концу трубки пинцетом кусочек платинированного асбеста. Асбест раскаляется, раздается негромкий щелчок, и водород вспыхивает:

$$2H_2 + O_2 \xrightarrow{Pt} 2H_2O$$

53. Получение водорода действием кальция на воду

Оборудование и реактивы. Цилиндр емкостью 500 мл; кристаллизатор; стеклянная пластинка; пинцет; марля; горелка; стружки кальция.

Проведение опыта. Заполните цилиндр водой, закройте его стеклянной пластинкой, переверните, поместите в кристаллизатор с водой и уберите пластинку. Стружки кальция (5—10 г) заверните в марлю и с помощью пинцета поместите под цилиндр (рис. 17). После того как растворится пленка оксида кальция, начинается бурное выделение водорода:

$$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Когда цилиндр наполнится газом, не вынимая из кристаллизатора, закройте его стеклянной пластинкой. Выньте цилиндр из

Рис. 17. Получение водорода действием кальция на воду

кристаллизатора, не переворачивая поднесите к пламени горелки и уберите стекло. Водород вспыхивает. Быстро переверните цилиндр и поставьте его на стол. Водород горит почти бесцветным, слегка голубоватым пламенем.

54. Получение водорода железопаровым способом

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 300 мл; цилиндр емкостью 100 мл; кристаллизатор; стеклянные трубки; трубчатая печь; железная трубка; штатив; горелка; резиновая трубка; резиновые пробки; сухие железные стружки, промытые кислотой и эфиром.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 18. Поместите железные стружки в трубку *2*. Включите печь *3*. Когда печь разогреется докрасна, доведите воду в колбе Вюрца *1* до кипения (для поддержания равномерного кипения на дно колбы

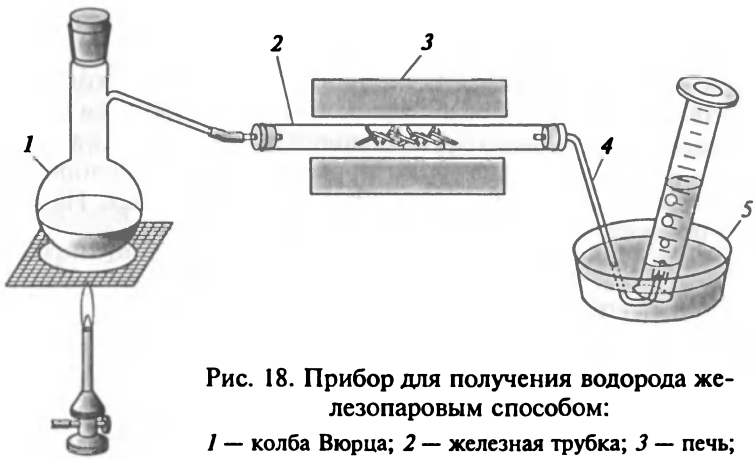


Рис. 18. Прибор для получения водорода железопаровым способом:
1 — колба Вюрца; *2* — железная трубка; *3* — печь; *4* — стеклянная трубка; *5* — кристаллизатор

рекомендуется положить кусочки битого фарфора). Через несколько минут выходную трубку *4* подведите под цилиндр с водой, который погружен вверх дном в заполненный водой кристаллизатор *5*. Цилиндр быстро наполняется водородом:

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

В этом легко убедиться, поджигая собранный газ с помощью горелки (см. опыт № 48).

55. Электролиз воды

Оборудование и реактивы. Электролизер с платиновыми электродами (рис. 19); источник регулируемого постоянного электрического тока; штатив; лучинка; 0,5 М раствор серной кислоты.

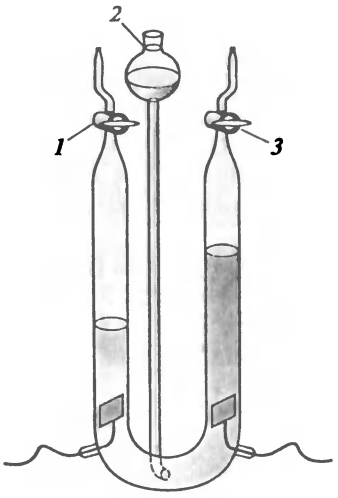


Рис. 19. Электролизер:
1, 3 — краны; *2* — воронка

Проведение опыта. Откройте краны *1* и *3* электролизера и через воронку *2* налейте в прибор раствор серной кислоты так, чтобы он заполнил оба колена прибора до кранов. Закройте краны *1* и *3*. Подключите платиновые электроды к источнику постоянного тока. При пропускании электрического тока в катодном пространстве собирается водород, в анодном — кислород (объем выделившегося водорода в два раза больше объема кислорода):

$$2H_2O \xrightarrow{\text{Электролиз}} 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

Скорость выделения газов на электродах можно регулировать путем изменения силы электрического тока.

Испытайте выделившиеся газы. Для этого поднесите к отверстию колена, в котором находится кислород, тлеющую лучинку и откройте кран. Лучинка вспыхивает. На другом колене прибора откройте кран и подожгите водород.

56. Термическое разложение паров воды

Оборудование и реактивы. Широкогорлая колба емкостью 500 мл; цилиндр емкостью 25 мл; кристаллизатор; стеклянная трубка; стеклянные капилляры; медные электроды; спираль из платиновой проволоки диаметром 1—1,5 мм; источник регулируемого переменного тока; штатив; горелка; резиновая пробка; полотенце; дистиллированная вода.

Проведение опыта. Широкогорлую колбу закройте пробкой с отводной трубкой (рис. 20). Через пробку введите в колбу электроды, к которым присоединена спираль из платиновой проволоки. Электроды соедините с источником регулируемого переменного тока.

Налейте в колбу дистиллированную воду (платиновая спираль не должна касаться воды) и бросьте несколько запаянных с одного конца стеклянных капилляров. Доведите воду в колбе до кипе-

Рис. 20. Прибор для термического разложения паров воды

ния. Нагрейте спираль до белого каления, пропуская через нее электрический ток. Опустите конец отводной трубки в кристаллизатор с водой и подведите его под заполненный водой цилиндр. Постепенно в цилиндре собирается гремучий газ:

$$2H_2O \xrightarrow{t} 2H_2 + O_2$$

Заверните цилиндр в полотенце, поднесите к пламени горелки и взорвите гремучую смесь.

ГАЛОГЕНЫ

*ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА**

57. Получение хлора взаимодействием соляной кислоты с перманганатом калия

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 250 мл; ка*льная воронка; две промывалки;* цилиндр; Г-образная стеклян-

---

Опыты с галогенами и их летучими соединениями следует проводить тольвытяжном шкафу. При демонстрации опытов с бромом и плавиковой кислоеобходимо работать в очках и резиновых перчатках. Для нейтрализации гаов рекомендуем использовать гидроксид натрия или карбонат натрия. Хлор ходе из прибора нейтрализуют, пропуская через раствор щелочи.

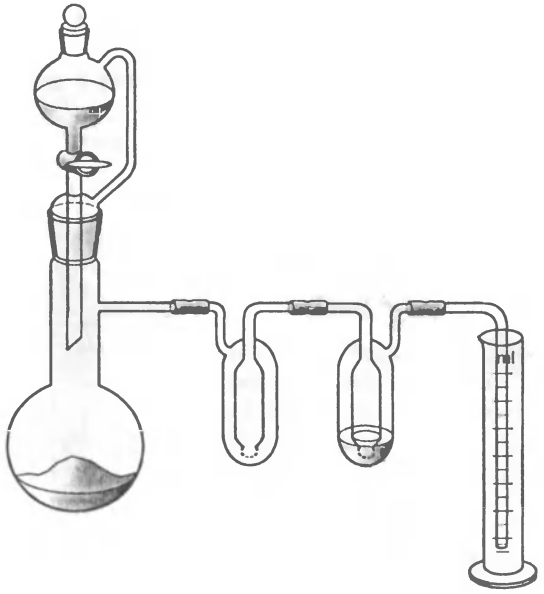


Рис. 21. Прибор для получения хлора

ная трубка; белый экран; перманганат калия; хлорид натрия; концентрированная соляная кислота; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 21. В колбу Вюрца поместите 30—40 г тонкорастертой смеси перманганата калия и хлорида натрия, взятых в массовом отношении 3 : 2, и смочите 3—4 мл воды. В капельную воронку налейте концентрированную соляную кислоту. Отводную трубку колбы Вюрца соедините с двумя промывалками, одну из которых оставьте пустой, в другую налейте концентрированную серную кислоту. Стеклянную Г-образную трубку присоедините к промывалке с серной кислотой и конец ее опустите в цилиндр. Из капельной воронки небольшими порциями приливайте соляную кислоту к перманганату калия:

$$4KMnO_4(\text{избыток}) + 38HCl \longrightarrow 2K_2[MnCl_6]\downarrow +$$
$$+ 2H_3[MnCl_6] + 7Cl_2\uparrow + 16H_2O$$
$$2KMnO_4 + 16HCl(\text{избыток}) \longrightarrow 2MnCl_2 + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O + 2KCl$$

Выделяющийся хлор постепенно заполняет цилиндр. Чтобы лучше была видна желто-зеленая окраска хлора, цилиндр поместите на фоне белого экрана.

58. Взаимодействие металлов и неметаллов с хлором

Оборудование и реактивы. Пять конических колб емкостью 3—4 л, заполненных сухим хлором; стеклянная Г-образная трубка; пинцет; металлические ложечки для сжигания веществ; горелка; лучинка; фильтровальная бумага; источник водорода; натрий; порошкообразная сурьма; белый фосфор; парафиновая свеча.

Проведение опытов. 1. Кусочек натрия размером с горошину выньте из керосина, осушите фильтровальной бумагой, очистите его поверхность скальпелем. Поместите натрий в ложечку для сжигания и нагрейте пламенем горелки. Когда металл расплавится, продолжайте нагревание до тех пор, пока на поверхности не станут появляться маленькие вспышки (поскольку при нагревании натрия на воздухе на его поверхности образуется оксидная пленка, следует лучинкой время от времени ее счищать). Затем быстро внесите ложечку с расплавленным натрием в колбу с хлором. Натрий горит очень ярким пламенем с образованием белого дыма, состоящего из мелких кристаллов NaCl:

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

2. Порошок сурьмы осторожно высыпьте в колбу с хлором. Частицы сурьмы воспламеняются в атмосфере хлора и падают на дно колбы в виде светящихся искр:

$$2Sb + 5Cl_2 \longrightarrow 2SbCl_5$$

3. Кусочек белого фосфора размером с горошину выньте пинцетом из воды, осушите фильтровальной бумагой, положите в ложечку для сжигания и внесите в колбу с хлором. Фосфор сначала плавится, а затем сгорает с выделением белого дыма пентахлорида фосфора:

$$2P + 5Cl_2 \longrightarrow 2PCl_5$$

4. Присоедините к источнику водорода Г-образную стеклянную трубку, конец которой оттянут и загнут вверх (рис. 22). Проверьте водород на чистоту, подожгите его у оттянутого конца трубки. Осторожно опустите конец трубки в колбу с хлором. Водород продолжает гореть в хлоре, но цвет пламени изменяется, приобретая голубой оттенок. При этом хорошо виден «туман» образующегося хлороводорода:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

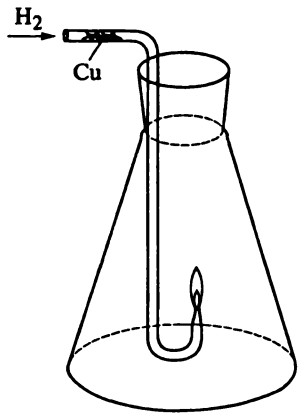


Рис. 22. Демонстрация горения водорода в хлоре

5. Укрепите в ложечке для сжигания кусок парафиновой свечи, подожгите ее и медленно внесите в колбу с хлором. Вид пламени свечи сильно меняется — пламя бледнеет, вытягивается и начинает коптить:

$$C_nH_{2n+2} + (n+1)Cl_2 \longrightarrow nC + (2n+2)HCl$$

59. Горение алюминия в броме

Оборудование и реактивы. Пробирка; стакан емкостью 200 мл; стеклянная трубка длиной 60—80 см; штатив; резиновая пробка; поднос с песком; стружки алюминия; осушенный бром*.

Проведение опыта. Укрепите пробирку вертикально в штативе и поместите под нее поднос с песком. Налейте в пробирку 2—3 мл брома, поместите в нее стружки алюминия и закройте пробкой с длинной стеклянной трубкой. Через несколько секунд начинается бурная реакция алюминия с бромом, которая сопровождается воспламенением металла и выделением большого количества паров брома:

$$2Al + 3Br_2 \longrightarrow 2AlBr_3$$

Проводить такой опыт можно только в вытяжном шкафу.

Если алюминий не загорается сразу, можно по прошествии 15—20 с подогреть пробирку со смесью, подставив под нее стакан с теплой водой.

60. Горение красного фосфора в броме

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 2—3 л; стеклянная пластинка; горелка; металлическая ложечка для сжигания; красный фосфор; бром; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Заполните колбу парáми брома. Для этого налейте на дно колбы несколько капель жидкого брома и подождите, пока он испарится и заполнит весь объем колбы. Закройте колбу стеклянной пластинкой.

Поместите в ложечку для сжигания красный фосфор, подожгите его и внесите в колбу. Фосфор продолжает энергично гореть в парáх брома:

$$2P + 3Br_2 \longrightarrow 2PBr_3$$

$$2P + 5Br_2 \longrightarrow 2PBr_5$$

---

* Для осушивания брома за один-два дня до демонстрации в сосуд с бромом следует поместить небольшое количество фосфорного ангидрида.

После того как весь бром вступит в реакцию, налейте в колбу воды и добавьте нейтральный раствор лакмуса:

$$PBr_3 + 3H_2O \longrightarrow 3HBr + H_3PO_3$$

$$PBr_5 + 4H_2O \longrightarrow 5HBr + H_3PO_4$$

Образовавшиеся бромиды фосфора PBr_3, PBr_5 легко гидролизуются водой, раствор становится кислым, и лакмус окрашивается в красный цвет.

61. Взаимодействие алюминия с иодом

Оборудование и реактивы. Пипетка; керамическая пластинка; шпатель; порошок иода; алюминиевая пыль.

Проведение опыта. На керамической пластинке смешайте 9 г порошка иода с 1 г алюминиевой пыли и уложите смесь в виде горки. В середине горки сделайте небольшое углубление и налейте в него из пипетки немного воды. Сначала появляется легкий дымок, затем смесь в центре горки разогревается докрасна, вырывается яркое пламя и выделяется большое количество фиолетовых паров иода:

$$2Al + 3I_2 \longrightarrow 2AlI_3$$

Рассматриваемая реакция идет только в присутствии небольшого количества воды, которая играет роль катализатора.

62. Взаимодействие белого фосфора с иодом

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 2—3 л; пинцет; фильтровальная бумага; крупные кристаллы иода; белый фосфор.

Проведение опыта. Поместите в колбу 2—3 г кристаллов иода. Выньте пинцетом из воды 2—3 кусочка белого фосфора размером с горошину, осушите их фильтровальной бумагой и бросьте в колбу с иодом. Встряхните колбу. При соприкосновении фосфора с иодом наблюдаются вспышки, и на стенках появляется красный налет триодида фосфора:

$$P_4 + 6I_2 \longrightarrow 4PI_3$$

63. Взаимодействие иода с хлором

Оборудование и реактивы. Демонстрационная пробирка; промывалка; Г-образная стеклянная трубка; источник хлора; порошок иода; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. В пробирку поместите 1—2 г порошкообразного иода. Стеклянную Г-образную трубку соедините с источником хлора и пропустите в пробирку слабый ток хлора, осушенного при пропускании через промывалку с серной кислотой. Через некоторое время в верхней части пробирки образуется желтый налет трихлорида иода:

$$I_2 + 3Cl_2 \longrightarrow 2ICl_3$$

64. Возгонка иода

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 2—3 л; горелка; иод.

Проведение опыта. Поместите в колбу 1—2 г иода и, встряхивая ее, нагрейте пламенем горелки. Колбу заполняют фиолетовые пары́ иода, которые оседают в виде мелких кристаллов в верхней холодной части колбы.

65. Распределение галогенов между двумя несмешивающимися растворителями

Оборудование и реактивы. Три цилиндра с притертыми пробками емкостью 200—300 мл; белый экран; бензол или тетрахлорид углерода; хлорная вода (свежеприготовленная), насыщенная хлором; бромная вода; иодная вода*.

Проведение опыта. В три цилиндра налейте хлорной, бромной и иодной воды соответственно. Добавьте в каждый цилиндр такой же объем неполярного растворителя. Закройте цилиндры пробками, встряхните и поставьте их перед белым или светящимся экраном. По интенсивности окрашивания растворов после отстаивания можно сделать вывод, что концентрация галогенов в органическом слое значительно выше, чем в водном, что обусловлено большей растворимостью их в неполярных растворителях.

ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

66. Получение фтороводорода и травление стекла

Оборудование и реактивы. Свинцовый ящик с крышкой, снабженный внутри подставкой; стеклянная палочка; стеклянная пластинка; игла или скальпель; горелка; пинцет; резиновые перчат-

* Для приготовления иодной воды растворите несколько кристалликов иода в 1%-м растворе иодида калия и разбавьте водой до нужной концентрации.

ки; вата; парафин; фторид кальция; концентрированная серная кислота; бензин.

Проведение опыта. Поместите на дно свинцового ящика фторид кальция. Прилейте концентрированную серную кислоту и перемешайте смесь стеклянной палочкой:

$$CaF_2 + H_2SO_4 \longrightarrow 2HF\uparrow + CaSO_4$$

На подставку положите покрытую тонким слоем парафина стеклянную пластинку, на которой иглой или скальпелем сделана какая-либо надпись. Закройте свинцовый ящик крышкой и слегка нагрейте на пламени горелки. Через 5—8 мин выньте пластинку пинцетом, промойте ее большим количеством воды для удаления остатков HF.

Парафин снимите ватой, смоченной бензином. На стекле остается надпись, вытравленная образовавшимся при реакции фтороводородом:

$$28HF + CaO \cdot Na_2O \cdot 6SiO_2 \longrightarrow CaF_2 + 2NaF + 6SiF_4\uparrow + 14H_2O$$

При проведении этого опыта следует работать в резиновых перчатках и защитных очках.

67. Взрыв смеси водорода и хлора*

Оборудование и реактивы. Колба из тонкого кварцевого стекла емкостью 300 мл; кристаллизатор; предохранительный ящик**; трансформатор; штатив; спираль из нихромовой проволоки; колпачок из черной плотной ткани; асбестированная сетка; резиновая пробка; восковой карандаш; источник водорода; источник хлора; зажигательная смесь (пероксид бария и порошкообразный магний в массовом отношении 7 : 1).

Проведение опыта. Измерьте объем колбы и сделайте на колбе отметку, соответствующую половине объема. Введите в колбу до метки водород, собирая его над водой. После этого наденьте на колбу черный колпачок, замените источник водорода прибором для получения хлора и вторую половину колбы заполните хлором.

---

* Взаимодействие водорода и хлора при ярком освещении происходит со взрывом реакционной смеси. Подготовка этого опыта требует большой осторожности. Хорошо подготовленный опыт вполне безопасен и в то же время весьма эффектен. Однако смесь хлора с водородом может взорваться не только под действием света, но и в присутствии катализатора, причем катализатором может оказаться пыль в реакционной колбе или шероховатая поверхность стенок колбы. Поэтому колба должна быть новой и тщательно вымытой.

** Предохранительный ящик можно изготовить из органического стекла. Передняя стенка должна быть подвижной, верх ящика — из частой металлической сетки. Оптимальные размеры: 40 × 40 × 75 см.

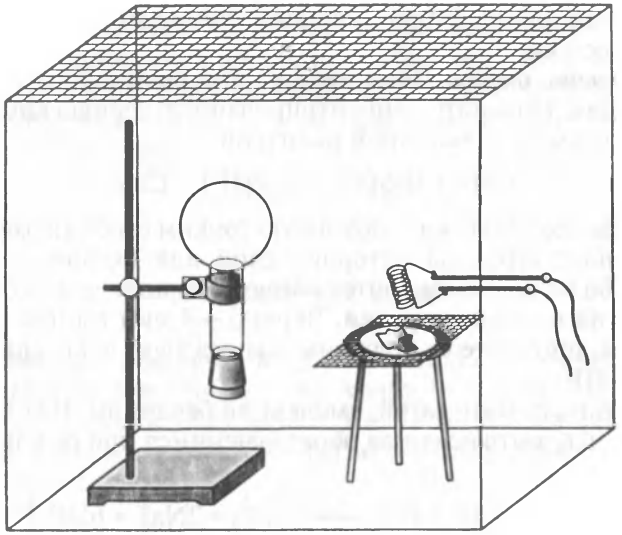


Рис. 23. Прибор для демонстрации взрыва смеси водорода и хлора

Плотно закройте колбу под водой резиновой пробкой. Не снимая колпачка, внесите колбу в предохранительный ящик и укрепите в штативе вверх дном (рис. 23). Рядом с колбой на асбестированной сетке поместите зажигательную смесь. Присоедините нихромовую спираль к металлическим контактам, вмонтированным в стенку ящика с внутренней стороны, и опустите ее в зажигательную смесь (см. опыт № 249). Контакты соедините с источником переменного тока.

Снимите колпачок с колбы, закройте створку предохранительного ящика и подайте напряжение на спираль. При разогреве спирали зажигательная смесь вспыхивает. В результате освещения происходит сильный взрыв смеси хлора с водородом, колба разрывается:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

Через верхнюю стенку ящика, сделанную из медной сетки, выходят клубы белого дыма — взаимодействующего с парáми воды хлороводорода.

68. Получение хлороводорода и его растворение в воде

Оборудование и реактивы. Стеклянный сосуд емкостью 5 л; толстостенный стеклянный сосуд емкостью 1—2 л; стеклянные трубки (одна со слегка оттянутым концом); штатив; резиновая

трубка; резиновые пробки; вата; винтовой зажим; колба Вюрца; капельная воронка; промывалка; концентрированная серная кислота; концентрированная соляная кислота; хлорид натрия; щелочной раствор лакмуса.

Проведение опыта. Предварительно заполните сосуд меньшей емкости хлороводородом. Для этого внутрь сосуда опустите длинный конец Г-образной трубки, подсоединенной к прибору для получения сухого хлороводорода (рис. 24). Сосуд закройте неплотно ватным тампоном. Хлороводород получают в колбе Вюрца взаимодействием хлорида натрия, смоченного небольшим количеством концентрированной соляной кислоты, с концентрированной серной кислотой:

$$H_2SO_4 + NaCl \longrightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

Серную кислоту добавляют по каплям из капельной воронки. Получаемый хлороводород дополнительно осушают, пропуская через промывалку с концентрированной H_2SO_4.

Соберите прибор, изображенный на рис. 25. Сосуд *3* емкостью 5 л наполните водой, подкрашенной раствором лакмуса. Закройте его резиновой пробкой, через которую пропущены две стеклянные трубки. Одна из трубок согнута под прямым углом и служит

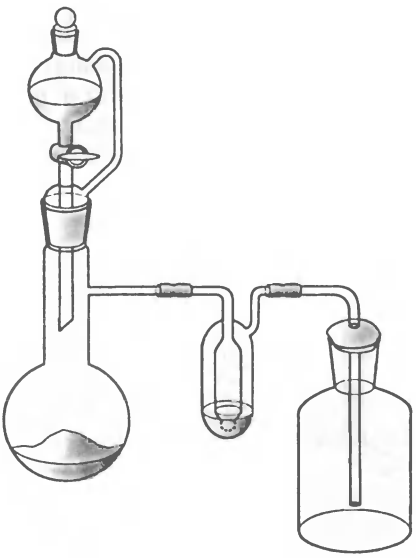


Рис. 24. Прибор для получения хлороводорода

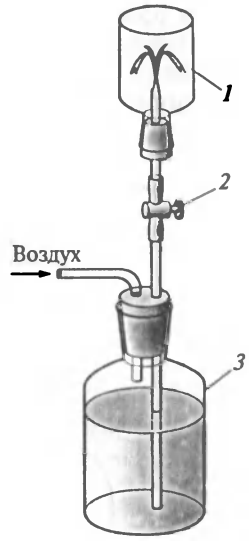


Рис. 25. Прибор для демонстрации растворимости хлороводорода в воде:

1, 3 — стеклянные сосуды; *2* — винтовой зажим

для подачи воздуха, другая доходит почти до дна склянки. Укрепите в штативе вверх дном толстостенный сосуд *1*, заполненный хлороводородом и закрытый резиновой пробкой с короткой стеклянной трубкой. Оттянутый конец трубки в склянке должен находиться как можно ближе к пробке. Наденьте на стеклянную трубку кусок резиновой трубки и пережмите ее винтовым зажимом *2*. Свободный конец резиновой трубки соедините с длинной трубкой, выходящей из нижнего сосуда.

Откройте зажим и, нагнетая воздух в нижний сосуд, введите немного воды в верхний сосуд. Хлороводород очень быстро растворяется в воде, и в сосуде создается пониженное давление. Вода поднимается по трубке, и в верхнем сосуде начинает бить фонтан. Поскольку раствор хлороводорода в воде является кислотой, лакмус меняет цвет, и раствор приобретает красную окраску.

69. Получение бромоводорода

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 250 мл; цилиндр емкостью 250 мл; капельная воронка; U-образная трубка; стеклянная трубка; штатив; стеклянная вата; красный фосфор; бром; щелочной раствор лакмуса.

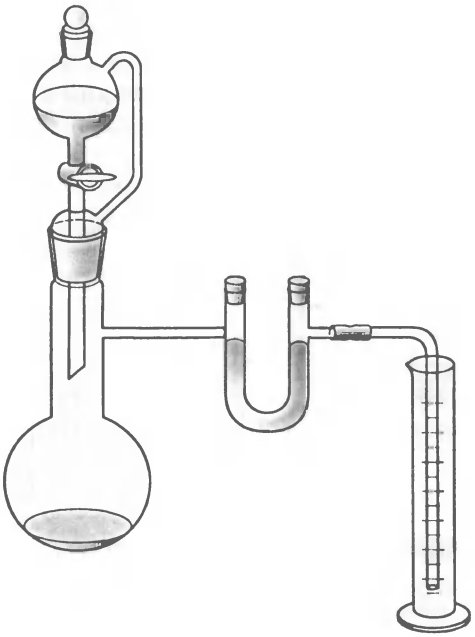


Рис. 26. Прибор для получения бромоводорода

Проведение опыта. Укрепите колбу Вюрца в штативе (рис. 26), поместите в нее 1—2 г красного фосфора, смоченного водой до состояния жидкой кашицы. Заполните стеклянной ватой, пересыпанной красным фосфором, U-образную трубку и присоедините ее к колбе. Отводную трубку, соединенную с U-образной, опустите в цилиндр. В капельную воронку налейте жидкий бром и небольшими порциями прибавляйте его к фосфору:

$$2P + 3Br_2 + 6H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3 + 6HBr\uparrow$$

Взаимодействие брома с влажным фосфором сопровождается слабыми вспышками и образованием тумана — реагирующего с парáми воды бромоводорода. Проходя через U-образную трубку, бромоводород освобождается от паров брома и собирается в цилиндре. Прилейте в цилиндр воды, подкрашенной раствором лакмуса. Цвет лакмуса меняется на красный, так как раствор бромоводорода в воде дает кислую реакцию.

70. Получение и термическая диссоциация иодоводорода

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 250 мл; цилиндр емкостью 1 л; U-образная трубка; стеклянная пластинка; стеклянная трубка; штатив; стеклянная вата; нагреватель с открытой нихромовой спиралью; горелка; красный фосфор; иод.

Проведение опыта. Иодоводород получают способом, описанным в опыте № 69 для бромоводорода. Однако в этом случае в колбу следует поместить смесь иода и красного фосфора, а в капельную воронку 2—3 мл воды:

$$2P + 3I_2 + 6H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3 + 6HI\uparrow$$

Образующийся иодоводород собирают в цилиндр и закрывают стеклянной пластинкой.

Раскалите нихромовую спираль нагревателя (рис. 27) электрическим током добела. Откройте цилиндр с иодоводородом и вне-

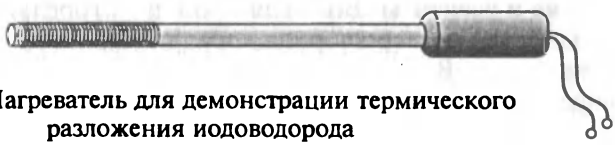


Рис. 27. Нагреватель для демонстрации термического разложения иодоводорода

сите раскаленную спираль в атмосферу HI. Происходит энергичная вспышка, бурно выделяются фиолетовые пары́ иода:

$$2HI \xrightarrow{t} H_2 + I_2$$

71. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; черный экран; хлорид, бромид и иодид калия; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. В три бокала поместите хлорид, бромид и иодид калия соответственно. Добавьте в каждый из бокалов концентрированную серную кислоту. В первом случае выделяется бесцветный хлороводород, который с влагой воздуха образует хорошо заметный на фоне черного экрана белый туман:

$$KCl + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HCl\uparrow$$

Во втором бокале с бромидом калия сначала виден белый туман, образуемый бромоводородом, затем очень быстро появляются красно-бурые пары брома:

$$2KBr + 2H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

Содержимое третьего бокала окрашивается в бурый цвет, появляются фиолетовые пары иода:

$$8KI + 5H_2SO_4 \longrightarrow 4I_2 + H_2S\uparrow + 4K_2SO_4 + 4H_2O$$

Выделение сероводорода можно обнаружить с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором ацетата свинца(II).

Полагают, что окислительному действию серной кислоты подвергаются не сами галогенид-ионы в солях, а галогеноводороды, образующиеся из них на первой стадии реакции.

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ*

72. Разложение хлорной извести в присутствии хлорида кобальта(II)

Оборудование и реактивы. Большая пробирка; горелка; лучинка; хлорная известь; раствор хлорида кобальта(II).

Проведение опыта. В пробирку поместите суспензию хлорной извести в воде, добавьте немного раствора $CoCl_2$ и нагрейте:

$$2CaOCl_2 \xrightarrow{CoCl_2} 2CaCl_2 + O_2\uparrow$$

---

* Кислородные соединения галогенов — очень сильные окислители, их контакт с органическими веществами может привести к взрыву, поэтому следует исключить возможность такого контакта.

Содержимое пробирки темнеет, выделяется кислород, присутствие которого можно обнаружить с помощью тлеющей лучинки.

73. Взаимодействие хлорной извести с серной кислотой

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 2—3 л; хлорная известь; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Поместите на дно колбы 50—100 г хлорной извести и смочите ее концентрированной серной кислотой. Наблюдается выделение хлора:

$$CaOCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2O + Cl_2\uparrow$$

74. Действие ультрафиолетового излучения на хлорную воду

Оборудование и реактивы. Колба из кварцевого стекла емкостью 150—200 мл; УФ-лампа; штатив; лучинка; свежеприготовленная хлорная вода.

Проведение опыта. В колбу, закрепленную в штативе, налейте хлорную воду. Осветите колбу УФ-лампой (экспозиция 15—20 мин). Наблюдается выделение пузырьков газа:

$$2HClO \xrightarrow{h\nu} 2HCl + O_2\uparrow$$

С помощью тлеющей лучинки можно показать, что выделяющийся газ — кислород.

75. Взаимодействие сероводорода с хлорной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; свежеприготовленные хлорная вода и сероводородная вода.

Проведение опыта. Прилейте в бокал с сероводородной водой хлорную воду. Выпадает тонкодисперсный осадок серы белого цвета:

$$H_2S + Cl_2 \cdot aq \longrightarrow S\downarrow + 2HCl$$

Частично сероводород окисляется до серной кислоты:

$$H_2S + 4Cl_2 \cdot aq + 4H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 8HCl$$

76. Окисление сахара бертолетовой солью

Оборудование и реактивы. Пипетка; стеклянная палочка; керамическая пластинка; фарфоровая ступка; горелка; лучинка; бертолетова соль; сахар; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Поместите на керамическую пластинку 0,5 г бертолетовой соли, добавьте растертый сахар и осторожно перемешайте стеклянной палочкой. Поднесите к смеси горящую лучинку. Смесь вспыхивает и быстро сгорает:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 8KClO_3 \longrightarrow 8KCl + 12CO_2\uparrow + 11H_2O$$

Часть такой же смеси (на керамической пластинке) смочите из пипетки несколькими каплями концентрированной серной кислоты. Происходит яркая вспышка.

77. Отбеливание ткани хлором

Оборудование и реактивы. Две колбы емкостью 1—2 л; кусок марли; два тонких стальных стержня; ножницы; корковые пробки; источник хлора; краситель (индиго); концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Предварительно заполните колбы хлором, налив в одну из них в качестве осушителя концентрированную серную кислоту. Окрасьте кусочек марли раствором индиго и высушите. Разрежьте марлю на две полоски длиной 10—15 см и привяжите к стальным стержням, пропущенным через корковые пробки. Одну полоску окрашенной марли опустите в колбу с сухим хлором. Другую полоску слегка увлажните водой и опустите во вторую колбу. В колбе с сухим хлором заметное ослабление окраски наблюдается только через 15—20 мин. Влажная ткань обесцвечивается почти мгновенно, так как при взаимодействии хлора с водой образуется хлорноватистая кислота, которая является более сильным окислителем, чем хлор:

$$Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HClO + HCl$$

78. Взаимодействие бертолетовой соли с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Пробирка; капельная воронка; стеклянная трубка; белый экран; штатив; резиновая пробка; бертолетова соль; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. Пробирку с бертолетовой солью укрепите вертикально в штативе. За пробиркой поместите белый экран. За-

кройте пробирку резиновой пробкой, снабженной капельной воронкой и отводной трубкой. Конец воронки должен доходить почти до дна пробирки. Налейте в воронку ~5 мл концентрированной соляной кислоты. Прилейте несколько капель HCl к бертолетовой соли. Выделяющийся желто-зеленый хлор постепенно заполняет пробирку:

$$KClO_3 + 6HCl \longrightarrow KCl + 3Cl_2\uparrow + 3H_2O$$

79. Взаимодействие бертолетовой соли с серной кислотой

Оборудование и реактивы. Пробирка; капельная воронка; стеклянная трубка; резиновая пробка; штатив; белый экран; бертолетова соль; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Опыт проводится аналогично предыдущему. Выделяющийся диоксид хлора* (газ желтого цвета) постепенно заполняет пробирку:

$$3KClO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2ClO_2\uparrow + H_2O + KClO_4$$

По окончании опыта через капельную воронку осторожно прилейте воду почти до краев пробирки и только после этого можно выливать содержимое пробирки в склянку для отходов.

80. Взаимодействие раствора бромида калия с хлорной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; разбавленный раствор бромида калия; свежеприготовленная хлорная вода.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор бромида калия. Перемешивая содержимое бокала стеклянной палочкой, постепенно приливайте хлорную воду:

$$2KBr + Cl_2 \cdot aq \longrightarrow Br_2 + 2KCl$$

Раствор окрашивается сначала в желтый, затем в оранжевый цвет за счет выделения брома, образующегося при окислении бромида калия хлором.

Аналогичный опыт можно провести с раствором иодида калия.

---

* Обращаем ваше внимание, что диоксид хлора ClO_2 взрывоопасен.

81. Взаимодействие раствора иодида калия с бромной водой

Оборудование и реактивы. Цилиндр с притертой пробкой; разбавленный раствор иодида калия; свежеприготовленная бромная вода; бензол.

Проведение опыта. Налейте в цилиндр раствор иодида калия и добавьте к нему бромную воду, происходит окисление иодида калия:

$$2KI + Br_2 \cdot aq \longrightarrow I_2 + 2KBr$$

Чтобы подтвердить образование иода, прилейте к раствору 50—70 мл бензола. Встряхните цилиндр. Бензольный слой окрашивается в фиолетовый цвет, характерный для иода.

Концентрацию раствора иодида калия и количество бромной воды нужно подобрать заранее. Бромную воду не следует добавлять в избытке, так как в этом случае бензол одновременно с иодом экстрагирует бром, в результате окраска иода и брома накладывается друг на друга.

82. Окисление иода бромноватой кислотой

Оборудование и реактивы. Цилиндр с притертой пробкой; белый экран; разбавленный раствор бромата калия; свежеприготовленная иодная вода; 1 М раствор серной кислоты; бензол.

Проведение опыта. В цилиндр налейте 50—70 мл раствора бромата калия, подкислите его несколькими миллилитрами серной кислоты и добавьте немного иодной воды до изменения окраски:

$$I_2 \cdot aq + 2HBrO_3 \longrightarrow 2HIO_3 + Br_2$$

Раствор приобретает желтую окраску. Чтобы установить, какой галоген присутствует в растворе, добавьте к смеси 50—70 мл бензола, встряхните цилиндр и поставьте его перед белым экраном. Желто-бурая окраска бензольного слоя свидетельствует о присутствии брома. Бромноватая кислота является очень сильным окислителем и при взаимодействии с иодом окисляет его, восстанавливаясь до брома. Необходимые количества всех растворов должны быть подобраны заранее.

83. Действие щелочи и кислоты на иодную воду

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 2 М раствор гидроксида калия; 1 М раствор серной кислоты; иодная вода.

Проведение опыта. Налейте в бокал иодную воду. Прибавьте раствор щелочи и перемешайте стеклянной палочкой. Окраска раствора исчезает. Подкислите раствор — окраска восстанавливается. Добавление к иодной воде раствора щелочи или кислоты вызывает смещение равновесия в водном растворе иода:

$$3I_2 \cdot aq + 3H_2O \rightleftharpoons 5HI + HIO_3$$

$$3I_2 \cdot aq + 6KOH \rightleftharpoons 5KI + KIO_3 + 3H_2O$$

$$5KI + KIO_3 + 3H_2SO_4 \rightleftharpoons 3K_2SO_4 + 3I_2 \cdot aq + 3H_2O$$

84. Взаимодействие сероводорода с иодной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; иодная вода; свежеприготовленная сероводородная вода.

Проведение опыта. Налейте в бокал иодную воду и прибавьте сероводородную воду:

$$H_2S + I_2 \cdot aq \longrightarrow 2HI + S\downarrow$$

Раствор обесцвечивается и мутнеет вследствие выделения серы. При взаимодействии с сильным восстановителем, каким является сероводород, иод проявляет окислительные свойства.

КИСЛОРОД*

ГОРЕНИЕ МЕТАЛЛОВ И НЕМЕТАЛЛОВ В КИСЛОРОДЕ**

85. Горение натрия в кислороде

Оборудование и реактивы. Колба, заполненная кислородом; металлическая ложечка для сжигания (предварительно ложечку следует покрыть асбестовой кашицей и хорошо высушить); пинцет; скальпель или острый нож; горелка; лучинка; фильтровальная бумага; натрий.

---

* Для демонстрации опытов с кислородом удобно пользоваться баллоном с кислородом. Кислород также можно получить нагреванием перманганата калия и собрать его в газометре.

**Для демонстрации горения в кислороде различных веществ можно использовать конические колбы емкостью 3—4 л с широким горлом. Колба, в которой сжигают натрий, должна быть абсолютно сухой. В колбу, предназначенную для горения железа, следует насыпать слой песка толщиной 1—2 см и положить толстый слой асбеста. В остальные колбы налейте по 100—150 мл воды. Колбы закройте корковыми пробками, через которые пропущены стержни металлических ложечек для сжигания веществ.

Проведение опыта. Кусочек натрия размером с горошину выньте из керосина, осушите фильтровальной бумагой, очистите его поверхность скальпелем. Поместите натрий в ложечку для сжигания и нагрейте пламенем горелки. Когда металл расплавится, продолжайте нагревание до тех пор, пока на поверхности не станут появляться вспышки (поскольку при нагревании натрия на воздухе на его поверхности образуется оксидная пленка, следует время от времени ее счищать). Затем быстро внесите ложечку с натрием в колбу с кислородом. Натрий вспыхивает и горит ослепительным пламенем:

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

86. Горение железа в кислороде

Оборудование и реактивы. Колба, заполненная кислородом; металлическая ложечка для сжигания; горелка; корковая пробка или спички; кусочки стальной проволоки длиной 8—10 см и диаметром 0,2—0,3 мм.

Проведение опыта. Сверните в пучок 20—30 стальных проволочек и прикрепите к металлическому стержню ложечки. Привяжите на конец пучка маленький кусочек корковой пробки или укрепите несколько (2—3) спичек. Подожгите пробку и внесите пучок в колбу с кислородом. Когда пробка сгорит, начинает гореть железная проволока, разбрасывая белые искры раскаленного оксида железа(II, III):

$$3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$$

87. Горение угля в кислороде

Оборудование и реактивы. Колба, заполненная кислородом; металлическая ложечка для сжигания; горелка; древесный уголь.

Проведение опыта. Кусок древесного угля, заранее прокипяченный в воде и прокаленный в плотно закрытом железном тигле при температуре 600—700 °С, укрепите на стержне ложечки и, слегка раскалив пламенем горелки, внесите в колбу с кислородом. При этом уголь сильно раскаливается и сгорает, не давая пламени («исчезает»):

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Опыт хорошо удается только в том случае, если уголь предварительно очень тщательно обработан.

88. Горение серы в кислороде

Оборудование и реактивы. Колба, заполненная кислородом; металлическая ложечка для сжигания; горелка; сера.

Проведение опыта. Положите в ложечку для сжигания кусочек серы. Расплавьте его на пламени горелки и, когда сера загорится, внесите ложечку в колбу с кислородом:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

Сера горит ослепительным синим пламенем.

89. Горение красного фосфора в кислороде

Оборудование и реактивы. Колба, заполненная кислородом; металлическая ложечка для сжигания; горелка; красный фосфор.

Проведение опыта. Насыпьте в ложечку красный фосфор, подожгите его и быстро внесите в колбу с кислородом:

$$4P + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

Фосфор горит ярким пламенем с образованием большого количества белого дыма фосфорного ангидрида.

ЖИДКИЙ КИСЛОРОД*

90. Сравнение плотности жидкого кислорода и воды

Оборудование и реактивы. Тонкостенный стакан емкостью 2 л; сосуд Дьюара; жидкий кислород.

Проведение опыта. Наполните водой стакан на $^4/_5$ объема и налейте в него немного жидкого кислорода. Жидкий кислород, обладая большей, чем вода, плотностью, образует крупные капли, которые опускаются на дно стакана. По мере выкипания жидкого кислорода капли поднимаются вверх. Достигнув поверхности воды, капли теряют поднимавшую их вверх «подушку» из газообразного кислорода и снова погружаются в воду. Движение капель вверх и вниз продолжается до полного выкипания кислорода.

---

* Жидкий кислород целесообразно получать непосредственно перед демонстрацией. Из медной трубки диаметром 10—12 мм следует изготовить змеевик такого размера, чтобы он свободно входил в сосуд Дьюара емкостью 1 л (рис. 28). Из баллона в змеевик пропустите газообразный кислород, а в сосуд Дьюара налейте жидкий азот. Кислород охлаждается в змеевике жидким азотом, сжижается и стекает в пустой стеклянный сосуд Дьюара, подставленный под отводную трубку змеевика. Производительность прибора составляет 0,5—1 л жидкого кислорода в час.

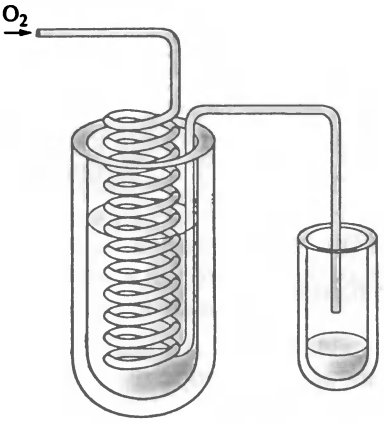


Рис. 28. Прибор для сжижения кислорода

91. Парамагнетизм жидкого кислорода

Оборудование и реактивы. Сосуд Дьюара; пробирка; сильный электромагнит; штатив; шелковая нить; жидкий кислород; жидкий азот.

Проведение опыта. На высоком штативе с помощью длинной нити укрепите пробирку так, чтобы она могла качаться, как маятник, между полюсами электромагнита. Налейте в пробирку жидкий азот и, слегка раскачав ее, включите электромагнит. Пробирка продолжает качаться в магнитном поле.

Вылейте из пробирки азот и замените его жидким кислородом. Вновь раскачайте пробирку и включите электромагнит. Пробирка притягивается к одному из полюсов. Выключите электромагнит, пробирка продолжает раскачиваться, как маятник.

92. Вспышка угля и ваты, смоченных жидким кислородом

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; лучинка; порошок угля; вата; жидкий кислород.

Проведение опыта. В фарфоровую чашку положите тонкий слой ваты, посыпьте ее порошком угля и облейте жидким кислородом. Прикоснитесь к вате длинной тлеющей лучинкой. Происходит мгновенная энергичная вспышка.

93. Горение лучинки в жидком кислороде

Оборудование и реактивы. Тонкостенный стакан; сосуд Дьюара; лучинка; жидкий кислород.

Проведение опыта. В стакан налейте жидкий кислород. При соприкосновении со стенками стакана жидкий кислород вскипает, но постепенно стакан охлаждается, и кислород перестает кипеть. Голубая окраска жидкого кислорода становится хорошо видна. Опустите в стакан тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает и продолжает гореть в жидком кислороде ослепительным пламенем.

94. Горение кусочка угля, смоченного жидким кислородом

Оборудование и реактивы. Стакан; медная сетка; кусочек свинца; асбестированная сетка; лучинка; древесный уголь; жидкий кислород.

Проведение опыта. Кусочки древесного угля, предварительно обработанного, как описано в опыте № 87, пропитайте жидким кислородом. Для этого в стакан с жидким кислородом бросьте 2—3 кусочка угля и сверху прижмите сеткой со свинцовым грузом, чтобы уголь не всплывал (иначе он плохо пропитается кислородом). После этого положите уголь на асбестированную сетку и подожгите с помощью длинной лучинки:

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

Горящий уголь высоко взлетает и распадается на мелкие кусочки.

ОЗОН

95. Получение озона

Оборудование и реактивы. Стеклянная трубка диаметром 20 мм и длиной около 1 м; промывная склянка; четыре конические колбочки емкостью 50 мл; подставка из оргстекла; высоковольтный трансформатор; алюминиевая фольга; нихромовая проволока диаметром 0,2 мм; источник кислорода; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Озон для лекционных опытов можно получить действием на кислород тихого электрического разряда в озонаторе, изображенном на рис. 29.

Стеклянную трубку оберните алюминиевой фольгой и укрепите на подставке из оргстекла. Концы трубки должны быть оттянуты. Через трубку пропустите нихромовую проволоку, выведя ее наружу через оттянутые концы. С помощью проводов присоедините металлическую обкладку и один конец нихромовой проволоки к высоковольтному трансформатору. Пропустите кислород через склянку с серной кислотой (для осушки) и подайте его в

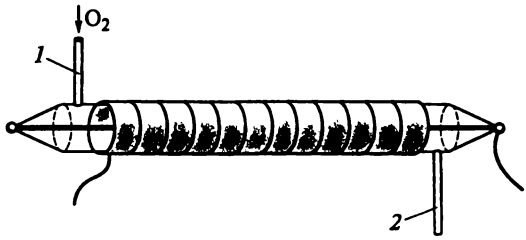


Рис. 29. Схема озонатора (*1*, *2* — трубки)

озонатор по трубке *1*. Включите трансформатор. Из трубки *2* выходит озонированный кислород:

$$3O_2 \xrightarrow{\text{Эл. разряд}} 2O_3$$

Наполните озоном несколько колбочек и передайте в аудиторию. Озон адсорбируется на стекле, поэтому в колбах долго сохраняется его запах. При работе с озонатором следует соблюдать осторожность: провода нужно разместить так, чтобы они нигде не пересекались и не соприкасались между собой. При включенном трансформаторе ни в коем случае нельзя касаться обкладки трубки или другой металлической части прибора. Даже после выключения трансформатора следует выждать несколько минут, не трогая прибор, так как на металлической обкладке некоторое время сохраняется электрический заряд.

96. Окисление иодида калия озоном

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; озонатор; 1 М раствор иодида калия; раствор крахмала (см. опыт № 24).

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор иодида калия и добавьте несколько капель раствора крахмала. Поднесите бокал к выходной трубке озонатора (опускать трубку в раствор не рекомендуется). Пропустите через озонатор кислород и включите трансформатор. Перемешайте содержимое бокала. Через несколько секунд содержимое бокала приобретает синее окрашивание, свидетельствующее о выделении иода:

$$2KI + O_3 + H_2O \longrightarrow 2KOH + I_2 + O_2$$

97. Окисление индиго озоном

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; озонатор; разбавленный раствор индиго (светло-голубого цвета).

Проведение опыта. В бокал налейте раствор индиго и пропустите через него озонированный кислород. Через несколько минут раствор обесцвечивается.

98. Разрушение резины озоном

Оборудование. Стакан; стеклянная трубка; резиновая трубка; озонатор.

Проведение опыта. На газоотводную трубку озонатора наденьте кусочек резиновой трубки длиной 10 см, к которой присоединена стеклянная трубка. Свободный конец стеклянной трубки опустите в стакан с водой. Пропустите ток озонированного кислорода. Сначала через жидкость в стакане проходят пузырьки газа, но очень быстро ток газа прекращается. Озон разрушает резину, на резиновой трубке появляются продольные трещины, через которые озон уходит в атмосферу.

99. Каталитическое разложение озона

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная трубка; U-образная трубка; озонатор; диоксид марганца; раствор иодида калия; раствор крахмала.

Проведение опыта. Соедините выход озонатора с U-образной трубкой, заполненной диоксидом марганца. Подсоедините к U-образной трубке небольшую трубку и опустите ее в раствор иодида калия, содержащий крахмал. Включите озонатор. Через раствор проходят пузырьки газа, но раствор остается бесцветным. Диоксид марганца катализирует разложение озона:

$$2O_3 \xrightarrow{MnO_2} 3O_2$$

Снимите U-образную трубку с катализатором и поднесите бокал с раствором иодида калия к выходной трубке озонатора. Раствор в бокале быстро синеет.

ПЕРОКСИД ВОДОРОДА

100. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора

Оборудование и реактивы. Пробирка; штатив; шпатель; лучинка; порошок диоксида марганца; 10—20%-й раствор пероксида водорода.

Проведение опыта. Укрепите в штативе пробирку и наполните ее на $^1/_5$ объема раствором пероксида водорода. Поместите в про-

бирку немного (на кончике шпателя) диоксида марганца. Начинается очень бурная реакция:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2\uparrow$$

Испытайте выделяющийся кислород с помощью тлеющей лучинки.

101. Окисление иодида калия пероксидом водорода

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 2 М раствор иодида калия; 20%-й раствор пероксида водорода; 0,5 М раствор серной кислоты; раствор крахмала.

Проведение опыта. В бокал налейте около 100 мл воды, прибавьте 10—15 мл раствора иодида калия и подкислите серной кислотой. Затем прилейте несколько миллилитров раствора пероксида водорода. Перемешайте содержимое бокала палочкой. Сразу же появляется желто-коричневая окраска раствора вследствие выделения иода:

$$2KI + H_2O_2 + H_2SO_4 \longrightarrow I_2\downarrow + K_2SO_4 + 2H_2O$$

При добавлении раствора крахмала жидкость окрашивается в интенсивно-синий цвет.

102. Окисление сульфида свинца(II) пероксидом водорода

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М раствор ацетата свинца(II); 3—5%-й раствор пероксида водорода; сероводородная вода.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор ацетата свинца(II) и добавьте к нему сероводородную воду. Выпадает черный осадок сульфида свинца(II). Разбавьте содержимое бокала водой вдвое и взмутите осадок стеклянной палочкой. Затем понемногу приливайте раствор пероксида водорода. Постепенно по мере окисления сульфида свинца цвет осадка меняется с черного на белый:

$$PbS + 4H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + 4H_2O$$

103. Восстановление перманганата калия пероксидом водорода

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 2 М раствор серной кислоты; 5%-й раствор пероксида водорода; 0,05 М раствор перманганата калия.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор перманганата калия, подкислите его серной кислотой. Постепенно приливайте раствор пероксида водорода, перемешивая содержимое бокала палочкой. Раствор перманганата калия очень быстро обесцвечивается, при этом наблюдается выделение пузырьков кислорода:

$$2KMnO_4 + 5H_2O_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2\uparrow + 8H_2O$$

104. Обратимое восстановление — окисление медь(II) ⇄ медь(I) пероксидом водорода

Оборудование и реактивы. Стакан емкостью 1 л; магнитная мешалка с подогревом; термометр; стеклянная палочка; пипетка на 1 мл; 1 М раствор тартрата калия-натрия ($KNaC_4H_4O_6 \cdot 4H_2O$); 1 М раствор сульфата меди(II); 3%-й раствор пероксида водорода.

Проведение опыта. К 60 мл раствора тартрата калия-натрия в стакане прилейте 40 мл 3%-го раствора H_2O_2. Поставьте стакан на магнитную мешалку и нагрейте при постоянном перемешивании до 50 °С. Внесите в стакан 1 мл раствора $CuSO_4$. Раствор окрашивается в небесно-голубой цвет. Продолжайте нагревание до 80 °С. Содержимое стакана вначале вспенивается за счет выделения газа, затем вдруг резко становится мутным и приобретает золотисто-оранжевый цвет. Добавьте 30—40 мл 3%-го раствора H_2O_2, наблюдается растворение золотисто-оранжевого осадка, и раствор вновь становится голубым и прозрачным. Через несколько секунд процесс повторяется — раствор вспенивается и по всему объему образуется золотисто-оранжевый осадок. Этот цикл можно повторять 5—6 раз, поддерживая температуру в интервале 70—80 °С.

При взаимодействии с тартратом калия-натрия медь(II) образует растворимый тартратный комплекс голубого цвета состава $KNa[Cu(C_4H_4O_6)_2]$. При температуре ~80 °С пероксид водорода восстанавливает Cu(II) до Cu(I), образуя оксид меди(I) Cu_2O — мелкий легкий осадок золотисто-оранжевого цвета, распределяющийся по всему объему раствора:

$$4KNa[Cu(C_4H_4O_6)_2] + 4H_2O_2 \longrightarrow 2Cu_2O\downarrow + 4KHC_4H_4O_6 + 4NaHC_4H_4O_6 + 3O_2\uparrow$$

При этом выделяется кислород, раствор вспенивается. Концентрация H_2O_2 уменьшается. При прибавлении новой порции пероксида водорода медь(I) окисляется в медь(II) при той же температуре с образованием растворимого голубого комплекса:

$$Cu_2O + H_2O_2 + 2KHC_4H_4O_6 + 2NaHC_4H_4O_6 \longrightarrow 2KNa[Cu(C_4H_4O_6)_2] + 3H_2O$$

Далее цикл повторяется. Пероксид водорода в этих реакциях проявляет как восстановительные, так и окислительные свойства. В результате протекания побочных реакций pH раствора увеличивается от 5 до 9 и цикл восстановления — окисления прерывается.

СЕРА, СЕЛЕН, ТЕЛЛУР

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

105. Плавление серы

Оборудование и реактивы. Пробирка; держатель для пробирки; горелка; кристаллическая сера*.

Проведение опыта. Поместите серу в пробирку (на $^1/_5$ объема) и осторожно нагрейте ее пламенем горелки. Сера плавится. Расплав прозрачен, окрашен в светло-желтый цвет. Встряхивая пробирку, покажите, что расплавленная сера подвижна. При дальнейшем нагревании сера загустевает и темнеет (можно перевернуть пробирку вверх дном — сера не вытекает). Продолжайте нагревание. Расплав становится подвижным, оставаясь при этом темным. Наблюдаемые явления связаны с изменением молекулярного строения серы при нагревании.

106. Получение осажденной серы

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 1 М раствор тиосульфата натрия; 1 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор тиосульфата натрия и прибавьте к нему соляную кислоту. Выделяется тонкодисперсная сера белого или желтого (в зависимости от концентрации растворов) цвета:

$$Na_2S_2O_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + S\downarrow + SO_2\uparrow$$

107. Получение ромбической серы

Оборудование и реактивы. Часовое стекло; раствор серы в сероуглероде или хлороформе.

Проведение опыта. Налейте на часовое стекло раствор серы в сероуглероде. После испарения сероуглерода на стекле остаются кристаллы ромбической серы.

---

* Сера должна быть очень чистой, иначе расплав не получится прозрачным и светлым.

108. Получение пластической серы

Оборудование и реактивы. Стакан емкостью 2 л; пробирка; пинцет; сера.

Проведение опыта. Расплавьте серу в пробирке и нагрейте ее до кипения. Вылейте расплавленную серу тонкой струей в стакан с холодной водой. Выньте серу из стакана пинцетом. Она представляет собой вязкую резиноподобную массу, которая за время лекции частично затвердевает.

109. Воспламенение расплавленной серы

Оборудование и реактивы. Фарфоровый тигель с крышкой; треножник; асбестированная сетка; щипцы; горелка; измельченная сера.

Проведение опыта. Поместите серу в тигель (до $^1/_2$ объема), закройте тигель крышкой, поставьте на асбестированную сетку и нагрейте на пламени горелки. Через несколько минут уберите горелку и поднимите щипцами крышку. Расплавленная сера вспыхивает и горит голубым пламенем:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

110. Горение меди в парáх серы

Оборудование и реактивы. Пробирка; горелка; пинцет; медная фольга; сера.

Проведение опыта. Серу расплавьте в пробирке и нагрейте до кипения. Длинную полоску медной фольги раскалите в пламени горелки и бросьте в пробирку. В парáх серы фольга продолжает раскаливаться и сгорает:

$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

111. Воспламенение селена в кислороде

Оборудование и реактивы. Стеклянная трубка с расширением посередине; горелка; штатив; источник кислорода; селен.

Проведение опыта. Поместите в расширенную часть трубки селен и соедините трубку с источником кислорода. Пропустите через трубку кислород, одновременно нагревая пламенем горелки то место трубки, где находится селен. Сначала селен плавится, затем вспыхивает и горит синим пламенем с образованием паров диоксида селена желтого цвета:

$$Se + O_2 \longrightarrow SeO_2$$

Пары SeO_2 осаждаются на холодных стенках трубки, однако частично выходят из нее. Поскольку соединения селена ядовиты, опыт следует проводить в вытяжном шкафу.

112. Взаимодействие железа и селена

Оборудование и реактивы. Толстая стеклянная палочка; керамическая пластинка; горелка; порошкообразные селен и железо.

Проведение опыта. (*Опыт следует проводить в вытяжном шкафу!*) Насыпьте горкой на керамическую пластинку эквимолярную смесь тонко измельченных порошков селена и железа. Сильно нагрейте пламенем горелки конец стеклянной палочки и коснитесь им смеси. На поверхности палочки начинается взаимодействие селена и железа, сопровождающееся разогреванием смеси:

$$Fe + Se \longrightarrow FeSe$$

Если поворачивать палочку, то раскаленная смесь «накручивается» на нее и получается своеобразная светящаяся «булава».

СЕРОВОДОРОД*

113. Действие сероводорода на раствор лакмуса

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник сероводорода; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Налейте раствор лакмуса в бокал и пропустите через раствор ток сероводорода. Лакмус краснеет, так как водный раствор сероводорода проявляет кислотные свойства.

114. Горение сероводорода

Оборудование и реактивы. Стеклянная трубка с оттянутым концом; источник сероводорода; черная доска.

Проведение опыта. Подожгите сероводород на оттянутом конце газоотводной трубки, соединенной с источником H_2S. Сероводород горит сине-фиолетовым пламенем:

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2$$

---

* Сероводород ядовит, поэтому все опыты с ним можно проводить только при наличии вытяжного устройства. Для опытов можно использовать сероводород, получаемый в аппарате Киппа взаимодействием сульфида железа(II) с серной кислотой (1 : 5): $FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S\uparrow$.

Направьте пламя на увлажненную поверхность черной доски. На доске появляется светло-желтый налет серы:

$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2H_2O + 2S$$

115. Окисление сероводорода диоксидом свинца

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; источник сероводорода; диоксид свинца.

Проведение опыта. Направьте струю сероводорода на поверхность диоксида свинца, помещенного в фарфоровую чашку. Диоксид свинца раскаливается, и через некоторое время сероводород вспыхивает с легким хлопком:

$$3PbO_2 + 4H_2S \longrightarrow 3PbS + SO_2 + 4H_2O$$

116. Взаимодействие сероводорода с водными растворами окислителей

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; источник сероводорода; бромная вода; иодная вода; 0,5 М раствор перманганата калия; 1 М раствор серной кислоты.

Проведение опыта. Налейте в бокалы бромную, иодную воду и раствор перманганата калия, подкисленный серной кислотой, соответственно. Пропустите через растворы сероводород. Окраска растворов исчезает и через некоторое время появляется муть вследствие выделения серы:

$$H_2S + Br_2 \cdot aq \longrightarrow 2HBr + S\downarrow$$

$$H_2S + I_2 \cdot aq \longrightarrow 2HI + S\downarrow$$

$$5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5S\downarrow$$

117. Окисление сероводорода концентрированной серной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник сероводорода; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Налейте в бокал концентрированную серную кислоту и пропустите ток сероводорода. Через некоторое время выпадает осадок мелкодисперсной серы:

$$3H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow 4H_2O + 4S\downarrow$$

118. Осаждение сульфидов

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; белый экран; 0,5 М растворы ацетата цинка, сульфата кадмия, хлорида сурьмы(III), ацетата свинца(II); свежеприготовленная сероводородная вода.

Проведение опыта. На фоне белого экрана поставьте четыре бокала и налейте в них растворы указанных солей. Прибавьте к растворам сероводородную воду и перемешайте содержимое бокалов стеклянными палочками. В бокалах образуются осадки: белый ZnS, желтый CdS, оранжевый Sb_2S_3 и черный PbS:

$$Zn(CH_3COO)_2 + H_2S \longrightarrow ZnS\downarrow + 2CH_3COOH$$

$$CdSO_4 + H_2S \longrightarrow CdS\downarrow + H_2SO_4$$

$$2SbCl_3 + 3H_2S \longrightarrow Sb_2S_3\downarrow + 6HCl$$

$$Pb(CH_3COO)_2 + H_2S \longrightarrow PbS\downarrow + 2CH_3COOH$$

119. Получение твердого и жидкого сероводорода

Оборудование и реактивы. Прибор для сжижения сероводорода; источник сероводорода; жидкий азот.

Проведение опыта. Прибор для сжижения сероводорода представляет собой три вставленные друг в друга и спаянные стеклянные пробирки (рис. 30). Через воронку *1* в пробирку *2* налейте жидкий азот. Пропустите сероводород в пробирку *3*. Твердый сероводород в виде светло-желтого налета осаждается на поверхно-

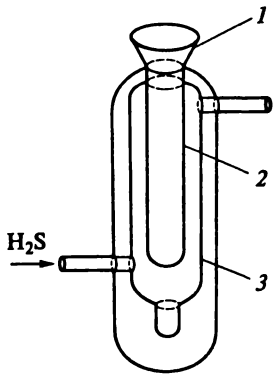


Рис. 30. Прибор для сжижения сероводорода:
1 — воронка; *2*, *3* — пробирки

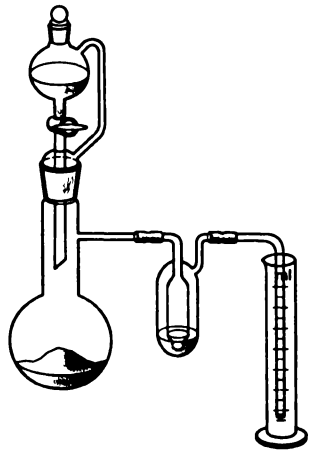


Рис. 31. Прибор для получения сернистого газа

сти пробирки *2*. После того как жидкий азот испаряется, твердый сероводород плавится и стекает в оттянутый конец пробирки *3*.

Если заполнить пробирку *2* смесью твердой углекислоты и ацетона, то можно сразу получить жидкий сероводород.

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ, СЕЛЕНА И ТЕЛЛУРА

120. Получение сернистого газа

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца; капельная воронка; промывалка; цилиндр; Г-образная стеклянная трубка; сульфит натрия; концентрированная серная кислота; синяя лакмусовая бумага; щелочной раствор лакмуса.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 31. В колбу Вюрца поместите 20—30 г сульфита натрия и смочите его 3—4 мл воды. Промывалку и капельную воронку заполните концентрированной серной кислотой. Промывалку соедините со стеклянной трубкой, опущенной в цилиндр. Из капельной воронки постепенно приливайте концентрированную серную кислоту к сульфиту натрия:

$$Na_2SO_3 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2NaHSO_4 + H_2O + SO_2\uparrow$$

Выделяющийся сернистый газ собирается в цилиндре и может быть обнаружен с помощью синей лакмусовой бумажки. Пропустите сернистый газ через раствор лакмуса. Раствор лакмуса тотчас же становится красным.

121. Взаимодействие сернистого газа с сероводородом в присутствии воды

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 3 л; стеклянные трубки; резиновая пробка; источник сероводорода; прибор для получения SO_2 (см. опыт № 120).

Проведение опыта. Закройте колбу резиновой пробкой, в которую вставлены две согнутые под прямым углом стеклянные трубки, не доходящие до дна на 4—5 см, и одна короткая

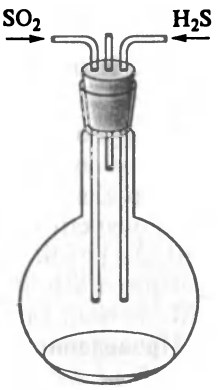


Рис. 32. Прибор для демонстрации взаимодействия сернистого газа и сероводорода

трубка (рис. 32). На дно колбы налейте 1 — 2 мл воды. Через длинные трубки пропустите в колбу сероводород и сернистый газ. Колбу следует время от времени встряхивать, чтобы ее стенки оставались влажными. Через некоторое время на них появляется светло-желтый налет серы в результате окислительно-восстановительного взаимодействия сернистого газа и сероводорода, катализируемого водой:

$$SO_2 + 2H_2S \xrightarrow{H_2O} 2H_2O + 3S$$

122. Действие сернистого газа на иодную воду и раствор фуксина

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; пробирка; горелка; прибор для получения сернистого газа (см. опыт № 120); иодная вода; раствор фуксина интенсивно-красного цвета.

Проведение опыта. Налейте в бокалы соответственно иодную воду и раствор фуксина и пропустите через растворы ток сернистого газа. Содержимое бокалов быстро обесцвечивается.

В первом бокале происходит восстановление иода сернистым газом:

$$I_2 \cdot aq + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2HI$$

во втором — присоединение SO_2 к фуксину с образованием бесцветной фуксинсернистой кислоты:

$$C_{20}H_{20}N_3Cl + nSO_2 + mH_2O \rightleftharpoons C_{20}H_{20}N_3Cl \cdot nSO_2 \cdot mH_2O$$

Перелейте часть бесцветного раствора из второго бокала в пробирку и прокипятите его. Красное окрашивание фуксина восстанавливается. Образовавшаяся при действии сернистого газа на фуксин бесцветная фуксинсернистая кислота разрушается при кипячении, и диоксид серы удаляется из раствора.

123. Взаимодействие сернистого газа с диоксидом азота

Оборудование и реактивы. Плоскодонная колба емкостью 5 л; две промывалки; стеклянные трубки; демонстрационный бокал; прибор для получения сернистого газа (см. опыт № 120); прибор для получения диоксида азота (см. опыт № 140); штативы; маленькая резиновая груша, заполненная водой; медные стружки; сульфит натрия; концентрированные серная и азотная кислоты; 1 М раствор хлорида бария.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 33. В колбу *1* насыпьте сульфит натрия и смочите его небольшим ко-

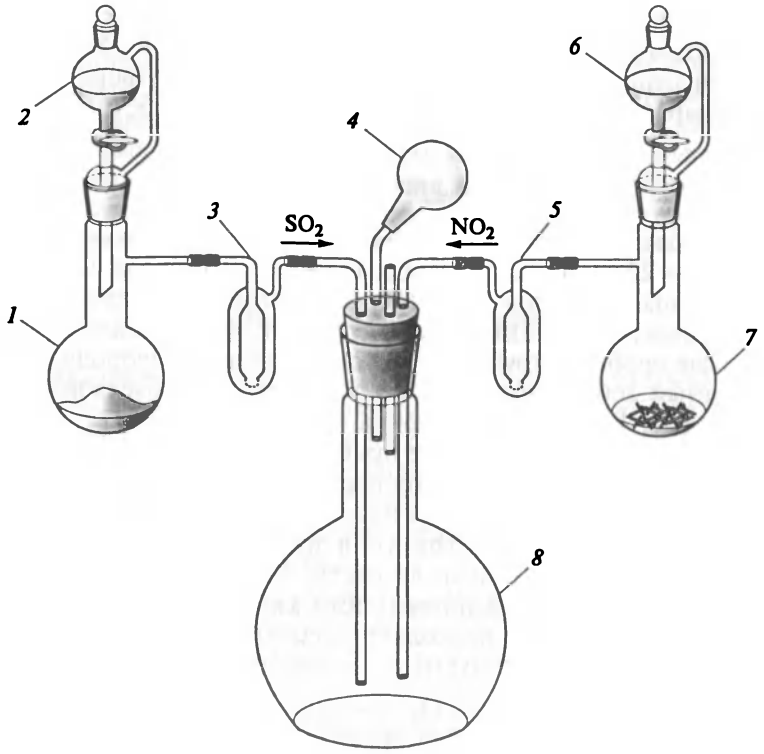


Рис. 33. Прибор для демонстрации взаимодействия сернистого газа с диоксидом азота:

1, *7* — колбы Вюрца; *2*, *6* — капельные воронки; *3*, *5* — промывалки; *4* — резиновая груша; *8* — плоскодонная колба

личеством воды, в капельную воронку *2* налейте концентрированную серную кислоту. В колбу *7* поместите медные стружки, в воронку *6* — концентрированную азотную кислоту. Промывалки *3*, *5* оставьте пустыми.

Заполните колбу *8* диоксидом азота. Затем пропустите в колбу сернистый газ. На стенках колбы *8* оседают белые кристаллы нитрозилсерной кислоты, и бурая окраска диоксида азота постепенно исчезает:

$$2SO_2 + H_2O + 3NO_2 \longrightarrow 2NOHSO_4\downarrow + NO$$

С помощью груши *4* введите в колбу 3—5 мл воды. Кристаллы быстро растворяются в ней. Газ в колбе буреет, так как в результате реакции нитрозилсерной кислоты с водой выделяется диоксид азота:

$$2NOHSO_4 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + NO\uparrow + NO_2\uparrow$$

Прилейте в колбу около 50 мл воды, ополосните ее и вылейте в демонстрационный бокал. Чтобы доказать, что в растворе содержится серная кислота, прибавьте немного раствора хлорида бария. Выпадает обильный осадок сульфата бария белого цвета.

124. Получение серного ангидрида контактным способом

Оборудование и реактивы. Трубка из тугоплавкого стекла диаметром 20—25 мм; стакан; кварцевая трубка диаметром 10—15 мм; колба Вюрца емкостью 100—150 мл; промывалка; кристаллизатор; тройник; стеклянные трубки; стакан; фарфоровая лодочка; резиновые пробки и трубки; горелка; источник кислорода; платинированный асбест (см. опыт № 52); сера; лед; раствор серной кислоты 1 : 1; 1 М раствор хлорида бария.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 34. В промывалку *2* налейте концентрированную серную кислоту. В кварцевую трубку *3* поместите платинированный асбест. Колбу *4*, служащую приемником, погрузите в лед. Конец отводной трубки приемника опустите в стакан *5* с раствором серной кислоты (1 : 1) так, чтобы он не касался поверхности кислоты.

В лодочку положите несколько кусочков серы, подожгите ее, внесите в трубку *1* и пропустите ток кислорода:

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

Количество кислорода, подаваемого в промывалку *2* для смешивания с сернистым газом, должно быть бóльшим, чем следует из уравнения реакции. Нагрейте пламенем горелки до 500—600 °С ту часть трубки *3*, где лежит платинированный асбест:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{Катализатор}} 2SO_3$$

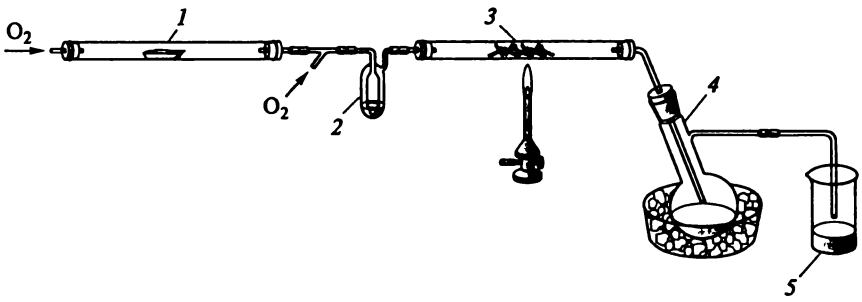


Рис. 34. Прибор для получения серного ангидрида контактным способом:
1 — трубка из тугоплавкого стекла; *2* — промывалка; *3* — кварцевая трубка; *4* — колба Вюрца; *5* — стакан

За 5—10 мин в приемнике *4* собирается значительное количество твердого серного ангидрида. Снимите приемник и налейте в него немного воды. При этом наблюдается интенсивное выделение дыма серного ангидрида и раздается шипение. (*Осторожно! Возможен выброс реакционной массы. Необходимо использовать защитный экран.*) Чтобы подтвердить, что в полученном растворе присутствует серная кислота, добавьте к нему раствор хлорида бария. Выпадает обильный осадок сульфата бария.

125. Действие воды на нитрозу*

Оборудование и реактивы. Тонкостенный стеклянный стакан; промывалка; стеклянная палочка; белый экран; нитроза.

Проведение опыта. В химический стакан налейте небольшое количество воды и медленно прилейте к ней нитрозу, перемешивая стеклянной палочкой. Раствор на мгновение окрашивается в бледно-голубой цвет вследствие образования N_2O_3, а затем выделяется бурый диоксид азота:

$$2NOHSO_4 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4 + N_2O_3$$

$$N_2O_3 \longrightarrow NO\uparrow + NO_2\uparrow$$

126. Действие концентрированной серной кислоты на древесину и сахар

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; толстостенный цилиндр емкостью 200 мл; толстая стеклянная палочка; фарфоровая ступка; лучинка; сахар; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Налейте в бокал концентрированную серную кислоту. Опустите в нее на несколько секунд лучинку. Выньте лучинку из кислоты и покажите, что она обуглилась:

$$C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4(конц.)} 12C + 11H_2O$$

Разотрите в ступке 75 г сахара и поместите в цилиндр, смочите 5—6 мл воды и перемешайте стеклянной палочкой. К получившейся смеси прилейте 35 мл концентрированной серной кислоты. Быстро перемешайте. Сахар сразу же чернеет, вспучивается. Вско-

---

* Нитроза представляет собой раствор нитрозилсерной кислоты в концентрированной серной кислоте. Нитрозу следует получить заранее. Для этого диоксид азота, образующийся при действии концентрированной азотной кислоты на медные стружки, нужно пропускать в течение 30 мин через промывалку с концентрированной серной кислотой:

$$4NO_2 + 4H_2SO_4(конц.) \longrightarrow 4NOHSO_4 + 2H_2O + O_2\uparrow$$

ре по палочке начинает подниматься рыхлая масса, которая постепенно выползает из цилиндра.

Серная кислота не только отнимает воду от сахара, но и окисляет его. В результате выделяются углекислый газ, сернистый газ и пары воды, которые вспучивают массу и выталкивают ее из цилиндра:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + 8H_2SO_4 \longrightarrow 8SO_2\uparrow + 19H_2O + 8C + 4CO_2\uparrow$$

127. Восстановление селена(IV) сернистым газом

Оборудование и реактивы. Стакан; демонстрационный бокал; горелка; прибор для получения сернистого газа (см. опыт № 120); разбавленный раствор селенистой кислоты.

Проведение опыта. Предварительно нагретый до 70—80 °С раствор селенистой кислоты налейте в бокал и пропустите через него ток сернистого газа:

$$H_2SeO_3 + 2SO_2 + H_2O \longrightarrow Se\downarrow + 2H_2SO_4$$

Очень скоро раствор становится ярко-красным, и происходит образование осадка селена красного цвета.

128. Восстановление теллура(IV) сернистым газом

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; прибор для получения сернистого газа (см. опыт № 120); стакан; горелка; разбавленный раствор теллурита натрия; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. Подогрейте в стакане раствор теллурита натрия до 60—70 °С, вылейте его в демонстрационный бокал, подкислите соляной кислотой и пропустите ток сернистого газа. Через некоторое время из раствора осаждается черный осадок теллура:

$$Na_2TeO_3 + 2HCl + 2SO_2 + H_2O \longrightarrow Te\downarrow + 2NaCl + 2H_2SO_4$$

АЗОТ

ПОЛУЧЕНИЕ АЗОТА. АММИАК

129. Получение азота разложением нитрита аммония

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца; капельная воронка; цилиндр; кристаллизатор; стеклянная трубка; стеклянная пластинка; горелка; лучинка; резиновая трубка; концентрированные растворы нитрита натрия и хлорида аммония.

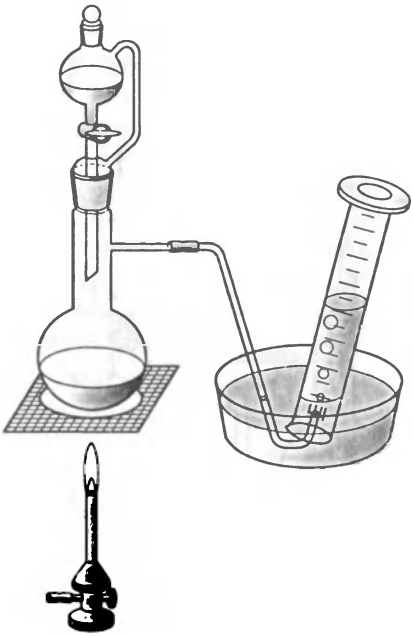


Рис. 35. Прибор для получения азота

Проведение опыта. В колбу Вюрца (рис. 35) поместите раствор нитрита натрия, в капельную воронку — раствор хлорида аммония. Нагрейте содержимое колбы почти до кипения, а затем очень осторожно, небольшими порциями прилейте раствор хлорида аммония:

$$NH_4Cl + NaNO_2 \rightleftarrows NH_4NO_2 + NaCl$$

$$NH_4NO_2 \longrightarrow 2H_2O + N_2\uparrow$$

Налейте воду в кристаллизатор. Стеклянную трубку, соединенную с колбой Вюрца резиновой трубкой, подведите под цилиндр, который заполнен водой и помещен вверх дном в кристаллизатор, и соберите выделяющийся азот.

Цилиндр, заполненный газом, закройте под водой стеклянной пластинкой, выньте из кристаллизатора и поставьте на стол. Откройте цилиндр и внесите в него горящую лучинку: лучинка гаснет, так как азот не поддерживает горения.

130. Получение аммиака и его растворение в воде

Оборудование и реактивы. Стеклянный сосуд емкостью 5 л; толстостенный стеклянный сосуд емкостью 1—2 л; стеклянные

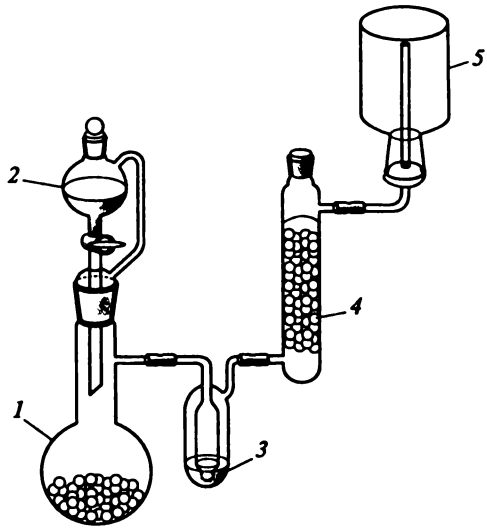


Рис. 36. Прибор для получения сухого аммиака:

1 — колба Вюрца; *2* — капельная воронка; *3* — промывалка; *4* — осушительная колонка; *5* — стеклянный сосуд

трубки (одна со слегка оттянутым концом); штатив; резиновая трубка; резиновые пробки; вата; винтовой зажим; колба Вюрца; капельная воронка; промывалка; осушительная колонка; концентрированный раствор аммиака; гранулированный гидроксид калия или натрия; фенолфталеин.

Проведение опыта. Соберите прибор, схематично показанный на рис. 36.

Колбу Вюрца примерно на $^1/_3$ объема заполните гранулированным гидроксидом калия или гидроксидом натрия, в капельную воронку налейте концентрированный раствор аммиака или хлорида аммония, а в промывалку (счетчик пузырьков) — вазелиновое масло.

Осушительную колонку заполните гранулированным гидроксидом калия. Укрепите меньший сосуд на штативе вверх дном и введите в него почти до самого дна газоподводящую трубку. Горло сосуда закройте неплотно ватным тампоном. Заполните стеклянку *5* сухим аммиаком:

$$NH_4Cl + KOH(тв.) \longrightarrow KCl + H_2O + NH_3\uparrow$$

$$NH_3 \cdot H_2O \xrightarrow{KOH} H_2O + NH_3\uparrow$$

Далее опыт выполняется так же, как опыт № 68 (см. рис. 25), только нижнюю склянку *3* на рис. 25 заполните водой и добавьте в нее несколько капель фенолфталеина вместо лакмуса.

131. Образование дыма хлорида аммония под стеклянным колпаком

Оборудование и реактивы. Стеклянный колпак; две фарфоровые чашки; треножник; концентрированная соляная кислота; концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. Поместите фарфоровые чашки друг над другом, поставив одну из них на треножник. В нижнюю налейте раствор аммиака, а в верхнюю — соляную кислоту. Накройте прибор стеклянным колпаком. Образуется белый дым хлорида аммония, который быстро заполняет весь объем колпака:

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

132. Образование хлорида аммония в цилиндрах

Оборудование и реактивы. Два цилиндра с пришлифованными рантами емкостью 1 л; две стеклянные пластинки; источник хлороводорода; источник аммиака.

Проведение опыта. Предварительно наполните один цилиндр сухим хлороводородом, другой — аммиаком и закройте их стеклянными пластинками. При демонстрации опыта цилиндр с аммиаком приставьте отверстием вниз к цилиндру с хлороводородом и выньте стеклянные пластинки. Затем цилиндры, плотно прижатые друг к другу, переверните, чтобы сверху оказался цилиндр с хлороводородом. При этом происходит бурная реакция образования хлорида аммония (белый дым заполняет цилиндры):

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

Цилиндры сначала (из-за расширения нагревшихся газов) отталкиваются друг от друга. Затем в них возникает вакуум и тогда их трудно разъединить (ранты цилиндров предварительно нужно смазать вазелином). Можно аккуратно постучать цилиндрами о край стола — они остаются плотно соединенными друг с другом.

133. Горение аммиака в кислороде

Оборудование и реактивы. Круглодонная колба емкостью 250 мл; стеклянная трубка диаметром 10—12 мм и длиной 0,5 м; широкая стеклянная трубка диаметром 30—40 мм и длиной 10—15 см; Г-образная стеклянная трубка; резиновые пробки; стеклянная вата; горелка; штатив; асбестированная сетка; лучинка; источник кислорода; концентрированный раствор аммиака.

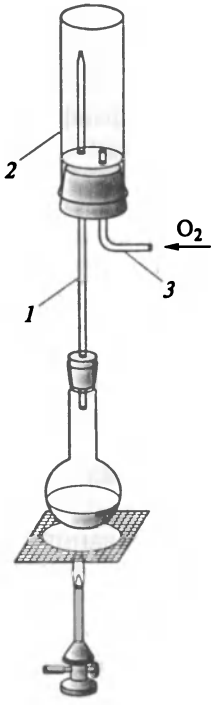


Рис. 37. Прибор для проведения реакции горения аммиака в кислороде:
1—3 — стеклянные трубки разного диаметра

Проведение опыта. В колбу налейте 50—70 мл концентрированного раствора аммиака и закройте ее резиновой пробкой, через которую пропущена длинная стеклянная трубка *1* (рис. 37). С помощью пробки укрепите на ней широкую стеклянную трубку *2*. Внутри трубки *2* на пробке поместите немного стеклянной ваты для более равномерного тока кислорода, который подается в систему с помощью Г-образной стеклянной трубки *3*. Нагрейте раствор в колбе до кипения. Когда раствор аммиака закипит, пропустите ток кислорода. Подожгите лучинкой аммиак, выходящий по трубке *1*. Аммиак горит в атмосфере кислорода желтоватым пламенем:

$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2 + 6H_2O$$

134. Окисление аммиака на поверхности платиновой спирали

Оборудование и реактивы. Коническая колба емкостью 300—500 мл; Г-образная стеклянная трубка; спираль из платиновой проволоки (диаметр проволоки 0,4—0,5 мм, длина 20—30 см), прикрепленная к держателю; горелка; источник кислорода; концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. Налейте в колбу слегка подогретый раствор аммиака. Нагрейте пламенем горелки платиновую спираль и внесите в колбу (рис. 38).

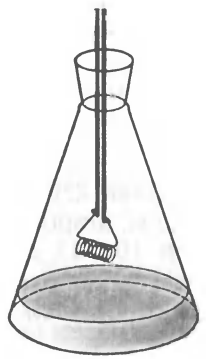


Рис. 38. Прибор для демонстрации каталитического окисления аммиака

Платина катализирует экзотермическую реакцию окисления аммиака кислородом воздуха:

$$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{\text{Pt; воздух}} 2N_2 + 6H_2O$$

За счет выделяющейся теплоты спираль раскаливается докрасна.

135. Сжижение аммиака

Оборудование и реактивы. Сосуд для сжижения аммиака; сосуд Дьюара; химический стакан; стеклянная палочка; прибор для определения электропроводности (см. опыт № 14); пинцет; источник аммиака; сухой лед; ацетон; гидроксид калия; натрий.

Проведение опыта. Соберите установку, показанную на рис. 39. Для получения сухого аммиака можно использовать прибор, изображенный на рис. 36.

В сосуд Дьюара налейте ацетон и осторожно внесите маленькие кусочки сухого льда. Погрузите в охлаждающую смесь сосуд для сжижения аммиака и пропустите через него газообразный аммиак. Когда соберется значительное количество (20—30 мл) жидкого аммиака, прекратите ток газа, а жидкий аммиак перелейте в предварительно охлажденный стакан. Покажите, что аммиак бесцветен. С помощью платиновых электродов (также предварительно охлажденных) продемонстрируйте, что жидкий аммиак не проводит электрический ток. Затем бросьте в стакан небольшой кусочек натрия и быстро размешайте содержимое стеклянной палочкой. Натрий легко растворяется, и раствор окрашивается в интенсивно-синий цвет. Опустите в раствор платиновые электроды и покажите, что полученный раствор проводит электрический ток.

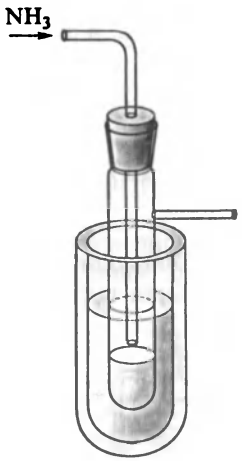


Рис. 39. Прибор для демонстрации сжижения аммиака

Жидкий аммиак легко растворяет наиболее активные металлы с образованием синих растворов, содержащих ионы металлов и сольватированные электроны, проводящих электрический ток.

136. Получение триодида азота

Оборудование и реактивы. Химический стакан; воронка Бюхнера; фильтровальная бумага; фанера; ершик; указка; концентриро-

ванный раствор иода (в растворе иодида калия); концентрированный раствор аммиака; спирт.

Проведение опыта. За 2—3 ч до лекции получите трииодид азота. Для этого в химический стакан налейте 20—30 мл концентрированного раствора иода (в растворе иодида калия) и добавьте концентрированный раствора аммиака. Сразу выпадает темно-бурый осадок трииодида азота:

$$(4+x)NH_3 + 3I_2 \longrightarrow NI_3 \cdot xNH_3 + 3NH_4I$$

Осадок отфильтруйте на воронке Бюхнера, промойте небольшим количеством спирта. Осторожно выньте фильтр из воронки, положите на фильтровальную бумагу, а последнюю — на лист фанеры. Оставьте осадок в теплом затемненном месте. Подсохший осадок на фанерном листе вынесите (на вытянутой руке) в аудиторию, положите на стол и слегка ударьте ершиком, привязанным к длинной деревянной указке. Раздается сильный взрыв.

После работы стакан, в котором проводилось осаждение, и воронку поместите в кристаллизатор с раствором щелочи, дайте постоять, а затем промойте большим количеством воды.

КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

137. Получение оксида азота(II) и его окисление кислородом воздуха

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 500 мл; капельная воронка; цилиндр емкостью 1 л; кристаллизатор; стек-

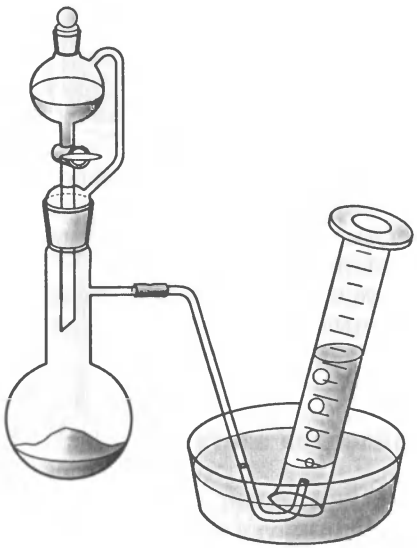


Рис. 40. Прибор для получения оксида азота(II)

лянная пластинка; стеклянная трубка; иодид калия; нитрит калия; 50%-й раствор серной кислоты.

Проведение опыта. В колбу Вюрца (рис. 40) поместите смесь эквимолярных количеств иодида и нитрита калия, а в капельную воронку — 50%-й раствор серной кислоты. Прилейте серную кислоту небольшими порциями в колбу:

$$2KI + 2KNO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2NO\uparrow + I_2\downarrow + 2K_2SO_4 + 2H_2O$$

Выделяющийся оксид азота(II) соберите над водой в цилиндре с помощью стеклянной трубки, соединенной с колбой Вюрца. Закройте цилиндр под водой стеклянной пластинкой и выньте из кристаллизатора. Поставьте цилиндр на стол и откройте его. Появляются бурые пары́ диоксида азота, которые постепенно заполняют весь цилиндр:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

138. Получение оксидов азота из воздуха в электрической дуге

Оборудование и реактивы. Толстостенная колба емкостью 5 л с двумя тубусами; промывалка; стеклянные трубки; водоструйный насос; резиновые пробки; резиновая трубка; железные электроды; трансформатор высоковольтный; штатив; белый экран; 1%-й раствор дифениламина в серной кислоте.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 41. Через тубусы с помощью резиновых пробок введите в колбу элек-

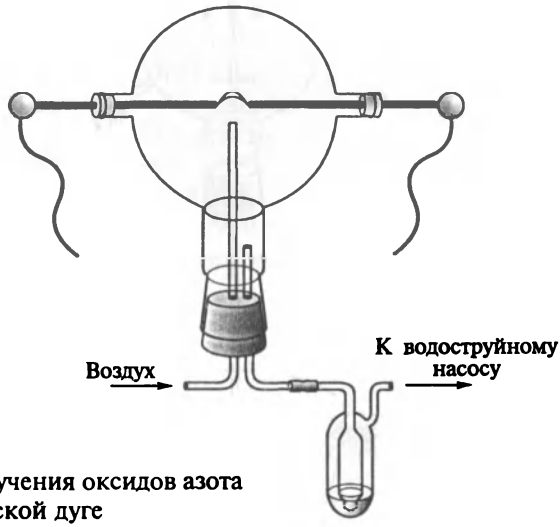


Рис. 41. Прибор для получения оксидов азота в электрической дуге

троды (расстояние между электродами 10—20 мм). Укрепите колбу в штативе. В промывалку налейте сернокислый раствор дифениламина. Короткую Г-образную трубку через промывалку соедините с водоструйным насосом. Подайте напряжение от трансформатора на электроды. Между электродами возникает электрическая дуга. Затем включите водоструйный насос. Воздух, входящий в колбу по длинной трубке, изгибает дугу вверх. Очень скоро раствор дифениламина окрашивается в синий цвет, а газ в колбе становится бурым за счет образования большого количества диоксида азота:

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2NO$$
$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

Коричнево-бурая окраска особенно хорошо видна на фоне белого экрана.

139. Окисление оксида азота(II) кислородом и растворение диоксида азота в воде

Оборудование и реактивы. Толстостенная круглодонная колба емкостью 1 л с боковым отводом, снабженным краном; длинная стеклянная трубка диаметром 10 мм с оттянутым концом; кристаллизатор; штатив; резиновая пробка; источник кислорода; прибор для получения оксида азота(II) (см. опыт № 137); нейтральный раствор лакмуса.

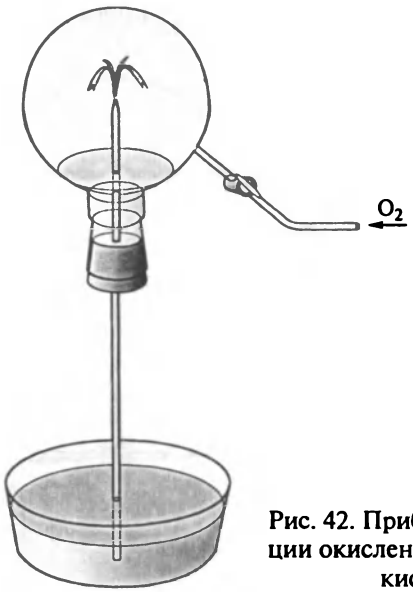


Рис. 42. Прибор для демонстрации окисления оксида азота(II) кислородом

Проведение опыта. Колбу (рис. 42) предварительно заполните оксидом азота(II). Для этого наполните колбу водой, закройте пробкой с длинной стеклянной трубкой и укрепите в штативе вверх дном. Соедините трубку с прибором для получения оксида азота(II). Подставьте под боковой отвод кристаллизатор и откройте кран. Пропустите оксид азота(II) в колбу через длинную трубку. Собирающийся в колбе газ вытесняет воду через боковую трубку. Оставьте в колбе немного воды. Отсоедините колбу от источника оксида азота и закройте кран бокового отвода.

Опустите длинную трубку в кристаллизатор с водой, подкрашенной лакмусом, и присоедините боковой отвод к источнику кислорода. Введите в колбу немного кислорода. При взаимодействии оксида азота(II) с кислородом образуется диоксид азота бурого цвета, который быстро растворяется в воде:

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$
$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO$$

За счет образовавшегося вакуума вода фонтаном поступает в колбу, а синий цвет лакмуса меняется на красный. При растворении диоксида азота в воде снова выделяется некоторое количество оксида азота(II), поэтому кислород можно вводить периодически, пока вода не заполнит почти весь объем колбы.

140. Получение диоксида азота

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца; капельная воронка; цилиндр; Г-образная стеклянная трубка; горелка; лучинка; резиновая пробка; медные стружки; концентрированная азотная кислота.

Проведение опыта. В колбу Вюрца (рис. 43) поместите медные стружки. Закройте колбу пробкой, в которую вставлена капельная воронка с азотной кислотой. Отводную трубку колбы соедините с Г-образной трубкой и опустите конец последней в цилиндр. Прилейте по каплям азотную кислоту из воронки в колбу. Медь энергично взаимо-

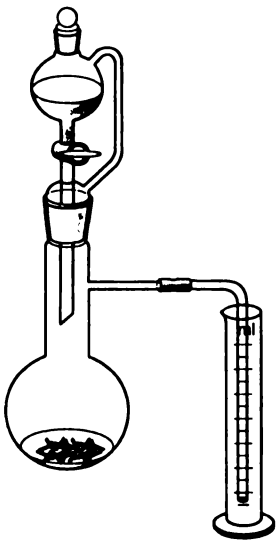


Рис. 43. Прибор для получения диоксида азота

действует с азотной кислотой и выделяется большое количество бурого газа — диоксида азота:

$$Cu + 4HNO_3(конц.) \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$$

Когда цилиндр заполнится газом, выньте из него отводную трубку. Опустите в цилиндр горящую лучинку. Лучинка продолжает гореть в атмосфере NO_2, так как диоксид азота легко разлагается при нагревании с образованием кислорода, поддерживающего горение древесины:

$$2NO_2 + 2C \longrightarrow 2CO_2 + N_2$$

141. Термическая диссоциация димера оксида азота(IV)

Оборудование и реактивы. Прибор, состоящий из двух стеклянных шаров емкостью 200—250 мл, соединенных между собой П-образной трубкой, заполненных диоксидом азота и запаянных (рис. 44); два стакана емкостью 2 л; штатив; горячая вода; лед.

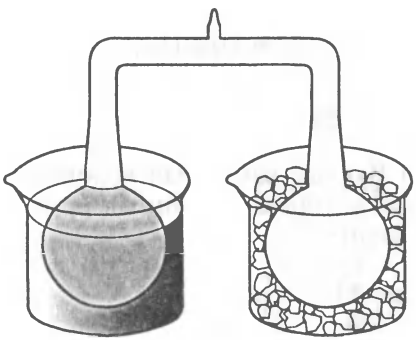


Рис. 44. Прибор для демонстрации термической диссоциации димера диоксида азота

Проведение опыта. Закрепите прибор в лапке штатива. Опуская лапку, поместите один шар в стакан с горячей водой, другой — в стакан с измельченным льдом. Через несколько минут окраска в первом шаре становится интенсивно бурой, а во втором шаре заметно ослабевает вследствие смещения равновесия реакции

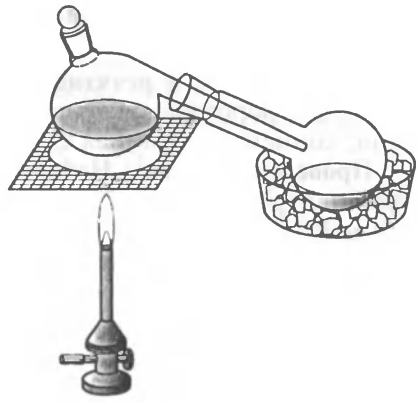
$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$$

вправо при повышении температуры и влево при ее понижении.

142. Получение дымящей азотной кислоты

Оборудование и реактивы. Стеклянная реторта; круглодонная колба-приемник; кристаллизатор; склянка с притертой пробкой;

Рис. 45. Прибор для получения дымящей азотной кислоты



асбестированная сетка; горелка; штатив; нитрат натрия; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. В вытяжном шкафу соберите прибор (рис. 45). Закрепите реторту в штативе и поместите в нее твердый нитрат натрия (50—60 г) и 10—15 мл концентрированной серной кислоты. Конец реторты опустите в колбу-приемник почти до дна. Приемник погрузите в кристаллизатор со льдом. Нагрейте реторту через асбестированную сетку пламенем горелки сначала осторожно, потом сильно. В приемнике собирается почти бесцветная азотная кислота:

$$NaNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HNO_3\uparrow$$

Однако в результате частичного разложения азотной кислоты в колбе вскоре появляются бурые пары́ диоксида азота, и кислота приобретает желтую окраску:

$$4HNO_3 \longrightarrow 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

Готовый продукт представляет собой почти 100%-ю азотную кислоту. Перелейте кислоту в склянку с притертой пробкой и храните для специальных опытов в темном месте.

143. Горение угля в дымящей азотной кислоте

Оборудование и реактивы. Пробирка из тугоплавкого стекла; штатив; горелка; пинцет; уголь; дымящая азотная кислота.

Проведение опыта. Пробирку укрепите вертикально в штативе, налейте в нее ~5 мл дымящей азотной кислоты и нагрейте пламенем горелки до кипения. Кусочек угля раскалите докрасна и бросьте в пробирку. Уголь энергично горит в азотной кислоте:

$$4HNO_3 + 3C \longrightarrow 3CO_2\uparrow + 2H_2O + 4NO\uparrow$$

144. Окисление скипидара смесью азотной и серной кислот

Оборудование и реактивы. Низкий цилиндр диаметром 15—20 см; фарфоровая чашка; пипетка; щипцы; дымящая азотная кислота; концентрированная серная кислота; скипидар.

Проведение опыта. Налейте в фарфоровую чашку несколько миллилитров дымящей азотной кислоты, добавьте к ней равный объем концентрированной серной кислоты и щипцами поставьте чашку в цилиндр. Внесите в смесь с помощью пипетки 1—2 капли скипидара. Происходит вспышка, сопровождающаяся легким хлопком.

145. Горение угля и серы над расплавом нитрата калия

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; поднос с песком; штатив; горелка; пинцет; кусочки древесного угля; кусочки серы; нитрат калия.

Проведение опыта. Пробирку закрепите вертикально в штативе и поместите в нее немного нитрата калия. Нагрейте соль до плавления. Как только начнут появляться пузырьки газа в расплаве, раскалите кусочек угля и, не прекращая нагревания, бросьте его в пробирку. Уголек продолжает гореть и «прыгает» по поверхности расплава:

$$2KNO_3 + C \longrightarrow 2KNO_2 + CO_2\uparrow$$

Когда уголек полностью сгорит, уберите горелку, подставьте под пробирку поднос с песком и бросьте в нее несколько маленьких кусочков серы. Сера вспыхивает и горит ослепительным пламенем:

$$2KNO_3 + S \longrightarrow 2KNO_2 + SO_2\uparrow$$

146. Получение азотистой кислоты

Оборудование и реактивы. Два стакана емкостью 500 мл; кристаллизатор; стеклянная палочка; 5 М раствор нитрита натрия; 2 М раствор серной кислоты; хлорид натрия; лед.

Проведение опыта. Перед демонстрацией налейте в один стакан 150—200 мл раствора нитрита натрия, в другой — 150—200 мл раствора серной кислоты; поставьте стаканы в кристаллизатор с охлаждающей смесью (лед + хлорид натрия).

Во время демонстрации опыта выньте стаканы из охлаждающей смеси, слейте вместе растворы и быстро перемешайте стеклянной палочкой:

$$2NaNO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + HNO_2$$

Образуется раствор азотистой кислоты голубого цвета, который, однако, очень быстро обесцвечивается вследствие разложения HNO_2. Из раствора выделяется диоксид азота бурого цвета:

$$2HNO_2 \longrightarrow NO\uparrow + NO_2\uparrow + H_2O$$

147. Окислительные свойства азотистой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 2 М раствор иодида калия; 2 М раствор нитрита натрия; 1 М раствор серной кислоты.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор иодида калия, подкислите серной кислотой и добавьте раствор нитрита натрия. Сразу же происходит выделение иода в результате окисления иодида калия азотистой кислотой:

$$2NaNO_2 + 2KI + 2H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + 2NO\uparrow + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O$$

148. Восстановительные свойства азотистой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 2 М раствор нитрита натрия; 1 М раствор серной кислоты; бромная вода.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор нитрита калия, подкислите серной кислотой. Образующаяся азотистая кислота окрашивает раствор в синий цвет. Добавьте бромную воду, происходит быстрое обесцвечивание жидкости:

$$NaNO_2 + H_2O + Br_2 \xrightarrow{H_2SO_4} 2HBr + NaNO_3$$

Опыт демонстрирует восстановительные свойства азотистой кислоты.

149. Горение лучинки в оксиде азота(I)

Оборудование и реактивы. Цилиндр, заполненный оксидом азота(I); горелка; лучинка.

Проведение опыта. Оксид азота(I) (закись азота) выпускается промышленностью и поступает в продажу в маленьких баллонах. Оксид азота(I) можно получить термическим разложением нитрата аммония по реакции

$$NH_4NO_3 \xrightarrow{t} N_2O\uparrow + 2H_2O$$

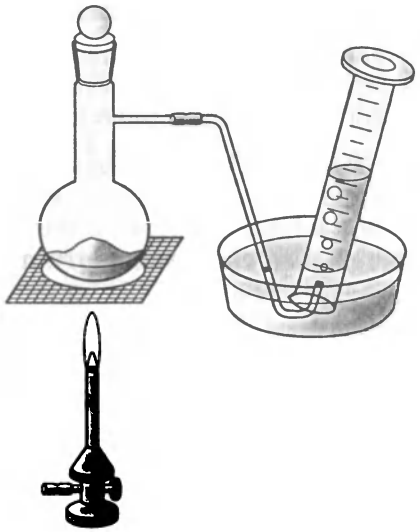


Рис. 46. Прибор для получения закиси азота

Чтобы разложение шло спокойно и равномерно, а выделяющийся оксид азота(I) не содержал примеси азота и оксида азота(II), лучше использовать эквимолярную смесь нитрата калия и сульфата аммония. Растертую в порошок смесь поместите в колбу Вюрца со стеклянной пробкой, нагрейте до плавления и заполните под водой 2—3 цилиндра выделяющимся оксидом азота(I) (рис. 46):

$$2KNO_3 + (NH_4)_2SO_4 \longrightarrow 2N_2O + K_2SO_4 + 4H_2O$$

Откройте цилиндр с оксидом азота(I) и опустите в него тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает и горит почти так же ярко, как в кислороде. Оксид азота(I) обладает сильными окислительными свойствами:

$$C + N_2O \longrightarrow CO + N_2$$

150. Взрыв смеси оксида азота(I) и паров сероуглерода

Оборудование и реактивы. Цилиндр с оксидом азота(I) (см. опыт № 149), закрытый резиновой пробкой; пипетка; горелка; полотенце; сероуглерод.

Проведение опыта. В цилиндр с оксидом азота(I) с помощью пипетки внесите 2—3 мл сероуглерода, закройте пробкой и хорошо перемешайте смесь, встряхивая цилиндр. Оберните цилиндр

полотенцем, откройте пробку и поднесите отверстием к пламени горелки:

$$N_2O + CS_2 \longrightarrow N_2 + CO + 2S$$

Происходит небольшой взрыв, видно голубое пламя.

ФОСФОР*

151. Воспламенение белого фосфора

Оборудование и реактивы. Пробирка с горячей водой; асбестированная сетка; белый фосфор.

Проведение опыта. Положите на асбестированную сетку кусочек белого фосфора и прикоснитесь к нему пробиркой с горячей водой, фосфор загорается:

$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

152. Горение белого фосфора под водой

Оборудование и реактивы. Стакан емкостью 500 мл; большая пробирка; Г-образная стеклянная трубка; пинцет; горелка; асбестированная сетка; источник кислорода; белый фосфор.

Проведение опыта. В пробирку на $^1/_5$ объема налейте холодную воду и положите 2—3 кусочка белого фосфора размером с горошину. Пробирку погрузите в стакан с горячей водой (рис. 47). Соедините стеклян-

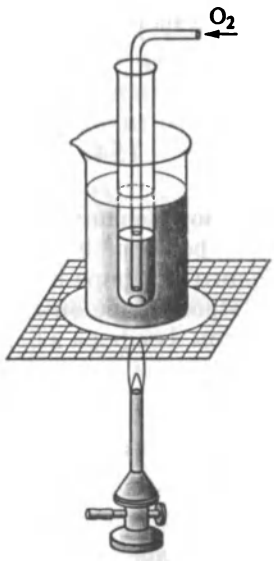


Рис. 47. Прибор для демонстрации горения белого фосфора под водой

* Белый фосфор сильно ядовит (относится к классу сильнодействующих ядовитых веществ) и легко воспламеняется, поэтому работать с ним надо с большой осторожностью. Хранить белый фосфор следует под водой, брать обязательно пинцетом, резать в фарфоровой ступке и только под водой. Отрезанные кусочки фосфора нужно осторожно осушить фильтровальной бумагой, слегка прикасаясь ею к фосфору. Посуду, в которой проводились опыты с белым фосфором, нужно после работы поместить в кристаллизатор с 10%-м раствором сульфата меди(II), а после этого тщательно вымыть водой. Красный фосфор неядовит и неогнеопасен.

ную трубку с источником кислорода. Отрегулируйте ток кислорода так, чтобы можно было считать пузырьки, и, когда белый фосфор расплавится, опустите трубку в пробирку. Конец трубки должен находиться на расстоянии 1—1,5 см от дна. Белый фосфор вспыхивает и горит под водой:

$$P_4 + 5O_2 + 6H_2O \longrightarrow 4H_3PO_4$$

153. Воспламенение бумаги, смоченной раствором белого фосфора в сероуглероде

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; пинцет; фильтровальная бумага; раствор фосфора в сероуглероде*.

Проведение опыта. В фарфоровую чашку налейте немного раствора белого фосфора в сероуглероде. Возьмите пинцетом полоску фильтровальной бумаги и смочите ее раствором. Затем выньте ее из чашки и дайте сероуглероду испариться, держа бумагу пинцетом. Выключите свет в аудитории. Когда сероуглерод испарится, бумага начнет светиться, а потом вспыхнет:

$$P_4 + 5O_2 \longrightarrow P_4O_{10}$$

154. Свечение белого фосфора в темноте

Оборудование и реактивы. Темная доска; кисточка; раствор белого фосфора в бензине (можно приготовить так же, как раствор белого фосфора в сероуглероде (см. опыт № 153)).

Проведение опыта. Кисточкой сделайте на доске надпись раствором фосфора в бензине. Погасите свет в аудитории. Бензин испаряется, и надпись начинает ярко светиться.

155. Получение фосфина действием щелочи на белый фосфор**

Оборудование и реактивы. Круглодонная колба емкостью 300 мл; кристаллизатор; стеклянная трубка; резиновая пробка; колбонагреватель; белый фосфор; 50%-й раствор гидроксида калия; диэтиловый эфир.

---

* Для приготовления раствора фосфора в сероуглероде в склянку с притертой пробкой налейте 10 мл сероуглерода (*Внимание! Сероуглерод огнеопасен!*) и поместите несколько кусочков (около 1 г) предварительно осушенного белого фосфора. Осторожно встряхивайте склянку до полного растворения фосфора.

** Фосфин ядовит, поэтому его получение следует проводить только при наличии вытяжного устройства.

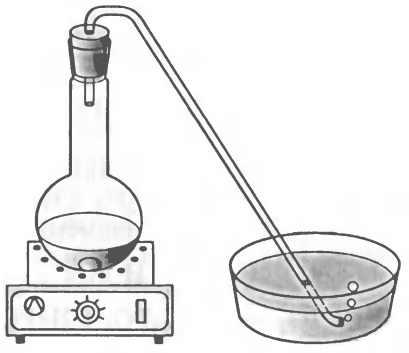


Рис. 48. Прибор для получения фосфина

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 48. В колбу поместите 70—100 мл раствора щелочи, 2—3 г белого фосфора и 10—20 мл диэтилового эфира. Колбу закройте резиновой пробкой с газоотводной трубкой, конец которой немного загнут вверх и опущен в кристаллизатор с теплой водой. Нагрейте раствор в колбе с помощью колбонагревателя. При нагревании раствора сначала испаряется эфир, пары которого вытесняют воздух из колбы. Затем раствор щелочи закипает и происходит образование фосфина:

$$P_4 + 3KOH + 3H_2O \longrightarrow PH_3\uparrow + 3KH_2PO_2$$

Пузырьки фосфина, выходя из отводной трубки, при соприкосновении с воздухом вспыхивают.

Воспламенение фосфина обусловлено присутствием в нем примеси дифосфина P_2H_4:

$$PH_3 + 2O_2 \longrightarrow H_3PO_4$$
$$2P_2H_4 + 7O_2 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 2HPO_3$$

По окончании опыта отключите колбонагреватель и уберите его. Подлейте в кристаллизатор воды. По мере охлаждения прибора вода по трубке поступает в колбу. (*Конец стеклянной трубки в кристаллизаторе все время должен оставаться под водой!*) После того как прибор остынет и вода заполнит почти всю колбу, прибор можно разобрать.

156. Получение фосфина взаимодействием фосфида кальция с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пинцет; фосфид кальция; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. Налейте в бокал 100 мл воды и слегка подкислите ее соляной кислотой. Кусочки фосфида кальция с помощью пинцета опустите в бокал:

$$Ca_3P_2 + 6HCl \longrightarrow 3CaCl_2 + 2PH_3\uparrow$$

При взаимодействии фосфида кальция с соляной кислотой образуются фосфин PH_3 и дифосфин P_2H_4. Смесь этих соединений при соприкосновении с воздухом воспламеняется:

$$PH_3 + 2O_2 \longrightarrow H_3PO_4$$

$$2P_2H_4 + 7O_2 \longrightarrow 2H_3PO_4 + 2HPO_3$$

При этом хорошо видны белые колечки дыма.

157. Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; шпатель; фосфорный ангидрид; щелочной раствор лакмуса.

Проведение опыта. Возьмите фосфорный ангидрид на кончике шпателя и осторожно стряхните в бокал с водой, подкрашенной лакмусом:

$$nP_4O_{10} + 2nH_2O \longrightarrow 4(HPO_3)_n$$

Раздается шипение. Раствор лакмуса становится красным, что обусловлено образованием метафосфорной кислоты.

158. Осаждение малорастворимых фосфатов серебра

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; 0,5 М раствор нитрата серебра; 1 М растворы гидрофосфата натрия, дигидропирофосфата натрия; 2 М раствор метафосфата натрия.

Проведение опыта. Налейте в три бокала раствор нитрата серебра. В один бокал добавьте раствор гидрофосфата натрия:

$$3AgNO_3 + 2Na_2HPO_4 \longrightarrow Ag_3PO_4\downarrow + 3NaNO_3 + NaH_2PO_4$$

в другой — дигидропирофосфата натрия:

$$4AgNO_3 + 2Na_2H_2P_2O_7 \longrightarrow Ag_4P_2O_7\downarrow + H_4P_2O_7 + 4NaNO_3$$

в третий — метафосфата натрия:

$$AgNO_3 + NaPO_3 \longrightarrow AgPO_3\downarrow + NaNO_3$$

В первом случае выпадает желтый осадок, в остальных двух случаях — белые осадки соответствующих фосфатов серебра.

159. Действие фосфорных кислот на белок

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; раствор куриного белка*; 1 М растворы орто-, пиро- и метафосфатов натрия; 2 М раствор уксусной кислоты.

Проведение опыта. В три бокала налейте растворы орто-, пиро- и метафосфата натрия соответственно. Подкислите уксусной кислотой. Добавьте в каждый бокал равный объем раствора куриного белка. Белок свертывается только в том случае, если в растворе присутствует метафосфорная кислота.

160. Осаждение фосфоромолибдата аммония

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; концентрированная азотная кислота; 0,5 М раствор ортофосфата натрия; насыщенный раствор гептамолибдата аммония.

Проведение опыта. В бокал налейте немного раствора ортофосфата натрия, добавьте к нему равное количество раствора гептамолибдата аммония и хорошо перемешайте смесь. При непрерывном перемешивании стеклянной палочкой приливайте в бокал концентрированную азотную кислоту до выпадения желтого осадка фосфоромолибдата аммония:

$$7Na_3PO_4 + 12(NH_4)_6Mo_7O_{24} + 72HNO_3 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 7(NH_4)_3[PMo_{12}O_{40}] \cdot xH_2O\downarrow + 51NH_4NO_3 + 21NaNO_3 +$$
$$+ (36 - 7x)H_2O$$

Если осадок сразу не выпадает, можно слегка подогреть раствор.

161. Восстановительные свойства фосфористой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; большая пробирка; горелка; держатель для пробирки; 0,5 М раствор нитрата серебра; вода, в которой хранился белый фосфор.

Проведение опыта. Налейте в бокал воду, в которой хранился белый фосфор, и добавьте несколько миллилитров раствора нитрата серебра. Выпадает желтоватый осадок фосфита серебра:

$$H_3PO_3 + 2AgNO_3 \longrightarrow Ag_2HPO_3\downarrow + 2HNO_3$$

---

* Раствор куриного белка можно приготовить следующим образом: белок одного куриного яйца растворите в 400 мл воды и хорошо перемешайте; полученный раствор профильтруйте через бумажный фильтр.

Часть раствора с осадком перенесите в пробирку и нагрейте на пламени горелки. Осадок разлагается с образованием мелкодисперсного серебра черного цвета:

$$Ag_2HPO_3 + H_2O \xrightarrow{t} 2Ag + H_3PO_4$$

При длительном хранении белого фосфора под водой в растворе постепенно образуются низшие кислоты фосфора, в частности фосфористая кислота. О присутствии этих соединений в растворе можно судить по выделению свободного серебра при добавлении нитрата серебра.

МЫШЬЯК, СУРЬМА, ВИСМУТ*

162. Возгонка мышьяка

Оборудование и реактивы. Тугоплавкая стеклянная ампула длиной 40—50 см и диаметром 0,5 см; вакуумный насос; горелка; мышьяк.

Проведение опыта. В ампулу поместите 0,1—0,2 г мышьяка, откачайте из нее воздух с помощью вакуумного насоса и запаяйте. Закрепите ампулу вертикально, нагрейте пламенем горелки нижнюю часть ампулы, где лежит мышьяк. Мышьяк возгоняется и оседает в виде серебристого налета на холодных стенках ампулы.

163. Восстановление мышьяковистого ангидрида

Оборудование и реактивы. Узкая пробирка из тугоплавкого стекла длиной 40—50 см и диаметром 0,5 см; фарфоровая ступка; горелка; древесный уголь; мышьяковистый ангидрид.

Проведение опыта. Разотрите в ступке уголь с 0,2—0,5 г мышьяковистого ангидрида и поместите смесь в пробирку. Нагрейте пробирку пламенем горелки:

$$2As_2O_3 + 3C \longrightarrow 3CO_2\uparrow + 4As$$

Сначала частично возгоняется мышьяковистый ангидрид, который оседает в холодной зоне пробирки, а затем появляется серебристый налет возогнавшегося мышьяка.

---

* Все соединения мышьяка токсичны, поэтому работать с ними следует чрезвычайно осторожно и только при наличии вытяжного устройства.

164. Свойства мышьяковистого ангидрида

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; шпатель; мышьяковистый ангидрид As_2O_3; концентрированная соляная кислота; 5 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. Налейте в бокалы концентрированную соляную кислоту и раствор щелочи соответственно. В каждый бокал внесите небольшое количество мышьяковистого ангидрида и энергично перемешайте. В обоих бокалах наблюдается растворение оксида As_2O_3 с образованием бесцветных растворов соответственно хлорида мышьяка и арсенита натрия:

$$As_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AsCl_3 + 3H_2O$$

$$As_2O_3 + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AsO_3 + 3H_2O$$

165. Окисление мышьяковистого ангидрида иодной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; суспензия мышьяковистого ангидрида в воде; иодная вода.

Проведение опыта. При непрерывном перемешивании в бокал с иодной водой добавьте суспензию мышьяковистого ангидрида в воде, через 1—2 мин окраска иода исчезает:

$$As_2O_3 + 2I_2 \cdot aq + 5H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_4 + 4HI$$

166. Кислотные свойства мышьяковистого и мышьякового ангидридов

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; мышьяковистый и мышьяковый ангидриды; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В два бокала с раствором лакмуса внесите по 0,2—0,3 г мышьяковистого и мышьякового ангидридов соответственно и хорошо перемешайте. Оксиды мышьяка постепенно растворяются в воде с образованием соответствующих кислот:

$$As_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_3$$

$$As_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3AsO_4$$

Лакмус окрашивается в красный цвет.

167. Осаждение арсенита и арсената серебра

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М растворы арсенита и арсената натрия; 1%-й раствор нитрата серебра.

Проведение опыта. Налейте в два бокала раствор нитрата серебра и прибавьте в один бокал раствор арсенита натрия, в другой — арсената натрия. Образуются соответственно желтый и коричневый осадки солей серебра:

$$Na_3AsO_3 + 3AgNO_3 \longrightarrow Ag_3AsO_3\downarrow + 3NaNO_3$$
$$Na_3AsO_4 + 3AgNO_3 \longrightarrow Ag_3AsO_4\downarrow + 3NaNO_3$$

168. Получение и свойства сульфидов мышьяка(III) и мышьяка(V)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 2 М раствор соляной кислоты; 1 М растворы арсенита и арсената натрия; раствор сульфида аммония.

Проведение опыта. Налейте в два бокала растворы арсенита и арсената натрия соответственно, подкислите соляной кислотой и прибавьте раствор сульфида аммония. Хорошо перемешайте. В первом бокале сразу, а во втором постепенно образуются желтые осадки соответствующих сульфидов мышьяка:

$$2Na_3AsO_3 + 12HCl + 3(NH_4)_2S \longrightarrow As_2S_3\downarrow + 6NaCl + 6NH_4Cl + 6H_2O$$
$$2Na_3AsO_4 + 16HCl + 5(NH_4)_2S \longrightarrow As_2S_5\downarrow + 6NaCl + 10NH_4Cl + 8H_2O$$

Небольшие порции осадков перенесите в бокалы и добавьте к ним при перемешивании избыток раствора сульфида аммония. В обоих случаях происходит растворение осадков с образованием светло-желтых растворов тиоарсенита и тиоарсената аммония:

$$As_2S_3 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow 2(NH_4)_3AsS_3$$
$$As_2S_5 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow 2(NH_4)_3AsS_4$$

Подкислите растворы соляной кислотой. В осадок снова выпадают соответствующие сульфиды мышьяка:

$$2(NH_4)_3AsS_3 + 6HCl \longrightarrow As_2S_3\downarrow + 6NH_4Cl + 3H_2S\uparrow$$
$$2(NH_4)_3AsS_4 + 6HCl \longrightarrow As_2S_5\downarrow + 6NH_4Cl + 3H_2S\uparrow$$

169. Получение и свойства гидроксида сурьмы(III)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М раствор хлорида сурьмы(III); 5 М раствор соляной кислоты; 5 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. К раствору хлорида сурьмы(III) в бокале добавьте раствор гидроксида натрия. Выпадает белый осадок гидроксида сурьмы(III):

$$SbCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Sb(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Разделите жидкость с осадком на две части, к одной части прилейте соляную кислоту, к другой — раствор щелочи. В обоих случаях наблюдается растворение осадков, так как гидроксид сурьмы(III) проявляет амфотерные свойства:

$$Sb(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow SbCl_3 + 3H_2O$$

$$Sb(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Sb(OH)_6]$$

170. Получение стибина

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца емкостью 300 мл; капельная воронка; термостойкая стеклянная трубка с перетяжками длиной 45—50 см; пробирки; фарфоровая чашка; горелка; штатив; лучинка; гранулированный цинк; серная кислота (1 : 5); раствор хлорида сурьмы(III), медная стружка.

Проведение опыта. Соберите прибор, изображенный на рис. 49. Трубку с перетяжками закрепите в штативе. В колбу Вюрца поме-

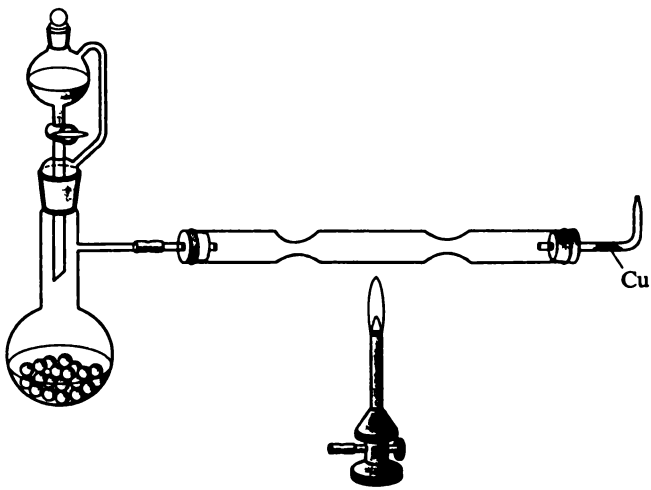


Рис. 49. Прибор для получения стибина

стите гранулированный цинк, в капельную воронку — серную кислоту. Прилейте в колбу из капельной воронки серную кислоту, так чтобы она покрыла весь цинк. Через некоторое время проверьте получаемый водород на чистоту. Если водород чистый, подожгите его у оттянутого конца трубки с помощью горящей лучинки. Водород горит почти бесцветным пламенем.

Добавьте в капельную воронку раствор хлорида сурьмы(III) и прилейте в колбу 3—5 мл этого раствора:

$$6Zn + 3H_2SO_4 + 2SbCl_3 \longrightarrow 2SbH_3\uparrow + 3ZnSO_4 + 3ZnCl_2$$

Вследствие образования стибина форма и окраска пламени изменяются, оно вытягивается, приобретает голубой цвет. Выделяется белый дымок оксида сурьмы(III):

$$2SbH_3 + 3O_2 \longrightarrow Sb_2O_3 + 3H_2O$$

Если внести в пламя холодную фарфоровую чашку, на ней появляется черный налет металлической сурьмы в результате неполного сгорания стибина. Нагрейте одно из расширений трубки пламенем горелки. Стибин разлагается при нагревании, поэтому справа от расширения на холодной части трубки появляется «сурьмяное зеркало». По окончании опыта прибор охладите в токе водорода, заполните колбу через воронку водой и только после этого отсоедините трубку от колбы. Налет сурьмы в трубке смойте концентрированной азотной кислотой.

171. Гидролиз хлоридов сурьмы(III) и сурьмы(V)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; хлориды сурьмы(III) и сурьмы(V); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В два бокала налейте раствор лакмуса и внесите в них небольшое количество (на кончике шпателя) хлоридов $SbCl_3$ и $SbCl_5$ соответственно. В обоих случаях раствор окрашивается в красный цвет и образуются белые осадки соответственно основной соли сурьмы(III) и сурьмяной кислоты:

$$SbCl_3 + H_2O \longrightarrow SbOCl\downarrow + 2HCl$$

$$2SbCl_5 + (x + 5)H_2O \longrightarrow Sb_2O_5 \cdot xH_2O\downarrow + 10HCl$$

172. Получение и свойства сульфидов сурьмы(III) и сурьмы(V)

Оборудование и реактивы. Демонстрационные бокалы; стеклянные палочки; 2 М раствор соляной кислоты; 1 М растворы антимонита и антимоната натрия; раствор сульфида аммония.

Проведение опыта. Налейте в два бокала растворы антимонита и антимоната натрия соответственно, подкислите соляной кислотой и прибавьте раствор сульфида аммония, хорошо перемешайте. Образуются осадки соответствующих сульфидов сурьмы:

$$2Na_3SbO_3 + 12HCl + 3(NH_4)_2S \longrightarrow Sb_2S_3\downarrow + 6NaCl + 6NH_4Cl + 6H_2O$$

$$2Na_3SbO_4 + 16HCl + 5(NH_4)_2S \longrightarrow Sb_2S_5\downarrow + 6NaCl + 10NH_4Cl + 8H_2O$$

Небольшие порции полученных осадков перенесите в бокалы и добавьте к ним при перемешивании избыток раствора сульфида аммония. В обоих случаях происходит растворение осадков с образованием тиоантимонита и тиоантимоната аммония:

$$Sb_2S_3 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow 2(NH_4)_3SbS_3$$

$$Sb_2S_5 + 3(NH_4)_2S \longrightarrow 2(NH_4)_3SbS_4$$

Подкислите растворы соляной кислотой. В осадок снова выпадают соответствующие сульфиды сурьмы:

$$2(NH_4)_3SbS_3 + 6HCl \longrightarrow Sb_2S_3\downarrow + 6NH_4Cl + 3H_2S\uparrow$$

$$2(NH_4)_3SbS_4 + 6HCl \longrightarrow Sb_2S_5\downarrow + 6NH_4Cl + 3H_2S\uparrow$$

173. Получение и свойства гидроксида висмута(III)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 2 М растворы азотной кислоты и гидроксида натрия; 1 М раствор нитрата висмута(III).

Проведение опыта. В бокал с раствором нитрата висмута(III) прилейте раствор гидроксида натрия. Выпадает белый осадок гидроксида висмута(III):

$$Bi(NO_3)_3 + 3NaOH \longrightarrow Bi(OH)_3\downarrow + 3NaNO_3$$

Жидкость с осадком разделите на две части, к одной добавьте азотную кислоту:

$$Bi(OH)_3 + 3HNO_3 \longrightarrow Bi(NO_3)_3 + 3H_2O$$

к другой — раствор щелочи. Растворение осадка наблюдается только в первом случае. Обладая основными свойствами, гидроксид висмута(III) не взаимодействует с щелочью.

174. Гидролиз нитрата висмута(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; нитрат висмута; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. К раствору лакмуса в бокале добавьте немного нитрата висмута. Лакмус окрашивается в красный цвет и выпадает белый осадок основных солей переменного состава:

$$(x + y)Bi(NO_3)_3 + (x + 2y)H_2O \longrightarrow xBiONO_3 \cdot yBiO(OH)\downarrow + (2x + 3y)HNO_3$$

175. Осаждение сульфида висмута(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 1 М раствор нитрата висмута; сероводородная вода.

Проведение опыта. В бокал с раствором нитрата висмута прилейте сероводородную воду. Выпадает черно-бурый осадок сульфида висмута:

$$2Bi(NO_3)_3 + 3H_2S \longrightarrow Bi_2S_3\downarrow + 6HNO_3$$

176. Свойства сплава Вуда

Оборудование и реактивы. Химический стакан емкостью 300 мл; длинные палочки из сплава Вуда.

Проведение опыта. В стакан с горячей водой (~80 °С) погрузите конец палочки из сплава Вуда. Через несколько секунд палочка плавится, нижняя часть ее отрывается и падает на дно стакана.

УГЛЕРОД

177. Адсорбция паров брома активированным углем

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 1—2 л; шпатель; резиновая пробка; активированный уголь; бром.

Проведение опыта. Наполните колбу парáми брома. Для этого осторожно наклоните склянку с бромом и «вылейте» в колбу тяжелые пары́ брома. Добавьте в колбу 10—20 г активированного угля, закройте ее пробкой и несколько раз встряхните. Пары́ брома поглощаются углем, поэтому бурая окраска очень быстро исчезает.

178. Адсорбция фуксина активированным углем

Оборудование и реактивы. Колба емкостью 1 л; активированный уголь; разбавленный раствор фуксина.

Проведение опыта. В колбу налейте водный раствор фуксина и добавьте 10—20 г активированного угля. Встряхивайте содержимое колбы до полного исчезновения окраски. Уголь лучше брать прессованный (медицинский).

179. Получение «сухого льда» (твердого диоксида углерода)

Оборудование. Кристаллизатор; баллон со сжиженным углекислым газом; плотный парусиновый мешок объемом 4—5 л.

Проведение опыта. На вентиль баллона наденьте парусиновый мешок и прочно привяжите его к вентилю. Баллон положите горизонтально на пол и откройте вентиль баллона почти полностью. Из баллона со свистом будет выходить смесь сжиженного и газообразного диоксида углерода. Жидкость при выходе из баллона практически мгновенно охлаждается за счет испарения и превращается в хлопья «сухого льда». Через некоторое время, когда в мешке наберется достаточное количество «сухого льда», закройте баллон, отвяжите мешок и высыпьте содержимое в кристаллизатор. После того как вентиль баллона нагреется до комнатной температуры, его необходимо закрыть плотнее во избежание утечки содержимого баллона.

180. Тушение горящей лучинки углекислым газом

Оборудование. Цилиндр емкостью 1 л; горелка; лучинка; источник углекислого газа.

Проведение опыта. Заполните углекислым газом цилиндр, опустив в него отводную трубку от источника CO_2. Зажгите лучинку и внесите ее в цилиндр. Лучинка гаснет, так как углекислый газ не поддерживает горения.

181. Тушение горящего бензина углекислым газом

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; цилиндр с углекислым газом; бензин.

Проведение опыта. В фарфоровую чашку налейте ~5 мл бензина и подожгите его. Затем, «выливая» углекислый газ из цилиндра, как воду, погасите огонь.

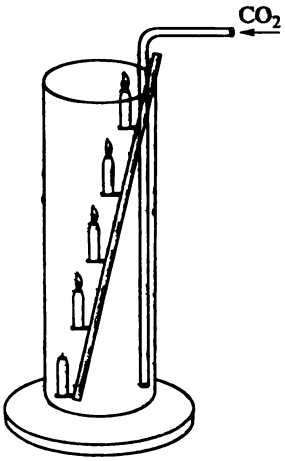


Рис. 50. Тушение свечей углекислым газом

182. Тушение свечей углекислым газом

Оборудование и реактивы. Широкий цилиндр (диаметром 10 см); длинная стеклянная трубка; «лесенка» из толстой стеклянной палочки, на которой укреплены свечи; источник углекислого газа.

Проведение опыта. Зажгите свечи и опустите «лесенку» в цилиндр (рис. 50). Введите в цилиндр стеклянную трубку, доходящую почти до дна и соединенную с источником CO_2. Откройте кран источника углекислого газа. По мере того как цилиндр заполняется диоксидом углерода, свечи гаснут одна за другой, начиная с нижней.

183. Горение магния в углекислом газе

Оборудование и реактивы. Цилиндр емкостью 1 л, заполненный углекислым газом; горелка; щипцы; наждачная бумага; лента магния длиной 7—10 см.

Проведение опыта. Очищенную от оксидной пленки ленту магния возьмите щипцами, подожгите пламенем горелки и внесите в цилиндр с углекислым газом. Магний продолжает гореть, при этом слышно характерное потрескивание, и на стенках цилиндра оседают частицы угля:

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

184. Действие углекислого газа на раствор лакмуса

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник углекислого газа; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Налейте в бокал нейтральный раствор лакмуса. Пропустите через раствор ток углекислого газа. Через некоторое время лакмус приобретает красную окраску вследствие образования в растворе слабой угольной кислоты:

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftharpoons CO_3^{2-} + H^+$$

185. Действие углекислого газа на известковую воду

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пробирка; горелка; держатель для пробирки; источник углекислого газа; известковая вода.

Проведение опыта. Налейте в бокал известковую воду, пропустите через нее ток углекислого газа. При этом образуется карбонат кальция в виде белого осадка:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$$

При дальнейшем пропускании диоксида углерода осадок растворяется с образованием гидрокарбоната кальция:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

Прокипятите часть полученного раствора:

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{t} CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$$

Снова выпадает осадок среднего карбоната кальция.

186. Гидролиз соды

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; шпатель; карбонат натрия; кислый раствор лакмуса.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор лакмуса и внесите в него кристаллы соды. Красная окраска лакмуса меняется на синюю, так как в результате гидролиза карбоната натрия среда становится щелочной:

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons NaHCO_3 + NaOH$$

187. Получение оксида углерода(II) и его горение

Оборудование и реактивы. Колба Вюрца; цилиндр; капельная воронка; кристаллизатор; штатив; горелка; лучинка; резиновая трубка; асбестированная сетка; концентрированные серная и муравьиная кислоты.

Проведение опыта. Колбу Вюрца (см. рис. 35) закрепите в штативе. Поместите в нее 30—50 мл муравьиной кислоты, в капельную воронку налейте концентрированную серную кислоту. Постепенно добавляйте серную кислоту из воронки, нагревая колбу через асбестированную сетку пламенем горелки:

$$HCOOH \xrightarrow{H_2SO_4} CO\uparrow + H_2O$$

После того как начнется энергичная реакция, выждите некоторое время, необходимое для вытеснения воздуха из колбы, и, убедившись в чистоте выходящего оксида углерода(II) (проверяется так же, как чистота водорода), соберите его над водой в цилиндре с помощью резиновой трубки. Выньте цилиндр с оксидом углерода(II) из кристаллизатора с водой и, не переворачивая его, поднесите к горящей лучинке. Оксид углерода(II) загорается синим пламенем:

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

После этого поставьте цилиндр на стол, оксид углерода(II) спокойно сгорает.

188. Поглощение оксида углерода(II) раствором хлорида меди(I)

Оборудование и реактивы. Пробирка; стеклянная трубка с оттянутым концом; резиновая пробка; горелка; прибор для получения оксида углерода(II); свежеприготовленная суспензия хлорида меди(I) (см. опыт № 356); концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. Заполните пробирку на $^1/_4$ объема суспензией CuCl в воде и добавьте соляную кислоту до полного растворения осадка. В течение 10—15 мин пропускайте через раствор ток оксида углерода(II):

$$H[CuCl_2] + CO \longrightarrow [CuCOCl] + HCl$$

Закройте пробирку пробкой, в которую вставлена стеклянная трубка с оттянутым концом. Осторожно нагрейте пробирку:

$$[CuCOCl] + HCl \xrightarrow{t} H[CuCl_2] + CO\uparrow$$

Через 1—2 мин подожгите оксид углерода(II), выделяющийся при разложении карбонильного комплекса меди:

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

189. Образование карбонила никеля

Оборудование и реактивы. Пробирка из стекла «пирекс»; Г-образная стеклянная трубка; фарфоровая чашка; горелка; лучинка; прибор для получения оксида углерода(II); пылеобразный никель.

Проведение опыта. Поместите в пробирку ~0,5 г пыли никеля, введите стеклянную трубку в пробирку так, чтобы она почти касалась поверхности порошка и пропустите ток оксида углерода(II):

$$Ni + 4CO \longrightarrow Ni(CO)_4$$

Когда оксид углерода(II) заполнит пробирку, поднесите к ее отверстию зажженную лучинку и подожгите CO. Нагрейте дно пробирки пламенем горелки. Образующийся карбонил никеля легко летуч и вскоре в голубом пламени оксида углерода(II) появляются светящиеся искорки раскаленного никеля, так как при температуре горения оксида углерода(II) карбонил никеля разлагается:

$$Ni(CO)_4 \xrightarrow{t} Ni + 4CO$$

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

Если внести в пламя оксида углерода(II) холодную фарфоровую чашку, на ней образуется слой никеля.

190. Получение ацетиленида меди и его растворение в соляной кислоте*

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник ацетилена (см. опыт № 193); суспензия хлорида меди(I) в воде; концентрированный раствор аммиака; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. В бокал поместите 50 мл суспензии хлорида меди(I) и прибавьте раствор аммиака до полного растворения осадка. Затем прилейте еще небольшой избыток раствора аммиака.

Через раствор пропустите ток ацетилена. Выпадает красно-коричневый осадок ацетиленида меди, который при действии концентрированной соляной кислоты разлагается с выделением ацетилена:

$$2[Cu(NH_3)_2]OH + C_2H_2 \longrightarrow Cu_2C_2\downarrow + 4NH_3 + 2H_2O$$

$$Cu_2C_2 + 2HCl \longrightarrow 2CuCl + C_2H_2\uparrow$$

---

* Ацетиленид меди в сухом виде взрывоопасен, сразу же после получения его необходимо полностью растворить в кислоте без извлечения из раствора.

ГОРЕНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

191. Сухая перегонка древесины*

Оборудование и реактивы. Реторта емкостью 500 мл; двугорлая колба; стеклянная трубка с оттянутым концом; кристаллизатор; стакан; резиновые пробки; штатив; горелка; сухие древесные опилки; лед; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 51. В реторту поместите сухие опилки (примерно до $^1/_2$ объема). При-

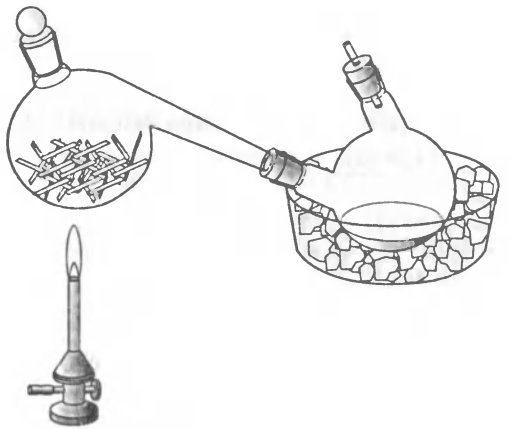


Рис. 51. Прибор для сухой перегонки древесины

емник — двугорлую колбу — погрузите в кристаллизатор со льдом. Нагрейте реторту пламенем горелки. Через некоторое время начинается сухая перегонка дерева, опилки обугливаются, а в приемнике собирается жидкость. С помощью горелки подожгите горючие газы, выходящие через отводную трубку приемника.

Прекратите нагревание реторты, разберите прибор, вылейте содержимое приемника в стакан и добавьте нейтральный раствор лакмуса. Жидкость, содержащая деготь и водяной погон, окрашивается в красный цвет.

---

* *Сухая перегонка* — нагревание вещества без доступа воздуха, сопровождающееся распадом его с выделением летучих (жидких и газообразных) продуктов. Древесина состоит из клетчатки $(C_6H_{10}O_5)_n$, лигнина (производные фенилпропана $(C_6H_5C_3H_7)_n$, *п*-оксифенилпропана); кроме того, она содержит большое количество воды. Температура начала разложения древесины около 150 °С; при 350 °С происходит быстрое разложение. Продуктами сухой перегонки древесины являются: древесный уголь 25 %, деготь 10 %, водяной погон (H_2O, CH_3COOH, CH_3OH) 40 %, газы (CO, H_2, CH_4, CO_2, C_2H_4) 25 %.

192. Взаимный характер горения газов

Оборудование и реактивы. Широкая стеклянная трубка; стеклянные трубки; резиновые пробки; насыщенный раствор хлорида натрия.

Проведение опыта. В верхнюю часть широкой стеклянной трубы вставьте пробку, снабженную короткой стеклянной трубкой диаметром 6—8 мм (рис. 52). В нижнюю часть широкой трубки вставьте пробку с двумя трубками: одна трубка согнута под прямым углом и служит для подачи горючего газа, вторая трубка (диаметром 10—12 мм) выступает по обе стороны пробки на 4—6 см. Верхний конец этой трубки обработайте концентрированным раствором хлорида натрия.

Пропустите в прибор газ и подожгите его у обоих выходных отверстий. Затем сразу прекратите подачу газа. По мере выгорания газа пламя у нижней части трубки втягивается внутрь прибора и, таким образом, горит уже не газ в воздухе, а воздух в светильном газе. Пламя в трубке хорошо видно, так как ионами натрия оно окрашивается в желтый цвет.

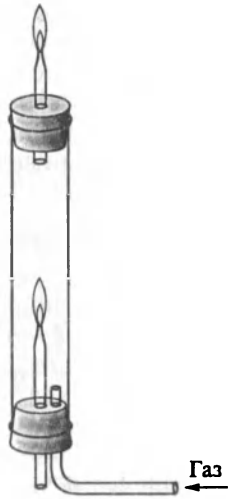


Рис. 52. Прибор для демонстрации взаимного горения газов

193. Горение метана, этилена и ацетилена в цилиндрах

Оборудование и реактивы. Три колбы Вюрца емкостью 300—500 мл; три цилиндра емкостью 200—300 мл; капельные воронки; пробирка; горелка; ацетат натрия; натронная известь или гидроксид натрия; карбид кальция; песок; этиловый спирт; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. Для демонстрации реакции горения метана можно воспользоваться природным газом из сети. Если такой возможности нет, метан можно получить, нагревая эквимолярную смесь безводного ацетата натрия с натронной известью (или едким натром) в колбе Вюрца и собирая выделяющийся метан в цилиндре над водой (см. рис. 46). Для получения этилена в колбу Вюрца (см. рис. 35) поместите 100—150 г чистого речного песка и 50—100 мл этилового спирта. Нагревая содержимое колбы, добавьте из капельной воронки концентрированную серную кислоту. Выделяющийся газ соберите в цилиндре над водой. Ацетилен можно получить в приборе, изображенном на рис. 40, приливая

воду из капельной воронки к карбиду кальция, находящемуся в колбе Вюрца. Выделяющийся газ соберите в цилиндре над водой.

Прежде чем собирать газы, необходимо убедиться в их чистоте, отобрав пробу в пробирку и поднеся ее к пламени. Спокойное сгорание газа свидетельствует о его чистоте.

Подожгите собранные газы, держа цилиндры отверстием вниз. Затем переверните цилиндры и поставьте на стол. Метан горит голубоватым пламенем, горение этилена и ацетилена сопровождается ярким свечением и выделением копоти:

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

194. Горение ацетилена в горелке

Оборудование и реактивы. Горелка — металлическая или стеклянная трубка диаметром 10 мм и длиной 15—20 см, оканчивающаяся узкой щелью; резиновая трубка; прибор для получения ацетилена (см. опыт № 193).

Проведение опыта. С помощью резиновой трубки подведите ацетилен к горелке и подожгите его у выходного отверстия. Ацетилен горит ярко-белым коптящим пламенем:

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 2H_2O$$

195. Работа газовой горелки

Оборудование. Горелка; фарфоровая чашка.

Проведение опыта. Горение газообразных веществ сопровождается образованием пламени. *Пламя* — явление на границе соприкосновения двух газов, реагирующих с выделением тепловой и световой энергии. Пламя газовой горелки имеет четыре зоны (рис. 53): зона *1* — подогрев газов (темный конус); зона *2* — начало диссоциации и окисления углеводородов (светло-голубой конус); зона *3* — горение углеводородов (неполное из-за недостатка кислорода) и раскаливание продуктов неполного сгорания (светящийся ко-

Рис. 53. Вид пламени газовой горелки:
1—4 — зоны пламени

нус); зона *4* — полное сгорание горючего материала при избытке кислорода воздуха (бесцветный конус).

Закройте воздушный поддув газовой горелки, подайте в нее газ и зажгите. Образуется светящееся, сильно коптящее пламя. Внесите в пламя холодную фарфоровую чашку. Чашка покрывается налетом сажи. Постепенно открывайте поддув. В определенный момент пламя горелки приобретает вид, подобный показанному на рис. 53. При полностью открытом поддуве пламя становится почти бесцветным.

196. Изменение свечения пламени

Оборудование. Круглодонная колба с холодной водой; тройник; латунная или стальная трубка диаметром 6—8 мм и длиной 50—60 см; горелка с насадкой «ласточкин хвост»; резиновые трубки и пробки; винтовой зажим; штатив; источник углекислого газа.

Проведение опытов. Свечение пламени обусловлено присутствием в нем твердых продуктов сгорания, в частности мельчайших частиц углерода, образующихся при диссоциации углеводородов в средней части пламени. Если добавить к горючему газу диоксид углерода, свечение пламени исчезает. Внесение в пламя холодного предмета также приводит к ослаблению свечения. Продемонстрируем сказанное двумя опытами.

1. Закрепите латунную трубку в штативе в горизонтальном положении и соедините ее с помощью тройника с источниками горючего газа и диоксида углерода (рис. 54). Откройте газ и подожгите его у выходного отверстия трубки. Отрегулируйте подачу газа таким образом, чтобы пламя было небольшим. Затем осторожно подайте в трубку углекислый газ — свечение пламени исчезает. Под латунную трубку ближе к ее концу поставьте горелку с насадкой «ласточкин хвост» и нагрейте трубку. Когда трубка прогреется, пламя снова становится коптящим. Опыт хорошо удается при слабом токе углекислого газа.

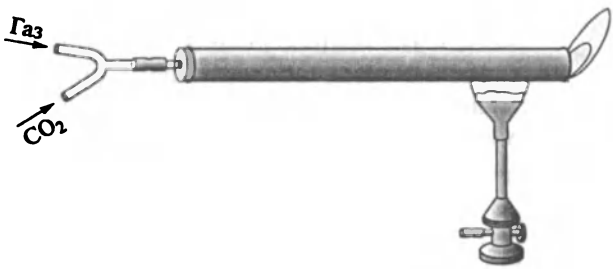


Рис. 54. Установка для демонстрации изменения свечения пламени

2. Зажгите горелку и отрегулируйте подачу воздуха так, чтобы пламя было слегка коптящим. Внесите в пламя колбу с холодной водой, приблизив дно колбы к выходному отверстию горелки. Пламя становится бесцветным.

197. Горение газа над металлической сеткой

Оборудование. Горелка; кусок медной сетки размером 25 × 25 см (размер ячеек 0,05—0,1 мм); лучинка.

Проведение опыта. Положите медную сетку на выходное отверстие газовой горелки, откройте и зажгите газ (рис. 55). Газ загорается только над сеткой. Постепенно поднимайте сетку. Пламя остается над ней и в конце концов его можно «снять» совсем.

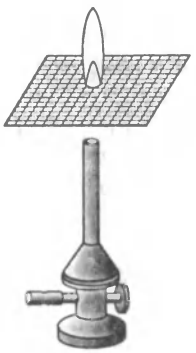


Рис. 55. Горение газа над металлической сеткой

198. Отвод горючих газов из пламени свечи

Оборудование. Тонкостенная металлическая или стеклянная трубка диаметром 4—6 мм и длиной 5—6 см; толстая парафиновая свеча; лучинка.

Проведение опыта. Зажгите парафиновую свечу (рис. 56). Введите в пламя непосредственно к фитилю металлическую или стеклянную трубку, верхний конец которой имеет форму щели. Поднесите зажженную лучинку к этому концу трубки. Горючие газы, образующиеся при испарении и неполном сгорании парафина, выводятся из пламени через трубку, воспламеняются при поджигании и сгорают.

Рис. 56. Отвод горючих газов из пламени свечи

199. Тушение горящей лучинки охлажденным этиловым спиртом

Оборудование и реактивы. Химический стакан; кристаллизатор; лучинка; охлаждающая смесь (лед, поваренная соль); этиловый спирт.

Проведение опыта. Налейте в стакан этиловый спирт и поместите его в кристаллизатор с охлаждающей смесью. Опустите в спирт горящую лучинку. Лучинка гаснет, а спирт не загорается. Выньте стакан из охлаждающей смеси и, когда спирт нагреется до комнатной температуры, повторите опыт. Спирт сразу же воспламеняется.

200. Горение фильтровальной бумаги и ее сухая перегонка

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; держатель для пробирки; горелка; лучинка; фильтровальная бумага.

Проведение опытов. 1. Небольшую полоску фильтровальной бумаги поднесите к горелке, подожгите и покажите, как она горит.

2. В пробирку (примерно до $^1/_2$ объема) поместите туго свернутый жгут фильтровальной бумаги, так чтобы он плотно прилегал к стенкам. Затем, держа пробирку наклонно отверстием вниз, сильно нагрейте то место, где лежит бумага. Начинается сухая перегонка бумаги, сопровождающаяся образованием горючих газов: оксида углерода(II), этилена, водорода и др. Эти газы можно поджечь, поднеся зажженную лучинку к отверстию пробирки.

201. Негорючесть бумаги, пропитанной фосфатом аммония

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; держатель для пробирки; горелка; лучинка; фильтровальная бумага; насыщенный раствор ортофосфата аммония.

Проведение опыта. Полоску фильтровальной бумаги, предварительно пропитанной раствором ортофосфата аммония и высушенной, поднесите к пламени горелки. Бумага обугливается, но не загорается.

Проведите опыт, аналогичный опыту № 200, заменив обычную фильтровальную бумагу на пропитанную раствором фосфата аммония. Покажите, что в этом случае выделение горючих газов не происходит.

Ортофосфат аммония катализирует процесс разложения клетчатки на углерод и воду, не сопровождающийся образованием горючих газов.

202. Взаимодействие кремния с щелочью

Оборудование и реактивы. Пробирки; стеклянная трубка с оттянутым концом; держатель для пробирки; горелка; лучинка; пробка; тонкоизмельченный порошок кремния; концентрированный раствор щелочи.

Проведение опыта. Поместите в пробирку порошок кремния и прилейте концентрированный раствор щелочи (рис. 57). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Кремний взаимодействует с щелочью с выделением водорода:

$$Si + 4KOH \longrightarrow K_4SiO_4 + 2H_2\uparrow$$

Соберите водород в пробирку и, поднеся к пламени горелки, проверьте его чистоту. Если водород чистый, его можно поджечь у отверстия газоотводной трубки.

Рис. 57. Прибор для демонстрации взаимодействия кремния с щелочью

203. Взаимодействие магния с диоксидом кремния

Оборудование и реактивы. Пробирка из тугоплавкого стекла; стакан емкостью 200 мл; штатив; горелка; молоток; тонкоизмельченный кварцевый песок; порошок магния; 1 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. Смешайте порошок магния с кварцевым песком (в массовом отношении 5 : 3), поместите смесь в пробирку, закрепленную в штативе над ящиком с песком (рис. 58), и сильно нагрейте ее пламенем горелки. Через некоторое время смесь самопроизвольно разогревается докрасна, так как взаимодействие диоксида кремния с магнием сопровождается выделением большого количества теплоты:

$$2Mg + SiO_2 \longrightarrow 2MgO + Si$$

$$2Mg + Si \longrightarrow Mg_2Si$$

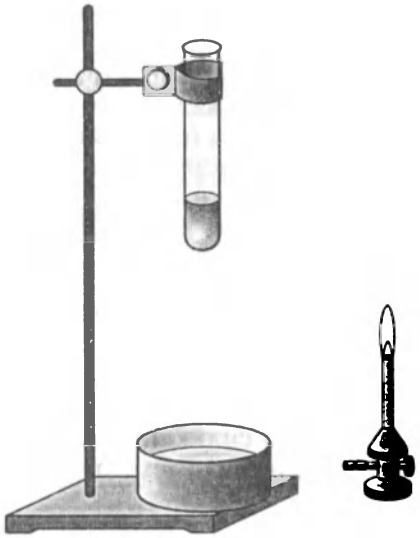


Рис. 58. Прибор для демонстрации взаимодействия магния с кварцевым песком

Уберите горелку и дайте смеси остыть. Разбейте пробирку и перенесите продукт реакции небольшими порциями в стакан с соляной кислотой:

$$Mg_2Si + 4HCl \longrightarrow SiH_4\uparrow + 2MgCl_2$$

$$SiH_4 + 2O_2 \longrightarrow SiO_2 + 2H_2O$$

При этом происходит выделение пузырьков газообразного силана, который при соприкосновении с воздухом мгновенно воспламеняется. В стакане остается бурый осадок аморфного кремния.

204. Свойства кварцевого и простого стекла

Оборудование и реактивы. Химический стакан; палочки из простого (легкоплавкого) и кварцевого стекла; горелка; вата; спирт.

Проведение опыта. Нагрейте докрасна пламенем горелки палочки из простого и кварцевого стекла (палочку из кварцевого стекла следует предварительно протереть ватой, смоченной спиртом, чтобы очистить поверхность от жировой пленки). Нагретые палочки быстро опустите в стакан с холодной водой. Палочка из простого стекла растрескивается и осколки ее падают на дно стакана, а кварцевая остается целой, что обусловлено малым коэффициентом линейного расширения кварцевого стекла.

205. Гидролиз силиката натрия

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; фарфоровая ступка; шпатель; силикат натрия; осколки стеклянной палочки из легкоплавкого стекла (см. опыт № 204); нейтральный или кислый раствор лакмуса; раствор фенолфталеина.

Проведение опытов. 1. Осколки стеклянной палочки разотрите в ступке. Полученный порошок внесите в бокал с водой и добавьте немного раствора фенолфталеина. Вода окрашивается в малиновый цвет вследствие гидролиза силиката натрия, входящего в состав легкоплавкого стекла ($Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$), и повышения pH раствора:

$$Na_2SiO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons NaH_3SiO_4 + NaOH$$

2. Небольшое количество силиката натрия внесите в бокал с водой, подкрашенной лакмусом. Раствор окрашивается в синий цвет.

206. Действие углекислого газа на раствор силиката натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник углекислого газа; концентрированный раствор силиката натрия.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор силиката натрия и пропустите через него ток углекислого газа:

$$Na_2SiO_3 + CO_2 + xH_2O \longrightarrow SiO_2 \cdot xH_2O\downarrow + Na_2CO_3$$

Спустя 10—15 мин выпадает осадок кремниевой кислоты, так как кремниевая кислота является более слабой, чем угольная.

207. Получение геля кремниевой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; концентрированный раствор силиката натрия; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору силиката натрия в бокале добавьте равный объем соляной кислоты. Образуется студнеобразный осадок кремниевой кислоты:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl + (x - 1)H_2O \longrightarrow SiO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 2NaCl$$

208. Получение золя кремниевой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пробирка; стеклянная палочка; держатель для пробирки; горелка; кон-

центрированная соляная кислота; разбавленный (1 : 5) раствор «жидкого стекла».

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор «жидкого стекла» и добавьте к нему при перемешивании равный объем концентрированной соляной кислоты:

$$Na_2SiO_3 + 2HCl + (x-1)H_2O \longrightarrow SiO_2 \cdot xH_2O + 2NaCl$$

Образуется золь кремниевой кислоты, который представляет собой прозрачную текучую жидкость. Часть раствора перенесите в пробирку и осторожно нагрейте пламенем горелки. Образуется прозрачная студнеобразная масса — гель кремниевой кислоты.

ОЛОВО, СВИНЕЦ

209. Сгибание оловянной палочки

Реактивы. Палочка олова длиной 15—20 см.

Проведение опыта. Палочку олова согните несколько раз в разных направлениях. Слышно характерное потрескивание («оловянный крик»), вызванное трением кристаллов олова при деформации.

210. Плавление олова

Оборудование и реактивы. Горелка; фарфоровая чашка; тонкая палочка или полоска олова.

Проведение опыта. Палочку олова нагрейте над фарфоровой чашкой пламенем горелки. Олово легко плавится и стекает в чашку.

211. Взаимодействие олова с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; оловянная фольга*; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. Поместите в бокал кусочки оловянной фольги и прилейте концентрированную соляную кислоту. Олово растворяется с выделением водорода:

$$Sn + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + H_2\uparrow$$

---

* Если нет оловянной фольги, то олово в виде тонких листочков легко приготовить, выливая расплавленное олово по каплям с большой высоты (0,5—1 м) на лист фанеры.

212. Получение и свойства гидроксида олова(II)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М растворы хлорида олова(II), гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору хлорида олова(II) в бокале осторожно прилейте раствор щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида олова(II):

$$SnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Sn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на две части. К одной части добавьте раствор кислоты:

$$Sn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow SnCl_2 + 2H_2O$$

к другой — избыток раствора щелочи:

$$Sn(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Sn(OH)_4]$$

В обоих случаях осадок растворяется с образованием хлорида олова(II) и тетрагидроксостанната(II) натрия соответственно. Опыт подтверждает амфотерность гидроксида олова(II).

213. Гидролиз хлорида олова(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; шпатель; дигидрат хлорида олова(II); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В бокал с раствором лакмуса внесите немного хлорида олова(II). Раствор становится красным, а в осадок выпадает основная соль олова(II) белого цвета:

$$SnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Sn(OH)Cl\downarrow + HCl$$

214. Восстановительные свойства гидроксостанната(II) натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 1 М раствор нитрата висмута; раствор гидроксостанната(II) натрия (см. опыт № 212).

Проведение опыта. К раствору нитрата висмута в бокале прилейте раствор гидроксостанната(II) натрия; тотчас выпадает черный осадок висмута:

$$2Bi(NO_3)_3 + 3Na_2[Sn(OH)_4] + 6NaOH \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 2Bi\downarrow + 3Na_2[Sn(OH)_6] + 6NaNO_3$$

215. Взаимодействие олова с азотной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; оловянная фольга; концентрированная азотная кислота.

Проведение опыта. В бокал поместите несколько кусочков оловянной фольги и добавьте концентрированную азотную кислоту. Образуется белый осадок β-оловянной кислоты и выделяется диоксид азота:

$$Sn + 4HNO_3 + (x-2)H_2O \longrightarrow SnO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 4NO_2\uparrow$$

216. Осаждение и свойства α-оловянной кислоты

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 5 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты; 0,5 М раствор хлорида олова(IV).

Проведение опыта. В бокал с раствором хлорида олова(IV) осторожно при перемешивании прибавьте раствор щелочи. Выпадает белый осадок α-оловянной кислоты:

$$SnCl_4 + 4NaOH + (y-2)H_2O \longrightarrow SnO_2 \cdot yH_2O\downarrow + 4NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на две части. К одной части прилейте соляную кислоту:

$$SnO_2 \cdot yH_2O + 6HCl \longrightarrow H_2[SnCl_6] + (y+2)H_2O$$

к другой — раствор щелочи:

$$SnO_2 \cdot yH_2O + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Sn(OH)_6] + (y-2)H_2O$$

В обоих случаях осадок растворяется; α-оловянная кислота является реакционноспособным веществом в отличие от β-оловянной кислоты, плохо растворимой в кислотах и щелочах.

217. Гидролиз хлорида олова(IV)

Оборудование и реактивы. Стакан емкостью 2 л; хлорид олова(IV); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В стакан налейте раствор лакмуса и осторожно добавьте к нему тетрахлорид олова:

$$3SnCl_4 + (2+y)H_2O \longrightarrow SnO_2 \cdot yH_2O\downarrow + 2H_2[SnCl_6]$$

Раздается сильное шипение и выделяется большое количество белого дыма (аэрозоля гидратированного диоксида олова). Раствор лакмуса в стакане окрашивается в красный цвет.

218. Получение и свойства сульфидов олова(II) и олова(IV)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 5 М раствор соляной кислоты; 0,5 М растворы хлоридов олова(II) и олова (IV); концентрированные растворы сульфида и дисульфида* натрия.

Проведение опыта. Налейте в два бокала растворы хлорида олова(II) и хлорида олова(IV) и прибавьте к ним раствор сульфида натрия. В первом бокале выпадает коричневый сульфид олова:

$$SnCl_2 + Na_2S \longrightarrow SnS\downarrow + 2NaCl$$

во втором — желтый дисульфид:

$$SnCl_4 + 2Na_2S \longrightarrow SnS_2\downarrow + 4NaCl$$

Перенесите небольшие порции растворов с осадками в бокалы. При энергичном перемешивании к коричневому сульфиду олова прилейте раствор дисульфида натрия:

$$SnS + Na_2S_2 \longrightarrow Na_2SnS_3$$

в бокал с дисульфидом олова — раствор сульфида натрия до полного растворения осадков. В обоих случаях образуются окрашенные в желтый цвет растворы тиостанната натрия. При подкислении полученных растворов соляной кислотой выпадают желтые осадки дисульфида олова:

$$Na_2SnS_3 + 2HCl \longrightarrow SnS_2\downarrow + 2NaCl + H_2S\uparrow$$

219. Восстановление свинца(II) цинком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; наждачная бумага; пластинка цинка; 1 М раствор ацетата свинца(II).

Проведение опыта. В бокал с раствором ацетата свинца(II) опустите очищенную от оксида цинковую пластинку. Пластинка постепенно покрывается темно-серым губчатым налетом свинца:

$$Pb(CH_3COO)_2 + Zn \longrightarrow Zn(CH_3COO)_2 + Pb\downarrow$$

---

* Для получения раствора дисульфида натрия нагрейте в фарфоровом стакане 25 г кристаллогидрата сульфида натрия до полного растворения соли в ее кристаллизационной воде. В полученный расплав при непрерывном перемешивании внесите маленькими порциями 12 г тонко измельченной серы (температура смеси не должна быть ниже 70 °С) и добавьте 20 мл горячей воды. После охлаждения перелейте раствор в склянку, закройте резиновой пробкой и оставьте на двое суток.

220. Осаждение малорастворимых солей свинца(II)

Оборудование и реактивы. Пять демонстрационных бокалов; 2 М растворы ацетата свинца(II), хлорида, иодида и сульфата калия; 1 М раствор карбоната натрия; сероводородная вода.

Проведение опыта. В пять бокалов налейте раствор ацетата свинца(II) и добавьте растворы хлорида, сульфата и иодида калия, карбоната натрия и сероводородную воду. Выпадают осадки соответствующих малорастворимых солей свинца(II): хлорид, сульфат и основный карбонат — белого цвета, иодид — желтого цвета, сульфид — черного цвета:

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2KCl \longrightarrow PbCl_2\downarrow + 2KCH_3COO$$

$$Pb(CH_3COO)_2 + K_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4\downarrow + 2KCH_3COO$$

$$3Pb(CH_3COO)_2 + 4Na_2CO_3 + 2H_2O \longrightarrow$$

$$\longrightarrow Pb(OH)_2 \cdot 2PbCO_3\downarrow + 6NaCH_3COO + 2NaHCO_3$$

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2KI \longrightarrow PbI_2\downarrow + 2KCH_3COO$$

$$Pb(CH_3COO)_2 + H_2S \longrightarrow PbS\downarrow + 2CH_3COOH$$

221. «Золотой дождь»

Оборудование и реактивы. Два стакана емкостью 1 л; стеклянная палочка; 5%-й раствор ацетата свинца(II); 10%-й раствор иодида калия; разбавленная уксусная кислота.

Проведение опыта. Налейте в стакан 500 мл раствора ацетата свинца(II) и добавьте к нему 100 мл 10%-го раствора иодида калия. Выпадает обильный осадок иодида свинца(II) желтого цвета, быстро оседающий на дно стакана:

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2KI \longrightarrow PbI_2\downarrow + 2KCH_3COO$$

Раствор над осадком слейте. Заранее подготовьте 500 мл нагретой почти до кипения воды, подкисленной уксусной кислотой. Суспензию PbI_2 небольшими порциями при непрерывном перемешивании растворяйте в горячей воде (поддерживайте температуру раствора не менее 80 °С) до получения прозрачного насыщенного раствора. Оставьте стакан с раствором охлаждаться на воздухе на фоне белого экрана. Происходит постепенное выпадение крупных пластинчатых кристаллов золотистого цвета, медленно оседающих на дно стакана («золотой дождь»).

222. Получение и свойства гидроксида свинца(II)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 50%-й раствор гидроксида натрия; 5 М раствор азотной кислоты; 1 М раствор ацетата свинца(II); 2 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. К раствору ацетата свинца(II) в бокале прибавьте 2 М раствор щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида свинца(II):

$$Pb(CH_3COO)_2 + 2NaOH \longrightarrow Pb(OH)_2\downarrow + 2NaCH_3COO$$

Жидкость с осадком разделите на две части. При энергичном перемешивании к одной части суспензии прилейте азотную кислоту:

$$Pb(OH)_2 + 2HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

к другой — 50%-й раствор щелочи:

$$Pb(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Pb(OH)_4]$$

В обоих случаях наблюдается растворение осадка, так как гидроксид свинца(II) проявляет амфотерные свойства.

223. Гидролиз нитрата свинца(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; шпатель; нитрат свинца(II); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Внесите в бокал с раствором лакмуса немного нитрата свинца(II). Раствор окрашивается в красный цвет вследствие понижения pH среды при гидролизе соли:

$$Pb(NO_3)_2 + H_2O \rightleftharpoons Pb(OH)NO_3 + HNO_3$$

224. Взаимодействие сурика с азотной кислотой

Оборудование и реактивы. Пробирка; плотный стеклянный пористый фильтр; колба Бунзена; демонстрационный бокал; горелка; водоструйный насос; резиновая пробка; сурик; концентрированная азотная кислота; 5 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. В пробирку поместите сурик, прилейте концентрированную азотную кислоту и нагрейте смесь почти до кипения. Образуется темно-бурый диоксид свинца:

$$Pb_3O_4 + 4HNO_3 \longrightarrow PbO_2 + 2Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Разбавьте жидкость с осадком водой в два раза и отфильтруйте PbO_2 на стеклянном пористом фильтре. Чтобы доказать присутствие в растворе свинца(II), фильтрат перенесите в бокал и прибавьте раствор щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида свинца(II):

$$Pb(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow Pb(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3$$

225. Разложение сурика при нагревании

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; горелка, штатив; лучинка; сурик.

Проведение опыта. Пробирку закрепите вертикально в штативе, поместите в нее 5—10 г сурика и сильно нагрейте пламенем горелки:

$$2Pb_3O_4 \xrightarrow{t} 6PbO + O_2$$

Через несколько минут внесите в пробирку тлеющую лучинку. Лучинка загорается, поскольку реакция разложения сурика сопровождается выделением кислорода.

226. Взаимодействие диоксида свинца с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; диоксид свинца; концентрированная соляная кислота; иодкрахмальная бумажка.

Проведение опыта. К 3—5 г диоксида свинца в бокале добавьте концентрированную соляную кислоту:

$$PbO_2 + 4HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

В результате реакции выделяется хлор, который можно обнаружить по посинению иодкрахмальной бумажки.

227. Окисление соединений марганца(II) диоксидом свинца

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; демонстрационный бокал; плотный стеклянный пористый фильтр; пипетка; горелка; держатель для пробирки; диоксид свинца; концентрированная азотная кислота; 1 М раствор нитрата марганца(II).

Проведение опыта. В пробирку поместите 10—15 г диоксида свинца, 10—20 мл концентрированной азотной кислоты, несколь-

ко капель раствора нитрата марганца(II) и нагрейте содержимое пробирки до кипения:

$$2Mn(NO_3)_2 + 6HNO_3 + 5PbO_2 \longrightarrow 5Pb(NO_3)_2 + 2HMnO_4 + 2H_2O$$

Разбавьте полученную суспензию водой в два раза и отфильтруйте нерастворившийся диоксид свинца на стеклянном фильтре. Фильтрат вылейте в бокал. Из-за присутствия ионов MnO_4^- раствор окрашен в фиолетовый цвет.

228. Осаждение и свойства гидрата оксида свинца(IV)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированная соляная кислота; 50%-й раствор гидроксида натрия; 5 М раствор гидроксида натрия; раствор гексахлоросвинцовой кислоты*.

Проведение опыта. В бокал с раствором гексахлоросвинцовой кислоты прилейте 5 М раствор гидроксида натрия. Выпадает бурый осадок гидрата оксида свинца(IV):

$$H_2[PbCl_6] + 6NaOH + (x-4)H_2O \longrightarrow PbO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 6NaCl$$

Жидкость с осадком быстро разделите на две части. К одной части добавьте соляную кислоту, к другой — 50%-й раствор щелочи. В обоих случаях наблюдается растворение осадка; опыт иллюстрирует амфотерные свойства гидрата оксида свинца(IV):

$$PbO_2 \cdot xH_2O + 6HCl \longrightarrow H_2[PbCl_6] + (2+x)H_2O$$

$$PbO_2 \cdot xH_2O + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Pb(OH)_6] + (x-2)H_2O$$

БОР

229. Получение борной кислоты

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянная палочка; концентрированная соляная кислота; насыщенный раствор буры; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опытов. 1. К горячему насыщенному раствору буры добавьте концентрированную соляную кислоту и перемешайте содержимое бокала. Образуются прозрачные кристаллы борной кислоты:

$$Na_2B_4O_7 + 2HCl + 5H_2O \longrightarrow 2NaCl + 4H_3BO_3\downarrow$$

---

* Для приготовления раствора гексахлоросвинцовой кислоты пропустите через насыщенный раствор хлорида свинца(II) в 5 М соляной кислоте газообразный хлор до появления оранжево-желтой окраски.

2. В воду, подкрашенную лакмусом, внесите немного (на кончике шпателя) кристаллов борной кислоты и хорошо перемешайте раствор. Цвет раствора становится красным.

230. Окрашивание пламени борной кислотой

Оборудование и реактивы. Горелка; впаянная в стеклянную палочку платиновая проволока с петелькой на конце; борная кислота.

Проведение опыта. Отрегулируйте пламя горелки так, чтобы оно было большим и почти бесцветным. Предварительно прокаленной платиновой проволокой захватите несколько кристалликов борной кислоты и внесите в пламя. Пламя окрашивается в зеленый цвет.

231. Получение метилового эфира ортоборной кислоты

Оборудование и реактивы. Круглодонная колба емкостью 200—300 мл; стеклянная трубка длиной 80—100 см и диаметром 8—10 мм с оттянутым концом; асбестированная сетка; лучинка; резиновая пробка; штатив; горелка; борная кислота; концентрированная серная кислота; метиловый спирт.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 59. В круглодонную колбу налейте 50—100 мл метилового спирта, 5 мл концентрированной серной кислоты и добавьте 10 г борной кислоты. Закройте колбу пробкой со стеклянной трубкой и нагрейте пламенем горелки:

$$3CH_3OH + H_3BO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} B(OCH_3)_3 + 3H_2O$$

Когда пары́ спирта дойдут до верхнего конца трубки (это видно по уровню стекающей по трубке флегмы), подожгите их. Пламя окрашивается в ярко-зеленый цвет из-за присутствия в пара́х метилового эфира ортоборной кислоты.

Рис. 59. Прибор для получения метилового эфира ортоборной кислоты

232. Окислительные свойства фторидов ксенона*

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; химические стаканы; часовые стекла; стеклянные палочки; пинцет или шпатель; тетрафторид ксенона; этиловый спирт; концентрированный раствор аммиака; разбавленный раствор сульфата марганца(II), подкисленный серной кислотой.

Проведение опытов. 1. Поместите на часовое стекло несколько кристаллов тетрафторида ксенона и продемонстрируйте их. Тетрафторид ксенона XeF_4 на воздухе легко гидролизуется, поэтому ощутим запах продуктов гидролиза:

$$XeF_4 + 2H_2O \longrightarrow Xe + 4HF + O_2$$

2. Налейте в стакан концентрированный раствор аммиака и бросьте в него несколько кристаллов тетрафторида ксенона. При соприкосновении кристаллов XeF_4 с раствором происходит вспышка.

Загорается также газообразный аммиак над поверхностью жидкости:

$$3XeF_4 + 4NH_3 \longrightarrow 3Xe + 2N_2 + 12HF$$

Таким образом, тетрафторид ксенона «поджигает» водный раствор аммиака.

3. В демонстрационный бокал налейте разбавленный раствор сульфата марганца(II), бросьте в него несколько кристалликов фторида ксенона и перемешайте стеклянной палочкой. Раствор окрашивается в малиновый цвет вследствие образования марганцевой кислоты:

$$5XeF_4 + 4MnSO_4 + 16H_2O \longrightarrow 5Xe + 4HMnO_4 + 4H_2SO_4 + 20HF$$

Однако марганцевая кислота является сильным окислителем, и в результате взаимодействия ее с оставшимися в растворе ионами Mn^{2+} происходит выделение MnO_2. Раствор в бокале мутнеет и приобретает коричневую окраску.

4. Налейте в стакан 20—30 мл этилового спирта. Бросьте в спирт кристаллик тетрафторида ксенона. Спирт воспламеняется.

---

* Фториды ксенона XeF_2, XeF_4, XeF_6 обладают сильнейшим окислительным действием. Для демонстрации наиболее удобно использовать тетрафторид ксенона XeF_4, который можно хранить в сосудах из тефлона с завинчивающейся пробкой. Фториды ксенона легко взрываются, поэтому работать следует с минимальным количеством препарата и проводить опыты с большой осторожностью.

ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ*

233. Сравнение электропроводности железа, меди и никеля

Оборудование. Подставка из оргстекла; амперметр; три ключа; источник электрического тока; отрезки железной, медной и никелевой проволоки одинаковой длины и одинакового сечения.

Проведение опыта. Соберите схему, показанную на рис. 60. Отрезки медной, железной и никелевой проволоки укрепите на подставке из оргстекла. С помощью проводников соедините отрезки металлов между собой. Схему через амперметр присоедините к источнику постоянного тока. Подайте в схему электрический ток и с помощью ключей попеременно вводите в цепь проволоки из меди, железа и никеля. Поскольку сопротивление металлов различно, стрелка амперметра отклоняется по-разному. Максимальное показание амперметра наблюдается при включении меди, обладающей наименьшим сопротивлением.

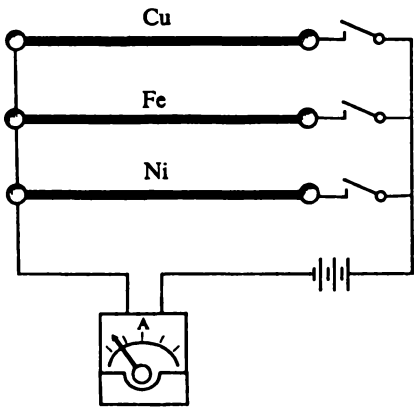


Рис. 60. Схема прибора, используемого для демонстрации электропроводности металлов

234. Эффект Ребиндера

Оборудование и реактивы. Две пипетки; скальпель; фильтровальная бумага; две пластинки цинка площадью 10 $см^2$ и толщиной 1,5—2 мм; эмалированный поддон для работы со ртутью; ртуть; 10%-й раствор гидроксида натрия.

---

* Для демонстрации некоторых физических свойств металлов: цвета, блеска, твердости — на лекционном столе целесообразно разместить образцы различных металлов. Можно для сравнения поставить несколько образцов неметаллов.

Проведение опыта. Согните несколько раз пластинку цинка в разных направлениях, демонстрируя высокую пластичность металла. Пластинка не разламывается.

На другой пластинке сделайте скальпелем небольшую царапину. Из пипетки нанесите на нее каплю раствора щелочи и через несколько секунд осушите кусочком фильтровальной бумаги. Осторожно поместите на царапину маленькую каплю ртути с помощью пипетки. Возьмите пластинку и надавите на нее большими пальцами с нижней стороны. На пластинке сразу образуется рваная трещина, которая быстро распространяется по металлу вследствие эффекта адсорбционного понижения прочности твердого тела (эффект Ребиндера).

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ*

235. Физические свойства щелочных металлов

Оборудование и реактивы. Скальпель; пинцет; фильтровальная бумага; металлические литий, натрий и калий.

Проведение опыта. Выньте пинцетом из стеклянных сосудов кусочки лития, натрия и калия, осушите их фильтровальной бумагой и, придерживая пинцетом, разрежьте скальпелем. Все щелочные металлы очень мягкие и легко режутся скальпелем. Из предложенных металлов наиболее мягким является калий. Обратите внимание на серебристо-белую окраску металлов.

236. Окрашивание пламени солями щелочных металлов

Оборудование и реактивы. Пять химических стаканов; пять впаянных в стеклянные трубки прокаленных платиновых проволочек с петелькой на конце; горелка; хлориды лития, натрия, рубидия и цезия; нитрат калия.

Проведение опыта. В стаканы насыпьте примерно по 1 г хлоридов лития, натрия, рубидия, цезия, нитрата калия соответственно и слегка увлажните их несколькими каплями воды. Отрегулируйте пламя горелки так, чтобы оно было большим и бесцветным. С помощью платиновых проволочек внесите в пламя указанные соли щелочных металлов. Соль лития окрашивает пламя в малиновый цвет, натрия — в желтый; соли калия, рубидия и цезия придают пламени светло-фиолетовую окраску.

---

* Щелочные металлы энергично взаимодействуют с кислородом воздуха, поэтому хранить их следует в стеклянных сосудах под слоем керосина.

237. Цветные огни*

Оборудование и реактивы. Пять ступок; пять фарфоровых чашек; асбестированная сетка; стеклянные палочки; фильтровальная бумага; хлорат калия; оксалат натрия; малахит; сера; нитрат бария или хлорат бария; карбонат стронция; нитроцеллюлозный лак.

Проведение опыта. Для демонстрации цветных огней используют смеси следующего состава, мас. %:

- *желтый цвет* (окраска натрия) — $KClO_3$ 60, $Na_2C_2O_4$ 25, нитроцеллюлозный лак 15;
- *синий цвет* (окраска калия)** — $KClO_3$ 61, $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ 19, S 20;
- *красный цвет* (окраска стронция) — $KClO_3$ 60, $SrCO_3$ 25, нитроцеллюлозный лак 15;
- *зеленый цвет* (окраска бария) — $Ba(ClO_3)_2$ 85, нитроцеллюлозный лак 15 (или $KClO_3$ 27, $Ba(NO_3)_2$ 53, нитроцеллюлозный лак 20).

Поскольку смеси горят с образованием большого количества дыма, не рекомендуется увеличивать массу смеси более 5 г. Для приготовления смесей твердые ингредиенты аккуратно разотрите в разных ступках, полученные порошки осторожно смешайте на листах бумаги, перенесите в фарфоровые чашки и по каплям добавляйте лак, перемешивая стеклянной палочкой до тестообразного состояния, затем сформируйте в виде пирамидок и высушите в течение 2—3 сут. Обратите внимание, что в рецепте смеси для получения синего огня нитроцеллюлозный лак не используется, для демонстрации поджигают полученный порошок. (*Ни в коем случае нельзя перетирать вместе серу и бертолетову соль!*) Готовые пирамидки безопасно хранить в темном месте вдали от огня. Смесь для получения синего огня лучше не хранить, а готовить непосредственно перед демонстрацией.

Для демонстрации цветных огней пирамидки поджигают на асбестированной сетке, они сгорают ослепительным пламенем соответствующего цвета.

238. Взаимодействие лития, натрия и калия с водой

Оборудование и реактивы. Три кристаллизатора; большая стеклянная воронка с оттянутым концом; пробирки; фильтровальная

---

* Демонстрируются цветные огни с солями щелочных, щелочноземельных металлов и меди.

** Поскольку ионы калия слабо окрашивают пламя и часто маскируются ионами натрия, для данного опыта можно использовать чистый азид калия (поджечь его), однако данный реактив труднодоступен.

бумага; пинцет; скальпель; горелка; лучинка; литий; натрий; калий.

Проведение опыта. Кусочек лития размером чуть больше горошины бросьте в кристаллизатор с водой. Накройте литий воронкой. Убедившись в чистоте выделяющегося водорода, подожгите его с помощью лучинки у оттянутого конца воронки. Литий реагирует с водой быстро, но достаточно спокойно:

$$2Li + 2H_2O \longrightarrow 2LiOH + H_2\uparrow$$

В другой кристаллизатор бросьте небольшой кусочек натрия. Натрий энергично реагирует с водой, расплавляется и в виде жидкой капли «бегает» по поверхности воды:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

Бросьте в кристаллизатор с водой кусочек калия. Он тотчас загорается и, перемещаясь по поверхности воды, горит сиреневым пламенем:

$$2K + 2H_2O \longrightarrow 2KOH + H_2\uparrow$$

При проведении этих опытов, бросив кусочек металла в воду, следует отойти, так как взаимодействие натрия и калия с водой, как правило, заканчивается небольшим взрывом.

239. Осаждение малорастворимых солей щелочных металлов

Оборудование и реактивы. Демонстрационные бокалы; стеклянные палочки; концентрированные растворы солей лития, натрия, калия; растворы карбоната натрия и гидрофосфата натрия; растворы гексахлоросвинцовой кислоты (см. опыт № 228) и уранилацетата цинка*.

Проведение опыта. В два бокала налейте раствор соли лития и добавьте в один бокал раствор соды, а в другой — раствор гидрофосфата натрия. Перемешайте содержимое бокалов стеклянными палочками. Выпадают белые осадки карбоната и фосфата лития соответственно:

$$2LiCl + Na_2CO_3 \longrightarrow Li_2CO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$3LiCl + 2Na_2HPO_4 \longrightarrow Li_3PO_4\downarrow + 3NaCl + NaH_2PO_4$$

---

* Раствор уранилацетата цинка можно приготовить следующим образом: 30 г $Zn(CH_3COO)_2 \cdot 2H_2O$ и 3 мл 30%-го раствора CH_3COOH растворите в 50 мл дистиллированной воды. Затем 10 г $UO_2(CH_3COO)_2 \cdot 2H_2O$ и 6 мл 30%-го раствора CH_3COOH растворите в 50 мл воды. Растворы слейте вместе и оставьте на ночь. На другой день декантируйте прозрачный раствор с отстоявшегося осадка.

Налейте в бокал раствор хлорида калия и при перемешивании добавьте к нему гексахлоросвинцовую кислоту. Выпадают мелкие светло-желтые кристаллы гексахлороплюмбата калия:

$$2KCl + H_2[PbCl_6] \longrightarrow K_2[PbCl_6]\downarrow + 2HCl$$

К раствору соли натрия в бокале прилейте раствор уранилацетата цинка и перемешайте. Выпадает светло-желтый осадок уранилацетата натрия-цинка:

$$NaCH_3COO + Zn[(UO_2)_3(CH_3COO)_8] + 6H_2O \longrightarrow$$
$$\longrightarrow NaZn[(UO_2)_3(CH_3COO)_9] \cdot 6H_2O\downarrow$$

240. Окисление бумаги пероксидом натрия

Оборудование и реактивы. Пипетка; небольшая фарфоровая чашка; асбестированная сетка; металлическая ложка; фильтровальная бумага; пероксид натрия.

Проведение опыта. Мелкие кусочки фильтровальной бумаги поместите в фарфоровую чашку до $^1/_2$ объема. Сверху насыпьте порошок пероксида натрия и перемешайте металлической ложкой. Поставьте чашку на асбестированную сетку. С помощью пипетки добавьте к смеси 1—2 капли воды:

$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2\uparrow$$

Взаимодействие пероксида натрия с водой сопровождается образованием кислорода и выделением большого количества теплоты, вследствие чего бумага вспыхивает и быстро сгорает.

БЕРИЛЛИЙ, МАГНИЙ

241. Получение и свойства гидроксида бериллия

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М растворы хлорида бериллия, гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору соли бериллия в бокале прилейте немного раствора щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида бериллия:

$$BeCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Be(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на две части. В один бокал прилейте соляную кислоту:

$$Be(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow BeCl_2 + 2H_2O$$

В другой бокал добавьте избыток раствора щелочи:

$$Be(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Be(OH)_4]$$

Перемешайте содержимое бокалов стеклянными палочками. В обоих случаях осадок растворяется, так как гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства. Чтобы использовать полученный раствор для опыта, демонстрирующего гидролиз бериллата натрия, не добавляйте большой избыток щелочи.

242. Гидролиз раствора бериллата натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационная пробирка; держатель для пробирки; горелка; раствор бериллата натрия.

Проведение опыта. Раствор бериллата натрия, полученный в опыте 241, разбавьте водой 1 : 2 и налейте в пробирку. Прокипятите содержимое пробирки. Через 1 — 2 мин выпадает осадок гидроксида бериллия:

$$Na_2[Be(OH)_4] \xrightarrow{t} Be(OH)_2\downarrow + 2NaOH$$

243. Гидролиз нитрата бериллия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; нитрат бериллия; щелочной раствор лакмуса.

Проведение опыта. К раствору лакмуса в бокале добавьте немного (на кончике шпателя) нитрата бериллия. Раствор перемешайте. Он окрашивается в красный цвет в результате гидролиза соли и понижения pH среды:

$$Be(NO_3)_2 + H_2O \rightleftharpoons Be(OH)NO_3 + HNO_3$$

244. Действие карбоната аммония на раствор соли бериллия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; большая пробирка; стеклянные палочки; держатель для пробирки; горелка; насыщенный раствор карбоната аммония; 1 М раствор хлорида бериллия.

Проведение опыта. К раствору соли бериллия в бокале прилейте немного насыщенного раствора карбоната аммония. Выпадает белый осадок основного карбоната бериллия:

$$2BeCl_2 + H_2O + 2(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow Be(OH)_2 \cdot BeCO_3\downarrow + 4NH_4Cl + CO_2\uparrow$$

Затем при интенсивном перемешивании добавьте еще некоторое количество карбоната аммония. Осадок растворяется вследствие образования комплексной соли бериллия:

$$Be(OH)_2 \cdot BeCO_3 + 3(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 2(NH_4)_2[Be(CO_3)_2] + 2NH_3 \cdot H_2O$$

Полученный раствор перелейте в пробирку и прокипятите:

$$2(NH_4)_2[Be(CO_3)_2] \xrightarrow{t} Be(OH)_2 \cdot BeCO_3\downarrow + 4NH_3\uparrow + 3CO_2\uparrow + H_2O$$

Снова выпадает осадок основного карбоната бериллия, так как комплекс легко разрушается при нагревании.

245. Возгонка оксоацетата бериллия*

Оборудование и реактивы. Пробирка диаметром 5—7 мм и длиной 50—60 см; горелка; оксоацетат бериллия.

Проведение опыта. На дно пробирки поместите оксоацетат бериллия и осторожно нагрейте пламенем горелки. Оксоацетат бериллия возгоняется и осаждается на холодных стенках в верхней части пробирки.

246. Получение и свойства гидроксида магния

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; насыщенный раствор хлорида аммония; 1 М раствор хлорида магния; 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор хлорида магния и добавьте к нему раствор щелочи. Выпадает осадок гидроксида магния:

$$MgCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Жидкость с осадком разлейте в три бокала. В первый бокал добавьте раствор щелочи: растворение осадка не происходит; во второй и третий — прилейте соляную кислоту и избыток насыщенного раствора хлорида аммония соответственно. Осадки растворяются:

$$Mg(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2H_2O$$
$$Mg(OH)_2 + 2NH_4Cl \longrightarrow MgCl_2 + 2NH_3 \cdot H_2O$$

---

* Оксоацетат бериллия ядовит, поэтому работать с ним следует очень аккуратно и использовать минимальное количество соли. Желательно этот опыт проводить в вытяжном шкафу.

Гидроксид магния проявляет только основные свойства, поэтому растворяется в кислотах. Гидроксид магния взаимодействует также с насыщенным раствором хлорида аммония, так как гидроксид магния более сильное основание, чем гидрат аммиака.

247. Действие карбоната натрия на раствор соли магния

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник углекислого газа; 1 М растворы хлорида магния и карбоната натрия.

Проведение опыта. В бокале смешайте растворы хлорида магния и карбоната натрия. Выпадает осадок основного карбоната магния:

$$5MgCl_2 + 5H_2O + 5Na_2CO_3 \longrightarrow Mg(OH)_2 \cdot 3MgCO_3 \cdot 3H_2O\downarrow + 10NaCl + Mg(HCO_3)_2$$

Через взвесь пропустите ток углекислого газа:

$$Mg(OH)_2 \cdot 3MgCO_3 \cdot 3H_2O + 5CO_2 \longrightarrow 4Mg(HCO_3)_2$$

Осадок растворяется с образованием гидрокарбоната магния.

248. Горение магния на воздухе и в азоте

Оборудование и реактивы. Цилиндр, заполненный азотом; щипцы или пинцет; горелка; наждачная бумага; лента магния.

Проведение опыта. Ленту магния зачистите наждачной бумагой, возьмите пинцетом и подожгите пламенем горелки:

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

Затем внесите горящую ленту в цилиндр, заполненный азотом:

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

Магний продолжает гореть, однако менее интенсивно, чем на воздухе.

249. Взаимодействие пероксида бария с порошкообразным магнием

Оборудование и реактивы. Асбестированная сетка; горелка; лучинка; пероксид бария; порошкообразный магний.

Проведение опыта. В стеклянной банке при осторожном встряхивании смешайте порошки магния и пероксида бария в массо-

вом отношении 1 : 7. Банку плотно закройте пробкой. Такая смесь может храниться в течение долгого времени.

Небольшое количество (не более 1 г) смеси магния с пероксидом бария поместите на асбестированную сетку и прикоснитесь к ней горящей лучинкой. Происходит энергичная вспышка:

$$BaO_2 + Mg \longrightarrow BaO + MgO$$

250. Взаимодействие магния с политетрафторэтиленом

Оборудование и реактивы. Пресс-форма; паяльная горелка; асбестированная сетка; порошок магния; порошок политетрафторэтилена.

Проведение опыта. Смешайте 1 г порошка магния и 2 г порошка политетрафторэтилена. Из полученной смеси спрессуйте таблетку. Таблетку положите на асбестированную сетку и подожгите пламенем паяльной горелки:

$$n\mathrm{Mg} + (-\mathrm{CF_2}-)_n \longrightarrow n\mathrm{MgF_2} + n\mathrm{C}$$

Температура горения смеси более 2 000 °С. Такая смесь используется для запуска твердотопливных ракетных двигателей. Горение сопровождается выделением дыма, состоящего из белых частиц фторида магния и черных частиц углерода.

ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

251. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

Опыт проводят так же, как опыт № 236. Соли кальция окрашивают пламя в кирпично-красный цвет, стронция — в карминово-красный, бария — в зеленовато-желтый.

252. Гашение извести

Оборудование и реактивы. Тонкий стакан емкостью 500 мл; промывалка с водой; негашеная известь*.

---

* Негашеную известь можно приготовить, прокалив при температуре 800—1 000 °С несколько кусочков мела или известняка. После охлаждения печи выньте полученный оксид кальция и положите в эксикатор. Приготовленный таким образом препарат может служить в течение года.

Проведение опыта. Положите в стакан несколько кусочков негашеной извести и прилейте из промывалки воду:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

Раздается характерное шипение, вся масса разогревается и сильно вспучивается. На стенках стакана конденсируются капельки воды.

253. Осаждение малорастворимых сульфатов щелочноземельных металлов

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М растворы хлоридов кальция, стронция и бария; разбавленный раствор сульфата натрия.

Проведение опыта. Налейте в бокалы растворы хлоридов кальция, стронция и бария. Добавьте во все бокалы одинаковое количество раствора сульфата натрия:

$$CaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$SrCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow SrSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

Осадки сульфатов стронция и бария выпадают сразу. Осадок сульфата кальция выпадает, только если потереть о стенки бокала стеклянной палочкой.

254. Затвердевание гипса

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; шпатель; металлическая или фарфоровая форма; вазелин; гипс.

Проведение опыта. В фарфоровой чашке размешайте гипс с водой до получения кашицы и нанесите на заранее приготовленную и смазанную вазелином форму. Примерно через 10—15 мин гипс затвердевает:

$$CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O + 1{,}5H_2O \longrightarrow CaSO_4 \cdot 2H_2O$$

и получившийся слепок легко отделяется от формы.

АЛЮМИНИЙ

255. Горение порошка алюминия

Оборудование и реактивы. Пробирка; резиновая трубка; две Г-образные трубки; резиновая пробка; алюминиевая пыль.

Рис. 61. Прибор для демонстрации горения порошка алюминия

Проведение опыта. Поместите в пробирку (рис. 61) на $^1/_5$ объема алюминиевую пыль и закройте ее пробкой с двумя трубками, одна из которых доходит почти до дна, а другая заканчивается рядом с пробкой. По длинной трубке пропустите в пробирку ток воздуха. Струю воздуха, выходящую из короткой трубки и содержащую частицы алюминия, направьте на пламя горелки. Попадая в пламя, алюминий сгорает с яркой вспышкой:

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

256. Колебательное горение алюминия

Оборудование и реактивы. Фарфоровая ступка; асбестированная сетка; алюминиевая пудра; уротропин; нитрат бария.

Проведение опыта. Разотрите в ступке 1,3 г нитрата бария. Добавьте 0,5 г алюминиевой пудры, смешайте с нитратом бария. К смеси добавьте 0,9 г тонко растертого уротропина, тщательно перемешайте, высыпьте на асбестированную сетку и подожгите. Смесь сначала спокойно горит неярким пламенем, затем через 15—20 с происходит ослепительная вспышка, затем снова спокойное горение. Всего за время горения смеси происходит 10—15 вспышек с интервалом 15—20 с.

Вначале (при поджигании смеси) загорается уротропин:

$$(CH_2)_6N_4 + 9O_2 \longrightarrow 6CO_2 + 2N_2 + 6H_2O$$

Затем смесь разогревается и происходит вспышка:

$$3Ba(NO_3)_2 + 10Al \longrightarrow 5Al_2O_3 + 3BaO + 3N_2\uparrow$$

В ходе этой реакции выделяется большое количество теплоты, при этом уротропин плавится и заливает алюминий, реакция с нитратом бария прекращается, уротропин продолжает гореть, затем сгорает и снова происходит вспышка. Так происходит до тех пор, пока не сгорит вся смесь.

257. Амальгамирование алюминия

Оборудование и реактивы. Стеклянная палочка; вата; чистая алюминиевая пластинка; раствор хлорида ртути(II).

Проведение опыта. С помощью ватного тампона, закрепленного на стеклянной палочке, нанесите на алюминиевую пластинку немного раствора хлорида ртути(II):

$$2Al + 3HgCl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3Hg$$

Спустя несколько минут после нанесения раствора $HgCl_2$ алюминиевая пластинка нагревается и быстро покрывается рыхлым слоем оксида алюминия (вследствие активного взаимодействия амальгамы алюминия с кислородом воздуха):

$$Al + xHg \longrightarrow AlHg_x$$

$$4AlHg_x + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3 + 4xHg$$

258. Выделение водорода из воды амальгамированным алюминием

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; алюминиевые стружки; раствор хлорида ртути(II).

Проведение опыта. Поместите в демонстрационный бокал немного стружек алюминия и добавьте такое количество раствора хлорида ртути(II), чтобы все стружки находились в растворе:

$$2Al + 3HgCl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3Hg$$

$$Al + xHg \longrightarrow AlHg_x$$

Через 1—2 мин раствор слейте, а в бокал налейте воду. Амальгамированный алюминий легко взаимодействует с водой, о чем можно судить по выделению пузырьков водорода:

$$2AlHg_x + 6H_2O \longrightarrow 2Al(OH)_3 + 2xHg + 3H_2\uparrow$$

259. Воспламенение термита

Оборудование и реактивы. Шамотовый тигель с отверстием в донышке; штатив; ящик с песком; асбестовое одеяло; фильтровальная бумага; наждачная бумага; длинная лучинка; оксид железа(III); порошкообразный алюминий; зажигательная смесь (магний и пероксид бария, см. опыт № 249); лента магния.

Проведение опыта. Смешайте предварительно высушенные в сушильном шкафу оксид железа(III) и порошкообразный алю-

миний в массовом отношении 3 : 1 (такая смесь называется *термитом*). Затем 200 — 300 г смеси поместите в шамотовый тигель (рис. 62), закрыв отверстие в донышке фильтровальной бумагой. Тигель укрепите в кольце штатива над ящиком с песком. Под прибором расстелите асбестовое одеяло. Сделайте в термите углубление и поместите туда 10 — 15 г зажигательной смеси. Вставьте в нее зачищенную ленту магния. Подожгите магний с помощью длинной лучинки и быстро отойдите.

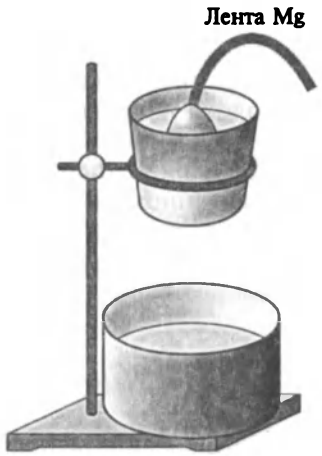


Рис. 62. Прибор для проведения опыта по воспламенению термита

После того как загорится зажигательная смесь, начинается бурная реакция, сопровождающаяся сильным разогреванием и выбрасыванием раскаленных частиц оксидов металлов. Из отверстия в тигле вытекает расплавленное железо:

$$Fe_2O_3 + 2Al \longrightarrow 2Fe + Al_2O_3$$

После остывания расплава извлеките королек железа, отделите его от шлака и продемонстрируйте аудитории.

260. Прочность оксидной пленки на алюминиевой проволоке

Оборудование. Алюминиевая проволока диаметром 0,5 — 0,8 мм; регулируемый источник электрического тока; два металлических стержня, укрепленных в эбонитовой подставке на расстоянии 30 — 40 см; провод.

Проведение опыта. Соберите схему, показанную на рис. 63. Между металлическими стержнями закрепите кусок алюминиевой про-

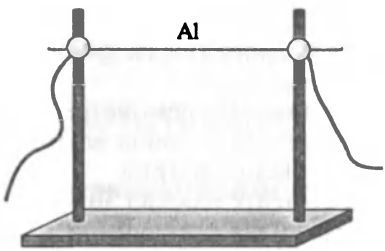


Рис. 63. Устройство для демонстрации прочности пленки Al_2O_3

волоки. С помощью проводов соедините стержни с регулируемым источником тока. Подайте на алюминиевый провод напряжение от источника тока. При постепенном повышении напряжения проволока нагревается и начинает прогибаться вниз, а затем начинает светиться. Постепенно темно-красное свечение переходит в белое. При температуре белого свечения алюминий находится в расплавленном состоянии. Однако пленка оксида алюминия на поверхности металла является очень прочной и удерживает расплавленный алюминий. При еще более высоком напряжении проволока рвется.

261. Действие кислот на алюминий

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; алюминиевые стружки; концентрированные соляная и азотная кислоты.

Проведение опыта. Поместите в два бокала немного алюминиевых стружек и прилейте в один бокал соляную, а в другой — азотную кислоту. В первом случае наблюдается энергичная реакция, сопровождающаяся выделением водорода:

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

Во втором случае реакция не идет из-за пассивирования металла азотной кислотой.

262. Действие раствора щелочи на алюминий

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; алюминиевые стружки; 5 М раствор гидроксида натрия.

Проведение опыта. Положите в бокал немного стружек алюминия и прилейте раствор щелочи. Наблюдается энергичное выделение водорода:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O \longrightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

263. Получение и свойства гидроксида алюминия

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М раствор хлорида алюминия; 2 М растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

Проведение опыта. Налейте в бокал 30—40 мл раствора хлорида алюминия и, перемешивая стеклянной палочкой, осторожно прибавьте к нему немного раствора щелочи. Выпадает белый студенистый осадок гидроксида алюминия:

$$AlCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Разделите жидкость с осадком на две части. При перемешивании в один бокал прилейте соляную кислоту:

$$Al(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3H_2O$$

в другой — раствор щелочи:

$$Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$$

В обоих случаях наблюдается растворение осадка, так как гидроксид алюминия проявляет амфотерные свойства.

264. Гидролиз алюмината натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; источник углекислого газа; раствор алюмината натрия, полученный в опыте № 263.

Проведение опыта. Через раствор алюмината натрия в бокале пропустите ток углекислого газа. Спустя несколько минут выпадает осадок гидроксида алюминия:

$$2Na[Al(OH)_4] + CO_2 \xrightarrow{H_2O} 2Al(OH)_3\downarrow + Na_2CO_3 + H_2O$$

265. Гидролиз хлорида алюминия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; хлорид алюминия; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор лакмуса и добавьте немного (на кончике шпателя) хлорида алюминия. Перемешайте содержимое бокала. Раствор приобретает красный цвет:

$$AlCl_3 + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)Cl_2 + HCl$$

Если взять безводный хлорид алюминия, то при внесении его в воду слышно шипение, так как при гидратации соли выделяется большое количество теплоты.

РЕДКОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

266. Ферромагнетизм гадолиния

Оборудование и реактивы. Постоянный магнит; гадолиний и любые другие редкоземельные металлы.

Проведение опыта. Поднесите кусочек гадолиния к магниту, он притягивается. Проверьте, притягиваются ли к магниту другие редкоземельные металлы.

267. Искрение ферроцерия

Оборудование и реактивы. Напильник; кусок ферроцерия.

Проведение опыта. Резко проведите напильником по куску ферроцерия, образуется сноп искр. Такой сплав применяется в зажигалках.

268. Получение и свойства гидроксида церия(III)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 0,5 М раствор хлорида церия(III); 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору соли церия(III) в бокале прилейте раствор щелочи. Выпадает осадок гидроксида церия(III) белого цвета:

$$CeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Ce(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на две части. К одной части добавьте кислоту, к другой — щелочь. В первом случае происходит растворение осадка:

$$Ce(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CeCl_3 + 3H_2O$$

во втором — осадок не растворяется, что подтверждает основные свойства гидроксида церия(III).

269. Осаждение малорастворимых солей церия(III)

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М раствор хлорида церия(III); 1 М растворы карбоната натрия, гидрофосфата натрия, фторида натрия.

Проведение опыта. В три бокала налейте раствор хлорида церия(III) и добавьте раствор карбоната натрия, гидрофосфата и фторида натрия соответственно. Во всех бокалах выпадают белые осадки соответствующих малорастворимых солей церия(III):

$$2CeCl_3 + 3Na_2CO_3 \longrightarrow Ce_2(CO_3)_3\downarrow + 6NaCl$$

$$2CeCl_3 + 3Na_2HPO_4 \longrightarrow Ce_2(HPO_4)_3\downarrow + 6NaCl$$

$$CeCl_3 + 3NaF \longrightarrow CeF_3\downarrow + 3NaCl$$

270. Сравнение растворимости оксалатов церия(III) и кальция в соляной кислоте

Оборудование и реактивы. Два цилиндра с притертыми пробками емкостью 500 мл; 1 М раствор хлорида кальция; 0,7 М раствор хлорида церия(III); 2 М растворы оксалата аммония и соляной кислоты.

Проведение опыта. Налейте в два цилиндра одинаковое количество растворов хлорида кальция и хлорида церия(III) соответственно. Добавьте в цилиндры равные объемы раствора оксалата аммония. Закройте цилиндры пробками и несколько раз встряхните их.

Выпадают белые осадки соответствующих оксалатов:

$$2CeCl_3 + 3(NH_4)_2C_2O_4 \longrightarrow Ce_2(C_2O_4)_3\downarrow + 6NH_4Cl$$

$$CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \longrightarrow CaC_2O_4\downarrow + 2NH_4Cl$$

В цилиндр с оксалатом кальция небольшими порциями добавьте соляную кислоту до полного растворения осадка:

$$CaC_2O_4 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2C_2O_4$$

Затем такой же объем соляной кислоты прилейте в цилиндр с осадком оксалата церия(III). Растворение осадка не происходит.

271. Взаимодействие гидроксида церия(III) с пероксидом водорода

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 1 М раствор хлорида церия(III); 2 М раствор гидроксида натрия; 15%-й раствор пероксида водорода.

Проведение опыта. В бокале осадите гидроксид церия(III) (см. опыт № 268) и прилейте к белому осадку $Ce(OH)_3$ немного пероксида водорода.

Осадок окрашивается в оранжевый цвет вследствие образования пероксидного соединения церия(IV):

$$2Ce(OH)_3 + 3H_2O_2 \longrightarrow 2Ce(OH)_3(OOH) + 2H_2O$$

272. Окисление нитрата церия(III) диоксидом свинца

Оборудование и реактивы. Демонстрационная пробирка; стеклянный пористый фильтр; шпатель; горелка; резиновая пробка; диоксид свинца; концентрированная азотная кислота; 1 М раствор нитрата церия(III).

Проведение опыта. Сильно подкислите концентрированной азотной кислотой раствор нитрата церия(III) в пробирке, добавьте немного диоксида свинца и прокипятите смесь:

$$2Ce(NO_3)_3 + 4HNO_3 + PbO_2 \xrightarrow{t} 2Ce(NO_3)_4 + Pb(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Отфильтруйте осадок на стеклянном фильтре. Фильтрат окрашен в оранжевый цвет за счет присутствия нитрата церия(IV).

273. Получение и свойства цитрата неодима

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 0,05 М раствор нитрата неодима; 2 М раствор цитрата аммония.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор соли неодима(III) и прибавьте немного раствора цитрата аммония. Перемешайте содержимое бокала. Выпадает светло-сиреневый осадок моноцитрата неодима:

$$Nd(NO_3)_3 + (NH_4)_3C_6H_5O_7 \longrightarrow NdC_6H_5O_7\downarrow + 3NH_4NO_3$$

К осадку прилейте небольшой избыток раствора цитрата аммония:

$$NdC_6H_5O_7 + (NH_4)_3C_6H_5O_7 \longrightarrow (NH_4)_3[Nd(C_6H_5O_7)_2]$$

Осадок растворяется с образованием комплексной соли — дицитрата неодима.

ТИТАН, ЦИРКОНИЙ, ТОРИЙ

274. Получение и свойства гидрата диоксида титана

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированная азотная кислота; 5 М раствор гидроксида натрия; разбавленный раствор гексахлоротитановой кислоты*.

Проведение опыта. Налейте в демонстрационный бокал 40—50 мл раствора гексахлоротитановой кислоты и добавьте к нему раствор щелочи. Выпадает слегка желтоватый осадок гидрата диоксида титана (титановой кислоты):

$$H_2[TiCl_6] + 6NaOH + (x-4)H_2O \longrightarrow TiO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 6NaCl$$

* Гексахлоротитановую кислоту легко приготовить растворением тетрахлорида титана в концентрированной соляной кислоте. Полученный раствор следует разбавить водой до нужной концентрации.

Жидкость с осадком разделите на две части. К одной части прибавьте концентрированную соляную кислоту, к другой — избыток раствора щелочи. Наблюдаемый переход осадка под действием кислоты обусловлен пептизацией.

Во втором случае видимых изменений не наблюдается, так как гидрат диоксида титана не проявляет кислотных свойств при взаимодействии с растворами щелочей. Все операции следует проводить быстро, поскольку с течением времени осадок гидрата диоксида титана стареет и его химическая активность уменьшается.

275. Получение и свойства гидрата диоксида циркония

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированная соляная кислота; 5 М раствор гидроксида натрия; 0,25 М раствор сульфата циркония.

Проведение опыта. Опыт проводится так же, как опыт № 274. При действии концентрированной соляной кислоты на гидрат диоксида циркония, полученный по уравнению:

$$Zr(SO_4)_2 + 4NaOH + (x-2)H_2O \longrightarrow ZrO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 2Na_2SO_4$$

происходит пептизация осадка с образованием коллоидного раствора.

Растворение происходит медленно при энергичном перемешивании стеклянной палочкой. В избытке щелочи гидрат диоксида циркония не растворяется.

276. Получение и свойства гидроксида тория

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 0,5 М раствор нитрата тория(IV); 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору нитрата тория(IV) в бокале добавьте раствор щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида тория:

$$Th(NO_3)_4 + 4NaOH \longrightarrow Th(OH)_4\downarrow + 4NaNO_3$$

Разделите жидкость с осадком на две части. При действии разбавленной соляной кислоты наблюдается быстрое растворение осадка $Th(OH)_4$:

$$Th(OH)_4 + 4HCl \longrightarrow ThCl_4 + 4H_2O$$

Образующийся при этом раствор совершенно прозрачен. В отличие от растворов гидроксидов титана и циркония в соляной кислоте он не коллоидный, а истинный. Этот факт иллюстрирует усиление основных свойств в ряду гидроксидов Ti(IV), Zr(IV), Th(IV). Добавление к осадку гидроксида тория(IV) избытка щелочи не вызывает его растворения.

277. Гидролиз тетрахлорида титана

Оборудование и реактивы. Тонкостенный химический стакан емкостью 2 л; тетрахлорид титана; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В стакан налейте 50—100 мл раствора лакмуса и осторожно добавьте к нему несколько миллилитров тетрахлорида титана. Раздается сильное шипение и выделяется большое количество белого дыма (аэрозоля титановой кислоты):

$$TiCl_4 + (x + 2)H_2O \longrightarrow TiO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 4HCl$$

Раствор лакмуса в стакане окрашивается в красный цвет.

278. Гидролиз нитрата тория

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; нитрат тория(IV); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В раствор лакмуса в бокале внесите твердый нитрат тория и перемешайте:

$$Th(NO_3)_4 + H_2O \rightleftharpoons Th(OH)(NO_3)_3 + HNO_3$$

Раствор приобретает красный цвет.

279. Осаждение малорастворимых солей титана, циркония и тория

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированные растворы сульфата титанила, сульфата цирконила, нитрата тория, гидрофосфата и фторида натрия.

Проведение опыта. В три бокала с растворами солей титана, циркония и тория соответственно добавьте равные объемы раствора гидрофосфата натрия, в четвертый бокал с раствором нитрата тория прилейте раствор фторида натрия. Перемешайте содержимое бокалов. Выпадают белые осадки соответствующих малорастворимых солей:

$$TiOSO_4 + 2Na_2HPO_4 + H_2O \longrightarrow Ti(HPO_4)_2\downarrow + Na_2SO_4 + 2NaOH$$

$$Zr(OH)_2(SO_4) + 2Na_2HPO_4 \longrightarrow Zr(HPO_4)_2\downarrow + Na_2SO_4 + 2NaOH$$

$$Th(NO_3)_4 + 2Na_2HPO_4 \longrightarrow Th(HPO_4)_2\downarrow + 4NaNO_3$$

$$Th(NO_3)_4 + 4NaF \longrightarrow ThF_4\downarrow + 4NaNO_3$$

280. Восстановление соединений титана(IV) цинком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; гранулированный цинк; раствор гексахлоротитановой кислоты.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор гексахлоротитановой кислоты. Бросьте в раствор несколько кусочков гранулированного цинка. Наблюдается выделение водорода и через некоторое время раствор окрашивается в фиолетовый цвет в результате образования ионов титана(III):

$$2H_2[TiCl_6] + Zn \longrightarrow 2TiCl_3 + ZnCl_2 + 4HCl$$

281. Получение пероксидного соединения титана(IV)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; концентрированная серная кислота; 15%-й раствор пероксида водорода; раствор сульфата титанила (или гексахлоротитановой кислоты).

Проведение опыта. В бокал налейте раствор сульфата титанила, прибавьте к нему концентрированную серную кислоту и 2—3 мл пероксида водорода. Перемешайте содержимое бокала. Раствор приобретает ярко-оранжевый цвет в результате образования надтитановой кислоты:

$$TiOSO_4 + H_2O_2 + (n-1)H_2O \xrightarrow{H_2SO_4} [Ti(O_2)(H_2O)_n]SO_4$$

282. Образование пероксида тория

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 30%-й раствор пероксида водорода; раствор нитрата тория(IV).

Проведение опыта. К раствору нитрата тория(IV) в бокале прилейте пероксид водорода. Выпадает белый гелеобразный осадок пероксида тория:

$$2Th(NO_3)_4 + 3H_2O_2 + 7H_2O \longrightarrow 2ThO_2 \cdot 3H_2O_2 \cdot 3H_2O\downarrow + 8HNO_3$$

283. Получение комплексного карбоната тория

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор карбоната аммония; 0,25 М раствор нитрата тория.

Проведение опыта. В бокал с раствором нитрата тория(IV) вначале добавьте немного раствора карбоната аммония. Выпадает белый осадок карбоната тория:

$$Th(NO_3)_4 + 2(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow Th(CO_3)_2\downarrow + 4NH_4NO_3$$

Прилейте затем к осадку избыток карбоната аммония и перемешайте содержимое бокала. Осадок растворяется вследствие образования растворимого комплексного карбоната тория:

$$Th(CO_3)_2 + 3(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow (NH_4)_6[Th(CO_3)_5]$$

ВАНАДИЙ, НИОБИЙ, ТАНТАЛ

284. Взаимодействие оксида ванадия(V) с кислотой и щелочью

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; оксид ванадия(V) (ванадиевый ангидрид); концентрированная серная кислота; 50%-й раствор гидроксида калия.

Проведение опыта. Налейте в демонстрационные бокалы концентрированную серную кислоту и раствор щелочи, добавьте немного ванадиевого ангидрида и хорошо перемешайте. Оксид ванадия(V) очень медленно растворяется в кислотах и щелочах:

$$V_2O_5 + H_2SO_4 \longrightarrow (VO_2)_2SO_4 + H_2O$$

$$V_2O_5 + 2KOH \longrightarrow 2KVO_3 + H_2O$$

285. Осаждение гидрата оксида ванадия(V)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стакан емкостью 300 мл; стеклянные палочки; горелка; асбестированная сетка; свежеприготовленный насыщенный раствор ванадата натрия; 5 М раствор азотной кислоты; 2,5 М раствор серной кислоты; 50%-й раствор гидроксида калия.

Проведение опыта. В стакан налейте 70—100 мл раствора ванадата натрия и нагрейте до 70—80 °С. Осторожно по палочке при

постоянном перемешивании прибавьте раствор азотной кислоты до выпадения красного осадка гидрата оксида ванадия(V):

$$2NaVO_3 + 2HNO_3 + (x-1)H_2O \longrightarrow V_2O_5 \cdot xH_2O\downarrow + 2NaNO_3$$

Часть жидкости с осадком перелейте в другой бокал. В первый бокал добавьте раствор серной кислоты, во второй — раствор щелочи. В обоих случаях наблюдается быстрое растворение осадка, так как свежеосажденный гидрат оксида ванадия(V) обладает высокой химической активностью.

286. Осаждение гидратов оксидов ниобия(V) и тантала(V)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; растворы солей ниобия и тантала*; 5 М раствор гидроксида натрия; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. В два бокала налейте растворы солей ниобия и тантала и добавьте к ним раствор соляной кислоты. Выпадают белые осадки соответствующих гидратов оксидов:

$$2KNbO_3 + 2HCl + (x-1)H_2O \longrightarrow Nb_2O_5 \cdot xH_2O\downarrow + 2KCl$$

$$2KTaO_3 + 2HCl + (y-1)H_2O \longrightarrow Ta_2O_5 \cdot yH_2O\downarrow + 2KCl$$

Разделите содержимое каждого бокала на две части и определите отношение полученных гидроксидов к кислоте и щелочи. Растворение осадков не наблюдается.

287. Осаждение ванадата аммония

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенные растворы ванадата натрия и хлорида аммония.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал налейте насыщенный раствор ванадата натрия и прибавьте к нему избыток раствора хлорида аммония. Потрите стеклянной палочкой о стенки бокала. Через 1—2 мин из раствора выпадают белые кристаллы ванадата аммония:

$$NaVO_3 + NH_4Cl \longrightarrow NH_4VO_3\downarrow + NaCl$$

---

* Для приготовления солей ниобия и тантала сплавьте в железных тиглях 2,7 г Nb_2O_5 с 11 г KOH и 4,4 г Ta_2O_5 с 11 г KOH. По охлаждении плавы растворите в воде и профильтруйте полученные растворы.

288. Восстановление соединений ванадия(V) цинком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; белый экран; гранулированный цинк; насыщенный раствор ванадата натрия; 50%-я серная кислота.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор ванадата натрия, подкислите его серной кислотой, добавьте металлический цинк и поставьте бокал на фоне белого экрана. Реакция восстановления ванадата натрия сопровождается изменением окраски раствора в следующем порядке: желтая V(V) — зеленая (смесь V(V) и V(IV)) — голубая V(IV) — зеленая V(III) — фиолетовая V(II):

$$2NaVO_3 + Zn + 4H_2SO_4 \longrightarrow 2VOSO_4 + Na_2SO_4 + ZnSO_4 + 4H_2O$$

$$2VOSO_4 + Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow V_2(SO_4)_3 + ZnSO_4 + 2H_2O$$

$$V_2(SO_4)_3 + Zn \xrightarrow{H_2SO_4} 2VSO_4 + ZnSO_4$$

Время цветовых переходов зависит от кислотности среды. Для ускорения реакции можно использовать соляную кислоту.

289. Восстановление оксида ниобия(V) цинком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; гранулированный цинк; концентрированная серная кислота; растворы солей ниобия(V) и тантала(V) (см. опыт № 286).

Проведение опыта. В бокале осадите гидрат оксида ниобия(V) (см. опыт № 286), сильно подкислите серной кислотой. Бросьте в раствор несколько кусочков цинка. Очень быстро раствор с осадком окрашивается в синий цвет вследствие образования соединения более низкой степени окисления:

$$Nb_2O_5 \cdot nH_2O + xZn + xH_2SO_4 + (m - n)H_2O \longrightarrow$$

$$\longrightarrow Nb_2O_{5-x} \cdot mH_2O + xH_2O + xZnSO_4$$

Аналогичный опыт проведите с соединением тантала(V) и покажите, что в этих условиях тантал не восстанавливается.

290. Окисление соляной кислоты оксидом ванадия(V)

Оборудование и реактивы. Большая демонстрационная пробирка; оксид ванадия(V); концентрированная соляная кислота; иодкрахмальная бумажка.

Проведение опыта. Поместите в пробирку немного оксида ванадия(V) и добавьте концентрированную соляную кислоту:

$$V_2O_5 + 6HCl \longrightarrow Cl_2\uparrow + 3H_2O + 2VOCl_2$$

Наблюдается выделение хлора, что можно установить с помощью иодкрахмальной бумажки.

291. Пероксидные соединения ванадия(V)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор ванадата натрия; 1 М раствор серной кислоты; 30%-й раствор пероксида водорода.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал налейте раствор ванадата натрия, подкислите его серной кислотой и добавьте пероксид водорода. Раствор приобретает темно-красный цвет:

$$2NaVO_3 + 2H_2O_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow [VO(O_2)]_2SO_4 + Na_2SO_4 + 4H_2O$$

ХРОМ

292. Взаимодействие хрома с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационная пробирка с пробкой, снабженной клапаном Бунзена (рис. 64); штатив; тонкоизмельченный хром; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. Пробирку укрепите вертикально в штативе, поместите в нее немного хрома, налейте концентрированную соляную кислоту на $^3/_4$ объема.

Пробирку закройте пробкой с клапаном Бунзена. Спустя несколько минут хром начинает энергично взаимодействовать с кислотой с образованием раствора хлорида хрома(II) голубого цвета:

$$Cr + 2HCl \longrightarrow CrCl_2 + H_2\uparrow$$

Рис. 64. Клапан Бунзена

293. Восстановление хлорида хрома(III) цинком

Оборудование и реактивы. Колба; пробка; клапан Бунзена (см. рис. 64); гранулированный цинк; концентрированная соляная кислота; свежеприготовленный раствор хлорида хрома(III).

Проведение опыта. В колбу поместите несколько кусочков цинка, прилейте 100 мл раствора хлорида хрома(III) и 50 мл соляной

кислоты. Закройте колбу пробкой с клапаном Бунзена. Через несколько минут в результате восстановления Cr(III) до Cr(II) зеленый цвет раствора меняется на ярко-синий:

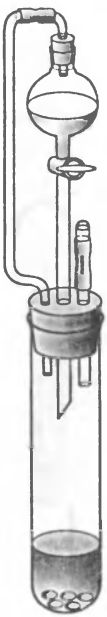
$$2CrCl_3 + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + 2CrCl_2$$

Откройте пробку. Под действием кислорода воздуха хлорид хрома(II) легко окисляется, и раствор снова становится зеленым:

$$4CrCl_2 + O_2 + 4HCl \longrightarrow 4CrCl_3 + 2H_2O$$

294. Осаждение гидроксида хрома(II)

Оборудование и реактивы. Пробирка; капельная воронка; клапан Бунзена; стеклянные трубки; пробки; резиновая трубка; гранулированный цинк; концентрированная соляная кислота; 5 М раствор гидроксида натрия*; 1 М свежеприготовленный раствор хлорида хрома(III).



Проведение опыта. В пробирку (рис. 65) поместите несколько кусочков цинка, раствор хлорида хрома(III) и соляную кислоту:

$$2CrCl_3 + Zn \longrightarrow ZnCl_2 + 2CrCl_2$$

Закройте колбу пробкой, снабженной капельной воронкой, клапаном Бунзена и отводной трубкой. В капельную воронку налейте раствор гидроксида натрия. Когда раствор в колбе станет ярко-синим, добавьте из капельной воронки раствор щелочи. Выпадает осадок гидроксида хрома(II):

$$CrCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Cr(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Осадок должен иметь желтый цвет, однако, как правило, $Cr(OH)_2$ имеет буроватую окраску вследствие частичного окисления Cr(II) до Cr(III) кислородом, оставшимся в пробирке.

Рис. 65. Прибор для осаждения гидроксида хрома(II)

295. Осаждение ацетата хрома(II)

Оборудование и реактивы. Прибор для получения гидроксида хрома(II) (см. рис. 65); гранулированный цинк; концентрирован-

* Предварительно раствор гидроксида натрия следует прокипятить для удаления воздуха.

ная соляная кислота; раствор хлорида хрома(III); прокипяченный насыщенный раствор ацетата натрия.

Проведение опыта. Методика проведения опыта такая же, как опыта № 294. Однако в данном случае в капельную воронку налейте раствор ацетата натрия. Когда раствор в пробирке в результате восстановления Cr(III) станет синим, прилейте из капельной воронки раствор ацетата натрия. Выпадает ярко-красный осадок ацетата хрома(II):

$$2CrCl_2 + 4NaCH_3COO + 2H_2O \longrightarrow Cr_2(CH_3COO)_4 \cdot 2H_2O\downarrow + 4NaCl$$

296. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; пробирка; держатель для пробирки; стеклянные палочки; горелка; 1 М раствор хлорида хрома(III); 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору хлорида хрома(III) в бокале прилейте немного раствора щелочи. Выпадает зеленый осадок гидроксида хрома(III):

$$CrCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Часть жидкости с осадком перенесите в другой бокал. В один бокал добавьте раствор соляной кислоты, в другой — раствор щелочи:

$$Cr(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3H_2O$$

$$Cr(OH)_3 + 3NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$$

В обоих случаях осадок растворяется с образованием растворов зеленого цвета, так как гидроксид хрома(III) проявляет амфотерные свойства.

Поместите в пробирку немного полученного раствора хромита натрия и прокипятите:

$$Na_3[Cr(OH)_6] \xrightarrow{t} Cr(OH)_3\downarrow + 3NaOH$$

Из раствора снова выпадает осадок $Cr(OH)_3$ вследствие гидролиза хромита натрия при нагревании.

297. Гидратная изомерия солей хрома(III)

Оборудование и реактивы. Две пробирки; светящийся экран; горелка; держатель для пробирки; штатив; разбавленный раствор хромокалиевых квасцов.

Проведение опыта. Налейте одинаковое количество раствора хромокалиевых квасцов в две пробирки и укрепите их в штативе. На фоне светящегося экрана отчетливо виден фиолетовый цвет раствора. Одну из пробирок нагрейте пламенем горелки. Окраска раствора в пробирке становится зеленой:

$$\{[Cr(H_2O)_6]SO_4\}^+ \xrightarrow{t} \{[Cr(H_2O)_4SO_4](H_2O)_2\}^+$$

Хромокалиевые квасцы являются комплексными соединениями, цвет которых определяется симметрией внутренней сферы. При обратимом замещении двух молекул воды во внутренней сфере комплексного иона на сульфат-ион окраска комплекса меняется с фиолетовой на зеленую.

298. Окисление соединений хрома(III) бромной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянные палочки; бромная вода; 5 М раствор гидроксида натрия; 1 М раствор хлорида хрома(III).

Проведение опыта. Действием щелочи на раствор хлорида хрома(III) получите хромит натрия (см. опыт № 296). В бокал с раствором добавьте избыток гидроксида натрия и бромной воды. Хорошо перемешайте содержимое бокала. Окраска раствора постепенно меняется с зеленой на желтую, характерную для хромата натрия:

$$2Na_3[Cr(OH)_6] + 3Br_2 \cdot aq + 4NaOH \longrightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 8H_2O$$

299. Получение хромового ангидрида

Оборудование и реактивы. Термостойкий стакан; стеклянная палочка; насыщенный раствор дихромата калия; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. К насыщенному раствору дихромата калия в стакане при энергичном перемешивании осторожно прилейте концентрированную серную кислоту до выпадения ярко-красного осадка хромового ангидрида:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \longrightarrow 2CrO_3\downarrow + K_2SO_4 + H_2O$$

300. Воспламенение спирта хромовым ангидридом

Оборудование и реактивы. Фарфоровая ступка; пипетка; хромовый ангидрид*; спирт.

* Хромовый ангидрид, полученный в опыте № 299, отфильтруйте на стеклянном фильтре и высушите в течение суток в эксикаторе над серной кислотой.

Проведение опыта. В фарфоровой ступке разотрите немного хромового ангидрида и добавьте с помощью пипетки несколько капель спирта. Спирт воспламеняется. После сгорания спирта в ступке остается порошок оксида хрома(III) зеленого цвета:

$$C_2H_5OH + 4CrO_3 \longrightarrow 2Cr_2O_3 + 2CO_2\uparrow + 3H_2O\uparrow$$

301. Окислительные свойства дихромата калия

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 0,5 М раствор дихромата калия; 1 М растворы серной кислоты, сульфита натрия и сульфида аммония.

Проведение опыта. В два бокала налейте раствор дихромата калия. Подкислите раствор в первом бокале серной кислотой, прилейте раствор сульфита натрия и перемешайте смесь. Раствор из оранжевого становится зеленым, что соответствует образованию иона Cr^{3+}:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 + 3Na_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + 3Na_2SO_4 + \\ + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O$$

Во второй бокал добавьте раствор сульфида аммония. Выпадает грязно-зеленый осадок смеси серы с гидроксидом хрома(III):

$$K_2Cr_2O_7 + 3(NH_4)_2S + 7H_2O \longrightarrow 2Cr(OH)_3\downarrow + 3S\downarrow + \\ + 2KOH + 6NH_3 \cdot H_2O$$

302. Получение пероксида хрома(VI)

Оборудование и реактивы. Цилиндр с притертой пробкой емкостью 500 мл; пипетка; 1 М раствор серной кислоты; 15%-й раствор пероксида водорода; разбавленный раствор дихромата калия; диэтиловый эфир.

Проведение опыта. Налейте в цилиндр 100—150 мл воды и 10 мл серной кислоты. С помощью пипетки внесите 10—15 капель раствора дихромата калия. Цилиндр закройте пробкой и встряхните. Затем добавьте к раствору 50 мл эфира и 50—70 мл раствора пероксида водорода. Быстро перемешайте содержимое цилиндра. Эфирный слой окрашивается в интенсивно синий цвет, так как образующийся пероксид хрома(VI) экстрагируется эфиром с образованием комплекса $CrO_5 \cdot (C_2H_5)_2O$:

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 4H_2O_2 + 2(C_2H_5)_2O \longrightarrow \\ \longrightarrow 2CrO_5 \cdot (C_2H_5)_2O + K_2SO_4 + 5H_2O$$

В водном растворе в отличие от раствора в эфире пероксид хрома(VI) крайне неустойчив. Поэтому если провести такой опыт без добавления эфира, синяя окраска раствора очень быстро исчезает.

303. Получение хлорида хромила

Оборудование и реактивы. Химический стакан; хлорид натрия; дихромат калия; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. В стакан поместите 2 г твердого хлорида натрия и 2 г дихромата калия, перемешайте стеклянной палочкой, прилейте 20 мл концентрированной серной кислоты. Образуются бурые пары́ хлорида хромила, похожие на пары́ брома:

$$K_2Cr_2O_7 + 4NaCl + 3H_2SO_4 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 2CrO_2Cl_2\uparrow + K_2SO_4 + 2Na_2SO_4 + 3H_2O$$

Поскольку соединение довольно токсично, опыт необходимо проводить в вытяжном шкафу.

304. Разложение дихромата аммония («извержение вулкана»)

Оборудование и реактивы. Стеклянная палочка; горелка; керамическая пластина; большой лист белой бумаги; дихромат аммония.

Проведение опыта. Расстелите на лабораторном столе большой лист белой бумаги, в центре листа разместите керамическую пластину. На пластине конусообразной горкой насыпьте дихромат аммония. Разогрейте на горелке кончик стеклянной палочки и прикоснитесь разогретой частью к вершине конуса. Почти сразу начинается реакция разложения $(NH_4)_2Cr_2O_7$, сопровождающаяся образованием «пепла» Cr_2O_3, вырывающегося раскаленными искрами из жерла «вулкана» вверх и оседающего толстым темно-зеленым слоем на белом листе бумаги:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \longrightarrow N_2\uparrow + 4H_2O\uparrow + Cr_2O_3$$

305. Каталитическое окисление аммиака оксидом хрома(III)

Оборудование и реактивы. Коническая колба емкостью 1 л; ложечка для сжигания; горелка; дихромат аммония; концентрированный раствор аммиака; гранулированный гидроксид калия или натрия.

Проведение опыта. В коническую колбу налейте 50 мл раствора аммиака, добавьте немного гранулированного гидроксида калия или гидроксида натрия. Проведите термическое разложение дихромата аммония (см. опыт № 304). Часть полученного оксида хрома(III) поместите в ложечку для сжигания, нагрейте в пламени горелки и быстро высыпьте в колбу с аммиаком. Частички оксида хрома(III) раскаливаются докрасна и парят в атмосфере аммиака, они выполняют роль катализатора:

$$4NH_3 + 3O_2 \xrightarrow{Cr_2O_3} 2N_2 + 6H_2O$$

МОЛИБДЕН, ВОЛЬФРАМ, УРАН

306. Сравнение летучести триоксидов молибдена и вольфрама

Оборудование и реактивы. Горелка; стеклянные трубки длиной 30—40 см; молибденовая и вольфрамовая проволока диаметром 0,3—0,6 мм.

Проведение опыта. Пучки молибденовой и вольфрамовой проволоки вставьте в стеклянные трубки и внесите их поочередно в пламя горелки. При нагревании молибден окисляется с образованием легко возгоняющегося белого триоксида молибдена:

$$2Mo + 3O_2 \longrightarrow 2MoO_3$$

В случае вольфрамовой проволоки дым триоксида вольфрама не образуется, пламя лишь слегка окрашивается в зеленовато-желтый цвет:

$$2W + 3O_2 \longrightarrow 2WO_3$$

Различие свойств MoO_3 и WO_3 особенно заметно в момент извлечения раскаленной проволоки из пламени

307. Получение и свойства молибденовой кислоты

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; насыщенный раствор гептамолибдата аммония; 2 М растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

Проведение опыта. К раствору гептамолибдата аммония в бокале осторожно прилейте соляную кислоту до выпадения слегка желтоватого осадка молибденовой кислоты:

$$(NH_4)_6Mo_7O_{24} + 6HCl + 4H_2O \longrightarrow 7H_2MoO_4\downarrow + 6NH_4Cl$$

Жидкость с осадком быстро разделите на две части, к одной добавьте раствор щелочи, к другой — кислоты. В первом случае молибденовая кислота растворяется:

$$H_2MoO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2MoO_4 + 2H_2O$$

Во втором — наряду с взаимодействием молибденовой кислоты с соляной кислотой:

$$H_2MoO_4 + 2HCl \longrightarrow MoO_2Cl_2 + 2H_2O$$

происходит пептизация осадка и образуется коллоидный раствор.

308. Получение и свойства трисульфида молибдена

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; разбавленный раствор молибдата аммония; 2 М раствор соляной кислоты; раствор сульфида аммония.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал налейте раствор молибдата аммония и слегка подкислите его соляной кислотой (если выпадает молибденовая кислота, прилейте еще соляной кислоты до растворения осадка), затем добавьте раствор сульфида аммония:

$$(NH_4)_6Mo_7O_{24} + 48HCl + 21(NH_4)_2S \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 7MoS_3\downarrow + 48NH_4Cl + 24H_2O$$

Выпадает бурый осадок трисульфида молибдена, который хорошо растворяется в избытке сульфида аммония с образованием тиомолибдата аммония, окрашенного в желто-коричневый цвет:

$$MoS_3 + (NH_4)_2S \longrightarrow (NH_4)_2MoS_4$$

При действии соляной кислоты на такой раствор снова выпадает осадок трисульфида молибдена:

$$(NH_4)_2MoS_4 + 2HCl \longrightarrow MoS_3\downarrow + 2NH_4Cl + H_2S\uparrow$$

309. Получение и свойства гидрата вольфрамовой кислоты

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; большая пробирка; держатель для пробирки; стеклянная палочка; горелка; 1 М раствор вольфрамата натрия; 1 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору вольфрамата натрия в бокале прилейте соляную кислоту. Выпадает белый осадок вольфрамовой кислоты:

$$Na_2WO_4 + 2HCl + xH_2O \longrightarrow H_2WO_4 \cdot xH_2O\downarrow + 2NaCl$$

Часть жидкости с осадком перенесите в пробирку и нагрейте до кипения:

$$H_2WO_4 \cdot xH_2O \xrightarrow{t} H_2WO_4 + xH_2O$$

Осадок окрашивается в желтый цвет, так как при нагревании степень гидратации вольфрамовой кислоты уменьшается.

310. Зависимость окраски осадка вольфрамовой кислоты от концентрации осаждающей кислоты

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; большая пробирка; держатель для пробирки; горелка; 1 М раствор вольфрамата натрия; концентрированная соляная кислота; разбавленная 1 : 5 и 1 : 20 соляная кислота.

Проведение опыта. Налейте в три бокала раствор вольфрамата натрия и прибавьте соответственно соляную кислоту концентрации 1 : 20, 1 : 5 и концентрированную соляную кислоту:

$$Na_2WO_4 + 2HCl + xH_2O \longrightarrow H_2WO_4 \cdot xH_2O\downarrow + 2NaCl$$

В первом случае осадок образуется не сразу и имеет белый цвет, во втором случае он выпадает быстро и имеет слегка желтоватый оттенок, в третьем бокале сразу выделяется осадок желтого цвета. При нагревании желтый осадок приобретает желто-оранжевую окраску. Цвет осаждающейся вольфрамовой кислоты зависит от степени ее гидратации.

311. Гидролиз вольфрамата натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; вольфрамат натрия; кислый раствор лакмуса.

Проведение опыта. В бокал с раствором лакмуса внесите несколько кристаллов вольфрамата натрия. Раствор окрашивается в синий цвет в результате гидролиза соли и повышения pH среды:

$$Na_2WO_4 + H_2O \rightleftharpoons NaHWO_4 + NaOH$$

312. Действие фосфорной кислоты на раствор вольфрамата натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор вольфрамата натрия; концентрированная фосфорная кислота; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. В бокал с насыщенным раствором вольфрамата натрия налейте равный объем фосфорной кислоты и перемешайте смесь. Образуется растворимый в воде фосфоровольфрамат натрия:

$$8H_3PO_4 + 12Na_2WO_4 \longrightarrow Na_3[PW_{12}O_{40}] + 7Na_3PO_4 + 12H_2O$$

Получившийся гетерополианион настолько прочен, что добавление соляной кислоты не разрушает его и не приводит к выпадению осадка вольфрамовой кислоты.

313. Осаждение малорастворимых вольфраматов

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; 1 М растворы вольфрамата натрия, хлорида кальция и ацетата свинца(II).

Проведение опыта. В два бокала налейте раствор вольфрамата натрия, в первый добавьте раствор хлорида кальция, во второй — раствор ацетата свинца(II). В обоих случаях выпадают белые осадки соответствующих малорастворимых вольфраматов:

$$Na_2WO_4 + CaCl_2 \longrightarrow CaWO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$Na_2WO_4 + Pb(CH_3COO)_2 \longrightarrow PbWO_4\downarrow + 2NaCH_3COO$$

314. Получение и свойства диураната натрия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор карбоната натрия; 2 М раствор гидроксида натрия; 0,25 М раствор нитрата уранила.

Проведение опыта. К раствору нитрата уранила в бокале прибавьте раствор щелочи. Выпадает оранжевый осадок диураната натрия:

$$2UO_2(NO_3)_2 + 6NaOH \longrightarrow Na_2U_2O_7\downarrow + 4NaNO_3 + 3H_2O$$

К смеси при энергичном перемешивании прилейте насыщенный раствор карбоната натрия до полного растворения осадка. Образуется раствор желтого цвета, содержащий карбонатный комплекс урана(VI):

$$Na_2U_2O_7 + 6Na_2CO_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Na_4[UO_2(CO_3)_3] + 6NaOH$$

315. Осаждение фосфата и ферроцианида уранила

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; 1 М растворы гидрофосфата натрия и ферроцианида калия; 0,25 М раствор нитрата уранила.

Проведение опыта. В два бокала налейте раствор нитрата уранила. В один добавьте раствор гидрофосфата натрия, в другой — ферроцианида калия. В первом случае выпадает желто-зеленый осадок кислого фосфата уранила:

$$UO_2(NO_3)_2 + Na_2HPO_4 \longrightarrow UO_2HPO_4\downarrow + 2NaNO_3$$

во втором — темно-коричневый осадок ферроцианида уранила:

$$2UO_2(NO_3)_2 + K_4[Fe(CN)_6] \longrightarrow (UO_2)_2[Fe(CN)_6]\downarrow + 4KNO_3$$

316. Получение и свойства пероксида урана

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 5 М раствор гидроксида натрия; 15%-й раствор пероксида водорода; 0,25 М раствор нитрата уранила.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор нитрата уранила и добавьте к нему пероксид водорода. Выпадает желтый осадок пероксида урана:

$$UO_2(NO_3)_2 + H_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow UO_2(O_2)\cdot 2H_2O\downarrow + 2HNO_3$$

Прилейте к осадку раствор гидроксида натрия:

$$UO_2(O_2)\cdot 2H_2O + 4NaOH \longrightarrow Na_4UO_4(O_2) + 4H_2O$$

Происходит растворение осадка с образованием раствора пероксидного ураната натрия красно-коричневого цвета.

317. Восстановление урана(VI) до урана(IV) цинком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; гранулированный цинк; концентрированная соляная кислота; насыщенный раствор фторида натрия; 0,25 М раствор нитрата уранила.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор нитрата уранила, подкислите его соляной кислотой и бросьте несколько кусочков цинка. Через некоторое время желтый раствор окрашивается в зеленый цвет вследствие восстановления ионов UO_2^{2+} до U^{4+}:

$$UO_2(NO_3)_2 + 4HCl + Zn \longrightarrow UCl_4 + Zn(NO_3)_2 + 2H_2O$$

Добавьте в бокал насыщенный раствор фторида натрия; выпадает светло-зеленый осадок гидрата тетрафторида урана:

$$2UCl_4 + 8NaF + 5H_2O \longrightarrow 2UF_4\cdot 2{,}5H_2O\downarrow + 8NaCl$$

318. Взаимодействие марганца с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; марганец; 2 М раствор соляной кислоты.

Проведение опыта. В бокал поместите несколько кусочков марганца и прилейте соляную кислоту. Начинается бурная реакция выделения водорода, раствор окрашивается в светло-розовый цвет:

$$Mn + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$$

319. Получение и свойства гидроксида марганца(II)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М раствор хлорида марганца(II); 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору хлорида марганца(II) в бокале прилейте раствор гидроксида натрия. Выпадает гидроксид марганца(II) кремового цвета:

$$MnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Mn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на две части и прилейте в один бокал соляную кислоту, в другой — раствор щелочи. В первом случае осадок растворяется:

$$Mn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O$$

во втором — нет, так как гидроксид марганца(II) проявляет только основные свойства.

320. Окисление гидроксида марганца(II) бромной водой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М раствор хлорида марганца(II); 2 М раствор гидроксида натрия; бромная вода.

Проведение опыта. В демонстрационном бокале осадите гидроксид марганца(II) (см. опыт № 319) и хорошо перемешайте жидкость с осадком. Поскольку гидроксид марганца(II) легко окисляется кислородом воздуха, поверхность осадка окрашивается в бурый цвет. Прилейте в бокал бромную воду. Осадок становится бурым в результате образования гидратированного диоксида марганца:

$$Mn(OH)_2 + Br_2 \cdot aq + xH_2O \longrightarrow MnO_2 \cdot xH_2O + 2HBr$$

321. Осаждение основного карбоната марганца(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М растворы хлорида марганца(II) и карбоната натрия.

Проведение опыта. К раствору хлорида марганца(II) в бокале прилейте раствор карбоната натрия. Выпадает белый осадок основного карбоната марганца:

$$2MnCl_2 + 3Na_2CO_3 + 2H_2O \longrightarrow Mn(OH)_2 \cdot MnCO_3\downarrow + 4NaCl + 2NaHCO_3$$

Осадок слегка окрашен в коричневый цвет вследствие окисления Mn(II) кислородом воздуха и образования гидроксидов марганца более высоких степеней окисления.

322. Получение сульфата марганца(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; сульфат марганца(II); концентрированная серная кислота; 0,5 М раствор перманганата калия.

Проведение опыта. В демонстрационный бокал налейте раствор перманганата калия и сильно подкислите его концентрированной серной кислотой. Добавьте небольшое количество кристаллов сульфата марганца(II) и перемешайте раствор:

$$8MnSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 5Mn_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

Через 1—2 мин он становится красно-коричневым вследствие образования соединения марганца(III). Сульфат марганца(III) неустойчив, поэтому при стоянии из раствора выпадает бурый осадок гидратированного диоксида марганца.

323. Получение соединений марганца(V)

Оборудование и реактивы. Пробирка; горелка; гранулированный гидроксид калия или натрия; раствор перманганата калия.

Проведение опыта. Поместите в пробирку ~5 г гранулированного гидроксида калия или натрия, добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Пробирку нагрейте пламенем горелки до плавления щелочи. Полученный плав окрашивается в интенсивно-синий цвет соединения марганца(V):

$$2KMnO_4 + 4KOH \xrightarrow{t} 2K_3MnO_4 + 2H_2O\uparrow + O_2\uparrow$$

324. Получение манганата(VI) калия

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; стакан емкостью 200 мл; шпатель; горелка; держатель для пробирки; бертолетова соль; гидроксид калия; диоксид марганца.

Проведение опыта. Расплавьте в пробирке смесь 10 г бертолетовой соли с 20 г гидроксида калия и внесите в расплав около 0,5 г диоксида марганца. Расплав окрашивается в зеленый цвет вследствие образования манганата калия:

$$KClO_3 + 6KOH + 3MnO_2 \longrightarrow 3K_2MnO_4 + KCl + 3H_2O\uparrow$$

После охлаждения растворите полученный плав в воде и используйте раствор в последующих опытах.

325. Гидролиз манганата(VI) калия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стакан емкостью 500 мл; стеклянная палочка; источник углекислого газа; раствор манганата калия.

Проведение опыта. В стакан поместите раствор манганата калия зеленого цвета (см. опыт № 324). При энергичном перемешивании постепенно добавляйте воду до тех пор, пока окраска раствора не станет светло-фиолетовой:

$$3K_2MnO_4 + (2+x)H_2O \longrightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 4KOH$$

При этом в растворе появляется взвесь диоксида марганца.

В бокал налейте раствор манганата калия и пропустите через него ток углекислого газа:

$$3K_2MnO_4 + 2CO_2 + xH_2O \longrightarrow 2KMnO_4 + MnO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 2K_2CO_3$$

Очень быстро раствор становится фиолетовым и мутнеет из-за выделения бурого диоксида марганца.

Гидролиз манганата калия сопровождается реакцией диспропорционирования Mn(VI) на Mn(IV) и Mn(VII). В присутствии углекислого газа диоксид марганца выделяется более полно.

326. Окисление эфира марганцевым ангидридом*

Оборудование и реактивы. Фарфоровая ступка; фарфоровая чашка; стеклянная палочка; часовое стекло; перманганат калия; концентрированная серная кислота; диэтиловый эфир.

---

* Марганцевый ангидрид неустойчив и легко взрывается, поэтому опыты с ним следует проводить с применением всех необходимых мер безопасности — взрывозащитный экран из оргстекла, защитная маска, защитные перчатки.

Проведение опыта. Разотрите в фарфоровой ступке немного перманганата калия, добавьте в ступку 2—3 мл концентрированной серной кислоты и очень аккуратно перемешайте смесь стеклянной палочкой:

$$2KMnO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$$

В фарфоровую чашку налейте эфир. Захватите стеклянной палочкой небольшое количество приготовленной в ступке кашицы и прикоснитесь ею к эфиру:

$$2(C_2H_5)_2O + 8Mn_2O_7 \longrightarrow 16MnO_2 + 8CO_2\uparrow + 10H_2O$$

Эфир воспламеняется. Чтобы погасить пламя, закройте чашку с эфиром часовым стеклом*.

327. Окисление фильтровальной бумаги марганцевым ангидридом

Оборудование и реактивы. Фарфоровая ступка; фильтровальная бумага; перманганат калия; концентрированная серная кислота.

Проведение опыта. В ступку со смесью перманганата калия и серной кислоты (см. опыт № 326) бросьте кусочки фильтровальной бумаги. При соприкосновении бумаги со смесью происходит сильное разогревание, а затем бумага вспыхивает. Хлопья образующегося диоксида марганца разлетаются в разные стороны.

328. Окисление этанола марганцевым ангидридом

Оборудование и реактивы. Толстостенный цилиндр; перманганат калия (крупные кристаллы); концентрированная серная кислота; этиловый спирт.

Проведение опыта. Налейте в цилиндр (на $^1/_3$ объема) концентрированную серную кислоту и осторожно по стенке, стараясь не перемешать с серной кислотой, добавьте такой же объем этилового спирта. Бросьте в цилиндр крупные кристаллы перманганата калия. Через некоторое время на границе серная кислота—этанол начинается реакция окисления спирта марганцевым ангидридом, появляются яркие вспышки и раздается треск:

$$2C_2H_5OH + 4Mn_2O_7 \longrightarrow 8MnO_2 + 4CO_2\uparrow + 6H_2O$$

---

* Необходимо следить, чтобы эфир не попал в ступку со смесью. Это может привести к взрыву.

Для поддержания реакции время от времени следует понемногу добавлять перманганат калия.

По окончании опыта цилиндр поставьте в вытяжной шкаф. Только через несколько часов содержимое можно осторожно вылить из цилиндра в большой кристаллизатор с водой и нейтрализовать.

329. Окислительные свойства перманганата калия

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 2 М раствор серной кислоты; 5 М раствор гидроксида калия; 1 М раствор сульфита натрия; 0,5 М раствор перманганата калия.

Проведение опыта. В три бокала налейте раствор перманганата калия. В первый бокал добавьте серную кислоту, во второй — ничего не добавляйте, в третий — прилейте раствор щелочи. В каждый бокал добавьте раствор сульфита натрия и перемешайте.

В первом бокале образуется практически бесцветный раствор сульфата марганца(II):

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5Na_2SO_3 \longrightarrow K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O$$

во втором бокале выпадает диоксид марганца:

$$2KMnO_4 + 3Na_2SO_3 + (x + 1)H_2O \longrightarrow 2MnO_2 \cdot xH_2O\downarrow + 3Na_2SO_4 + 2KOH$$

в третьем — раствор принимает зеленую окраску, свойственную иону MnO_4^{2-}:

$$2KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2KOH \longrightarrow 2K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$$

Перманганат калия — очень сильный окислитель; в зависимости от pH раствора продуктами его восстановления могут быть соединения марганца различных степеней окисления.

ЖЕЛЕЗО, КОБАЛЬТ, НИКЕЛЬ

330. Ферромагнитные свойства железа, кобальта и никеля

Оборудование и реактивы. Магнит; пластинки железа, кобальта и никеля.

Проведение опыта. Поднесите поочередно к пластинкам железа, кобальта и никеля магнит. Пластинки притягиваются магнитом, так как все три металла ферромагнитны.

331. Точка Кюри для никеля

Оборудование и реактивы. Постоянный магнит; горелка; тонкая медная проволока; два штатива; никелевая фольга.

Проведение опыта. Поставьте рядом два штатива, на первый повесьте кусочек никелевой фольги на медной проволоке, на втором закрепите постоянный магнит таким образом, чтобы при сближении штативов никелевая фольга самопроизвольно притягивалась магнитом. Нагрейте никелевую фольгу горелкой, магнитные свойства никеля исчезнут, он не будет притягиваться магнитом, а при остывании снова притянется. Опыт можно повторять многократно.

332. Взаимодействие железа с соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; фарфоровая пластинка; железные стружки*; концентрированная соляная кислота.

Проведение опыта. В бокал с концентрированной соляной кислотой внесите железные стружки:

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Наблюдается выделение водорода, раствор приобретает зеленоватую окраску.

333. Получение гидроксида железа(II)**

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 40%-й раствор гидроксида натрия; раствор соли Мора.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор гидроксида натрия и осторожно добавьте к нему раствор соли Мора (не перемешивайте!):

$$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 + 2NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4 + (NH_4)_2SO_4$$

Выпадает осадок, цвет которого в первый момент почти белый, но быстро переходит в грязно-зеленый благодаря очень лег-

---

* Для удаления оксидов железа с поверхности металла железные стружки промойте разбавленной соляной кислотой, дистиллированной водой и этанолом.

** Чтобы предотвратить окисление соли Fe(II) кислородом, раствор соли Мора следует готовить непосредственно перед опытом, используя прокипяченную и охлажденную дистиллированную воду. К раствору нужно добавить немного (на кончике шпателя) гидрохинона. Раствор гидроксида натрия также необходимо предварительно прокипятить.

кому окислению железа(II) кислородом воздуха и образованию гидроксида железа (III).

Налейте немного раствора на фарфоровую пластинку, а через оставшийся в колбе раствор пропустите струю воздуха. На пластинке очень быстро появляется бурый осадок гидроксида железа(III). В колбе сначала выпадает грязно-зеленый осадок основных солей железа(III), который постепенно превращается в бурый осадок $Fe(OH)_3$.

334. Получение карбонатов железа(II)

Оборудование и реактивы. Пробирка; капельная воронка; клапан Бунзена; стеклянные трубки; резиновые пробки; резиновая трубка; винтовой зажим; фарфоровая пластинка; источник углекислого газа; железные стружки; концентрированная соляная кислота; прокипяченный 2 М раствор карбоната натрия.

Проведение опыта. Соберите прибор, показанный на рис. 66. В большую пробирку *1* поместите железные стружки и прилейте концентрированную соляную кислоту. Не следует брать избыток соляной кислоты, так как в этом случае получается большое количество карбоната железа(II), который растворяется очень медленно. Закройте колбу пробкой с капельной воронкой *3*, клапаном Бунзена *4*, газоподводящей трубкой *5*, соединенной с источником углекислого газа, доходящей почти до дна колбы, и трубкой *2* для выравнивания давления в пробирке и капельной воронке. Капельную воронку *3* заполните раствором карбоната натрия и соедините с трубкой *2*. Откройте кран на трубке *2* и закройте кран на трубке *5*.

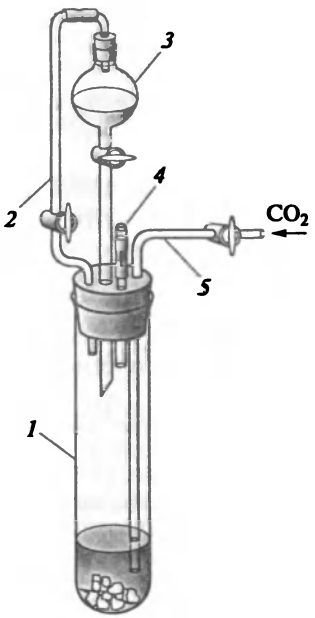


Рис. 66. Прибор для получения карбонатов железа(II):

1 — пробирка; *2*, *5* — стеклянные трубки; *3* — капельная воронка; *4* — клапан Бунзена

При взаимодействии железных стружек с соляной кислотой образуется раствор $FeCl_2$ зеленого цвета. Добавьте из

капельной воронки в колбу раствор карбоната натрия. Выпадает почти белый осадок карбоната железа(II):

$$FeCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow FeCO_3\downarrow + 2NaCl$$

Затем закройте кран на трубке *2*, откройте кран на трубке *5* и пропустите через жидкость с осадком ток углекислого газа:

$$FeCO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow Fe(HCO_3)_2$$

Спустя 10—15 мин осадок в колбе растворяется вследствие образования гидрокарбоната железа(II).

335. Получение и свойства гидроксида железа(III)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 0,5 М раствор хлорида железа(III); 2 М растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

Проведение опыта. К раствору хлорида железа(III) в бокале прилейте раствор щелочи. Выпадает бурый осадок гидроксида железа(III):

$$FeCl_3 + 3NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Перелейте часть жидкости с осадком в другой бокал. В первый бокал прибавьте соляную кислоту, во второй — раствор щелочи. Поскольку основные свойства гидроксида железа(III) преобладают над кислотными, осадок $Fe(OH)_3$ растворяется в соляной кислоте:

$$Fe(OH)_3 + 3HCl \longrightarrow FeCl_3 + 3H_2O$$

и не взаимодействует с щелочью.

336. Взаимодействие карбоната натрия с раствором хлорида железа(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М растворы хлорида железа(III) и карбоната натрия.

Проведение опыта. В бокал с раствором хлорида железа(III) прибавьте раствор карбоната натрия и перемешайте смесь:

$$2FeCl_3 + 3Na_2CO_3 + 3H_2O \longrightarrow 2Fe(OH)_3\downarrow + 6NaCl + 3CO_2\uparrow$$

Выпадает бурый осадок гидроксида железа(III) и выделяется углекислый газ.

337. Получение роданида железа(III)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 0,5 М раствор хлорида железа(III); 1 М раствор роданида аммония.

Проведение опыта. Ополосните бокал раствором хлорида железа(III) и налейте в бокал воду. К полученному очень разбавленному раствору хлорида железа(III) добавьте 1—2 мл раствора роданида аммония:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \longrightarrow Fe(NCS)_3 + 3NH_4Cl$$

Раствор окрашивается в кроваво-красный цвет, характерный для роданида железа(III).

338. Осаждение «берлинской лазури» и «турнбуллевой сини»

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 0,2 М растворы хлорида железа(III), сульфата железа(II), гексацианоферрата(II) калия и гексацианоферрата(III) калия.

Проведение опыта. Налейте в один бокал раствор хлорида железа(III), в другой — сульфата железа(II). К первому раствору добавьте гексацианоферрат(II) калия:

$$4Fe^{III}Cl_3 + 3K_4[Fe^{II}(CN)_6] \longrightarrow Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3\downarrow + 12KCl$$

ко второму — гексацианоферрат(III) калия:

$$4Fe^{II}SO_4 + 4K_3[Fe^{III}(CN)_6] \longrightarrow Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3\downarrow + K_4[Fe^{II}(CN)_6] + 4K_2SO_4$$

В обоих случаях выпадают синие осадки соответствующих комплексных солей железа.

Состав «берлинской лазури» и «турнбуллевой сини» одинаков и отвечает формуле $Fe_4^{III}[Fe^{II}(CN)_6]_3$.

339. Получение феррата(VI) калия и феррата(VI) бария

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; держатель для пробирки; горелка; гидроксид калия; бром; концентрированный раствор хлорида железа(III); 1 М раствор хлорида бария.

Проведение опыта. Поместите в пробирку 3—4 г гидроксида калия, добавьте 2—3 капли раствора хлорида железа(III), 1—2 мл

воды и 2—3 мл брома. Содержимое пробирки нагрейте пламенем горелки почти до кипения. Образуется раствор феррата(VI) калия красно-фиолетового цвета:

$$2Fe(OH)_3 + 10KOH + 3Br_2 \longrightarrow 2K_2FeO_4 + 6KBr + 8H_2O$$

Разбавьте его водой и прилейте раствор хлорида бария. Выпадает красно-фиолетовый осадок феррата(VI) бария:

$$K_2FeO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaFeO_4\downarrow + 2KCl$$

340. Получение и свойства гидроксидов кобальта(II) и никеля(II)

Оборудование и реактивы. Шесть демонстрационных бокалов; стеклянные палочки; концентрированный раствор аммиака; 1 М растворы хлорида кобальта(II) и хлорида никеля(II); 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опытов. 1. В бокалы с растворами солей кобальта(II) и никеля(II) прибавьте раствор щелочи. При действии гидроксида натрия на соль кобальта(II) в первый момент выпадает синий осадок основных солей, при дальнейшем добавлении раствора NaOH образуется гидроксид кобальта(II) розового цвета:

$$CoCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Co(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

В случае никеля сразу выпадает осадок гидроксида никеля(II) зеленого цвета:

$$NiCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Ni(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Каждый из осадков разделите на две части и испытайте их отношение к растворам соляной кислоты и гидроксида натрия. Поскольку гидроксиды кобальта(II) и никеля(II) проявляют основные свойства, они растворяются только в соляной кислоте:

$$Co(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CoCl_2 + 2H_2O$$

$$Ni(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow NiCl_2 + 2H_2O$$

2. Налейте в бокалы растворы хлоридов кобальта(II) и никеля(II) и добавьте к ним раствор аммиака. Выпадают осадки гидроксидов. Прилейте избыток раствора аммиака. Происходит растворение осадков с образованием комплексных аммиакатов кобальта(II) и никеля(II) коричневого и синего цвета соответственно:

$$Co(OH)_2 + 6NH_3 \longrightarrow [Co(NH_3)_6](OH)_2$$

$$Ni(OH)_2 + 6NH_3 \longrightarrow [Ni(NH_3)_6](OH)_2$$

341. Окисление гидроксидов кобальта(II) и никеля(II) бромной водой

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; 2 М раствор гидроксида натрия; 1 М растворы хлорида кобальта(II) и хлорида никеля(II); бромная вода.

Проведение опыта. В двух бокалах осадите гидроксиды кобальта(II) и никеля(II) (см. опыт № 340) и прибавьте к осадкам бромную воду:

$$2Co(OH)_2 + Br_2 \cdot aq + 2NaOH \longrightarrow 2Co(OH)_3\downarrow + 2NaBr$$

$$2Ni(OH)_2 + Br_2 \cdot aq + 2NaOH \longrightarrow 2Ni(OH)_3\downarrow + 2NaBr$$

Цвет полученных осадков становится черным вследствие окисления Co(II) ⟶ Co(III), Ni(II) ⟶ Ni(III) и образования соответствующих гидроксидов.

342. Изменение окраски солей кобальта(II) при обезвоживании

Оборудование и реактивы. Фильтровальная бумага; электрическая плитка; 0,25 М раствор соли кобальта(II).

Проведение опыта. Сделайте на листе фильтровальной бумаги какую-либо надпись раствором соли кобальта(II) и высушите на воздухе. Надпись бледно-розового цвета почти незаметна на бумаге. Подержите листок над нагретой электрической плиткой:

$$[Co(H_2O)_6]Cl_2 \rightleftharpoons CoCl_2 + 6H_2O$$

На бумаге становится ясно видна надпись синего цвета. После охлаждения бумаги и выдерживания на воздухе надпись на ней снова принимает бледно-розовую окраску.

343. Получение сульфидов кобальта(II) и никеля(II)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; 1 М растворы хлорида кобальта(II), хлорида никеля(II); 2 М раствор сульфида натрия.

Проведение опыта. К растворам солей кобальта и никеля в бокалах прилейте раствор сульфида натрия. Выпадают осадки малорастворимых сульфидов CoS и NiS черного цвета:

$$CoCl_2 + Na_2S \longrightarrow CoS\downarrow + 2NaCl$$

$$NiCl_2 + Na_2S \longrightarrow NiS\downarrow + 2NaCl$$

344. Получение гексанитрокобальтата(III) калия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор хлорида калия; 1 М раствор хлорида кобальта(II); 2 М раствор нитрита натрия; уксусная кислота (1 : 1).

Проведение опыта. В бокал налейте раствор нитрита натрия, подкислите его уксусной кислотой и добавьте немного раствора хлорида кобальта(II). Раствор окрашивается в желто-коричневый цвет и выделяется оксид азота(II):

$$CoCl_2 + 7NaNO_2 + 2CH_3COOH \longrightarrow Na_3[Co(NO_2)_6] + 2NaCl + NO\uparrow + 2NaCH_3COO + H_2O$$

К полученному раствору прилейте насыщенный раствор хлорида калия, выпадает желтый осадок гексанитрокобальтата(III) калия:

$$Na_3[Co(NO_2)_6] + 3KCl \longrightarrow K_3[Co(NO_2)_6]\downarrow + 3NaCl$$

345. Изомерия комплекса $[CoCl_2(en)_2]Cl$*

Оборудование и реактивы. Пробирка; горелка; препарат комплекса состава *цис*-$[CoCl_2(en)_2]Cl$.

Проведение опыта. Растворите 0,5 г комплекса *цис*-$[CoCl_2(en)_2]Cl$ в 15 мл воды. Образуется интенсивно окрашенный зеленый раствор. Пробирку нагрейте на пламени горелки до 80 °С. Окраска раствора изменится на синюю:

$$\textit{цис}\text{-}[CoCl_2(en)_2]Cl \longrightarrow \textit{транс}\text{-}[CoCl_2(en)_2]Cl$$

346. Осаждение диметилглиоксимата никеля(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 0,05 М раствор хлорида никеля(II); 1%-й спиртовой раствор диметилглиоксима.

Проведение опыта. В бокал с раствором хлорида никеля(II) прибавьте спиртовой раствор диметилглиоксима. Выпадает окрашенный в малиновый цвет осадок диметилглиоксимата никеля(II):

$$NiCl_2 + 2C_2H_8N_2O_2 \longrightarrow Ni(C_2H_7N_2O_2)_2\downarrow + 2HCl$$

---

* en — этилендиамин $NH_2CH_2CH_2NH_2$.

347. Разделение солей кобальта(II) и никеля(II)

Оборудование и реактивы. Делительная воронка на 250 мл; штатив; мерный цилиндр на 100 мл; два мерных цилиндра на 25 мл; два стеклянных стакана емкостью 250 мл; 1%-й раствор хлорида кобальта(II); 4%-й раствор хлорида никеля(II); роданид калия; метилэтилкетон.

Проведение опыта. В делительную воронку внесите по 25 мл 1%-го раствора $CoCl_2$ и 4%-го раствора $NiCl_2$. В результате наложения цвета (розовый и зеленый) окраска раствора становится серой. Добавьте к смеси 100 мл метилэтилкетона и 0,6—0,7 г роданида калия KSCN. Закройте воронку пробкой и несколько раз энергично встряхните. Откройте пробку и закрепите воронку в штативе на фоне белого экрана. Отчетливо видны два слоя: верхний (метилэтилкетон) окрашен в ярко-голубой цвет, нижний водный — в зеленоватый. Каждый слой аккуратно слейте в отдельные стаканы.

В присутствии ионов SCN^- во внутренней сфере $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ происходит обмен лигандов с изменением координации и образуется $[Co(NCS)_4]^{2-}$:

$$[Co(H_2O)_6]Cl_2 + 4KSCN \longrightarrow K_2[Co(SCN)_4] + 2KCl + 6H_2O$$

Этот комплекс экстрагируется в органический слой и придает ему голубую окраску. Комплекс $[Ni(H_2O)_6]^{2+}$ в присутствии ионов Cl^- и SCN^- сохраняет октаэдрическую симметрию и состав, остается в водном слое, который окрашивается в зеленоватый цвет.

ПЛАТИНОВЫЕ МЕТАЛЛЫ

348. Осаждение гексахлороплатината(IV) калия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор хлорида калия; 1%-й раствор гексахлороплатиновой(IV) кислоты.

Проведение опыта. К раствору хлорида калия в бокале при перемешивании прилейте раствор гексахлороплатиновой(IV) кислоты. Выпадает желтый осадок гексахлороплатината(IV) калия:

$$H_2[PtCl_6] + 2KCl \longrightarrow K_2[PtCl_6]\downarrow + 2HCl$$

349. Качественная реакция на родий

Оборудование и реактивы. Пробирка; стакан; горелка; раствор хлорида родия(III); 10%-й солянокислый раствор хлорида олова(II).

Проведение опыта. К сильноразбавленному раствору хлорида родия(III) (окраска слегка розовая, похожа на окраску разбавленных растворов солей марганца(II)) прилейте равный объем раствора хлорида олова(II), раствор нагрейте до кипения, затем охладите льдом. Через 15—20 мин практически бесцветный раствор приобретает малиновую окраску:

$$2RhCl_3 + SnCl_2 + 2HCl \longrightarrow 2RhCl_2 + H_2[SnCl_6]$$

Реакция очень чувствительная.

350. Осаждение хлоропалладозамина (дихлородиамминпалладия(II))

Оборудование и реактивы. Термостойкий стакан; кристаллизатор; горелка; асбестированная сетка; штатив; лед; концентрированный раствор аммиака; раствор тетрахлоропалладиевой кислоты*; раствор соляной кислоты (1 : 1).

Проведение опыта. В стакан налейте 5—10 мл раствора тетрахлоропалладиевой кислоты и добавьте раствор аммиака. Выпадает окрашенный в розовый цвет осадок $[Pd(NH_3)_4][PdCl_4]$ (соль Вокелена):

$$2H_2[PdCl_4] + 8NH_3 \longrightarrow [Pd(NH_3)_4][PdCl_4]\downarrow + 4NH_4Cl$$

Поставьте стакан на асбестированную сетку и нагрейте на пламени горелки до ~80 °С. Прилейте раствор аммиака при энергичном перемешивании до полного растворения осадка:

$$[Pd(NH_3)_4][PdCl_4] + 4NH_3 \longrightarrow 2[Pd(NH_3)_4]Cl_2$$

Затем стакан с раствором желтоватого цвета поместите в кристаллизатор со льдом и, когда раствор охладится, добавьте к нему при перемешивании несколько миллилитров раствора соляной кислоты (1 : 1). Выпадает желто-оранжевый осадок хлоропалладозамина $[Pd(NH_3)_2Cl_2]$:

$$[Pd(NH_3)_4]Cl_2 + 2HCl \longrightarrow [Pd(NH_3)_2Cl_2]\downarrow + 2NH_4Cl$$

351. Осаждение диметилглиоксимата палладия(II)

Оборудование и реактивы. Раствор тетрахлоропалладиевой(II) кислоты (или любой другой растворимой соли палладия(II)); раствор диметилглиоксима.

---

* Для приготовления раствора тетрахлоропалладиевой кислоты растворите 1 г хлорида палладия в 50 мл 2 М раствора соляной кислоты. Раствор коричневого цвета разбавьте водой в два раза.

Проведение опыта. К раствору соли палладия(II) или тетрахлоропалладиевой(II) кислоты прилейте равный объем раствора диметилглиоксима. Выпадает желтый осадок диметилглиоксимата палладия(II):

$$H_2[PdCl_4] + 2C_4H_8N_2O_2 \longrightarrow Pd(C_4H_7N_2O_2)\downarrow + 4HCl$$

Данная реакция является качественной на палладий(II), поскольку данный комплекс из всех платиновых металлов нерастворим только для палладия (аналогично никелю), и может быть также использована для выделения палладия из смеси платиновых металлов.

352. Возгонка тетраоксида осмия

Оборудование и реактивы. Длинная ампула из стекла «пирекс»; горелка; вакуумный насос; тетраоксид осмия.

Проведение опыта. В ампулу поместите немного тетраоксида осмия, откачайте воздух из пробирки с помощью вакуумного насоса и запаяйте ее. Держа ампулу вертикально, слегка нагрейте пламенем горелки нижний конец ампулы. Поскольку OsO_4 легко возгоняется, в холодной зоне ампулы осаждаются прозрачные игловидные кристаллы.

МЕДЬ

353. Окрашивание пламени солями меди(II)

Оборудование и реактивы. Горелка; платиновая проволока с маленькой петелькой на конце; хлорид меди(II).

Проведение опыта. В петельке прокаленной платиновой проволоки внесите немного хлорида меди(II) в пламя горелки. Пламя окрашивается в зеленый цвет.

354. Получение и свойства гидроксида меди(II)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; пробирка; стеклянные палочки; концентрированный раствор гидроксида натрия; концентрированный раствор аммиака; 2 М раствор гидроксида натрия; 1 М раствор хлорида меди(II).

Проведение опыта. К раствору соли меди(II) в бокале прилейте раствор щелочи. Выпадает осадок гидроксида меди(II) голубого цвета:

$$CuCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Часть жидкости с осадком перенесите в пробирку и прокипятите. Гидроксид меди(II) разлагается с образованием оксида меди(II) черного цвета:

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{t} CuO + H_2O$$

Оставшуюся в бокале взвесь разделите на четыре части. К первой части прилейте соляную кислоту — гидроксид меди(II) растворяется:

$$Cu(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

Ко второй части добавьте разбавленный раствор щелочи — растворение не происходит. К третьей части осадка добавьте концентрированный раствор щелочи — осадок частично растворяется с образованием купрата натрия темно-синего цвета, так как гидроксид меди(II) слабо проявляет кислотные свойства:

$$Cu(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$$

К четвертой порции гидроксида меди(II) добавьте раствор аммиака — осадок растворяется в результате образования тетрааммиаката меди, и раствор приобретает ярко-синюю окраску:

$$Cu(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4](OH)_2$$

355. Осаждение основного карбоната меди(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М растворы хлорида меди(II) и карбоната натрия.

Проведение опыта. К раствору хлорида меди(II) в бокале прилейте раствор карбоната натрия. Выпадает осадок основного карбоната меди(II) голубовато-зеленого цвета, из раствора выделяются пузырьки углекислого газа:

$$2CuCl_2 + 2Na_2CO_3 + H_2O \longrightarrow Cu(OH)_2 \cdot CuCO_3\downarrow + 4NaCl + CO_2\uparrow$$

356. Получение гидроксида меди(I)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; пробирка; держатель для пробирки; горелка; 50%-й раствор гидроксида натрия; раствор хлорида меди(I)*.

---

* Раствор хлорида меди(I) можно приготовить следующим образом. В колбу поместите 100 г медных стружек, 50 г хлорида меди(II) и 250 мл концентрированной соляной кислоты; прокипятите смесь до исчезновения зеленой окраски хлорида меди(II), колбу с бесцветным раствором плотно закройте пробкой.

Проведение опыта. В бокал с дистиллированной водой налейте несколько миллилитров раствора хлорида меди(I). Сразу выпадает белый осадок CuCl. К полученной суспензии добавьте раствор щелочи. Образуется осадок гидроксида меди(I) светло-желтого цвета:

$$CuCl + NaOH \longrightarrow CuOH\downarrow + NaCl$$

Часть жидкости с осадком перелейте в пробирку и прокипятите. Цвет осадка становится красным, так как гидроксид меди(I) неустойчив и при нагревании разлагается с образованием оксида меди(I):

$$2CuOH \xrightarrow{t} Cu_2O + H_2O$$

357. Взаимодействие хлорида меди(I) с аммиаком и соляной кислотой

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированный раствор соляной кислоты; концентрированный раствор аммиака; раствор хлорида меди(I).

Проведение опыта. В двух бокалах получите суспензию CuCl в воде (см. опыт № 356). В один бокал прилейте соляную кислоту:

$$CuCl + HCl \longrightarrow H[CuCl_2]$$

в другой — раствор аммиака:

$$CuCl + 2NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_2]Cl$$

В обоих бокалах происходит растворение осадков с образованием почти бесцветных растворов соответствующих комплексных соединений меди(I).

358. Осаждение иодида меди(I)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 1 М растворы сульфата меди(II), иодида калия, тиосульфата натрия.

Проведение опыта. К раствору сульфата меди(II) в бокале прилейте раствор иодида калия. Выпадает белый осадок иодида меди(I), и раствор окрашивается в коричневый цвет:

$$2CuSO_4 + 4KI \longrightarrow 2CuI\downarrow + I_2 + 2K_2SO_4$$

При энергичном перемешивании прибавьте к смеси раствор тиосульфата натрия. В результате взаимодействия иода, находяще-

гося в растворенном состоянии, с тиосульфатом натрия раствор обесцвечивается:

$$I_2 + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

Декантируйте раствор и продемонстрируйте белый осадок иодида меди(I).

359. Обработка медной руды методом флотации

Оборудование и реактивы. Цилиндр с притертой пробкой емкостью 500 мл; две пипетки; белый экран; тонко измельченный медный концентрат (например, халькопирит); флотатор (1%-й раствор бутилового ксантогената K—S—CS—S—O—C_4H_9); пенообразователь (сосновое масло).

Проведение опыта. В цилиндр поместите ~1 г халькопирита и прилейте 200 мл воды. Закройте цилиндр пробкой, сильно встряхните и поставьте перед белым экраном. Частички руды постепенно осаждаются на дно цилиндра. После этого добавьте к смеси 1 мл раствора бутилового ксантогената и перемешайте. Через 30—60 с внесите в цилиндр 1—2 капли соснового масла. Сильно встряхните цилиндр и снова поставьте перед белым экраном. На поверхности воды собирается густая пена, содержащая бóльшую часть концентрата черного цвета.

360. Изменение окраски водного раствора хлорида меди(II)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; две пробирки; белый экран; горелка; концентрированный раствор хлорида меди(II); 1 М раствор хлорида меди(II); концентрированная соляная кислота.

Проведение опытов. 1. Поставьте перед белым экраном два бокала с концентрированным раствором $CuCl_2$ зеленого цвета. В один бокал налейте воду, сильно разбавьте раствор:

$$CuCl_2 + 6H_2O \longrightarrow [Cu(H_2O)_6]Cl_2$$

Поскольку степень гидратации хлорида меди(II) возрастает с разбавлением раствора, окраска раствора меняется с зеленой на синюю, характерную для аквакомплексов меди(II).

2. В две пробирки налейте 1 М раствор $CuCl_2$ голубого цвета. Нагрейте содержимое одной пробирки на пламени горелки до кипения:

$$[Cu(H_2O)_6]^{2+} + 4Cl^- \xrightarrow{t} [CuCl_4(H_2O)_2]^{2-} + 4H_2O$$

Цвет раствора становится зеленым, характерным для хлорокомплексов меди.

3. В два бокала налейте 1 М раствор $CuCl_2$ голубого цвета. В один добавьте немного концентрированной соляной кислоты. Окраска раствора меняется с синей на зеленую, так как в растворе образуется тетрахлородиаквакомплекс меди(II):

$$[Cu(H_2O)_6]Cl_2 + 2HCl \longrightarrow H_2[CuCl_4(H_2O)_2] + 4H_2O$$

СЕРЕБРО, ЗОЛОТО

361. Восстановление серебра(I) металлами

Оборудование и реактивы. Два цилиндра; спираль из чистой медной проволоки; ртуть; 1%-й раствор нитрата серебра(I).

Проведение опыта. Налейте в цилиндры раствор нитрата серебра(I). В один цилиндр опустите спираль из медной проволоки, в другой — добавьте немного ртути. Вскоре медь покрывается рыхлым слоем серебра:

$$2AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$

на ртути вырастают длинные игольчатые кристаллы серебра:

$$2AgNO_3 + Hg \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$

362. «Серебряное дерево»

Оборудование и реактивы. Цилиндр; эмалированный поддон; 10%-й раствор нитрата серебра(I); ртуть.

Проведение опыта. На дно цилиндра поместите 5 мл ртути, прилейте 15 мл раствора нитрата серебра(I). На поверхности ртути начинают выделяться дендриты серебра и за 20—30 мин вырастает «серебряное дерево»:

$$2AgNO_3 + Hg \longrightarrow 2Ag\downarrow + Hg(NO_3)_2$$

Реакцию целесообразно начинать за сутки до демонстрации.

363. Серебрение стекла

Оборудование и реактивы. Химические стаканы емкостью 500 мл; тщательно вымытая и высушенная колба емкостью 200—300 мл; нитрат серебра; гидроксид калия; виннокаменная кисло-

та; сахар (сахароза); этиловый спирт; концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. Предварительно приготовьте следующие растворы:

- раствор *1* — 4 г нитрата серебра(I) в 100 мл воды;
- раствор *2* — 9,5 г гидроксида калия в 100 мл воды;
- раствор *3* — 1,1 г виннокаменной кислоты и 9,5 г сахара в 100 мл воды; прокипятите смесь в течение 5 — 10 мин, охладите и добавьте 20 мл этилового спирта.

В стакан емкостью 500 мл поместите раствор *1*. Добавьте к нему раствор аммиака до полного растворения выделившегося оксида серебра(I) (без избытка). Затем добавьте в стакан раствор *2*. Выпавший осадок оксида серебра(I) снова растворите в минимальном объеме аммиака и прилейте при перемешивании раствор *3*. Перенесите смесь в чистую колбу, предназначенную для серебрения. Через 5 — 10 мин стенки колбы покрываются блестящим слоем серебра:

$$2AgNO_3 + 3NH_3 \cdot H_2O + C_6H_{12}O_6 \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 2Ag\downarrow + C_6H_{11}O_7NH_4 + 2NH_4NO_3 + 2H_2O$$

Если не требуется большая прочность серебряного покрытия, можно ускорить реакцию серебрения, опустив колбу с раствором в стакан с горячей водой. В этом случае серебрение протекает очень быстро.

364. Получение и свойства оксида серебра(I)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; концентрированный раствор аммиака; 2 М растворы гидроксида натрия и азотной кислоты; 1%-й раствор нитрата серебра(I).

Проведение опыта. К раствору нитрата серебра(I) в бокале добавьте раствор щелочи. Выпадает осадок оксида серебра(I) коричневого цвета:

$$2AgNO_3 + 2NaOH \longrightarrow Ag_2O\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

Разделите жидкость с осадком на две части, к одной части прилейте раствор аммиака:

$$Ag_2O + 4NH_3 + H_2O \longrightarrow 2[Ag(NH_3)_2]OH$$

к другой — раствор азотной кислоты:

$$Ag_2O + 2HNO_3 \longrightarrow 2AgNO_3 + H_2O$$

В обоих бокалах наблюдается растворение осадка с образованием бесцветных растворов.

365. Осаждение карбоната и сульфида серебра(I)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1%-й раствор нитрата серебра(I); 1 М растворы карбоната натрия и сульфида натрия.

Проведение опыта. К растворам карбоната и сульфида натрия в бокалах прилейте по несколько миллилитров раствора нитрата серебра(I). В первом бокале выпадает белый осадок карбоната серебра(I), который очень быстро темнеет вследствие разложения с образованием Ag_2O:

$$2AgNO_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow Ag_2CO_3\downarrow + 2NaNO_3$$

$$Ag_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} Ag_2O + CO_2\uparrow$$

Во втором бокале осаждается сульфид серебра(I) черного цвета:

$$2AgNO_3 + Na_2S \longrightarrow Ag_2S\downarrow + 2NaNO_3$$

366. Осаждение галогенидов серебра(I)

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1%-й раствор нитрата серебра(I); 1 М растворы хлорида, бромида и иодида натрия.

Проведение опыта. В три бокала налейте растворы хлорида, бромида и иодида натрия соответственно и добавьте по несколько миллилитров раствора нитрата серебра(I). Выпадают осадки малорастворимых галогенидов серебра(I) белого, слегка желтоватого и светло-желтого цвета соответственно:

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$AgNO_3 + NaBr \longrightarrow AgBr\downarrow + NaNO_3$$

$$AgNO_3 + NaI \longrightarrow AgI\downarrow + NaNO_3$$

367. Образование комплексных солей серебра(I)

Оборудование и реактивы. Четыре демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированный раствор аммиака; 1 М растворы хлорида, бромида и иодида натрия; 1 М раствор тиосульфата натрия; 1%-й раствор нитрата серебра(I).

Проведение опыта. В двух первых бокалах приготовьте осадки хлорида и бромида серебра(I) (см. опыт № 366). В третьем и четвертом бокалах осадите иодид серебра(I). Добавьте при перемешивании к осадкам хлорида, бромида и иодида серебра(I) равные объемы раствора аммиака. Хлорид серебра(I) растворяется сразу, растворение бромида происходит медленно:

$$AgCl + 2NH_3 \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]Cl$$

$$AgBr + 2NH_3 \longrightarrow [Ag(NH_3)_2]Br$$

Иодид серебра(I) не взаимодействует с раствором аммиака, так как произведение растворимости соли понижается в ряду: AgCl—AgBr—AgI.

К осадку иодида серебра(I) прилейте раствор тиосульфата натрия. В этом случае происходит растворение осадка, поскольку образуется прочный комплексный ион $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$, константа устойчивости которого очень велика:

$$AgI + 2Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_3[Ag(S_2O_3)_2] + NaI$$

368. Осаждение тетрахлороаурата(III) цезия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор хлорида цезия; 1%-й раствор тетрахлорозолотой кислоты.

Проведение опыта. В бокал с раствором хлорида цезия прилейте раствор тетрахлорозолотой кислоты. Образуется малорастворимый осадок тетрахлороаурата(III) цезия, окрашенный в желтый цвет:

$$H[AuCl_4] + CsCl \longrightarrow Cs[AuCl_4]\downarrow + HCl$$

369. Растворение золота в смесях HNO_3—HCl и HNO_3—NaCl

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; золотая фольга; дымящая азотная кислота; концентрированная соляная кислота; концентрированный раствор хлорида натрия.

Проведение опыта. В первый бокал поместите смесь азотной и соляной кислот (1 : 3) и бросьте в нее немного золотой фольги. Фольга быстро растворяется:

$$Au + HNO_3 + 4HCl \longrightarrow H[AuCl_4] + NO\uparrow + 2H_2O$$

Во второй бокал вместо соляной кислоты прилейте концентрированный раствор хлорида натрия. В этой смеси золото растворяется медленнее:

$$Au + 4HNO_3 + 4NaCl \longrightarrow Na[AuCl_4] + 3NaNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$$

ЦИНК, КАДМИЙ, РТУТЬ

370. Горение цинковой пыли

Горение пылеобразного цинка протекает так же, как горение алюминия:

$$2Zn + O_2 \longrightarrow 2ZnO$$

поэтому для проведения данного опыта можно воспользоваться методикой, описанной в опыте № 255.

371. Взаимодействие цинковой пыли с тетрахлоридом углерода

Оборудование и реактивы. Фарфоровая чашка; шпатель; горелка; цинковая пыль; оксид магния; тетрахлорметан.

Проведение опыта. Поместите в фарфоровую чашку смесь 0,5 г цинковой пыли и 0,5 г оксида магния и добавляйте к ней по каплям тетрахлорметан при постоянном перемешивании до получения тестообразной массы. Оксид магния сорбирует CCl_4 и не дает ему испариться до начала реакции. Небольшое количество этой массы внесите на кончике шпателя в пламя горелки, раскалите докрасна, и быстро коснитесь основной массы вещества в чашке. Тотчас начинается реакция, смесь разогревается докрасна, образуется белый дым хлорида цинка:

$$2Zn + CCl_4 = 2ZnCl_2\uparrow + C$$

372. Получение и свойства гидроксида цинка

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированный раствор аммиака; 1 М раствор хлорида цинка; 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору соли цинка в бокале прилейте немного раствора щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида цинка:

$$ZnCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Взвесь разделите на три части. К одной части добавьте соляную кислоту:

$$Zn(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + 2H_2O$$

к другой — раствор щелочи:

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$$

В обоих случаях осадок растворяется, так как гидроксид цинка проявляет амфотерные свойства. Третью часть взвеси обработайте раствором аммиака:

$$Zn(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Zn(NH_3)_4](OH)_2$$

Осадок растворяется с образованием комплексного соединения $[Zn(NH_3)_4](OH)_2$.

373. Гидролиз хлорида цинка

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; хлорид цинка; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор лакмуса и внесите несколько кристаллов хлорида цинка. Перемешайте раствор. Цвет индикатора почти не меняется, что свидетельствует о слабом гидролизе соли:

$$ZnCl_2 + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)Cl + HCl$$

374. Осаждение сульфида и основного карбоната цинка

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 1 М растворы хлорида цинка, сульфида и карбоната натрия.

Проведение опыта. Налейте в бокалы раствор хлорида цинка. В один бокал добавьте раствор сульфида натрия:

$$ZnCl_2 + Na_2S \longrightarrow ZnS\downarrow + 2NaCl$$

в другой — раствор карбоната натрия:

$$5ZnCl_2 + 5Na_2CO_3 + 4H_2O \longrightarrow 3Zn(OH)_2 \cdot 2ZnCO_3 \cdot H_2O\downarrow + 10NaCl + 3CO_2\uparrow$$

В обоих случаях выпадают белые осадки малорастворимых сульфида и основного карбоната цинка.

375. Восстановление кадмия(II) цинком

Оборудование и реактивы. Цилиндр; цинковая пластинка; 1 М раствор хлорида кадмия.

Проведение опыта. Налейте в цилиндр раствор хлорида кадмия и опустите в него цинковую пластинку.

Очень быстро пластинка покрывается черным налетом мелкодисперсного кадмия:

$$CdCl_2 + Zn \longrightarrow Cd\downarrow + ZnCl_2$$

376. Получение и свойства гидроксида кадмия

Оборудование и реактивы. Три демонстрационных бокала; стеклянные палочки; концентрированный раствор аммиака; 1 М раствор хлорида кадмия; 2 М растворы гидроксида натрия и соляной кислоты.

Проведение опыта. К раствору соли кадмия в бокале прилейте раствор щелочи. Выпадает белый осадок гидроксида кадмия:

$$CdCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Cd(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Жидкость с осадком разделите на три части. К первой части прибавьте соляную кислоту, наблюдается растворение осадка:

$$Cd(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CdCl_2 + 2H_2O$$

ко второй — раствор щелочи; осадок не растворяется, так как гидроксид кадмия проявляет только основные свойства. К третьей части осадка прилейте избыток раствора аммиака:

$$Cd(OH)_2 + 4NH_3 \longrightarrow [Cd(NH_3)_4](OH)_2$$

Гидроксид кадмия растворяется с образованием бесцветного раствора комплексного аммиаката кадмия.

377. Гидролиз хлорида кадмия

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; хлорид кадмия; нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В раствор лакмуса внесите немного (на кончике шпателя) твердого хлорида кадмия и перемешайте. Окраска раствора почти не меняется, так как соль кадмия(II) очень мало подвергается гидролизу.

378. Осаждение сульфида кадмия тиокарбамидом

Оборудование и реактивы. Пробирка демонстрационная; держатель для пробирки; горелка; 1 М растворы хлорида кадмия и тиокарбамида; 2 М раствор гидроксида кадмия; концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. Налейте в пробирку ~10 мл раствора хлорида кадмия. Добавьте раствор гидроксида натрия до выпадения осадка $Cd(OH)_2$ белого цвета:

$$CdCl_2 + 2NaOH \longrightarrow Cd(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$

Перемешайте содержимое пробирки, а затем добавьте концентрированный раствор аммиака до растворения осадка:

$$Cd(OH)_2 + 4NH_3 \cdot aq \longrightarrow [Cd(NH_3)_4](OH)_2$$

К полученному раствору прилейте ~25 мл раствора тиокарбамида и слегка нагрейте содержимое пробирки в пламени горелки примерно до 50 °С. Выпадает кристаллический осадок сульфида кадмия ярко-желтого цвета:

$$[Cd(NH_3)_4](OH)_2 + SC(NH_2)_2 \xrightarrow{t} CdS\downarrow + 6NH_3\uparrow + CO_2\uparrow$$

379. Получение и свойства оксида ртути(II)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; эмалированный поддон; 2 М растворы гидроксида натрия и азотной кислоты; 1%-й раствор нитрата ртути(II).

Проведение опыта. В бокал налейте раствор нитрата ртути(II) и добавьте к нему раствор щелочи. Выпадает желтый осадок оксида ртути(II):

$$Hg(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow HgO\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

Часть раствора с осадком перелейте в другой бокал. В первый бокал добавьте раствор азотной кислоты, во второй — раствор щелочи.

В первом случае происходит растворение оксида ртути:

$$HgO + 2HNO_3 \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + H_2O$$

во втором — оксид ртути не растворяется, так как является основным оксидом.

380. Гидролиз нитрата ртути(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; шпатель; эмалированный поддон; нитрат ртути(II); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В бокал налейте раствор лакмуса и внесите немного твердого нитрата ртути(II):

$$Hg(NO_3)_2 + H_2O \longrightarrow Hg(OH)NO_3\downarrow + HNO_3$$

В результате реакции гидролиза соли образуется осадок основного нитрата ртути, pH раствора понижается, раствор приобретает красную окраску.

381. Амальгамирование меди

Оборудование и реактивы. Химический стакан; стеклянная палочка; эмалированный поддон; вата; чистая медная пластинка; раствор нитрата ртути(II).

Проведение опыта. Обмакните ватный тампон, закрепленный на палочке, в раствор нитрата ртути(II). Протрите тампоном медную пластинку. Поверхность меди становится блестящей, что обусловлено образованием амальгамы меди на поверхности металла:

$$Cu + Hg(NO_3)_2 \longrightarrow Hg + Cu(NO_3)_2$$

$$Cu + xHg \longrightarrow CuHg_x$$

382. Амальгама меди

Оборудование и реактивы. Медная пластинка или фольга; эмалированный поддон; азотная кислота; металлическая ртуть; стакан; фарфоровая чашка.

Проведение опыта. В стакан налейте концентрированную азотную кислоту, на несколько секунд опустите туда медную пластинку. В фарфоровую чашку поместите каплю ртути, выньте медную пластинку из кислоты и коснитесь ею ртути, затем снова опустите в кислоту. Так повторяйте до тех пор, пока вся капля ртути не пристанет к медной пластинке:

$$Cu + xHg \longrightarrow CuHg_x$$

Поверхность медной пластинки, там где она контактировала с кислотой, покроется белым зеркальным слоем амальгамы меди. Таким образом удобно собирать разлитую ртуть.

383. «Ртутное сердце»

Оборудование и реактивы. Железная проволока; химический стакан; часовое стекло; штатив; эмалированный поддон; дихромат калия; металлическая ртуть; серная кислота.

Проведение опыта. Дихромат калия 0,5 г растворите в 500 мл дистиллированной воды и добавьте 25 мл концентрированной серной кислоты. Часть полученного раствора налейте на большое часовое стекло, добавьте туда ртуть таким образом, чтобы образовалась капля диаметром 3—4 см. Один конец железной проволоки заострите и согните под прямым углом на расстоянии 1 см от конца. Полученный крючок закрепите в штативе так, чтобы он слегка коснулся своим острием бока ртутной капли под слоем раствора. Капля тут же «сожмется» (т.е. приобретет более сферическую форму) и отстранится от острия, затем снова «разожмется» и коснется проволоки. Так будет продолжаться 2—3 мин. Пульсация ртутной капли будет напоминать биение сердца.

Железо и ртуть при контакте образуют гальванический элемент, и возникает локальный ток: внутри металла электроны переходят от железа к ртути. Железо при этом растворяется. Потенциал ртути смещается в сторону отрицательных значений, что приводит к изменению поверхностного натяжения ртути — капля «сжимается», контакт с железом при этом нарушается. При отсутствии контакта с железом происходит восстановление потенциала ртути за счет передачи электронов дихромату калия или ионам водорода. Поверхностное натяжение ртути уменьшается, капля «разжимается», касается острия железной проволоки и «биение» повторяется.

384. Получение амальгамы аммония

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор хлорида аммония; 1—2%-я амальгама натрия*.

Проведение опыта. Поместите в бокал амальгаму натрия и добавьте насыщенный раствор хлорида аммония:

$$NaHg_x + NH_4Cl \longrightarrow NH_4Hg_x + NaCl$$

Образуется амальгама аммония в виде темно-серой пористой массы, которая легко разлагается:

$$2NH_4Hg_x \longrightarrow 2xHg + 2NH_3\uparrow + H_2\uparrow$$

Выделяющиеся при разложении газы поднимают ртуть на поверхность раствора.

---

* Амальгаму натрия можно приготовить следующим образом. В фарфоровую ступку, нагретую до 40—50 °С, поместите отмеренное количество осушенной ртути. Рассчитанное количество натрия нарежьте небольшими кусочками и постепенно растворите в ртути, погружая их в жидкость с помощью стеклянной палочки. При этой операции необходимо надеть защитные очки, так как растворение натрия сопровождается вспышками и разбрызгиванием металлов. Амальгама натрия представляет собой густую тестообразную массу серого цвета.

385. Получение и свойства иодида ртути(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; 2 М раствор иодида калия; 1%-й раствор нитрата ртути(II).

Проведение опыта. Налейте в бокал раствор нитрата ртути(II) и добавьте к нему раствор иодида калия. Выпадает красный осадок иодида ртути(II):

$$Hg(NO_3)_2 + 2KI \longrightarrow HgI_2\downarrow + 2KNO_3$$

При непрерывном перемешивании прилейте к осадку раствор иодида калия до полного растворения HgI_2:

$$HgI_2 + 2KI \longrightarrow K_2[HgI_4]$$

Образующийся раствор тетраиодомеркурата(II) калия почти бесцветен.

386. Реакция Несслера

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 2 М раствор хлорида аммония; 5 М раствор гидроксида натрия; раствор тетраиодомеркурата калия (см. опыт № 384).

Проведение опыта. Ополосните бокал раствором хлорида аммония и налейте в бокал воду. К получившемуся очень разбавленному раствору соли аммония добавьте предварительно подщелоченный раствор тетраиодомеркурата калия (реактив Несслера):

$$2K_2[HgI_4] + NH_4Cl + 4NaOH \longrightarrow [Hg_2N]I \cdot H_2O\downarrow +$$
$$+ 4KI + 3NaI + NaCl + 3H_2O$$

Выпадает красно-бурый осадок гидрата иодида димеркуро(II)аммония.

387. Взаимодействие хлоридов ртути(II) и ртути(I) с хлоридом олова(II)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; стеклянная палочка; насыщенный раствор хлорида ртути(II); 0,5 М раствор хлорида олова(II)*.

---

* Для приготовления раствора хлорида олова(II) растворите в небольшом количестве концентрированной соляной кислоты навеску $SnCl_2$:

$$SnCl_2 + 2HCl \longrightarrow H_2[SnCl_4]$$

Полученный раствор разбавьте дистиллированной водой до нужной концентрации.

Проведение опыта. К раствору хлорида ртути(II) в бокале при непрерывном перемешивании прилейте немного раствора хлорида олова(II).

Выпадает белый осадок хлорида ртути(I):

$$2HgCl_2 + H_2[SnCl_4] \longrightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + H_2[SnCl_6]$$

При дальнейшем добавлении хлорида олова(II) образуется серая мелкодисперсная ртуть:

$$Hg_2Cl_2 + H_2[SnCl_4] \longrightarrow 2Hg\downarrow + H_2[SnCl_6]$$

Опыт иллюстрирует окислительные свойства хлоридов ртути(II) и ртути(I).

388. Взаимодействие хлорида ртути(II) с аммиаком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор хлорида ртути(II); концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. В бокал с раствором хлорида ртути(II) налейте раствор аммиака:

$$HgCl_2 + 2NH_3 \longrightarrow [HgNH_2]Cl\downarrow + NH_4Cl$$

Выпадает белый осадок хлорида амидортути(II) («неплавкий белый преципитат»).

389. Разложение оксида ртути(II) при нагревании

Оборудование и реактивы. Термостойкая пробирка; штатив; горелка; лучинка; оксид ртути(II).

Проведение опыта. Закрепите пробирку вертикально в штативе, поместите в нее 10—15 г оксида ртути(II) и сильно нагрейте пламенем горелки:

$$2HgO \xrightarrow{t} 2Hg + O_2$$

Примерно через 1—2 мин аккуратно внесите в пробирку тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает, что свидетельствует о выделении кислорода в результате разложения оксида ртути(II) при нагревании.

390. «Фараоновы змеи»

Оборудование и реактивы. Асбестированная сетка; лучинка; роданид ртути(II)*.

Проведение опыта. «Колбаски» роданида ртути(II) положите на асбестированную сетку и подожгите с помощью лучинки:

$$2Hg(SCN)_2 + 9O_2 \longrightarrow 2HgO + 4SO_2\uparrow + 2N_2\uparrow + 4CO_2\uparrow$$

При окислении роданида ртути(II) выделяется большое количество газообразных веществ, поэтому «колбаски» как бы разбухают и двигаются по сетке, создавая впечатление ползущих змей.

391. Осаждение оксида ртути(I)

Оборудование и реактивы. Два демонстрационных бокала; стеклянные палочки; 2 М растворы азотной кислоты и гидроксида натрия; 1%-й раствор нитрата ртути(I).

Проведение опыта. К раствору нитрата ртути(I) в бокале прибавьте раствор щелочи. Выпадает черный осадок оксида ртути(I):

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2NaOH \longrightarrow Hg_2O\downarrow + 2NaNO_3 + H_2O$$

Разделите раствор с осадком на две части и определите отношение оксида ртути(I) к растворам азотной кислоты и щелочи.

В первом случае наблюдается растворение осадка:

$$Hg_2O + 2HNO_3 \longrightarrow Hg_2(NO_3)_2 + H_2O$$

Во втором случае растворение не происходит, поскольку оксид ртути(I) является основ́ным.

392. Гидролиз нитрата ртути(I)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; шпатель; нитрат ртути(I); нейтральный раствор лакмуса.

Проведение опыта. В бокал с раствором лакмуса внесите немного нитрата ртути(I):

$$Hg_2(NO_3)_2 + H_2O \longrightarrow Hg_2(OH)NO_3\downarrow + HNO_3$$

Раствор приобретает красный цвет, в осадок выпадает основный нитрат ртути(I).

---

* Роданид ртути(II) можно приготовить следующим образом. К концентрированному раствору нитрата ртути(II) прибавьте 10%-й раствор роданида калия. Выпавший белый осадок отфильтруйте на воронке Бюхнера. Из влажного осадка приготовьте небольшие «колбаски» и дайте им высохнуть на воздухе в течение нескольких суток.

393. Получение хлорида ртути(I)

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; 2 М раствор хлорида натрия; 1%-й раствор нитрата ртути(I).

Проведение опыта. К раствору нитрата ртути(I) в бокале прилейте раствор хлорида натрия; выпадает белый осадок:

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2NaCl \longrightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + 2NaNO_3$$

394. Взаимодействие хлорида ртути(I) с аммиаком

Оборудование и реактивы. Демонстрационный бокал; насыщенный раствор хлорида ртути(I); концентрированный раствор аммиака.

Проведение опыта. К раствору хлорида ртути(I) в бокале прилейте раствор аммиака:

$$Hg_2Cl_2 + 2NH_3 \longrightarrow Hg + [HgNH_2]Cl\downarrow + NH_4Cl$$

В результате реакции диспропорционирования выпадает осадок серого цвета, состоящий из хлорида амидортути(II) («неплавкого белого преципитата») и мелкодисперсной ртути.

МИНЕРАЛЫ ДЛЯ ЛЕКЦИОННЫХ ДЕМОНСТРАЦИЙ*

Название минерала и химический состав	Описание
	Сера
Сера самородная S	Минерал класса самородных элементов. Обычно представлен ромбической модификацией серы, которая образует дипирамидальные, реже толстопризматические кристаллы, а также плотные скрытокристаллические, иногда порошковатые агрегаты. Самородная сера желтого цвета, при наличии примесей — бурая до черной; содержит включения битумов, карбонатов, сульфатов, глины. Блеск смолистый до жирного. Хрупкая; твердость по минералогической шкале 1—2; плотность 2,05—2,08 г/см^3
	Фосфор
Вивианит $Fe_3(PO_4)_2 \cdot 8H_2O$	Назван по имени английского минералога Дж. Г. Вивиана (J. G. Vivian). Встречается в порошкообразных или плотных массах. Цвет слабо-зеленый; на воздухе переходит в голубовато-синий. Твердость по минералогической шкале 1,5—2,0; плотность 2,68—2,71 г/см^3
	Мышьяк
Арсенопирит (мышьяковый колчедан, мисникель) FeAsS	Минерал обычно содержит примеси изоморфного характера (кобальт, никель). Образует ряд: арсенопирит (< 3 % Co) — данаит (< 12 % Co) — глаукодот (< 12 % Co). Образует псевдоромбические, призматические и игольчатые кристаллы, звездчатые сростки, зернистые агрегаты. Блеск металлический; цвет оловянно-белый. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 5,90—6,20 г/см^3

Аурипигмент (сульфид мышьяка) As_2S_3	Название происходит от лат. *aurum* — золото, *pigmentum* — краска. Кристаллы призматические; характерны столбчатые агрегаты, а также порошкообразные, почкообразные и гроздевидные массы. Цвет от золотисто- и лимонно-желтого до оранжево-желтого, иногда буроватого. Блеск жирный до алмазного, на плоскостях спайности — перламутровый, полуметаллический, быстро тускнеющий. Твердость по минералогической шкале 1,5—2,0; плотность 3,49 г/см^3. При нагревании краснеет
Мышьяк самородный As	Минерал класса самородных элементов, может содержать примеси ряда других элементов: Sb, S, Fe, Ag, Ni; реже Bi, V. Содержание As достигает 98 %. Кристаллы — мелкие ромбоэдры псевдокубического габитуса — встречаются очень редко; обычно — сплошные зернистые массы в виде скорлуповатых натеков и корок. Цвет оловянно-белый на свежем изломе, черный на выветренной поверхности. Хрупок; твердость по минералогической шкале 3,0—3,5; плотность 5,63—5,80 г/см^3
Реальгар As_4S_4	Название происходит от араб. *rahj al ghar* — пыль пещеры, рудника. Минерал образует призматические кристаллы яркого оранжево-красного цвета. Наиболее часто встречается в виде сплошных зернистых масс или порошкообразных землистых скоплений. Хрупок; твердость по минералогической шкале 1,5—2,0; плотность 3,56—3,59 г/см^3

* Кратко описаны доступные минералы, демонстрируемые на лекциях по неорганической химии на химическом факультете МГУ им. М. В. Ломоносова.

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	Сурьма
Антимонит (сурьмяный блеск, стибнит) Sb_2S_3	Название происходит от лат. *antimonium* — сурьма. Минерал содержит в небольших количествах As, Bi, Pb, Fe, Cu, Au, Ag. Характерны призматические игольчатые кристаллы с вертикальной штриховкой вдоль граней, а также веерообразные сростки, спутанно-волокнистые и зернистые агрегаты. Цвет свинцово-серый; обладает металлическим блеском. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 4,5—4,6 г/см^3
Сурьма самородная Sb	Минерал иногда содержит примеси мышьяка, висмута, серебра (до 5%). Встречается в виде зернистых масс, натечных образований и ромбоэдрических пластинчатых кристаллов. Цвет оловянно-белый с желтой побежалостью; блеск металлический. Твердость по минералогической шкале 3,0—3,5; хрупкий; плотность 6,61—6,73 г/см^3
	Висмут
Висмут самородный Bi	Минерал с характерными зернистыми выделениями; пористые и ветвистые дендриты. На свежем изломе серебристо-белый с желтоватым оттенком, обычно с красноватой побежалостью. Твердость по минералогической шкале 2,5; плотность 9,78—9,83 г/см^3
Висмутин (висмутовый блеск) Bi_2S_3	Минерал, относящийся к сульфидным соединениям, иногда с примесью свинца, меди, железа, мышьяка, сурьмы и др. Обычно образует игольчатые кристаллы, пластинки, лучистые сростки, волокнистые или зернистые агрегаты. Непрозрачный, серебристо-белый с металлическим блеском. На воздухе тускнеет и покрывается серым налетом. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 6,78—6,81 г/см^3

Углерод	
Антрацит	Название происходит от греч. *anthrakitis* — вид угля. Ископаемый каменный уголь высшей степени метаморфизма. Окраска черная, часто с сероватым оттенком, иногда наблюдается пестрая побежалость. Блеск сильный, металлический. Имеет большую вязкость. Наибольшая твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 1,5—1,7 г/см^3
Асфальт	Название происходит от греч. *asphaltos* — горная смола. Природный асфальт образуется из нефти в результате испарения легких фракций и окисления
Богхед	От названия шотландского местечка — ***Boghead***. Разновидность сапропелевых углей, образовавшихся из водорослей. Черно-бурый, иногда оливкового цвета, плотного, тонкозернистого строения и раковистого излома. Характерно высокое содержание водорода (8—12 %), летучих веществ (75—90 %). Ценное сырье для получения искусственного жидкого топлива, смазочных веществ, смолы, свободной от фенолов и асфальтенов
Бурый уголь	Горючее ископаемое растительного происхождения, представляющее собой переходную форму от торфа к каменному углю. Окраска бурых тонов (от кофейного и палевого до черного). Быстро раскалывается на воздухе на мелкие куски. Характерны наличие гуминовых кислот, высокая гигроскопичность и влажность
Графит C	Название происходит от греч. *grapho* — пишу. Гексагональная кристаллическая модификация углерода, наиболее устойчивая в условиях земной коры. Хорошо образованные кристаллы редки, форма их обычно

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	пластинчатая. Чаще всего природный графит представлен листочками без кристаллографических очертаний и их агрегатами. Плотность 2,23 г/см^3; твердость по минералогической шкале 1,0. Хорошо проводит электричество
Каменный уголь	Твердое горючее полезное ископаемое растительного происхождения; разновидность углей с более высоким содержанием углерода и большей плотностью, чем у бурого угля. Представляет собой плотную породу черного, иногда серо-черного цвета с блестящей, полуматовой или матовой поверхностью. Содержит 75—97 % углерода
Нефть	Горючая маслянистая жидкость со специфическим запахом. Состоит из различных углеводородов (алканов, циклоалканов, ароматических углеводородов и их производных) и соединений, содержащих помимо углерода и водорода гетероатомы — кислород, серу и азот. Сильно варьирует по цвету (от светло-коричневой, почти бесцветной, до темно-бурой, почти черной) и по плотности — от весьма легкой (0,65—0,70 г/см^3) до весьма тяжелой (0,98—1,05 г/см^3)
Озокерит (горный воск) (в основном углеводороды C_nH_{2n+2})	Название происходит от греч. *ozo* — пахну, *keros* — воск. Минерал из группы нафтидов (битумов), напоминающий по внешнему виду пчелиный воск. Цвет от светло-зеленого, желтого до бурого. Жирный на ощупь. Имеет запах керосина. Состоит из смеси твердых высокоплавких углеводородов, главным образом парафинового ряда с некоторой примесью жидких углеводородов того же ряда. В зависимости от количества

	примесей имеет консистенцию от мазеобразной до твердой и (реже) хрупкой. Плотность от 0,85 (и ниже) до 1,00 г/см^3
Торф	Название происходит от нем. *Torf* — торф. Горючее полезное ископаемое, образующееся в процессе естественного отмирания и неполного распада болотных растений в условиях избыточного увлажнения и затрудненного доступа воздуха
Янтарь (примерный состав $C_{40}H_{64}O_4$)	Название происходит от лит. *gintaras*, лат. *dzintars* — янтарь. Минерал класса органических соединений, ископаемая смола хвойных деревьев в основном палеогенового периода. Янтарь аморфен, представляет собой каркасный полимер. Встречается в виде натеков, капель, линзовидных слепков «смоляных карманов» и их обломков размером 0,02—50 см (обычно 2—30 мм); максимальная масса выделений до 10 кг. Снаружи обычно покрыт плотной непрозрачной серой или бурой коркой продуктов окисления. Водянисто-прозрачный (редко), молочно-белый, красно-коричневый (окисленный янтарь), обычно желтый, очень редко в отраженном свете голубой или зеленый. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 1,0—1,1 г/см^3. Обладает хорошими диэлектрическими свойствами
Кремний	
Авантюрин SiO_2	Мелкозернистая разновидность кварца, включающая равномерно рассеянные, приблизительно одинаково ориентированные мелкие чешуйки слюды или гематита. Обладает серовато-белым, буро-желтым, красновато-бурым, реже — зеленым цветом. Имеет мерцающий искристый блеск на сколах или полированных поверхностях. Применяется как поделочный камень

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Аметист SiO_2	Минерал, разновидность кварца, фиолетовой или голубовато-фиолетовой окраски. При нагревании до 300—350 °С обесцвечивается или желтеет. Лучшие образцы используют в ювелирных и художественных изделиях
Горный хрусталь SiO_2	Бесцветная, прозрачная, обычно химически чистая, почти без примесей разновидность низкотемпературной модификации кварца, кристаллизующаяся в тригональной сингонии. Встречается в виде одиночных или собранных в друзы кристаллов призматически-гексагонального вида; масса может достигать 1 т и более. Однородные прозрачные монокристаллы — ценнейшее техническое сырье для оптических приборов и пьезоэлектрических изделий
Кварц (дымчатый, розовый) SiO_2 с примесями	Под названием кварц известны две кристаллические модификации диоксида кремния: гексагональный кварц (или α-кварц), устойчивый при давлении 1 атм в интервале температуры 870—573 °С, и тригональный кварц (или β-кварц), устойчивый при температуре ниже 573 °С, наиболее часто встречающийся в природе. Обычно кристаллы кварца имеют удлиненно-призматический вид с преимущественным развитием граней гексагональной призмы и двух ромбоэдров (головка кристалла). Реже кристаллы принимают вид псевдогексагональной дипирамиды. Цвет кристаллов самый разнообразный: обычно бесцветные, молочно-белые или серые. Прозрачные или полупрозрачные красиво окрашенные кристаллы называют особо: бесцветные прозрачные — горный хрусталь, фиолетовые — аметист, дымчатые — раухтопаз, чер-

	ные — морион, золотисто-желтые — цитрин. Различная окраска обычно обусловлена структурными дефектами при замене иона Si^{4+} на Fe^{3+} или Al^{3+} с одновременным вхождением в решетку ионов Na^{+}, Li^{+} или Al^{3+}. Встречаются также сложно окрашенные кристаллы за счет микровключений посторонних минералов: зеленый празем содержит включения микрокристалликов актинолита или хлорита, золотистый мерцающий авантюрин — включения слюды или гематита. Скрытокристаллические разновидности кварца — агат и халцедон состоят из тончайших волокнистых образований. Твердость по минералогической шкале 7; плотность 2,65 г/см^3. Прозрачные, красиво окрашенные разновидности кварца являются полудрагоценными камнями и широко применяются в ювелирном деле
Кремень SiO_2	Минеральное образование, состоящее из кристаллического и аморфного кремнезема (опала, халцедона или кварца). Твердость по минералогической шкале 7. Излом раковистый. Благодаря способности образовывать при сколе острый режущий край с глубокой древности вплоть до железного века использовался человеком для выделки каменных орудий
Опал $SiO_2 \cdot nH_2O$	Название происходит от лат. *opalus*, которое в свою очередь берет начало от санскритского *upala* — драгоценный камень. Минерал — твердый природный псевдогидрогель — в действительности представляет собой в основном агрегат мельчайших зерен низкотемпературного кристобалита. Содержание воды 2—14 %. Обычные примеси: MgO, CaO, Al_2O_3, Fe_2O_3 и др. Образует натечные, слоистые, пористые агрегаты. Окраска благодаря примесям бывает различной — белой, желтой, бурой; нередко бесцветен. Для полупрозрачных разновидностей характерна опа-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	лесценция. Твердость по минералогической шкале 5,0—6,5; плотность 1,80—2,25 г/см^3
Халцедон SiO_2	Название происходит от *Chalkedon* — древнегреческий город в Малой Азии. Минерал — скрытокристаллическая разновидность кварца — содержит примеси Fe^{3+}, Al^{3+}, до 1,0—1,5% воды и др. Под микроскопом обнаруживает тонковолокнистое, часто радиальноволокнистое строение; волокна микрокристаллов кварца иногда винтообразно закручены (радужные агаты с эффектом иризации). Образует корки, почковидные, гроздевидные, сталактитоподобные натечные агрегаты, прожилки, конкреции, псевдоморфозы по органическим остаткам и минералам. Полупрозрачен или просвечивает, блеск на изломе матовый, окраска разнообразная. Характерен неровный или занозистый излом. Твердость по минералогической шкале 6,5—7,0; плотность 2,57—2,64 г/см^3
Яшма SiO_2	Массивная тонкозернистая горная порода, сложенная в основном кварцем, халцедоном и пигментированная примесями других минералов (гематита, гетита, гидроксидов марганца, хлорита, актинолита и др.). Один из самых распространенных и красивых поделочных камней. Характеризуется высокой твердостью (по минералогической шкале 5,5—7,0), прочностью, разнообразием окраски (преобладают различные оттенки красного, зеленого, желтого, серого цвета, реже — бурые, черные, белые и др.), способностью хорошо принимать полировку. Непрозрачна, обладает раковистым изломом. По текстуре выделяют: сплошные, однородно окрашенные яшмы; полосчатые; пестроцвет-

	ные — с цветными жилками и пятнами; сфероидальные, или «копейчатые», и др.
Олово	
Касситерит (оловянный камень) SnO_2	Название от греч. *kassiteros* — олово. Минерал образует кристаллы призматического или дипирамидального вида; характерны коленчатые двойники. Обычно встречается в виде мелких и крупных кристаллов, друзовидных сростков или плотных зернистых масс, а также в виде скрытокристаллических выделений, желваков и натечных форм. Цвет темно-бурый, почти черный, желтый с красно-бурым оттенком; встречаются почти бесцветные разновидности. Блеск алмазный. Твердость по минералогической шкале 6—7; плотность 6,04—7,12 г/см^3
Свинец	
Англезит (свинцовый купорос) $PbSO_4$	Минерал, кристаллы которого обычно таблитчатые, реже короткостолбчатые или дипирамидальные. Чаще образует плотные зернистые или землистые массы. Цвет белый с желтым, серым и зеленым оттенком, обусловленным примесями; блеск алмазный. Твердость по минералогической шкале 2,5—3,0; плотность 6,1—6,4 г/см^3
Галенит (свинцовый блеск) PbS	Минерал часто содержит примеси серебра, висмута, меди, цинка, селена. Образует отдельные кристаллы, плотные массы и зернистые агрегаты. Цвет свинцово-серый с металлическим блеском. Твердость по минералогической шкале 2,7—3,0; плотность 7,4—7,6 г/см^3
Церуссит (белая свинцовая руда) $PbCO_3$	Название происходит от лат. *cerussa* — белила. Минерал содержит в незначительных количествах примеси кальция, цинка, стронция, магния. Кристаллизуется в форме столбчатых, дипирамидальных или таб-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	литчатых кристаллов; часто образует двойниковые или тройниковые срастания звездчатого типа. Обычно встречается в виде зернистых или натечных агрегатов. Цвет белый, желтоватый, серый с бурым оттенком. Плотность 6,4—6,6 г/см^3; хрупок; твердость по минералогической шкале 3,0—3,5
Бор	
Гидроборацит $CaMg[B_3O_4(OH)_3]_2 \cdot 3H_2O$	Не имеет ничего общего с борацитом. Образует призматические монокристаллы; бесцветные, белые, иногда розовые или серые. Плотность 2,17 г/см^3; твердость по минералогической шкале 2,0—3,0
Колеманит (неоколеманит) $Ca[B_3O_4(OH)_3] \cdot H_2O$	Назван в честь американского коммерсанта В. Коулмана. Кристаллы моноклинно-призматические; бесцветные или белые, серые, желтоватые. Блеск стеклянный. Плотность 2,42—4,2 г/см^3; твердость по минералогической шкале 4,0—4,5
Пандермит $Ca_2B_6O_{11} \cdot 3H_2O$	Название происходит от *Panderma* — прежнего названия турецкого города Бандырма. Минерал группы водных боратов. Образует скрытокристаллические плотные снежно-белые мелоподобные массы, желваки, а также порошковатые скопления мельчайших кристалликов. Твердость по минералогической шкале 3,5; плотность около 2,43 г/см^3
Турмалин $(Na, Ca)(R, Al)_6[Si_6Al_3B_3(O, OH)_{30}]$ R = Mg, Fe, Mn, Li	Название происходит от сингальского *turmalli* — сердолик. Минерал — борсодержащий алюмосиликат сложного и переменного состава подкласса кольцевых силикатов. По составу катионов выделяют следующие разновидности турмалина: железистые — черный шерл, или африцит,

Черный шерл $(Na, Ca)(R, Al)_6[Si_6Al_3B_3(O, OH)_{30}]$ R = Mg, Fe	зеленый верделит, темно-синий индиголит; магнезиальные — бурожелтый дравит и др.; литиевые — сиренево-розовый эльбаит (или альбаит), темно-розовый рубеллит; марганцевые — тсилаизит и др. Выделяют также ярко-зеленые хромсодержащие турмалины. Встречаются полихромные с зональным распределением окраски. Кристаллизуется в тригональной системе, образуя столбчатые с треугольным сечением кристаллы, обладающие характерной вертикальной штриховкой. Обычны также радиально-лучистые (так называемые турмалиновые «солнца») агрегаты. Твердость по минералогической шкале 7,0—7,5; плотность 3,0—3,2 г/см^3. Пьезоэлектрик. Свойство двойного лучепреломления используется для демонстрации явлений поляризации света
Литий	
Клевеландит (пластинчатый альбит)	Альбит с примесью лития (см. альбит)
Лепидолит $KLi_{1,5}Al_{1,5}[Si_3AlO_{10}](F, OH)_2$	Название происходит от греч. *lepis* — чешуя, *lithos* — камень. Минерал группы слюд; по структуре относится к так называемым триоктаэдрическим слюдам. Образует пластинчатые кристаллы и мелкозернистые чешуйчатые массы. Обычно розовый до бледно-фиолетового, реже бесцветный. Твердость по минералогической шкале 2,5—3,5; плотность 2,8—2,9 г/см^3
Рубеллит $(Na, Ca)(R, Al)_6[Si_6Al_3B_3(O, OH)_{30}]$ R = Mg, Fe, Mn, Li	Название происходит от лат. *rubellus* — красноватый. Минерал — разновидность литиевого турмалина (альбаита), отличающаяся розовато-красной или малиновой окраской за счет ионов Mn^{3+} при малом содержании железа. Прозрачные кристаллы являются драгоценным камнем II класса (см. турмалин)

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Сподумен (трифан) $LiAl[Si_2O_6]$	Название происходит от греч. *spodumenos* — обращаемый в пепел, *spodos* — пепел. Минерал группы моноклинных пироксенов подкласса цепочечных силикатов. Образует вытянутые призматические кристаллы размером 1—10 см, достигающие иногда длины 1 м и редко 10—16 м. Окраска серая, желтоватая, зеленоватая, розоватая, иногда отсутствует. Прозрачные разновидности розовой и фиолетово-розовой окраски называют кунцитом, изумрудно-зеленой — гидденитом. Блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 6,5—7,0; плотность 3,10—3,20 г/см^3. Кунцит и гидденит — драгоценные камни
Натрий	
Альбит $Na[AlSi_3O_8]$	Минерал группы полевых шпатов — плагиоклазов. Кристаллы таблитчатые, чаще встречаются скопления зерен неправильной формы. Окраска белая с различными оттенками, блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 6,0—6,5; плотность 2,61 г/см^3
Анальцим $[Na_4(H_2O)_4][Al_4Si_8O_{24}]$	Минерал группы водных цеолитов. Кристаллизуется в виде неправильных округлых трапецоэдров. Бесцветный или белый с сероватым, красноватым или зеленоватым оттенком, иногда мясо-красный. Блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5; плотность 2,2—2,3 г/см^3
Галит (каменная соль) $NaCl$	Название происходит от греч. *hals* — соль. Минерал в природе обычно встречается в форме кристаллических агрегатов зерен различной крупности. В чистом виде бесцветен и водянисто-прозрачен, но чаще примесями глины, органических веществ, оксида железа окрашен в се-

	рый, бурый, красный и розовый цвет. Твердость по минералогической шкале 2; плотность 2,173 г/см^3. Легко растворим в воде
Лабрадор — изоморфная смесь альбита $Na[AlSi_3O_8]$ и анортита $CaAl_2Si_2O_8$	Назван по месторождению на полуострове Лабрадор. Минерал группы известково-натровых полевых шпатов — плагиоклазов. Изоморфная смесь натрового полевого шпата — альбита с известковым полевым шпатом — анортитом. Бесцветен, белого или серого цвета; образует сложные двойники, часто с красивой иризацией света сине-зеленых и золотистых оттенков. Твердость по минералогической шкале 6; плотность 2,68—2,72 г/см^3 (см. альбит и анортит)
Лазурит (ляпис-лазурь) $Na_8[AlSiO_4]_6(SO_4)$	Название происходит от лат. *lapis* — камень и позднелат. *lazur* — синий камень, лазоревый цвет. Минерал подкласса силикатов с каркасной структурой кристаллической решетки. Кристаллы встречаются редко, обычно образует сплошные зернистые массы темно-синего, фиолетового и зеленовато-голубого цвета. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 2,38—2,42 г/см^3. Применяется как ценный поделочный камень и для изготовления синей художественной краски (ультрамарина)
Мирабилит (глауберова соль) $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Название происходит от лат. *mirabilis* — удивительный; назван немецким химиком И.Р.Глаубером. Минерал класса сульфатов, кристаллы от короткопризматических до игольчатых. Также образует зернистые или порошковатые агрегаты и мелкокристаллические корочки. Легко растворим в воде. Твердость по минералогической шкале 1,5—2,0; плотность 1,48 г/см^3
Натролит $Na_2[Al_2Si_3O_{10}] \cdot 2H_2O$	Название происходит от лат. *natrium* — натрий, греч. *lithos* — камень. Минерал группы цеолитов. По типу кристаллической структуры отно-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	сится к каркасным алюмосиликатам. Встречается в виде удлиненно-призматических или игольчатых кристаллов, реже плотных скрытокристаллических масс. Обычно бесцветен либо слабо окрашен в сероватый или желтоватый цвета. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5; плотность 2,2—2,5 г/см^3
Олигоклаз — изоморфная смесь анортита $Ca[Al_2Si_2O_8]$ и альбита $Na[AlSi_3O_8]$	Название происходит от греч. *oligos* — малый, маленький; *klasis* — ломка, раскалывание, преломление. Породообразующий минерал группы полевых шпатов (плагиоклазов), представляющий собой изоморфную смесь 10—30 % анортита и 70—90 % альбита (см. альбит и анортит)
Тенардит Na_2SO_4	Назван в честь французского химика Л. Ж. Тенара (L. J. Thenard). Минерал класса сульфатов, содержит в небольших количествах K, Mg, Cl, Br, H_2O, а также $CaSO_4$ в виде механической примеси. Бесцветные прозрачные кристаллы имеют дипирамидальный или таблитчатый вид. Характерны крестообразные двойниковые срастания, совершенная спайность. Наиболее распространены молочно-белые зернистые агрегаты. Легко растворим в воде, Твердость по минералогической шкале 2—3; плотность 2,68—2,69 г/см^3
Калий	
Мусковит $KAl_2[AlSi_3O_{10}](OH)_2$	Название происходит от *Muscovy* (*Московия*) — старинного названия России, откуда большие листы этого минерала под названием «московское стекло» вывозили на Запад. Минерал группы слюд; легко расщепляется на тончайшие листочки. Обычно бесцветен, реже светло-

	бурого, бледно-зеленого цвета; блеск стеклянный, на плоскостях спайности — перламутровый и серебристый. Твердость по минералогической шкале 2,5—3,0; плотность 2,76—3,10 г/см^3
Ортоклаз $K[AlSi_3O_8]$	Название происходит от греч. *orthos* — прямой, *klasis* — ломка, раскалывание. Породообразующий минерал группы полевых шпатов. В качестве примеси содержит натрий (до 8 % Na_2O), реже — барий и в небольших количествах — железо, кальций, рубидий, цезий и др. Кристаллы призматической формы. Характерны разнообразные двойники. Спайность совершенна, под углом 90° (отсюда и название). Цвет светло-розовый, буровато-желтый, иногда красный; блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 6,0—6,5; плотность 2,55—2,58 г/см^3
Сильвин KCl	Минерал класса галогенидов. Включенные пузырьки газа (N_2, CO_2, CH_4, Не и др.) придают прозрачным и бесцветным кристаллам молочно-белый цвет. В виде примесей содержит также галит $NaCl$ и оксид железа Fe_2O_3, последний сообщает красную окраску. Кристаллизуется в кубической системе. Хорошо ограненные кристаллы встречаются редко, обычно сильвин образует плотные зернистые агрегаты вместе с галитом, карналлитом и др. (подобные агрегаты называют сильвинитом). Блеск стеклянный, тусклый. Легко растворим в воде. Твердость по минералогической шкале 2; плотность 1,99 г/см^3
Сильвинит $KCl \cdot NaCl$	Осадочная горная порода, состоящая из чередования тонких прослоек галита и сильвина (см. галит и сильвин)

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	Цезий
Поллуцит (поллукс) $(Cs, Na)[AlSi_2O_6] \cdot nH_2O$	Назван по имени Поллукса — одного из двух мифологических близнецов-героев. Минерал — водный алюмосиликат. Кристаллизуется в кубической системе, обычно образует сплошные массивные и зернистые скопления и гнезда, иногда до 1 м в диаметре; встречается в виде кристаллов. Цвет белый, редко светло-розовый, часто бывает бесцветным и прозрачным. По внешнему виду напоминает кварц. Твердость по минералогической шкале 6,5; плотность 2,86—2,90 г/см^3
	Бериллий
Аквамарин $Be_3Al_2[Si_6O_{18}]$	Название происходит от лат. *aqua marina* — морская вода. Разновидность минерала берилла, представляющая собой прозрачные кристаллы светло-голубого, голубовато-зеленого, зеленовато-синего или серо-голубого цвета. Драгоценный камень II класса. Применяют в ювелирном деле (см. берилл)
Берилл $Al_2Be_3[Si_6O_{18}]$	Минерал класса силикатов. Кристаллизуется в гексагональной системе, образуя призматические, игольчатые, таблитчатые кристаллы или сплошные зернистые массы. Цвет очень разнообразен. В зависимости от цвета, прозрачности и примесей различают: собственно бериллы — зеленые, желтовато-белые мутные кристаллы; аквамарин — прозрачные, зеленовато-голубые (цвета морской воды), а также темно-голубые кристаллы, окрашенные примесями ионов Fe^{2+}; гелиодор — желтые от примеси Fe^{3+}; изумруд (смарагд) — прозрачные кристаллы густого травянисто-зеленого цвета, окрашенные ионами Cr^{3+}; ростерит — бесцветный, розоватый от примеси ионов Li^+, Cs^+ до 5% и более; во-

	робьевит (морганит) — розовый от примеси ионов Mn^{3+}. Твердость по минералогической шкале 7,5; плотность 2,65—2,80 г/см^3. Прозрачные красиво окрашенные или бесцветные кристаллы идут в огранку как драгоценные камни высокого достоинства
Изумруд $Al_2Be_3[Si_6O_{18}]$ с примесью хрома	Минерал — прозрачная разновидность берилла, окрашенная примесью Cr_2O_3 в густой травянисто-зеленый цвет. Кристаллы трещиноваты, размера (2—5)×(0,5—2) см; реже крупнее. Драгоценный камень I класса; крупные бездефектные камни густого тона (массой более 5 каратов) ценятся дороже алмаза (см. берилл)
Хризоберилл $BeAl_2O_4$	Обычно встречаются мелкие короткотаблитчатые кристаллы, иногда пластинчатые. Окраска желтоватая, желтовато-зеленая. Изумрудно-зеленый, а при искусственном освещении фиолетово-красный хромсодержащий хризоберилл, называют александритом, золотисто-желтый с синеватым отливом — цимофаном. Блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 8,5; плотность 3,5—3,7 г/см^3. Прозрачные красивого тона хризобериллы (александрит, цимофан) — драгоценные камни I класса
Магний	
Антофиллит $(Mg, Fe)_7(OH)_2[Si_4O_{11}]_2$	Название происходит от греч. *anthos* — цвет, *phyllon* — лист. Минерал группы ромбических амфиболов. Обычно встречаются сплошные волокнистые асбестовидные агрегаты серого, зеленого и бурого цвета. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 3,10—3,20 г/см^3
Асбест (хризотил-асбест) $Mg_3H_4Si_2O_9$	Название происходит от греч. *asbestos* — неугасимый, неразрушимый. Название, объединяющее группу тонковолокнистых минералов класса

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	силикатов, образующих агрегаты, сложенные тончайшими гибкими волокнами. Этими свойствами обладают минералы двух групп — серпентина и амфибола, известных под названием хризотил-асбесты и амфибол-асбесты, различных по структуре. По химическому составу асбестовые минералы — гидратированные силикаты магния, железа и отчасти кальция и натрия. Наибольшее значение имеет хризотил-асбест *Хризотил-асбест* — минерал группы серпентина, двухслойный листовой силикат. Цвет в куске зеленовато-серый. Блеск шелковистый. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 2,50 г/см^3. Длина волокон обычно варьирует от 0,1 до 50 мм (иногда > 50 мм), толщина составляет доли микрометра *Амфибол-асбесты* представлены минералами групп амфибола (тремолитом, антофиллитом и др.). Амфибол-асбест — агрегат тонких волосовидных кристаллов, расположенных параллельно, радиально-лучисто и беспорядочно. Волокна некоторых амфибол-асбестов хрупкие. Окраска и другие физические свойства зависят от его состава. Длина волокон обычно менее 5 см, но часто и более
Биотит $K(Mg, Fe)_3[Si_3AlO_{10}](OH, F)_2$	Назван в честь французского ученого Ж. Б. Био (J. B. Biot). Минерал группы слюд. По структуре относится к слоистым алюмосиликатам. Цвет в тонких листочках от черновато-бурого до буро-зеленого. Наиболее крупные кристаллы достигают размера 1,0—1,5 м. Применяют в малоответственных электроизоляционных изделиях
Доломит $CaCO_3 \cdot MgCO_3$	Назван по имени французского геолога Д. Доломье (D. Dolomieu). Минерал группы карбонатов. Образует хорошо ограненные кристаллы ром-

	боэдрического вида. Цвет серовато-белый, иногда с желтоватым, буроватым или зеленоватым оттенками. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 2,8—2,9 г/см^3
Серпентин (змеевик) $Mg_2[SiO_4]_2[Mg(OH)]H_3$	Метаморфическая горная порода, состоящая из минералов группы серпентина, магнитного и хромистого железняков и остатков первичных минералов — оливина или пироксенов. Окраска зеленая с пятнами различного цвета, которые придают ей сходство с кожей змеи (отсюда и название)
Карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$	Назван в честь немецкого геолога Р. Карналля (R. von Carnall). Минерал — сложный гидратированный хлорид магния и калия. Может содержать незначительные примеси Br, Li, Rb, Cs, а также частиц глинистых минералов, гематита, водных оксидов железа и др. Кристаллизуется в ромбической системе, обычно образует зернистые агрегаты, смешанные с галитом, сильвином и другими минералами соляных отложений. Бесцветен или окрашен в грязно-бурые, красно-розовые и другие цвета за счет включения посторонних примесей. Гигроскопичен. Твердость по минералогической шкале 2—3; плотность 1,6 г/см^3
Магнезит $MgCO_3$	Название происходит от лат. *magnesia* — магнезия. Минерал класса карбонатов группы кальцита. Кристаллизуется в тригональной системе, имеет совершенную спайность по ромбоэдру. Встречается в ромбоэдрических или неправильно вытянутых кристаллах. Цвет белый, желтовато-серый. Твердость по минералогической шкале 3,75—4,25; хрупок; плотность 2,9—3,1 г/см^3
Оливин (перидот, хризолит) Mg_2SiO_4 с примесью Fe_2SiO_4	Название происходит от лат. *oliva* — оливка, маслина, которая по цвету сходна с оливином. Минерал — главный представитель группы оливи-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	нов, относящийся к ортосиликатам. В группу оливинов входят: форстерит $Mg_2[SiO_4]$ (собственно оливин), фаялит $Fe_2[SiO_4]$, тефроит $Mn_2[SiO_4]$, кнебелит $(Fe, Mn)_2[SiO_4]$, монтичеллит $CaMg[SiO_4]$. Минералы группы оливинов кристаллизуются в ромбической системе в форме таблитчатых или призматических кристаллов. Спайность несовершенная. Желтовато-зеленого, оливкового цвета, иногда бесцветен. Твердость по минералогической шкале 6,5—7,0; плотность 3,2—4,4 г/см^3 (варьирует в зависимости от содержания тяжелых атомов Fe, Mn). Прозрачные кристаллы (хризолиты) — драгоценные камни
Роговая обманка $Na_2(Mg, Fe^{II})_3(Al, Fe^{III})_2[Si_8O_{22}](OH)_2$	Наиболее распространенный породообразующий минерал группы моноклинных амфиболов. Кристаллизуется в моноклинной системе. Образует удлиненно-призматические и неправильные зерна, волокнистые агрегаты зеленого, черного, бурого цвета. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 3,10—3,30 г/см^3
Тальк $Mg_3[Si_4O_{10}](OH)_2$	Распространенный минерал подкласса слоистых силикатов. Магний замещается атомами Fe, Ni, Al, Cr. Разновидности: миннесотаит (содержание Fe 50—80 ат. %), виллемсеит — существенно никелистый тальк, стеатит (жировик) — плотный массивный тальк. Образует листоватые или плотные тонкозернистые агрегаты, реже — неправильные пластинчатые кристаллы размером до 10 см, легко расщепляющиеся на гибкие прозрачные чешуйки в плоскости спайности. Цвет белый и зеленый разных оттенков. Мягкий (твердость по минералогической шкале 1); жирный на ощупь; плотность 2,776—2,824 г/см^3. Безжелезистый, стеатитовый тальк — поделочный камень

Флогопит $KMg_3[Si_3AlO_{10}](F, OH)_2$	Название происходит от греч. *phlogopos* — огненный, яркий (благодаря окраске). Минерал подкласса слоистых силикатов, магнезиальная маложелезистая слюда ([Mg] : [Fe] > 2). Кристаллизуется в моноклинной системе, образуя псевдогексагональные таблитчатые, призматические и другие кристаллы, размеры которых в единичных случаях достигают 2 м. Безжелезистые флогопиты бесцветны, железистые — зеленые, бурые с характерным красноватым оттенком. Обладает совершенной спайностью, легко расщепляется на упругие листочки. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 2,70—2,85 г/см^3. Хороший диэлектрик
Хлоритоид $(Fe, Mg)_2(Al, Fe^{III})Al_3[SiO_4]_2O_2(OH)_4$	Минерал класса островных силикатов. Обычно наблюдается в виде плохо образованных таблитчатых кристаллов и их сростков. Цвет темно-синий, темно-зеленый (до черного). Хрупок; твердость по минералогической шкале 6,5; плотность около 3,6 г/см^3
Кальций	
Авгит $(Ca, Na)MgFe^{II}(Al, Fe^{III}, Tl)(SiAl_2O_6)$	Название происходит от греч. *auge* — блеск. Минерал группы пироксенов; принадлежит к силикатам цепочечного типа. Образует коротко-столбчатые или уплощенные изометрические кристаллы моноклинной системы с хорошей призматической спайностью по двум направлениям, пересекающимся под углом 87°—88°. Окраска зеленовато-черная; блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 5—6; плотность 3,2—3,6 г/см^3
Актинолит (лучистый камень) $Ca_4(Mg, Fe)_{10}[(OH)_4Si_{16}O_{44}]$	Минерал группы амфиболов. Кристаллизуется в моноклинной системе. Образует вытянутые, игольчатые и нитевидные кристаллы, собранные в радиальнолучистые, спутанно-волокнистые (нефрит) агрегаты. Цвет

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	зеленый, блеск стеклянный, твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 3,17—3,30 г/см^3
Алебастр $CaSO_4 \cdot 2H_2O$	См. гипс
Ангидрит $CaSO_4$	Минерал обычно образует плотные массы или листоватые агрегаты. Кристаллы встречаются редко: толстотаблитчатые, призматические, иногда псевдокубические. Цвет белый, сероватый, голубоватый, красноватый. Блеск стеклянный, на плоскостях спайности — перламутровый. Голубой тонкозернистый ангидрит — вульпинит, или бергамский мрамор. Твердость по минералогической шкале 3,0—3,5; плотность 2,8—3,0 г/см^3
Анортит $Ca[Al_2Si_2O_8]$	Название происходит от греч. *anorthos* — косой. Минерал группы полевых шпатов (плагиоклазов). По составу относится к алюмосиликатам со структурой каркасного типа. Обычно содержит натрий за счет присутствия в твердом растворе альбитовой частицы $Na[AlSi_3O_8]$. Кристаллизуется в триклинной системе, образуя призматические, пластинчатые кристаллы и неправильные зерна сероватого или розово-серого цвета. Чистый анортит встречается редко. Твердость по минералогической шкале 6,0; плотность около 2,76 г/см^3
Апатит $Ca_{10}X_2(PO_4)_6$, X = F, Cl, OH	Название происходит от греч. *apate* — обман (аппатит часто принимали за другие минералы). Минерал группы фосфорнокислых солей кальция, содержащий переменное количество атомов фтора и хлора. В качестве второстепенных примесей апатит иногда содержит до 10 % ок-

	сидов марганца, стронция, редкоземельных элементов, а также менее 1 % натрия, калия, бария, замещающих часть кальция. Наряду с ионами F^- и Cl^- присутствуют OH^-, O^{2-}, CO_3^{2-}. Выделяют фтор-, хлор-, гидроксо-, карбонат-, оксоапатиты, а также манганапатит, стронциоапатит, редкоземельный апатит (беловит). Кристаллизуется в гексагональной системе. Кристаллы шестигранные, удлиненно-призматические, до игольчатых, редко таблитчатые. Цвет меняется в пределах ряда фтор-, хлор- и гидроксоапатит, а также в зависимости от содержания элементов-примесей. Зеленый цвет обусловлен присутствием железа, голубой — марганца, бурый и красный — тонкодисперсной примесью гематита. Спайность несовершенная; блеск стеклянный, жирный; твердость по минералогической шкале 5; плотность меняется от 3,16 до 3,20 г/см^3, повышаясь в обогащенных стронцием и редкими землями до 3,8—4,2 г/см^3
Фторапатит $Ca_{10}F_2(PO_4)_6$	Минерал белого, зеленого, сине-зеленого, голубого, фиолетового, редко — красного цвета. Прозрачный, просвечивающий. Блеск стеклянный до жирного. Излом раковистый, неровный. Твердость по минералогической шкале 5; плотность меняется от 3,2 до 3,4 г/см^3 (см. апатит)
Арагонит $CaCO_3$	Назван по месту обнаружения — Арагон (область в Испании.) Минерал, кристаллизующийся в отличие от кальцита в ромбической системе. На поверхности Земли неустойчив и переходит постепенно в более устойчивую модификацию — тригональный кальцит. Образует игольчатые кристаллики, а также бочонкообразные псевдогексагональные сростки — тройники, чаще натечные, радиальнолучистые и другие агрегаты. Цвет белый, иногда светло-зеленый и светло-фиолетовый. Блеск стеклянный, на изломе жирный. Твердость по минералогической шка-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	ле 3,5—4,0; плотность 2,9—3,0 г/см^3. Из арагонита состоит значительная часть жемчуга и перламутрового слоя раковин многих моллюсков
Везувиан (идократ) $Ca_{10}Mg_2Al_4[SiO_4]_5[Si_2O_7]_2(OH)_4$	Назван по месту первой находки — вулкану Везувий. Минерал — сложный природный силикат. Выделяют разновидности: хромовый (< 4,3 % Cr_2O_3), бериллиевый (< 9,20 % BeO), цериевый (< 16,7 % Ce_2O_3), борсодержащий (< 4,14 % B_2O_3). Образует кристаллы призматического или дипирамидального вида и зернистые сплошные массы. Цвет светло-желто-зеленый, буро-зеленый, ярко-зеленый, темно-бурый до черного; зависит от состава и примесей. Твердость по минералогической шкале 6,5; плотность 3,35—3,45 г/см^3
Волластонит (дощатый шпат) $Ca_3[Si_3O_9]$	Назван в честь английского ученого У. Х. Волластона (W. H. Wollaston). Минерал класса цепочечных силикатов. Иногда содержит примеси железа. Кристаллизуется в триклинной системе, образуя плоские дощатые кристаллы, а также лучистые и скорлуповатые агрегаты. Цвет белый, иногда розоватый. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5; плотность 2,78—2,92 г/см^3
Гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Название происходит от греч. *gypsos* — мел, известь. Минерал, кристаллы пластинчатые, столбчатые (одиночные или сросшиеся в виде двойников — так называемый «ласточкин хвост»), игольчатые и волокнистые. Встречается преимущественно в виде сплошных зернистых (алебастр) и волокнистых (селенит) масс, а также различных кристаллических групп (гипсовые цветы и пр.). Чистый гипс бесцветен и прозрачен, при наличии примесей имеет серую, желтоватую, розоватую,

	бурую окраску. Твердость по минералогической шкале 1,5; плотность 2,3 г/см^3
Гроссуляр $Ca_3Al_2[SiO_4]_3$	Название происходит от лат. *grossularia* — крыжовник. Минерал группы граната. Бесцветный до буро-желтого, зеленого. Твердость по минералогической шкале 6,5—7,0; плотность 3,53—3,60 г/см^3
Диопсид $CaMg[Si_2O_6]$	Породообразующий минерал, силикат группы моноклинных пироксенов. Часть магния может замещаться ионами Fe^{2+}. Цвет серый, серо-зеленый. Обычно встречается в виде зерен неправильной формы, но с хорошей спайностью. Реже образует крупные прозрачные зеленые кристаллы (так называемый байкалит). Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 3,27—3,40 г/см^3
Известняк $CaCO_3$	Осадочная горная порода, состоящая преимущественно из кальцита $CaCO_3$ (редко из арагонита). Природный мел также представляет собой известняк, состоящий на 96—99 % из $CaCO_3$. Чистые известняки — белого или светло-серого цвета, примеси органических веществ окрашивают в черный и темно-серый цвета, а оксиды железа — в желтый, коричневый и красный. По происхождению различают: органогенные известняки, образующиеся за счет накопления органических остатков (ракушечники, шламовые и рифовые); хемогенные, возникающие в результате осаждения кальцита из растворов; обломочные, образующиеся за счет накопления обломков — продуктов разрушения более древних известняков
Известняк раковистый (ракушечник, ракушняк) $CaCO_3$	Известняк, состоящий преимущественно из раковин морских животных и их обломков

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Исландский шпат $CaCO_3$	Известковый шпат, минерал, разновидность кальцита; прозрачные, бесцветные или слегка окрашенные кристаллы (см. кальцит)
Колеманит $Ca_2B_6O_{11} \cdot 5H_2O$	Назван по имени владельца рудника, где был обнаружен минерал, — У. Т. Колмена (W. T. Coleman). Минерал класса боратов. Кристаллизуется в моноклинной системе, образуя короткостолбчатые или дипирамидальные бесцветные кристаллы, а также сплошные мелкозернистые массы. Твердость по минералогической шкале 4,0—4,5; плотность 2,44—2,45 г/см^3
Кальцит $CaCO_3$	Известковый шпат, минерал, нередко содержит примеси Mg, Fe, Mn (до 8 %). Встречается в виде кристаллов ромбоэдрических, скаленоэдрических, призматических или таблитчатых, а также в виде плотных, зернистых и землистых масс (мел), в натечных формах (сталактитах) и др. Характерны двойники. Хрупок; твердость по минералогической шкале 3; плотность 2,72—2,80 г/см^3. Кристаллы обладают весьма высоким двойным лучепреломлением. Многие кальциты сильно флюоресцируют. Чистые и прозрачные разновидности кальцита (исландский шпат) находят применение в оптической промышленности
Мрамор $CaCO_3$	Название происходит от греч. *marmaros* — блестящий камень, каменная глыба. Кристаллическая горная порода, образовавшаяся в результате перекристаллизации известняка или доломита. Почти всегда содержатся примеси других минералов (кварц, халцедон, гематит, пирит, лимонит, хлорит и др.), а также органические соединения. Примеси влияют на качество мрамора, снижая или повышая его декора-

	тивность. Плотность от 2,65 до 2,90 г/см^3. Мрамор применяют с античности как конструкционный и облицовочный строительный материал
Селенит $CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Название происходит от греч. *selene* — Луна (в связи с характером света, отражаемого этим минералом.) Минерал — структурная разновидность гипса с параллельно расположенными волосовидными кристалликами. Образует плотные минеральные агрегаты с длиной волокон до 10—15 см, отливающие в отраженном свете красивым шелковистым блеском. Цвет в зависимости от примесей — белый, голубовато-белый до желтого и розового. Широко используется как поделочный материал (см. гипс)
Флюорит (плавиковый шпат) CaF_2	Название происходит от лат. *fluor* — течение. Минерал класса фторидов. Иногда кальций в небольших количествах замещается иттрием (иттрофлюорит), редкоземельными элементами, Sr, Mn, Na, U. Кристаллы имеют форму куба, октаэдра; агрегаты сплошные, крупнокристаллические, зернистые, землистые (ратовкит). Окраска разнообразная (желтая, зеленая, фиолетовая и др.), нередко зональная, пятнистая, обусловленная образованием центров окраски. Твердость по минералогической шкале 4; плотность 3,18—3,20 г/см^3 (плотность иттрофлюорита до 3,30 г/см^3). Характерна люминесценция под действием ультрафиолетового излучения, обусловленная примесными центрами окраски в синефиолетовой (ионы Eu^{2+}) и в желто-зеленой (ионы Yb^{2+}) области спектра. Наблюдается термолюминесценция, вызванная ионами Mn^{2+}
Фосфорит $Ca_3(PO_4)_2$	Фосфориты — осадочные горные породы, сложенные более чем на 50 % аморфными или микрокристаллическими минералами группы апатита (см. апатит)

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Эпидот $Ca_2(Al, Fe)_3[Si_2O_7][SiO_4](O, OH)$	Название происходит от греч. *epidotos* — приращенный. Породообразующий минерал класса силикатов. Часто образует хорошо ограненные вытянутые призматические кристаллы, встречается также в виде зернистых радиальнолучистых агрегатов. Спайность совершенна, блеск стеклянный. Окраска обусловлена ионами переходных металлов и изменяется от бесцветной и серо-голубой (для клиноцоизитов, не содержащих железо и марганец) до темно-зеленой (при больших концентрациях железа). Эпидоты с высоким содержанием марганца (пьемонтиты) окрашены в розовый или красно-бурый цвет. Твердость по минералогической шкале 6—7; плотность возрастает с увеличением в минерале содержания железа и марганца от 3,30 до 3,45 г/см^3
Стронций	
Целестин $SrSO_4$	Название происходит от лат. *caelestis* — небесный. Минерал класса сульфатов; обычно содержит примеси кальция и бария. Кристаллы таблитчатые или столбчатые. Окраска голубая, серовато-голубая с красным или желтым оттенком (исчезающая при нагревании). Обусловлена различными точечными радиационными нарушениями кристаллической структуры. Плотность около 4,0 г/см^3; твердость по минералогической шкале 3,0—3,5
Барий	
Барит (тяжелый шпат) $BaSO_4$	Минерал в качестве примесей может содержать стронций, свинец и кальций. Обычно встречается в виде сплошных крупнокристаллических масс, а также плотных зернистых или радиальнолучистых агрегатов. Цвет

	зависит от включений посторонних веществ (гидраты оксидов железа, органические вещества и т.д.). Блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 3,0—3,5; плотность 4,3—4,7 г/см^3
Витерит $BaCO_3$	Назван в честь английского ученого У. Витеринга (W. Withering). Минерал встречается в виде сплошных почковидных или волокнистых кристаллических масс белого, сероватого или желтоватого цвета, реже в виде мелких ромбических кристаллов. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 4,27—4,35 г/см^3
Алюминий	
Алунит $(Na, K)_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 4Al(OH)_3$	Минерал группы сложных сульфатов с дополнительными анионами OH^-. Иногда содержит примеси ионов Na^+ и Fe^{3+}. Кристаллы находят очень редко, обычно встречается в виде тонкозернистых плотных или рыхлых землистых, иногда волокнистых, агрегатов. Цвет белый с сероватым, желтоватым и красноватым оттенком. Твердость по минералогической шкале 3,7—4,5; плотность 2,6—2,8 г/см^3
Альмандин $Fe_3Al_2[SiO_4]_3$	Минерал группы гранатов. В виде примеси часто содержит Mn и Mg, замещающие железо. Форма кристаллов — додекаэдры. Цвет красный, буровато-красный, фиолетово-красный, темно-бурый. Твердость по минералогической шкале 7,0—7,5; плотность 4,1—4,3 г/см^3. Применяют как драгоценный камень и в качестве абразивного материала
Боксит $Al_2O_3 \cdot xH_2O$	Название происходит от франц. *bauxite* — по названию местности Ле-Бо (Les Baux) на юге Франции, где впервые были обнаружены залежи бокситов. Горная порода, состоящая в основном из гидратов глинозема с примесью других минеральных компонентов (Fe_2O_3, SiO_2, TiO_2, CaO, MgO, MnO, P_2O_5 и др.). Цвет красный различного оттенка (от

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	розового до темно-красного) и серый (от зеленовато-серого до темно-серого, почти черного). Плотность в зависимости от содержания оксида железа(III) колеблется в пределах 2,9—3,5 г/см^3. Твердость наиболее плотных разновидностей по минералогической шкале до 6
Диаспор AlOOH	Название происходит от греч. *diaspora* — рассеяние. Минерал — природный оксогидрат глинозема; часто содержит примеси оксидов железа(III), хрома(III), марганца(II) и галлия. Образует пластинчатые, иногда столбчатые кристаллы. Цвет белый, желтовато- или розовато-белый, зеленовато-серый. Твердость по минералогической шкале 6—7; плотность в зависимости от содержания примесей от 3,3 до 3,5 г/см^3
Каолин	От названия местности Каолин в Китае в провинции Цзянси, где впервые был найден каолин. Горная порода, состоящая в основном из минерала каолинита; обычно содержит примеси зерен кварца, полевого шпата, слюды и небольших количеств других загрязняющих минералов
Каолинит $Al_4[Si_4O_{10}][OH]_8$	Каолинит — глинистый минерал группы водных силикатов алюминия. Образует землистые массы, в которых при большом увеличении под электронным микроскопом обнаруживаются мелкие шестигранные кристаллы. Твердость по минералогической шкале 1; плотность 2,54—2,60 г/см^3; жирный на ощупь. При нагревании до 500—600 °С теряет воду, а при 1 000—1 200 °С разлагается с выделением теплоты, давая вначале силлиманит, затем муллит; эта реакция составляет основу керамического производства

Кианит (дистен) $Al_2[SiO_4]O$	Название происходит от греч. *kyanos* — темно-синий, лазоревый. Минерал иногда содержит примеси оксидов железа или хрома до 2 %. Кристаллизуется в триклинной системе, образуя вытянутые столбчатые или пластинчатые кристаллы и их агрегаты. Цвет от зеленовато-голубого до темно-сине-зеленого и желтого, иногда бесцветен. Характерна резкая анизотропия твердости: параллельно удлинению кристалла она равна 4,5, а в поперечном направлении до 7,5; плотность 3,56—3,68 г/см^3
Корунд Al_2O_3	Минерал в виде крупных кристаллов дипирамидальной, бочкообразной, таблитчатой, ромбоэдрической формы встречается редко; чаще вместе с другими минералами образует средне- и тонкозернистые агрегаты. Цвет разнообразен и зависит от состава примесей (Fe, Cr, Ti). Наиболее распространена буро-серая, розоватая до красного или голубовато-серая до густо-синей окраска. Твердость по минералогической шкале 9; плотность 3,95—4,10 г/см^3. Абразивный материал. Красиво окрашенные прозрачные или просвечивающие природные кристаллы (красный — рубин, синий — сапфир, бесцветный — лейкосапфир и др.) с древних времен используются как драгоценные камни I класса
Лейцит $K[AlSi_2O_6]$	Название происходит от греч. *leukos* — белый. Минерал — алюмосиликат с каркасной структурой кристаллической решетки. Встречается в виде изометричных округлых кристаллов. Цвет белый с сероватым или желтоватым оттенком. Твердость по минералогической шкале 5—6; плотность 2,45—2,50 г/см^3
Наждак Al_2O_3	Мелко- и тонкозернистые горные породы, в которых корунд тесно сросся с другими минералами (магнетитом, сульфидами и хрупкими слюдами). Наждак, содержащий до 60 % корунда, относится к природ-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	ным абразивным материалам, твердость наждака по минералогической шкале 7—8
Нефелин $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$	Название происходит от греч. *nephele* — облако. Минерал класса каркасных силикатов. Обычно присутствует избыточное количество кремния и примесь K, Ca, Mg, реже — Fe, Be, Cl, H_2O, Ga. Образует сплошные зернистые агрегаты, реже короткопризматические кристаллы. Обычно бесцветный, розовый, серый или зеленоватый. Блеск от стеклянного до жирного. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 2,55—2,65 г/см^3
Рубин Al_2O_3 с примесью соединений хрома	Название происходит от лат. *rubeus* — красный. Разновидность минерала корунда Al_2O_3, отличающаяся содержанием примеси ионов Cr^{3+} (от 0,01 до 2 %), замещающих Al^{3+}. Драгоценный камень I класса (см. корунд)
Ставролит $Fe^{II}Al_4[SiO_4]_2O_2(OH)_2$	Название происходит от греч. *stauros* — крест, *lithos* — камень. Минерал класса силикатов. Часто содержит примеси Co, Ni (люсакит) и Mn (нордмаркит). По структуре кристаллической решетки относится к типу силикатов с изолированными тетраэдрическими группами $[SiO_4]^{4-}$. Образует одиночные короткопризматические кристаллы темно-бурого цвета или чаще крестообразные двойники. Цвет темно-красный, бурый, буро-черный и желто-бурый. Блеск стеклянный. Твердость по минералогической шкале 7,0—7,5; плотность 3,65—3,77 г/см^3. Редкие прозрачные кристаллы иногда используют как поделочный камень

Топаз $Al_2[SiO_4](F, OH)_2$	От названия острова Топазион (ныне — Зебергед) в Красном море, где, как полагают, впервые были обнаружены месторождения топаза. Минерал класса островных силикатов. Кристаллизуется в ромбической системе, образуя кристаллы призматического габитуса с совершенной базальной спайностью. Цвет желтый, зеленый, голубой, розовый; встречаются также бесцветные разновидности. Под действием ионизирующей радиации окрашивается в дымчатый, темно-желтый, красный цвет вследствие образования структурных дефектов. Твердость по минералогической шкале 8; плотность 3,40—3,64 г/см^3. Прозрачные бесцветные и красиво окрашенные кристаллы — драгоценные камни
Редкоземельные металлы	
Ловчоррит $(Ca, Na)_6(Ti, Ce)_3[Si_4O_{16}](F, OH)_4$	От названия горы Ловчорр в Хибинах (Мурманская обл.). Редкий минерал, встречающийся в виде непостоянных по составу аморфных клееподобных масс желтого и буро-желтого цвета. По химическому составу близок к минералу ринколиту $Na_2Ca_4CeTi[Si_2O_7]O(F, OH)_3$, аморфной разновидностью которого, возможно, и является. Содержит примеси оксидов ZrO_2, Al_2O_3, ThO_2 и др. Твердость по минералогической шкале около 5; плотность 3,15—3,32 г/см^3. Радиоактивен
Монацит $(Ce, La, Th, Ca)[PO_4, SiO_4, SO_4]$	Название происходит от греч. *monazo* — бываю один, живу один. Минерал — фосфат редкоземельных элементов преимущественно цериевой группы с примесями силикатов и сульфатов. Образует пластинчатые, иногда толстотаблитчатые кристаллы, неправильные зерна, зернистые массы. Цвет от желтого, желто-зеленого до коричневого, красно-бурого. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5. Плотность в зависимости от состава от 4,90 до 5,50 г/см^3. Обычно сильно радиоактивен

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Ортит (алланит) $(Ca, Ce)_2(Al, Fe)_3[Si_3O_{12}](O, OH)$	Название происходит от греч. *orthos* — прямой. Другое название — алланит (по имени английского минералога Т. Аллана (Th. Allan). Минерал группы эпидота, смоляно-черного или желто-бурого цвета с ярким блеском. Часто содержит примеси Th, U, иногда Y_2O_3 (до 8 %). Встречается обычно в виде удлиненных плоскопризматических кристаллов моноклинной системы. Образует также неправильные скопления, отдельные зерна и т. п. Твердость по минералогической шкале 6; хрупок; плотность 4,1 г/см^3 (у измененных разновидностей уменьшается до 2,7 г/см^3). Радиоактивен
Титан	
Ильменит (титанистый железняк) $FeTiO_3$	Назван по месторождению в Ильменских горах, где ильменит был впервые обнаружен. Состав непостоянен, ион Fe^{2+} изоморфно замещает Mg^{2+} и Mn^{2+}, ильменит может содержать до 17 % MgO (пикроильменит) и 14 % MnO (манганильменит). Известны также примеси Nb, V, Cr, Co, Ni. Образует сложные ромбоэдрические кристаллы, чаще зернистые массы и сплошные скопления черного цвета с ярким полуметаллическим блеском. Непрозрачен. Твердость по минералогической шкале 5—6; плотность 4,6—4,8 г/см^3. Обладает магнитными свойствами
Мурманит $NaTi_2[SiO_4]_2(OH) \cdot H_2O$	От названия Мурманской области, где этот минерал распространен. Минерал класса силикатов, относится к слоистым силикатам. В состав минерала обычно входят Nb_2O_5 (< 10 %), ZrO_2 (< 2 %), а также P_2O_5 (< 8 %). Образует чешуйчатые выделения от микроскопических размеров до 2,5 см в поперечнике, а в пегматитах — до 10 см. Цвет сиренево-

	розовый или ярко-розовый, у измененных разновидностей — желто-бурый, коричневый. Непрозрачен, блеск на плоскостях спайности стеклянный, перламутровый, на изломе жирный. Встречается редко. Твердость по минералогической шкале 2,5—4,0; плотность 2,4—3,1 г/см^3
Рутил TiO_2	Название происходит от лат. *rutilus* — изжелта-красный, ярко-красный, отливающий золотом. Минерал — одна из трех полиморфных модификаций диоксида титана. В виде примесей содержит Fe, Cr, иногда V, Nb, Ta. Кристаллизуется в тетрагональной системе. Чистый рутил бесцветен, но благодаря наличию примесей почти всегда бывает окрашен в разные тона. Твердость по минералогической шкале 6,0—6,5; плотность 4,2—5,6 г/см^3 (у разновидностей, содержащих Nb и Ta). По электрическим свойствам — полупроводник, по магнитным — антиферромагнетик
Сфен $CaTi[SiO_4]O$	Название происходит от греч. *sphen* — клин (название связано с формой кристаллов). Минерал группы островных силикатов. В качестве примеси содержит ионы Fe^{2+}, Fe^{3+}, до 12 % $(Ce,Y)_2O_3$ (в кейльгауите), Mn, Sn, Nb, Cr. Образует обычно одиночные кристаллы в виде уплощенных призм, имеющих в поперечном сечении характерную клиновидную форму, а также зернистые агрегаты. Цвет желтый, коричневый, зеленый, иногда черный, красноватый. Блеск алмазный. Твердость по минералогической шкале 5—6; плотность 3,3—3,6 г/см^3
Титаномагнетит $(Fe,Mg)(Fe,Ti)_2O_4$	Минерал класса сложных оксидов; промежуточный член изоморфной серии твердых растворов магнетит $FeFe_2O_4$ — ульвешпинель Fe_2TiO_4 — магнезиальная ульвешпинель Mg_2TiO_4. Под титаномагнети-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	том понимают также магнетит с включениями продуктов распада твердых растворов (ульвешпинели, ильменита) и их последующего замещения (рутила, брукита, перовскита и др.). В качестве примесей присутствуют ионы Al^{3+}, V^{4+}, Cr^{3+}, Mn^{2+} и др. Встречается в виде октаэдрических кристаллов, чаще зернистых агрегатов, масс черного цвета. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5; плотность 4,8—5,3 г/см^3 (см. магнетит и ульвешпинель)
Ульвешпинель Fe_2TiO_4	Минерал подкласса сложных оксидов. Кристаллизуется в кубической системе. Структура типа обращенной шпинели. Образует непрерывные твердые растворы с магнетитом; при охлаждении возникают решетчатые структуры распада. Встречается в виде черных неправильной формы зерен, вкрапленников. При окислении переходит в ильменит. Входит в состав комплексных титаномагнетитовых руд (см. титаномагнетит)
Цирконий	
Циркон $ZrSiO_4$	Название происходит от персидского *zargun* — золотистый камень. Минерал класса островных силикатов. Может содержать примеси Hf, Th, U, Nb, Ta и др. Прозрачный циркон медово-желтого, красно-бурого, розового цвета называют гиацинтом; метаколлоидный, колломорфный — аршиновитом. Образует столбчатые или короткопризматические, реже дипирамидальные кристаллы. Цвет коричневато-желтый до коричневого, сероватый, красный, розовый, иногда бесцветен. Прозрачный до просвечивающего. Твердость по минералогической шкале 7—8; плотность 4,68—4,71 г/см^3. Гиацинт и прозрачные желтые и зе-

	леные цирконы используются в ювелирном деле (драгоценные камни II класса)
Торий	
Монацит	См. редкоземельные элементы
Ниобий, тантал	
Колумбит $(Fe,Mn)Nb_2O_6$	Название происходит от лат. *columbium* — колумбий (употребляемое в США название ниобия). Минерал группы колумбита-танталита, объединяющей сложные оксиды типа AB_2O_6. Минералы этой группы образуют изоморфные ряды: $FeNb_2O_6$ — $MnNb_2O_6$ (собственно колумбит) и $FeTa_2O_6$ — $MnTa_2O_6$ (собственно танталит). К колумбитам относятся члены изоморфных рядов, в которых ниобий (в массовых процентах) преобладает над танталом. Разновидности колумбита — танталоколумбит (20—40 %Ta_2O_5), ферроколумбит ([FeO] : [MnO] > 3:1), манганоколумбит ([MnO] : [FeO] > 3 : 1), магнезиоколумбит ([FeO] < [MgO] > > [MnO]), иксиолит (до 13 % SnO_2). Помимо основных компонентов почти всегда имеются примеси Ti, W и редкоземельных элементов, а также U, Th, Zr. Кристаллизуется в ромбической системе. Кристаллы короткопризматические, тонкопластинчатые или таблитчатые. Цвет черный, буровато-черный, реже красновато-коричневый (манганоколумбиты). Твердость по минералогической шкале 6,0; плотность 5,15—6,35 г/см^3 (танталоколумбиты)
Пирохлор $(Na, Ca)_2(Nb, Ta)_2O_6(F, OH)$	Название происходит от греч. *pyr* — огонь, *chloros* — желтовато-зеленый. Некоторые разновидности пирохлора при сильном нагревании становятся желтовато-зелеными. Группа минералов, относящаяся к ниоботанталовым сложным оксидам. Химический состав непостоянен: U, Th, Ce, Y, Fe и другие элементы присутствуют в виде изоморфных

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	примесей, а также в качестве адсорбированных оксидов. По составу выделяют многочисленные разновидности пирохлора: уранпирохлор, бетафит, менделеевит (богатые U, Ti и др.), микролит (богатый Ta), обручевит, коппит (богатые редкоземельными элементами) и др. Пирохлоры встречаются обычно в виде октаэдрических кристаллов кубической системы, а также зерен, скоплений светло-желтого, красно-коричневого и от темно-бурого до почти черного цвета. Кристаллическая структура типа флюорита. Твердость и плотность меняются в зависимости от состава и физического состояния: твердость по минералогической шкале 3,0—5,5; плотность 3,7—5,0 г/см^3; плотность микролита до 6,40 г/см^3. Пирохлоры иногда сильно радиоактивны
Самарскит $[(Y, Ce...)(U, Fe)]_2[(Nb, Ta)_2O_6]_3$	Назван по имени русского горного инженера В. Е. Самарского-Быховца. Минерал класса оксидов танталониобат редкоземельных элементов. Выделяется также ряд разновидностей: кальциосамарскит (содержит Ca), хлопинит (обогащенный Ti), ишикаваит (богатый U) и др. Вид кристаллов призматический. Цвет бархатно-черный с ярким смолистым блеском. Характерно наличие корочки бурого или желтовато-бурого цвета. Твердость по минералогической шкале 5—6; плотность в зависимости от химического состава 5,6—5,8 г/см^3
Танталит $(Fe,Mn)Ta_2O_6$	Минерал, крайний член изоморфного ряда колумбит — танталит. Может содержать заметные количества FeO (ферротанталит), MnO (манганотанталит), в качестве примесей находят также Ca, Mg, Sn, Ti, W, U, Th и др. Кристаллы таблитчатые, игольчатые. Цвет черный, серовато-бурый, красно-коричневый. В ряду колумбит — танталит с ростом

	содержания Ta_2O_3 закономерно изменяются физические свойства. Характеризуется большой твердостью (до 6,5 по минералогической шкале) и плотностью (7,00—8,20 г/см^3); см. колумбит
Хром	
Крокоит $PbCrO_4$	Название происходит от греч. *krokos* — шафран. Минерал иногда содержит примеси серебра, цинка. Образует вытянутые призматические или игольчатые кристаллы. Цвет яркий оранжево-красный. Хрупок; твердость по минералогической шкале 2,5—3,0; плотность 5,99—6,00 г/см^3
Хромшпинели $(Mg,Fe)(Cr,Al,Fe)_2O_4$ Хромит $Fe(CrO_2)_2$	Хромшпинели включают около 20 минералов и их разновидностей. Главные минералы группы: магнохромит $(Mg, Fe)Cr_2O_4$, хромпикотит $(Mg, Fe)(Cr, Al)_2O_4$ и алюмохромит $Fe(Cr, Al)_2O_4$. Собственно хромит $FeCr_2O_4$ — минералогическая редкость и обнаружен лишь в метеоритах. Характерны изоморфные примеси V, Ti, Mg, Zn. Обычно встречаются в виде зернистых масс черного цвета, реже — в виде мелких октаэдрических кристаллов. Твердость по минералогической шкале 5,5—7,5; плотность 4,2—5,1 г/см^3
Молибден	
Вульфенит $PbMoO_4 + MgMoO_4$	Назван по имени австрийского минералога Ф. Вульфена (F. Wulfen). Минерал образует мелкие таблитчатые кристаллы квадратной системы, бесцветные или оранжевые, с алмазным блеском на изломе. Встречаются также красновато-бурые зернистые агрегаты и порошковатые массы. Твердость по минералогической шкале 3,0—3,5; плотность 6,5—7,0 г/см^3
Молибденит (молибденовый блеск) MoS_2	Минерал класса сульфидов; встречается в виде чешуйчатых или листоватых агрегатов. Цвет свинцово-серый с сильным металлическим блес-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	ком. Твердость по минералогической шкале 1,0—1,5; плотность 4,62—4,80 г/см^3
	Вольфрам
Вольфрамит $(Fe,Mn)WO_4$	Минерал принадлежит изоморфному ряду, крайними членами которого являются гюбнерит $Mn[WO_4]$ и ферберит $Fe[WO_4]$. Характерны примеси MgO, Ta_2O_5, Nb_2O_5, ThO_2, Sc_2O_3. Обычно встречаются пластинчатые толстотаблитчатые, призматические кристаллы, мелкие пластинчатые зерна и крупнозернистые агрегаты. Цвет вольфрамита буровато-черный, гюбнерита — красноватый, ферберита — черный. Блеск яркий до алмазного. Твердость по минералогической шкале 5,0—5,5; плотность 6,7 г/см^3 (гюбнерит) — 7,5 г/см^3 (ферберит)
Шеелит $CaWO_4$	Назван в честь К. В. Шееле. Минерал класса вольфраматов; примеси Mo (менее 25 ат. % в молибдошеелите и более 25 ат. % в зейригите), Cu (менее 25 ат. % в купрошеелите), Sr, Mn, Nb, Ta, F и др. Образует дипирамидальные кристаллы, известны двойники прорастания. Обычно встречаются зерна и зернистые массы. Бесцветный, белый, серый, желтоватый, реже бурый, зеленый, черный. Блеск жирный до алмазного. Хрупкий, спайность совершенная. Твердость по минералогической шкале 3—5; плотность 5,50—6,17 г/см^3; цвет люминесценции в ультрафиолетовом свете (от ярко-голубого до желтого) связан с содержанием молибдена

Уран	
Гуммит $UO_3 \cdot nH_2O$	Минеральное образование непостоянного состава, состоящее из гидроксидов и некоторых гидросиликатов урана. Образует корочки, неправильные или округлые стяжения с раковистым изломом и смолистым блеском светло-желтого или оранжево-красного цвета. Хрупок; твердость по минералогической шкале 2,5—3,0; плотность 4,7—5,8 г/см^3
Карнотит $K_2O \cdot 2UO_3 \cdot V_2O_5 \cdot 3H_2O$	Назван по имени французского химика А.Карно (A.Carnot). Минерал группы так называемых урановых слюдок. Обычно содержит примеси Ca (до 3,3 %) и очень незначительные количества Cu, Pb и др. Структура сложная, слоистого типа, что проявляется в хорошей слюдоподобной спайности. Кристаллы моноклинной системы редки, обычно встречаются зернистые и порошковатые агрегаты ярко-желтого или зеленовато-желтого цвета. Твердость по минералогической шкале 2—3; плотность 4,46 г/см^3. Сильно радиоактивен
Торбернит $Cu(UO_2)_2(PO_4)_2 \cdot nH_2O$	Назван по имени Торберна Бергмана. Медная урановая слюдка, минерал подкласса простых водных фосфатов
Тюямунит (карнотит кальциевый) $Ca(UO_2)_2(VO_4)_2 \cdot nH_2O$	Образует ромбические или ромбопирамидальные кристаллы. Цвет желтоватый с зеленоватым оттенком, реже оранжевый, зеленый. Блеск перламутровый, тусклый. Твердость по минералогической шкале 2; плотность 3,6 г/см^3
Уранит UO_x ($x = 2,0 - 2,6$)	Минерал — безводный оксид урана. Все природные ураниты наряду с UO_2 содержат и UO_3. Различают собственно уранит, встречающийся в виде четких кристаллических форм, настуран (урановая смолка, урановая смоляная руда) и урановые черни — рыхлые землистые агрегаты. Наиболее часто встречающиеся формы кристаллов — кубы, октаэд-

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	ры и их комбинации. Цвет черный со смоляным блеском. Хрупок; твердость по минералогической шкале 5—6; плотность 8,0—10,0 г/см^3 (плотность настурана 6,0—9,2 г/см^3)
Марганец	
Манганит $MnO(OH)$	Минерал иногда содержит примеси Fe, Al, Ba, Pb, Cu и др. Образует вытянутые псевдоромбические стально-серые кристаллы с полуметаллическим блеском и хорошей спайностью. Обычно наблюдается в виде тонкокристаллических масс черного или бурого (гидроманганит) цвета. Твердость по минералогической шкале 3—4; хрупок; плотность 4,20—4,33 г/см^3
Пиролюзит (полианит) MnO_2	Название происходит от греч. *pyr* — огонь, *luo* — мою; употребляется в стеклоделии для обесцвечивания стекла. Минерал в виде кристаллов столбчатого вида встречается редко, чаще образует скрытокристаллические землистые порошковатые массы в смеси с гидроксидами марганца и отчасти железа, а также с SiO_2, BaO, H_2O и др. Имеет серый или черный цвет и полуметаллический блеск. Твердость по минералогической шкале рыхлых пиролюзитов 2—3, твердых кристаллических разновидностей до 6; плотность 4,70—5,08 г/см^3
Псиломелан $BaMn^{2+}Mn_9^{4+}O_{20} \cdot 3H_2O$ или $(Ba,Mn^{2+})_3(O,OH)_6Mn_8^{4+}O_{16}$	Название происходит от греч. *psilos* — голый, гладкий, *melas* — черный. Непрозрачный минерал; цвет черный, стально-серый, иногда буровато-черный. Блеск полуметаллический, рыхлых разновидностей — матовый. Твердость по минералогической шкале плотных разновидностей 5—6, рыхлых — 1—3; плотность 4,00—4,71 г/см^3

Железо	
Гематит (железный блеск, железняк красный, кровавик) Fe_2O_3	Название происходит от греч. *haima* — кровь. Минерал — кристаллы железно-серого цвета с полуметаллическим блеском. В зависимости от структуры минеральных агрегатов и формы кристаллических сростков различают: железный блеск — кристаллы и крупнокристаллические сростки; железная слюдка — чешуйчатые агрегаты; железная роза — сростки пластинчатых кристаллов, напоминающие по форме венчик махрового цветка шиповника; красный железняк — плотные мелкокристаллические агрегаты красного цвета; красная стеклянная голова — плотные почковидные скопления; мартит — плотные или рыхлые образования. Твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 5,26 г/см^3. Цвет порошка вишнево-красный
Железняк бурый $Fe_2O_3 \cdot 2Fe(OH)_3$	Железная руда, представляющая собой природное скопление гидроксидов железа (гетита, гидрогетита, лепидокрокита и др.) в смеси с оксидами и гидроксидами кремния и алюминия. Бурый железняк — тонкодисперсная смесь минералов, имеющих окраску от темно-коричневой до светло-желтой. Наблюдается в виде рыхлых, землистых масс, оолитов, бобовин, конкреций, сталактитов
Магнетит (магнитный железняк) Fe_3O_4	Название происходит от греч. *magnetis* — магнит. Минерал обычно образует октаэдрические, реже — додекаэдрические кристаллы и зернистые агрегаты. Цвет черный; блеск полуметаллический, иногда матовый; непрозрачен. Излом неровный; спайность отсутствует. Хрупок; твердость по минералогической шкале 5,5—6,0; плотность 4,8—5,3 г/см^3. Хороший проводник электричества

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Марказит (лучистый колчедан) FeS_2	Минерал — полиморфная разновидность природного сернистого железа FeS_2. Кристаллизуется в ромбической системе. Обладает металлическим блеском, латунно-желтым цветом, переходящим в сероватый на поверхности кристаллов. Образует копьевидные, часто сложные двойниковые кристаллы, гребенчатые сростки, округлые конкреции или черные сажистые массы. Твердость по минералогической шкале 6,0—6,5; плотность 4,85—4,90 г/см^3
Мартит Fe_2O_3	Название происходит от лат. *Mars* — алхимическое название железа. Минеральное вещество, продукт превращения магнетита Fe_3O_4 в гематит Fe_2O_3
Пирит (серный колчедан, железный колчедан) FeS_2	Название происходит от греч. *pyr* — огонь; название связано со свойством пирита давать искры при ударе. Минерал нередко содержит примеси Co, Ni, As, Cu, Au, Se и др. Образует кубические, пентагондодекаэдрические и реже октаэдрические кристаллы; распространен чаще всего в виде сплошных зернистых масс. Цвет светлый, латунно-желтый; блеск металлический. Твердость по минералогической шкале 6,0—6,5; плотность 4,90—5,20 г/см^3
Пирротин (магнитный колчедан) $Fe_{1-x}S$	Название происходит от греч. *pyrrhotes* — огненно-красный или темно-оранжевый цвет. Минерал класса сульфидов, в виде примеси входят Ni, Co. Цвет бронзово-желтый с бурой побежалостью; блеск металлический. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,5; плотность 4,58—4,70 г/см^3. Магнитные свойства меняются в зависимости от состава:

	гексагональные (бедные серой) пирротины парамагнитны, моноклинные (богатые серой) ферромагнитны
Сидерит (железный шпат) $FeCO_3$	Название происходит от греч. *sideros* — железо. Минерал в виде изоморфных примесей часто содержит Mn и Mg, замещающие железо, реже — Ca, иногда — Co и Zn. Образует ромбоэдрические, таблитчатые, призматические кристаллы, которые встречаются редко. Обычно находится в виде зернистых агрегатов, натеков, конкреций, сферолитов и землистых скоплений. Окраска желтовато-белая, серая, зеленовато-серая, при выветривании становится бурой. Твердость по минералогической шкале 4,5; плотность 3,96 г/см^3
Кобальт	
Асболан (кобальт землистый, кобальтмульм, охра кобальтовая, руда кобальтовая, чернь кобальтовая) $Co_2O_3 \cdot CoO \cdot pMnO_2 \cdot qFe_2O_3 \cdot nH_2O$	Разновидность манганомелана
Глаукодот (Co, Fe)AsS	Образует ромбические или ромбодипирамидальные кристаллы. Цвет от оловянно-серо-белого до красновато-серебряно-серого. Блеск металлический. Непрозрачен. Хрупкий; излом неровный. Твердость по минералогической шкале 5; плотность 5,92—6,22 г/см^3
Кобальтин (кобальтовый блеск) CoAsS	Минерал, относящийся к сложным сульфоарсенидам. Частично кобальт может замещаться на железо и никель (разновидности: феррокобальтин и никелькобальтин). Встречается в виде кристаллов кубического вида, а также в более сложных комбинационных формах (пентагондодекаэдр, октаэдр и др.). Наиболее обычны зернистые агрегаты. Цвет

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
	желтовато-белый с розоватым оттенком. Непрозрачен, блеск металлический. Твердость по минералогической шкале 5,5; плотность 6,1—6,4 г/см^3
Эритрин (кобальтовые цветы) $Co_3[AsO_4]_2 \cdot 8H_2O$	Название происходит от греч. *erythros* — красный. Минерал класса арсенатов; кобальт может без ограничений изоморфно замещаться никелем; наблюдаются также примеси цинка, магния, железа. Встречается главным образом в виде налетов, корочек и землистых агрегатов. Цвет розово-красный, с увеличением содержания никеля окраска закономерно изменяется, переходя в бледно-розовую и серую, а затем в яблочно-зеленую, характерную для аналогичного по строению, но реже встречающегося арсената никеля — аннабергита. Твердость по минералогической шкале 1,5—2,5; плотность 3,10 г/см^3
Никель	
Гарниерит (нумеит) $Ni_3[Si_4O_{10}](OH)_2 \cdot 3Ni(OH)_2$	Назван по имени французского геолога Ж. Гарнье (J. Garnier). Минерал встречается в виде гелевидных скоплений и скрытокристаллических агрегатов. Цвет меняется в зависимости от дисперсности и примесей (MgO, Al_2O_3, Fe_2O_3) — от зеленовато-желтого до густо-зеленого. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 2,27—2,87 г/см^3
Медь	
Азурит $CuCO_3 \cdot 2Cu(OH)_2$	Название происходит от франц. *azur* — лазурь. Минерал класса карбонатов, образует таблитчатые и призматические кристаллы темно-синего цвета. Часто встречается в порошковатых массах, примазках (медная синь). Блеск яркий, стеклянный. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 3,77—3,89 г/см^3

Борнит (пестрая медная руда) Cu_5FeS_4	Назван по имени австрийского металлурга и минералога И. Борна (I. Born). Кристаллы (кубического и додекаэдрического вида) редки; обычно встречаются плотные зернистые массы. Цвет темный, медно-красный, на несвежем изломе обычно с яркой пестрой побежалостью. Твердость по минералогической шкале 3; плотность 4,90—5,30 г/см^3
Куприт (красная медная руда) Cu_2O	Название происходит от лат. *cuprum* — медь. Минерал, кристаллы октаэдрические или додекаэдрические, реже игольчатые или волосистые (так называемый халькотрихит). Обычно образует сплошные зернистые, иногда землистые агрегаты. Цвет красный; блеск яркий, алмазный. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 5,85—6,20 г/см^3
Малахит $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$	Название происходит от греч. *malache* — мальва, по сходству с цветом листьев. Кристаллы редки, имеют игольчатый или призматический вид. Обычно встречаются скрыто- и мелкокристаллические почковидные натечные корочки, сталактитоподобные агрегаты, ритмически полосчатые с радиально-волокнистой структурой. Землистые массы малахита носят название «медная зелень». Цвет ярко-зеленый, голубовато-зеленый до темного, иногда буро-зеленого. Изменение цвета по различным зонам и слоям почковидных масс малахита создает на срезах и полированных плоскостях очень красивый, причудливый рисунок. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 3,90—4,10 г/см^3
Медь самородная Cu	Минерал класса самородных элементов. Встречается в виде пластинок, губчатых и сплошных масс, а также кристаллов, сложных двойников и дендритов. Поверхность часто покрыта пленками медной зелени (см. малахит), медной сини (см. азурит), фосфатов меди и др. Цвет, блеск, ковкость и другие свойства, как у металлической меди

Продолжение

Название минерала и химический состав	Описание
Халькозин (медный блеск) Cu_2S	Название происходит от греч. *chalkos* — медь. Минерал класса сульфидов, обычно включает примесь Ag, реже — Fe, Co, Ni, As. Встречается в виде тонкозернистых агрегатов или вкрапленников в рудах и породах. Кристаллы редки, часто встречаются шестигранные двойниковые сростки. Цвет свинцово-серый; блеск металлический; непрозрачен. Хрупок; твердость по минералогической шкале 2,5—3,0; плотность 5,78 г/см^3
Халькопирит (медный колчедан) $CuFeS_2$	Название происходит от греч. *chalkos* — медь и пирит. Минерал с незначительными примесями Ag, Zn, Au, As, Se, Sn. Обычно встречается в виде кристаллических масс; ограненные кристаллы бывают редко; часто находят механические двойники. Цвет латунно-желтый; блеск металлический. Хрупок; твердость по минералогической шкале 3—4; плотность 4,1—4,3 г/см^3
Хризоколла $CuSiO_3 \cdot 2H_2O$	Название происходит от греч. *chrysos* — золото, *kolla* — клей (в древности применялся для спайки золотых изделий). Минерал встречается в виде скрытокристаллических, опаловидных, эмалевидных или землистых агрегатов, натечных корок. Характерна яркая бирюзовая, голубовато-зеленая окраска. Твердость по минералогической шкале 2—4; плотность 2,2—2,3 г/см^3
Серебро	
Полибазит (блеск евгеновый) $(Ag, Cu)_{16}Sb_2S_{11}$	Название происходит от греч. *poly* — много, *basis* — основание (по составу), так как в минерале присутствует много основ́ных ионов. Образует моноклинно-призматические кристаллы. Цвет железо-черный, в тонких сколах красный. Просвечивающийся, с металлическим блес-

	ком. Твердость по минералогической шкале 1,2—2,0; плотность 6,0—6,2 г/см^3
Серебро самородное Ag	Минерал класса самородных элементов; химический состав колеблется от почти чистого серебра (не более 1,5 % примесей) до природных твердых растворов Au, Hg, Sb, Bi или Cu в серебре. Изредка встречается в виде кубов и октаэдров, обычно — в виде тонких неправильных пластин и листочков, проволокообразных или дендритоподобных сростков, зерен неправильной формы и более крупных сплошных скоплений — самородков. Один из самородков в виде огромной пластины, найденный в Ханар-сильо (Чили), весил 1 420 кг. Цвет на свежем изломе — белый; часто поверхность покрыта черной пленкой. В полированных шлифах отличается очень высокой отражательной способностью. Твердость по минералогической шкале 2,5; ковкое, мягкое; плотность 10,5 г/см^3
Золото	
Золото самородное Au	Минерал, являющийся природным твердым раствором серебра (от следовых количеств до 43 %) в золоте; обычно бывают примеси (до 0,9 %) меди, железа, свинца, реже — висмута, ртути, платины, марганца и др. Известны разновидности с повышенным содержанием меди — до 20 % (медистое золото, купроаурит), висмута — до 4 % (висмутистое золото, висмутаурит), платиноидов (платинистое и иридистое золото; порпецит — Au, Pd, родит — Au, Rh), природные амальгамы (Au, Hg). Кристаллизуется в виде октаэдров, ромбических додекаэдров, кубов и более сложных по форме кристаллов; нередко они искажены, сильно вытянуты, образуя «проволочки», «волоски», или уплощены параллельно грани октаэдра. Для самородного золота, особенно низкопроб-

Окончание

Название минерала и химический состав	Описание
	ного, характерны формы дендритов и др. Широко распространены прожилковидные и неправильные комковидные, «крючковатые» выделения самородного золота; на их поверхности нередко сохраняются отпечатки кристаллов других минералов. Золото самородное ярко-желтое, в зависимости от примесей — бледно-желтое, красноватое, зеленоватое, без спайности, мягкое (чертится иглой); Твердость по минералогической шкале 2,5; плотность 19,70—15,60 г/см^3
Цинк	
Каламин (галмей, гемиморфит) $H_2Zn_2SiO_5$	Минерал группы водных силикатов цинка. Кристаллы обычно мелкие; чаще встречается в виде кристаллических корок с радиальнолучистым строением. Цвет белый, желтый или зеленовато-голубой (от примесей соединений Fe и Cu). Твердость по минералогической шкале 4—5; плотность 3,4—3,5 г/см^3
Смитсонит $ZnCO_3$	Назван по имени английского химика и минералога Дж. Смитсона (J. Smithson). Минерал группы природных карбонатов. Кристаллы встречаются редко и имеют вид ромбоэдров и скаленоэдров. Обычно встречается в виде зернистых или землистых масс и натечных агрегатов со скорлуповатым строением. Окраска белая, желтоватая, серая, бурая и др. Твердость по минералогической шкале 4,0—4,5; плотность 4,3—4,4 г/см^3
Сфалерит (цинковая обманка) ZnS	Название происходит от греч. *sphaleros* — обманчивый. Минерал класса сульфидов. Встречается в виде зернистых агрегатов, часто образует тетраэдрические или додекаэдрические кристаллы. Сфалерит, не со-

	держащий примесей, бесцветен, окраска от коричневой до черной обусловлена содержанием железа. При малых количествах Fe зеленовато-желтая окраска связана с Cd, красная — с Mn, Cu, Ag, In, Tl. Блеск алмазный. Твердость по минералогической шкале 3,5—4,0; плотность 3,9—4,1 г/см^3
Ртуть	
Киноварь HgS	Минерал, относящийся к классу сульфидов, образует кристаллы ромбоэдрического вида и кристаллические зернистые или порошковатые массы. Цвет красный, иногда наблюдается темная синевато-серая побежалость. В тонких осколках киноварь прозрачна, обладает ярким «алмазным» блеском. Твердость по минералогической шкале 2,0—2,5; плотность 8,09—8,20 г/см^3

ПРИЛОЖЕНИЯ

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Физические свойства неорганических веществ

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Водород					
H_2	Бесцветный газ	—	–259,2	–252,8	$2{,}14^0$ мл; $1{,}6^{100}$ мл
Литий					
Li	Серебристый металл, куб.	0,53	179	1 350	Реагирует с водой
Li_2CO_3	Бесцветное, монокл.	2,11	618	—*3	$1{,}33^{20}$; $0{,}72^{100}$
$LiNO_3$	Бесцветное*4, тригон.	2,36	254	600*3	$72{,}8^{20}$; 194^{75}
Li_2SO_4	Бесцветное	2,22	860	—	$33{,}7^{20}$; 31^{100}
LiF	Бесцветное, куб.	2,29	845	1 670	$0{,}27^{18}$; $0{,}135^{35}$
LiCl	Бесцветное*4, куб.	2,07	613	1 360	$83{,}2^{20}$; $128{,}3^{100}$
Натрий					
Na	Серебристый металл, куб.	0,97	97,5	877	Реагирует с водой
$Na_2B_4O_7$	Бесцветные кристаллы	2,37	741	1 575*3	$1{,}11^0$; $52{,}5^{100}$
$NaHCO_3$	Белое, монокл.	2,20	160*5 ($-CO_2$)	—	$9{,}6^{20}$; $23{,}6^{100}$

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	Бесцветное, монокл.	1,45	32,5	—	$6,95^{0}$; $39,4^{30}$
$NaNO_2$	Белое, ромб.	2,17	271	—*3	$82,9^{20}$; 160^{100}
$NaNO_3$	Бесцветное, ромб. (или тригон.)	2,26	306,8	—	88^{20}; 176^{100}
Na_3PO_4	Белые кристаллы	2,54	1 340	—	$14,6^{25}$; $94,5^{100}$
Na_2O_2	Желтовато-коричневое	2,50	460*5	—	Реагирует с водой
NaOH	Белое*4	2,13	320	1 378	107^{20}; 337^{100}
Na_2S	Розово-белое аморфное, куб.	1,86	920	—	$18,6^{20}$; $57,2^{90}$
Na_2SO_3	Бесцветное, гекс.	2,63	—*5	—	$30,7^{25}$; $26,6^{100}$
Na_2SO_4	Бесцветное, ромб.	2,70	884	—	$52,9^{20}$; $42,5^{100}$
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Бесцветное, монокл.	1,46	32,4*5	—	$19,2^{20}$; —
NaF	Бесцветное, куб.	2,56	997	1 705	$4,28^{20}$; $4,96^{94}$
NaCl	»	2,16	800,8	1 413	$35,7^{10}$; $39,2^{100}$
NaBr	»	3,21	750	1 392	$94,6^{25}$; $121,2^{100}$
NaI	»	3,66	651	1 300	$179,3^{20}$; 302^{100}
			Калий		
K	Серебристый металл, куб.	0,86	63,9	765	Реагирует с водой
$KHCO_3$	Бесцветное, монокл.	2,17	> 100*5	—	$33,5^{20}$; 76^{70}

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
K_2CO_3	Бесцветное, монокл.	2,43	891	—*3	111^{20}; 155^{100}
KNO_2	Бсцветное*4, монокл.	1,92	387	—	280^{0}; 413^{100}
KNO_3	Бесцветное, ромб. (или тригон.)	2,11	334	—	$31,6^{20}$; 245^{100}
KOH	Белое*4	2,04	410	1 320	$95,3^{0}$; 178^{100}
K_2SO_4	Бесцветное, ромб. (или гекс.)	2,66	1 069	> 2 000	$7,4^{0}$; $24,1^{100}$
KHF_2	Бесцветное, тетрагон.	2,35	238,7	> 400*3	$24,5^{0}$; 114^{80}
KF	Бесцветное*4	2,48	857	1 500	96^{25}; 150^{100}
KCl	Бесцветное, куб.	1,98	768	1 406	$34,2^{20}$; $56,2^{100}$
$KClO_3$	Бесцветное, монокл.	2,32	356	400*3	$7,3^{20}$; 56^{100}
$KClO_4$	Бесцветное, ромб. (или куб.)	2,52	610	—	$0,76^{0}$; $22,2^{100}$
KBr	Бесцветное, куб.	2,75	730	1 380	$52,8^{0}$; $104,8^{100}$
$KBrO_3$	Бесцветное, тригон.	3,27	370*5	—	$3,1^{0}$; $49,75^{100}$
KI	Бесцветное, куб.	3,11	680	1 323	$127,8^{0}$; $206,4^{100}$

KIO_3	Бесцветное, монокл.	3,89	560	—	$4,6^0$; $32,3^{100}$
KIO_4	Бесцветное, тетрагон.	3,62	—	300*3	$0,17^0$; $7,87^{100}$
K_2CrO_4	Желтое, ромб.	2,73	968,3	—	$62,9^{20}$; $79,2^{100}$
$K_2Cr_2O_7$	Оранжево-красные кристаллы	2,68	398	> 500*3	$4,7^0$; 102^{100}
K_2MnO_4	Зеленое, ромб.	—	190*5	—	Реагирует с водой
$KMnO_4$	Пурпурное, ромб.	2,70	> 240*5	—	$6,36^{20}$; 32^{75}
		Бериллий			
Be	Светло-серый металл, гекс.	1,85	1 280	2 471	Не растворимо
$BeCO_3$	Белые кристаллы	—	—	—	$0,18^0$
BeF_2	Бесцветное, тетрагон. (или гекс.)	2,01	803	1 159	Хорошо растворимо
$BeCl_2$	Бесцветные иглы *4	1,90	404	500	$68,5^0$
		Магний			
Mg	Серебристый металл, гекс.	1,74	651	1 103	Не растворимо
$MgCO_3$	Белое, тригон.	3,04	> 350*5	—	Мало растворимо
$Mg(NO_3) \cdot 6H_2O$	Бесцветное, монокл.	1,46	89,9	—	232^{15}
MgO	Белое, куб.	3,58	2 640	3 600	—

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
$MgSO_4$	Бесцветное, ромб.	2,66	1 127*3	—	$33{,}7^{20}$; 50^{100}
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Бесцветное, ромб. (или монокл.)	1,64	150 ($-6H_2O$)	200 ($-7H_2O$)	107^{20}; 215^{100}
$MgCl_2$	Бесцветное, гекс.	2,32	708	1 412	$54{,}6^{20}$; $73{,}4^{100}$
Кальций					
Ca	Серебристый металл	1,55	850	1 439	Реагирует с водой
$CaCO_3$ (кальцит)	Бесцветное, тригон.	2,71	1 339*6	—*3	Не растворимо
$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$	Бесцветное*4	2,22	109($-H_2O$)	203*3	$1{,}8^{30}$*7
$CaHPO_4$	Бесцветное	—	—	—	$0{,}02^{25}$*7
$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	Бесцветное, монокл.	2,31	—	—*3	Мало растворимо*7
$Ca_3(PO_4)_2$	Белое, тригон.	3,14	1 670	—	Не растворимо
CaO	Бесцветное, куб.	3,37	2 580	2 850	Реагирует с водой
$Ca(OH)_2$	Бесцветное, гекс.	2,24	580 ($-H_2O$)	—*3	$0{,}148^{25}$; $0{,}077^{100}$
$CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$	Бесцветное, монокл. (или тригон.)	2,67	163 ($-0{,}5H_2O$)	—	Мало растворимо
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Бесцветное, монокл.	2,31	128 ($-1{,}5H_2O$)	163 ($-2H_2O$)	»

CaF_2	Бесцветное, куб.	3,18	1 360	2 500	Не растворимо
$CaCl_2$	Бесцветное*[4]	2,51	772	> 1 600	$74,5^{20}$; 159^{100}
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$	Бесцветное*[4], тригон.	1,68	29,92	30 ($-4H_2O$) 200 ($-6H_2O$)	535^{20}
			Стронций		
Sr	Серый или светло-желтый металл	2,54	757	1 357	Реагирует с водой
$Sr(NO_3)_2$	Бесцветные кристаллы	2,87	240*[5]	—	$64,7^{19}$; 139^{100}
$SrSO_4$	Бесцветное, ромб.	3,96	1 580	—*[3]	Не растворимо
$SrCl_2$	Бесцветное, куб.	3,05	873	1 250	$52,7^{20}$; 102^{100}
			Барий		
Ba	Серебристый металл, куб.	3,50	710	1 634	Реагирует с водой
$BaCO_3$	Белые кристаллы	4,33	1 740*[6]	1 450*[3]	Не растворимо
$Ba(NO_3)_2$	Бесцветное, куб.	3,24	575	—*[3]	9^{20}; $34,4^{100}$
BaO	Бесцветное, куб. (или гекс.)	5,72	1 920	2 000	$1,5^{0}$; $90,8^{80}$
BaO_2	Белое (серое), тетрагон.	4,96	450	800 ($-0,5H_2O$)	Мало растворимо*[7]
$BaSO_4$	Бесцветное, ромб.	4,50	1 350	—	Не растворимо
$BaCl_2$	Бесцветное, ромб. (или куб.)	3,92	960	1 830	$31,2^{0}$; $57,1^{100}$

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*[1]	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*[2], г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Бор					
B	Желтовато-коричневое, тетрагон. (или ромб.)	2,34	2 075	3 860	Не растворимо
B_2O_3	Стекловидное, аморфное	1,80	577	—	Мало растворимо
H_3BO_3	Бесцветное, гекс. (или трикл.)	1,43	185*[5]	—	$2{,}7^0$; 39^{100}
Алюминий					
Al	Серебристый металл, куб.	2,70	660,1	2 348	Не растворимо
Al_2O_3	Бесцветное, гекс. (или куб.)	3,50	2 010	~2 700	»
$Al_2(SO_4)_3$	Белый порошок	2,71	770*[5]	—	$31{,}2^0$; $89{,}0^{100}$
$(NH_4)Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	Бесцветное, куб.	1,64	93,5	120 ($-10H_2O$) 200 ($-12H_2O$)	15^{20}
AlF_3	Бесцвет., тригон.	3,07	1 040	1256	$0{,}5^{25}$; $1{,}67^{100}$
$AlCl_3$	Белое	2,44	179,7*[9]	—	$44{,}9^0$; $448{,}6^{80}$
$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	Бесцветное*[4], монокл.	2,40	—	—*[3]	Хорошо растворимо

Углерод					
C (графит)	Серое, гекс.	2,25	3 600*[9]	4 200	Не растворимо
C (алмаз)	Бесцветное, куб.	3,51	> 3 500	4 200	»
CCl_4	Бесцветная жидкость	1,59	—	76,8	$0,08^{25}$
Кремний					
Si	Серое (или черное), куб.	2,42	1 420	~2 600	Не растворимо
SiO_2 (кварц)	Бесцветное, гекс.	2,65	~1 500	2 230	»
$SiCl_4$	Бесцветная жидкость	1,48	–70	57,6	Реагирует с водой
Германий					
Ge	Светло-серый металл, куб.	5,32	936	2 700	Не растворимо
GeO	Серо-черное	—	> 700*[9]	—	Мало растворимо
GeO_2	Белое, тригон.	4,70	1 116	—	$0,43^{20}$; $1,0^{100}$
Олово					
β-Sn	Белый металл, ромб.	6,52	231,91	2 600	Не растворимо
$SnSO_4$	Белые кристаллы	—	< 360*[5]	—	19^{20}; $18,1^{100}$
$SnCl_4$	Бесцветная дымящая жидкость	2,23	–33	113,7	Реагирует с водой

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Свинец					
Pb	Серебристый мягкий металл, куб.	11,34	327,3	1 751	Не растворимо
$PbCO_3$	Бесцветное, ромб.	6,60	315*5	—	Не растворимо*7
$Pb(NO_3)_2$	Бесцветное, куб.	4,53	470*5	—	$52{,}2^{20}$; 127^{100}
PbO	Желтое (красное), тетрагон.	9,53	890	1 473	Не растворимо
Pb_3O_4	Красно-оранжевое	—	—	—	»
PbO_2	Коричневое, ромб. (или тетрагон.)	9,37	290*5	—	»
Азот					
N_2	Бесцветный газ	—	–210,0	–195,8	$2{,}3^0$ мл; $0{,}8^{60}$ мл
NH_4SCN	Бесцветное*4, монокл.	1,30	149,6	170*3	120^0; 431^{70}
NH_4NO_2	Желтовато-белое	1,69	—*5	—	$180{,}1^{19{,}5}$*7
NH_4NO_3	Бесцветное, ромб.	1,72	169,6	210*3	122^0; 600^{80}
$(NH_4)_2SO_4$	»	1,77	> 350*5	—	$70{,}1^0$; 102^{100}

NH_4Cl	Бесцветное, куб.	1,53	337,6*[9]	—	$29,4^{0}$; $78,6^{100}$
$(NH_4)_2Cr_2O_7$	Оранжевое, монокл.	2,15	—*[5]	—	$35,6^{20}$; 115^{80}
NH_4VO_3	Бесцветное (желтоватое), ромб.	2,33	—*[5]	—	$4,8^{20}$; $17,8^{50}$
N_2O_3	Красно-бурый газ; синяя жидкость; белые кристаллы	—	–102	3,5*[3]	Реагирует с водой
N_2O_4	Желтая жидкость; бесцветные кристаллы, куб.	1,49	–11,2	20,7	»
N_2O_5	Бесцветное, гекс. (или ромб.)	1,64	32,3*[9]	—	»
HNO_3	Бесцветная жидкость	1,50	–42	83,8	Бесконечно растворимо
		Фосфор			
P (белый)	Бесцветное (или желтоватое) воскообразное, куб.	1,82	44,1	275	Не растворимо
P (красный)	Красно-коричневое, куб.	2,20	590*[10]	416*[9]	»
P_4O_6	Белое*[4], монокл.	2,13	23,8	173	Реагирует с водой
P_4O_{10}	»	2,39	563*[11]	347*[9]	»
HPO_3	Бесцветное*[4], стекловидное	2,20	—*[9]	—	»
H_3PO_4	Бесцветное*[4], ромб.	1,83	42,35	213 (–0,5H_2O)	548^{20}

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Мышьяк					
As (серый)	Серый металл, тригон.	5,73	– 817*12	612*9	Не растворимо
As_4O_6	Белое аморфное (или стекловидное)	3,74	315	457,2	$2{,}05^{25}$; $8{,}18^{98}$
As_2O_5	Белое аморфное	4,09	315*5	—	$65{,}8^{20}$; $76{,}7^{100}$
Сурьма					
Sb	Серебристо-белый металл	6,68	627,0	1 625	Не растворимо
Sb_2O_3	Серое, ромб.	5,67	655,0	1 425	Мало растворимо
Sb_2O_5	Желтое, куб.	3,78	380 ($-O_2$)	—	$0{,}3^{20}$
$SbCl_3$	Бесцветное, ромб.	3,14	73,4	218,6	988^{25}
Висмут					
Bi	Серебристо-белый металл	9,78	271,3	1 430	Не растворимо
Bi_2O_3	Желтое, ромб.	8,90	820,0	1 890	»
$Bi(NO_3)_3 \cdot 5H_2O$	Бесцветное, трикл. (или тригон.)	2,83	—*5	—	Реагирует с водой

Кислород					
O_2	Бесцветный газ; голубая жидкость	—	–218,8	–182,97	$4,89^{0}$ мл; $2,09^{50}$ мл
O_3	Бесцветный газ; темно-синяя жидкость	—	–251,4	–111,9	$49,4^{0}$
Сера					
S (ромбическая)	Желтое, ромб.	2,07	112,8	444,6	Не растворимо
S (моноклинная)	Желтое, монокл.	1,95	119,25	444,6	»
H_2S	Бесцветный газ	—	–85,7	–60,8	291^{20} мл; 186^{40} мл
SO_2	Бесцветная жидкость	—	–75,5	–10,1	—
SO_3	Бесцветные кристаллы	1,92	16,83	44,9	Реагирует с водой
H_2SO_4	Бесцветная вязкая жидкость	1,83	10,37	330,0	Бесконечно растворимо
Селен					
Se	Коричнево-черное, стекловидное	4,28	—	685,0	Не растворимо
Se	Красный аморфный порошок	4,82	220,0	657,0	»
SeO_2	Бесцветное, тетрагон.	3,95	340^{*11}	337^{*9}	264^{22}; 472^{65}

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Теллур					
Te	Серебристо-белое, тригон. (или коричнево-черное, аморфное)	6,25	452,5	1 012	Не растворимо
TeO_2	Белое, тетрагон. (ромб.)	5,67	450*9	—	»
Фтор					
F_2	Зеленовато-желтый газ	—	–223,0	–188,1	Реагирует с водой
HF	Бесцветный газ	0,99	–87,2	19,5	Хорошо растворимо
Хлор					
Cl_2	Желтовато-зеленый газ	—	–101,3	–34,7	$0{,}7^{20}$; $0{,}2^{80}$
HCl	Бесцветный газ	—	–114,2	–85,1	$82{,}3^{0}$; $56{,}1^{60}$
ClO_2	Зеленовато-желтый газ; бурая жидкость	—	–59,0	9,9	Реагирует с водой
Бром					
Br_2	Темно-красная жидкость	3,10	–7,3	57,9	$3{,}58^{20}$*7
HBr	Бесцветный газ	—	–88,5	–66,8	221^{0}; 130^{100}

Иод					
I_2	Фиолетово-черное с металлическим блеском, ромб.	4,94	113,7	182,8	$0,028^{20}$; $0,45^{100}$
HI	Бесцветный газ	—	–50,8	–35,4	Хорошо растворимо
α-ICl	Темно-красные иглы	3,18	27,2	94,7*3	Реагирует с водой
ICl_3	Желтое (красно-коричневое)*4, ромб.	3,12	101*13	77*3	»
H_5IO_6	Бесцветное*4, монокл.	—	122	> 122*3	Хорошо растворимо
Инертные газы					
He	Бесцветный газ	—	—	–268,9	$0,97^0$ мл; $1,21^{75}$ мл
Ne	»	—	–248,67	–246,1	$1,23^0$ мл; $0,98^{74}$ мл
Ar	»	—	–189,4	–185,9	$5,6^0$ мл; $2,2^{50}$ мл
Kr	»	—	–157,2	–153,4	$11,0^0$ мл; $4,67^{50}$ мл
Xe	»	—	–111,8	–108,1	$24,1^0$ мл; $8,4^{50}$ мл
Rn	»	—	–71,0	–65,0	$51,0^0$ мл; $13,0^{50}$ мл
Скандий					
Sc	Серебристый металл	3,02	1 538	2 430	Реагирует с водой
Sc_2O_3	Белое, куб.	3,86	—	—	Не растворимо

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*[1]	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*[2], г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Титан					
Ti	Серебристо-серый металл	4,54	1 660	3 170	Не растворимо
TiO_2 (рутил)	Бесцветное, тетрагон.	4,26	1 640*[5]	—	»
$TiCl_3$	Темно-фиолетовое*[4], тригон.	2,65	440*[5]	—	Растворимо
$TiCl_4$	Бесцветная (светло-желтая) жидкость	1,73	–23,0	136,5	Растворимо*[7]
Цирконий					
Zr	Светло-серый металл, гекс.	6,49	1 830	4 225	Не растворимо
$ZrOCl_2 \cdot 8H_2O$	Бесцветные иглы, тетрагон.	1,55	150 ($-6H_2O$)	210 ($-8H_2O$)	Хорошо растворимо*[7]
$ZrCl_4$	Белое, куб.	2,80	> 300*[9]	—	Реагирует с водой
Ванадий					
V	Светло-серый металл, куб.	6,11	1 900	3 330	Не растворимо
V_2O_3	Черное, тригон.	4,84	1 970	—	—

V_2O_5	Красно-желтое, ромб.	3,36	670	> 700*3	0,07[25]; 0,07[100]
VCl_3	Розовые кристаллы*4	3,00	—*5	—	Реагирует с водой
VCl_4	Темно-красная жидкость	1,87	–25,7	148,5	»
		Ниобий			
Nb	Светло-серый металл, куб.	8,55	2 500	4 840	Не растворимо
Nb_2O_5	Белое, ромб.	4,50	1 512	—	»
$NbCl_5$	Светло-желтые иглы	2,75	205,0	250,0	Реагирует с водой
		Тантал			
Ta	Серо-черный металл, куб.	16,60	2 850	~5 300	Не растворимо
Ta_2O_5	Бесцветное, ромб.	8,73	1 470*5	—	»
$TaCl_5$	Светло-желтые кристаллы	3,68	220	242	Реагирует с водой
		Хром			
Cr	Серый металл, куб. (или гекс.)	7,16	1 875	2 480	Не растворимо
Cr_2O_3	Зеленое, тригон.	5,21	1 990	—	»
CrO_3	Красное*4, ромб.	2,70	196	—*3	166[15]; 199[100]
CrO_2Cl_2	Темно-красная жидкость	1,91	–96,5	116	Реагирует с водой

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
$Cr_2(SO_4)_3$	Светло-зеленое	2,20	—*3	—	Растворимо
$CrCl_2$	Белые иглы*4	2,75	815	~1 308	Реагирует с водой
$CrCl_3$	Фиолетовое, тригон.	2,76	1 152	—	—
Молибден					
Mo	Серебристо-белый металл, куб.	10,20	2 550	4 800	Не растворимо
MoO_3	Светло-желтые кристаллы	4,50	795	1 155	$0{,}138^{20}$; $2{,}107^{80}$
H_2MoO_4	Белые (светло-желтые) кристаллы	3,11	115*5	—	Мало растворимо
Вольфрам					
W	Серый металл, куб.	19,30	3 380	5 370	Не растворимо
WO_3	Желтое или оранжево-желтое, трикл.	7,16	1 470	—	»
H_2WO_4	Желтое, ромб.	5,50	100 ($-H_2O$)	—	»
Марганец					
Mn	Серо-розовый металл, куб.	7,20	1 244	2 120	Реагирует с водой

$MnCO_3$	Коричневый аморфный порошок или розовые кристаллы, ромб.	3,12	—*5	—	Не растворимо
MnC_2O_4	Светло-розовые кристаллы	2,43	—*5	—	»
$MnC_2O_4 \cdot 2H_2O$	»	—	100 ($-2H_2O$)	—*3	$0{,}025^{0}$
Mn_3O_4	Черное, тетрагон. (или ромб.)	4,70	1 560	—	Не растворимо
MnO_2	Черное (коричнево-черное), ромб. (или гекс.)	5,03	535*5	—	»
Mn_2O_7	Темно-зеленая маслянистая жидкость	> 1,80	< –20,0	70*14	Хорошо растворимо*7
$MnSO_4$	Светло-розовое, ромб.	3,25	700,0	850*3	63^{20}; $40{,}8^{90}$
$MnCl_2$	Розовое*4, куб.	2,98	650	1 190	74^{20}; 115^{100}
		Железо			
Fe	Серебристый металл, куб.	7,86	1 539	2 730	Не растворимо
$FeCO_3$	Серое, тригон.	3,80	—*5	—	»
FeO	Черное, куб.	5,70	1 360	—	»
Fe_3O_4	Темно-красное, куб.	5,11	1 538*5	—	»
Fe_2O_3	Красно-коричневое, тригон.	5,24	1 565	—	»

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*1	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*2, г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
FeS	Черно-коричневое, гекс.	4,84	1 193	—*3	Не растворимо
FeS_2	Золотисто-желтое, куб.	5,00	1 171	—*3	»
$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	Зелено-голубое, монокл.	1,90	64	100 ($-6H_2O$) 300 ($-7H_2O$)	33^0; 149^{50}
$FeCl_3$	Красно-коричневое, тригон.	2,80	304	315	$74{,}4^0$; 537^{100}
Кобальт					
Co	Серебристый металл, куб.	8,80	1 492	2 255	Не растворимо
$Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$	Красное*4, монокл.	1,87	55 ($-3H_2O$)	—	263^0
CoO	Коричневое, куб.	5,70	1 800*5	—	Не растворимо
Co_3O_4	Черное, куб.	6,07	900*5	—	»
Co_2O_3	Черно-серое, куб.	5,18	895*5	—	»
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	Красное, монокл.	1,92	86	110 ($-6H_2O$)	173^{20}
Никель					
Ni	Серебристый металл	8,90	1 453	2 140	Не растворимо

NiO	Темно-зеленое, куб.	7,45	1 950	—	Не растворимо
$NiSO_4$	Желтое, ромб.	3,68	840 ($-SO_3$)	—	$38{,}3^{20}$; 77^{100}
$NiSO_4 \cdot 7H_2O$	Зеленое, ромб.	1,95	31,5 ($-H_2O$)	—	101^{20}; 375^{100}
$NiCl_2$	Желтые кристаллы*[4]	3,55	> 973*[9]	—	$59{,}5^{10}$; $87{,}7^{100}$
		Платиноиды			
Ru	Серо-белый металл	12,10	2 430	4 200	Не растворимо
Rh	Серебристо-белый металл	12,40	1 960	3 670	»
Pd	Серебристо-белый металл	12,00	1 552	3 110	»
Os	Голубовато-серый металл, гекс.	22,50	2 700	4 610	»
Ir	Серебристо-белый металл	22,40	2 441	4 180	»
		Платина			
Pt	Серебристо-серый металл	21,40	1 769	3 710	Не растворимо
$K_2[PtCl_6]$	Желтое, куб.	3,499	250*[5]	—	$0{,}478^{0}$; $5{,}03^{100}$
$K_2[PtBr_6]$	Красно-коричневое, куб.	4,66	> 400*[5]	—	$2{,}02^{20}$; 10^{100}

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма*[1]	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде*[2], г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Медь					
Cu	Красный металл, куб.	8,92	1 083	2 580	Не растворимо
$(CuOH)_2CO_3$	Зеленое, монокл.	3,88	220*[5]	—	»
$Cu(NO_3)_2 \cdot 3H_2O$	Синие кристаллы*[4]	2,04	114,5	—	396^{40}; $1\,270^{100}$
Cu_2O	Красное, куб.	6,00	1 229	1 800 ($-0{,}5O_2$)	Не растворимо
CuO	Черное, куб.	6,40	1 026*[5]	—	»
CuS	Черные кристаллы	4,60	220*[5]	—	»
$CuSO_4$	Зелено-белое, ромб.	3,60	200,0	650*[3]	$20{,}2^{20}$; 77^{100}
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	Синее, трикл.	2,28	110($-4H_2O$)	150 ($-5H_2O$)	$35{,}6^{20}$; 205^{100}
$CuCl_2 \cdot 2H_2O$	Зеленые кристаллы*[4]	2,38	110($-2H_2O$)	—	124^{25}; 225^{100}
CuI	Белое, куб.	5,62	588	1 290	Не растворимо
Серебро					
Ag	Белый металл, куб.	10,50	960,8	2 163	Не растворимо
$AgNO_3$	Бесцветное	4,35	212	444*[3]	$0{,}155^{0}$; $1{,}363^{60}$

Ag_2O	Коричнево-черное, куб.	7,14	300*[5]	—	Не растворимо
AgCl	Белое, куб.	5,56	455	1 559	»
		Золото			
$K[AuCl_4]$	Желтое, монокл.	—	357*[5]	—	$61{,}8^{20}$; 405^{60}
		Цинк			
Zn	Голубовато-белый металл	7,14	419	913	Не растворимо
$Zn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$	Бесцветное, тетрагон.	2,06	36,1	105 ($-6H_2O$)	Хорошо растворимо
ZnO	Белое, гекс.	5,61	1 800*[9]	—	Не растворимо
$ZnSO_4 \cdot 6H_2O$	Бесцветное, монокл. (или тетрагон.)	2,07	70($-5H_2O$)	—	141^{20}; 167^{100}
$ZnCl_2$	Бесцветное, тригон.	2,91	315,0	733	375^{20}; 615^{100}
		Кадмий			
Cd	Серебристо-белый металл	8,64	321	767	Не растворимо
$Cd(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$	Бесцветное	2,45	59,2	132	327^{15}
$CdCl_2$	Бесцветное, тригон.	4,05	564	968	$90{,}0^{0}$; 147^{100}

Вещество	Цвет, агрегатное состояние, кристаллическая форма[*1]	Плотность, г/см^3	Температура, °С		Растворимость в воде[*2], г/100 г H_2O
			плавления	кипения	
Ртуть					
Hg	Серебристый жидкий металл	13,50	–38,87	356,58	Не растворимо
$Hg(NO_3)_2 \cdot 0{,}5H_2O$	Красное	4,39	79	—[*3]	Хорошо растворимо[*7]
HgO	Желтое (красное), ромб.	11,10	500[*5]	—	$0{,}041^{100}$[*15]
HgS	Оранжевое, тригон.	8,10	—[*9]	—	Плохо растворимо
HgI_2	Красное, тетрагон.	6,28	250	354	Не растворимо

[*1] Кристаллические формы: куб. — кубическая; монокл. — моноклинная; тригон. — тригональная; ромб. — ромбическая; гекс. — гексагональная; тетрагон. — тетрагональная; трикл. — триклинная.

[*2] В верхнем индексе указана температура воды (°С).

[*3] Кипит с разложением.

[*4] Расплывается на воздухе.

[*5] Плавится с разложением.

[*6] При давлении 100 атм.

[*7] С горячей водой реагирует.

[*8] При давлении 90 атм.

[*9] Возгоняется.

[*10] При давлении 43 атм.

[*11] Под давлением.

[*12] При давлении 36 атм.

[*13] При давлении 16 атм.

[*14] Взрывается.

[*15] В холодной воде не растворяется.

Растворимость неорганических веществ в воде*, г/100 г воды

Вещество	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Li_2CO_3	1,54	1,43	1,33	1,25	1,17	1,08	1,01	—	0,85	—	0,75
$LiOH \cdot H_2O$	11,9	12,1	12,3	12,7	13,2	13,8	14,6	—	16,6	—	19,1
Li_2SO_4	35,3	35,0	34,2	33,5	32,8	32,5	31,9	—	30,7	—	29,9
$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$	1,3	1,6	2,7	3,9	6,7	10,5	20,3	—	—	—	—
$Na_2B_4O_7 \cdot 5H_2O$	—	—	—	—	—	—	—	24,4	31,5	41,0	52,5
$NaHCO_3$	6,9	8,15	9,6	11,1	12,7	14,45	16,4	—	—	—	—
$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$	7,0	12,5	21,5	38,8	—	—	—	—	—	—	—
$Na_2CO_3 \cdot H_2O$	—	—	—	—	48,5	—	46,4	46,2	45,8	45,7	45,5
$NaNO_2$	72,1	77,9	84,5	91,6	98,4	104,1	—	—	132,5	—	163,1
$NaNO_3$	73,0	80,0	88,0	96,0	104,0	114,0	124,0	—	148,0	—	180,0
$Na_2SO_3 \cdot 7H_2O$	13,9	20,0	26,9	36,0	—	—	—	—	—	—	—
Na_2SO_3	—	—	—	—	37,0	—	33,2	—	29,0	—	26,6
$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	4,5	8,2	16,1	—	—	—	—	—	—	—	—
$Na_2SO_4 \cdot 7H_2O$	16,4	23,4	32,5	—	—	—	—	—	—	—	—
$Na_2SO_4 \cdot H_2O$	—	—	—	—	32,5	—	31,0	—	30,2	—	30,0
NaCl	35,7	35,8	36,0	36,3	36,6	37,0	37,3	37,8	38,4	39,0	39,8

* Приведена растворимость безводного вещества.

Вещество	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$NaVO_3$	—	14,47	19,47	22,76	26,23	29,52	32,94	40,92	—	—	—
$NaWO_4 \cdot 10H_2O$	57,58	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
$NaWO_4 \cdot 2H_2O$	—	72,06	72,95	75,28	77,65	80,57	83,89	87,80	90,88	94,02	97,88
$KHCO_3$	22,6	27,7	33,3	39,1	45,3	52,0	60,0	—	—	—	—
$K_2CO_3 \cdot 1,5H_2O$	105,3	108,3	110,5	113,7	116,9	121,3	126,8	133,5	139,8	147,5	155,7
KNO_3	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110,0	138,0	169,0	202,0	246,0
$KHSO_4$	36,3	—	51,4	—	67,3	—	—	—	—		121,6
K_2SO_4	7,35	9,22	11,11	12,97	14,76	16,56	18,17	19,75	21,4	22,4	24,1
$K_2S_2O_8$	1,8	2,7	4,7	7,7	11,0	—	—	—	—	—	—
$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	3,0	4,0	5,9	8,4	11,7	17,0	24,8	40,0	71,0	109,0	154,0
KCl	27,6	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	48,1	51,1	54,0	56,7
$KClO_3$	3,3	5,0	7,4	10,5	14,0	19,3	25,9	32,5	39,7	47,7	56,2
$KClO_4$	0,75	1,05	1,8	2,6	4,4	6,5	9,0	11,8	14,8	18,0	21,8
KBr	53,5	59,5	65,5	70,6	75,5	80,2	85,1	90,0	95,0	99,2	104,0
$KBrO_3$	3,1	4,8	6,9	9,5	13,2	17,5	22,7	—	34,0	—	50,0
KI	127,5	136,0	144,0	152,0	160,0	168,0	176,0	184,0	192,0	200,0	208,0
KIO_3	4,60	6,27	8,1	10,1	12,6	15,3	18,3	21,5	24,8	28,4	32,3
K_2CrO_4	58,26	60,00	61,81	63,40	65,29	66,67	68,63	70,36	72,12	73,9	75,5
$K_2Cr_2O_7$	5,0	7,0	12,0	20,1	26,9	37,0	46,9	58,0	70,1	82,1	97,0

$KMnO_4$	2,83	4,4	6,4	9,0	12,56	16,89	22,2	—	—	—	—
$MgCl_2 \cdot 6H_2O$	52,8	53,5	54,5	—	57,5	—	61,0	63,5	66,0	69,5	73,0
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	22,0	30,9	35,5	40,8	45,6	—	—	—	—	—	—
$MgSO_4 \cdot 6H_2O$	—	—	44,5	45,4	—	50,4	55,0	59,5	64,2	—	—
$MgSO_4 \cdot H_2O$	—	—	—	—	—	—	—	—	62,9	—	68,3
$Ca(OH)_2$	0,185	0,176	0,165	0,153	0,141	0,128	0,116	0,106	0,094	0,085	0,077
$CaCl_2 \cdot 6H_2O$	59,5	65,0	74,5	102,0	—	—	—	—	—	—	—
$CaCl_2 \cdot 2H_2O$	—	—	—	—	—	—	136,8	141,7	147,0	152,7	159,0
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	0,1759	0,1928	0,2036	0,2090	0,2097	—	0,2047	0,1974	0,1936	—	0,1619
$CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$	—	0,99	0,79	0,66	0,55	0,47	0,39	—	0,265	—	—
$CaSO_4$	—	0,89	0,69	0,58	0,487	—	0,346	—	0,240	—	0,155
$Sr(OH)_2 \cdot 8H_2O$	0,41	0,56	0,81	1,18	1,76	2,55	3,66	5,30	8,23	15,9	28,3
$Ba(NO_3)_2 \cdot H_2O$	45,8	57,0	70,4	87,6	108,0	126,2	158,4	184,4	213,5	255,9	313,2
$Ba(NO_3)_2$	5,0	7,0	9,2	—	14,2	17,1	20,3	23,6	27,0	30,6	34,2
$Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$	1,67	2,48	3,89	5,59	8,22	13,12	20,94	35,6	101,4	—	—
$BaCl_2 \cdot 2H_2O$	31,6	33,3	35,7	38,2	40,7	43,6	46,4	49,4	52,4	—	58,8
H_3BO_3	2,66	3,57	5,04	6,72	8,72	11,54	14,81	18,62	23,62	30,38	40,3
$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$	31,2	33,5	36,4	40,4	45,5	57,2	59,2	66,2	73,1	86,2	89,0
$AlCl_3 \cdot 6H_2O$	43,8	44,9	45,9	46,6	47,3	—	48,1	—	48,6	—	49,0
CO	$4{,}4 \cdot 10^{-3}$	$3{,}5 \cdot 10^{-3}$	$2{,}8 \cdot 10^{-3}$	$2{,}4 \cdot 10^{-3}$	$2{,}1 \cdot 10^{-3}$	$1{,}8 \cdot 10^{-3}$	$1{,}5 \cdot 10^{-3}$	$1{,}3 \cdot 10^{-3}$	$1{,}0 \cdot 10^{-3}$	$6 \cdot 10^{-4}$	—
CO_2	0,3346	0,2318	0,1688	0,1257	0,0973	0,0761	0,0576	—	—	—	—
$Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$	19,8	29,5	40,3	69,8	116,0	202,6	—	—	—	—	—

Вещество	Температура, °С										
	0	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
$Pb(NO_3)_2$	38,8	48,3	56,5	66,0	75,0	85,0	95,0	—	115,0	—	138,8
$PbCl_2$	0,673	—	0,99	1,20	1,45	1,70	1,98	—	2,62	—	3,34
PbI_2	0,044	—	0,068	0,090	0,125	0,164	0,197	—	0,302	—	0,44
NH_3	89,7	68,3	52,9	40,9	31,6	23,5	16,8	11,1	6,5	3,0	—
$(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$	12,5	16,1	22,5	—	33,0	39,9	53,4	—	73,0	—	—
NH_4Cl	29,4	33,3	37,2	41,4	45,8	50,4	55,2	60,2	65,6	71,3	77,3
NH_4NO_3	118,3	—	192,0	241,8	297,0	344,0	421,0	499,0	580,0	740,0	871,0
NH_4VO_3	—	—	4,8	8,4	13,2	17,8	—	30,5	—	—	—
N_2	$2,9 \cdot 10^{-3}$	—	$1,9 \cdot 10^{-3}$	—	$1,4 \cdot 10^{-3}$	$1,2 \cdot 10^{-3}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$	—	$1,7 \cdot 10^{-3}$	—	—
N_2O	—	0,181	0,1332	0,077	—	—	—	—	—	—	—
NO	$9,8 \cdot 10^{-3}$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-3}$	$5,2 \cdot 10^{-3}$	$4,4 \cdot 10^{-3}$	$3,8 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-3}$	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	$1,1 \cdot 10^{-3}$	—
O_2	$6,9 \cdot 10^{-3}$	$5,4 \cdot 10^{-3}$	$4,3 \cdot 10^{-3}$	$3,5 \cdot 10^{-3}$	$3,1 \cdot 10^{-3}$	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$2,4 \cdot 10^{-3}$	$1,9 \cdot 10^{-3}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	$7,9 \cdot 10^{-4}$	—
H_2S	0,699	0,502	0,378	0,294	0,232	0,186	0,146	0,109	0,076	0,041	—
SO_2	22,83	16,21	11,29	7,81	5,41	4,5	3,2	2,6	2,1	1,8	—
Cl_2	1,46	0,980	0,716	0,562	0,451	0,386	0,324	0,274	0,219	0,125	—
HCl	82,3	—	—	67,3	63,3	59,6	56,1	—	—	—	—
Br_2	4,22	3,4	3,2	3,13	—	—	—	—	—	—	—
HBr	221,0	210,2	198,2	—	—	171,4	—	—	—	—	130,0
I_2	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	$2,9 \cdot 10^{-2}$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-1}$	—	—	—

$MnCl_2 \cdot 4H_2O$	63,4	68,1	73,9	80,7	88,6	98,2	—	—	—	—	—
$MnCl_2 \cdot 2H_2O$	—	—	—	—	—	—	108,6	110,6	112,7	114,1	115,3
$FeSO_4 \cdot 7H_2O$	15,65	20,5	26,5	32,9	40,2	48,6	—	—	—	—	—
$FeSO_4 \cdot H_2O$	—	—	—	—	—	—	—	50,9	43,6	37,3	—
$Co(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$	84,05	—	100,0	111,4	126,8	—	—	—	—	—	—
$CoCl_2 \cdot 6H_2O$	43,5	47,7	52,9	59,7	69,2	—	—	—	—	—	—
$NiSO_4 \cdot 7H_2O$	27,22	32,0	—	42,46	—	—	—	—	—	—	—
$NiCl_2 \cdot 6H_2O$	53,4	56,5	61,0	—	—	—	—	—	—	—	—
$Cu(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$	81,8	100,0	124,8	—	—	—	—	—	—	—	—
$CuSO_4 \cdot 5H_2O$	14,3	17,4	20,7	25,0	28,5	33,3	40,0	47,1	55,0	64,2	75,4
$CuCl_2 \cdot 2H_2O$	68,6	70,9	72,7	77,3	80,8	84,2	87,6	92,3	96,1	103,6	110,0
$AgNO_3$	125,2	172,5	227,9	284,6	342,5	405,1	465,0	541,0	635,3	747,5	900,0
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$	41,9	47,0	54,4	—	—	—	—	—	—	—	—
CdI_2	79,8	83,2	86,2	89,7	93,8	97,4	100,4	110,0	—	—	124,9
$HgCl_2$	4,3	5,6	6,6	8,3	9,9	11,1	14,9	17,2	24,2	37,2	63,6

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Алимарин И. П. Демонстрационный эксперимент по общему курсу аналитической химии / И. П. Алимарин, В. И. Фадеева, Е. Н. Дорохова. — М. : Химия, 1974.

Демонстрационные опыты по общей и неорганической химии / [Б. Д. Степин и др.]. — М. : Владос, 2004.

Иванова М. А. Химический демонстрационный эксперимент / М. А. Иванова, М. А. Кононова. — М. : Высш. шк., 1984.

Платонов Ф. П. Лекционные опыты и демонстрации по общей и неорганической химии / Ф. П. Платонов. — М. : Высш. шк., 1976.

Фоулз Г. Лекционные опыты по химии / Г. Фоулз ; пер. с англ. под ред. С. А. Балезина. — М. : Учпедгиз, 1962.

Штрюбель Г. Минералогический словарь / Г. Штрюбель, З. Х. Циммер. — М. : Недра. 1987.

Rheinboldt H. Chemische Unterrichtsversuche / H. Rheinboldt, M. O. du Schmitz.— Dresden ; Leipzig : Steinkopff, 1962.

Roesky H. W. Chemische Kabinettstücke / H. W. Roesky, K. Möckel. — Weinheim : BRD, 1994.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие 3
Общая организация лекционных демонстраций 4

РАЗДЕЛ I. **ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Химическое равновесие 6

1. Обратимое равновесие хромат- и дихромат-ионов в растворе 6
2. Сдвиг равновесия дихромат-ион — хромат-ион при разбавлении раствора 6
3. Обратимость реакции хлорида железа(III) с роданидом аммония 6
4. Необратимость реакций 7
5. Обратимая дегидратация и гидратация сульфата меди(II) 7

Теория растворов 8

6. Диффузия ионов Cu^{2+} в воде 8
7. Тепловые эффекты растворения солей в воде 9
8. Повышение температуры кипения водного раствора хлорида натрия 9
9. Осмотическое давление 9
10. Кристаллизация пересыщенного раствора ацетата натрия 10

Теория электролитической диссоциации 11

11. Движение ионов MnO_4^- 11
12. Движение ионов $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ и CrO_4^{2-} 12
13. Электролиз раствора хлорида меди(II) 13
14. Сравнение электропроводности хлорида натрия, сахара, воды и уксусной кислоты 13
15. Сравнение электропроводности спирта, раствора щелочи в спирте и раствора щелочи в воде 14
16. Сравнение электропроводности растворов уксусной и соляной кислот 15
17. Сравнение электропроводности растворов уксусной кислоты, аммиака и ацетата аммония 15
18. Взаимодействие цинка с кислотами 15
19. Влияние ацетата натрия на взаимодействие цинка с соляной кислотой 16
20. Высаливание хлорида натрия 16
21. Гальванический элемент из яблока 16

Скорость химических реакций 17

22. Взаимодействие иодида калия с хлоридом ртути(II) 17

23. Горение лучинки на воздухе и в кислороде ... 17
24. Реакция Ландольта ... 18
25. Конкурирующие реакции восстановления и окисления: «зеленый—красный—желтый светофор» ... 18
26. Разложение пероксида водорода в присутствии дихромата калия ... 19
27. Разложение хлорида серебра под действием света ... 19
28. Взаимодействие бертолетовой соли с красным фосфором ... 20
29. Взаимодействие иодида калия с нитратом свинца(II) ... 20
30. Колебательная реакция Белоусова—Жаботинского ... 20

Действие низких температур ... 21

31. Замораживание хлора и аммиака ... 21
32. Изменение цвета веществ при охлаждении ... 21
33. Изменение физических свойств веществ при охлаждении ... 22
34. Флюоресценция охлажденных веществ ... 22

Коллоидное состояние вещества ... 22

35. Фильтрование раствора сульфата меди(II), коллоидного раствора гидроксида железа(III) и суспензии мела в воде ... 22
36. Конус Тиндаля ... 23
37. Образование коллоидного раствора гидроксида железа(III) и его коагуляция ... 24
38. Взаимная коагуляция золей гидроксида железа(III) и сульфида мышьяка(III) ... 24
39. Коагуляция раствора куриного белка при нагревании ... 25
40. Коагуляция куриного белка сульфатом аммония и его пептизация при разбавлении водой ... 25
41. Осаждение аэрозоля ... 25
42. Получение коллоидного раствора серебра электродуговым распылением ... 26
43. Каталитическое действие коллоидного раствора серебра ... 27
44. Пептизация геля желатины при нагревании ... 28
45. Полупроницаемые перегородки ... 28
46. Адсорбция лакмуса на гидроксиде алюминия ... 28

РАЗДЕЛ II. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Водород ... 30

47. Диффузия водорода через пористый стакан ... 30
48. Горение водорода в цилиндре ... 31
49. Получение воды из водорода и кислорода ... 31
50. Взрыв гремучего газа в склянке ... 32
51. Взрыв гремучего газа в консервной банке ... 33
52. Воспламенение водорода платинированным асбестом («огниво Деберейнера») ... 33
53. Получение водорода действием кальция на воду ... 34
54. Получение водорода железопаровым способом ... 35

55. Электролиз воды 36
56. Термическое разложение паров воды 36

Галогены 37

Простые вещества

57. Получение хлора взаимодействием соляной кислоты с перманганатом калия 37
58. Взаимодействие металлов и неметаллов с хлором 39
59. Горение алюминия в броме 40
60. Горение красного фосфора в броме 40
61. Взаимодействие алюминия с иодом 41
62. Взаимодействие белого фосфора с иодом 41
63. Взаимодействие иода с хлором 41
64. Возгонка иода 42
65. Распределение галогенов между двумя несмешивающимися растворителями 42

Водородные соединения галогенов

66. Получение фтороводорода и травление стекла 42
67. Взрыв смеси водорода и хлора 43
68. Получение хлороводорода и его растворение в воде 44
69. Получение бромоводорода 46
70. Получение и термическая диссоциация иодоводорода 47
71. Сравнение восстановительных свойств галогеноводородов 48

Кислородные соединения галогенов

72. Разложение хлорной извести в присутствии хлорида кобальта(II) 48
73. Взаимодействие хлорной извести с серной кислотой 49
74. Действие ультрафиолетового излучения на хлорную воду 49
75. Взаимодействие сероводорода с хлорной водой 49
76. Окисление сахара бертолетовой солью 50
77. Отбеливание ткани хлором 50
78. Взаимодействие бертолетовой соли с соляной кислотой 50
79. Взаимодействие бертолетовой соли с серной кислотой 51
80. Взаимодействие раствора бромида калия с хлорной водой 51
81. Взаимодействие раствора иодида калия с бромной водой 52
82. Окисление иода бромноватой кислотой 52
83. Действие щелочи и кислоты на иодную воду 52
84. Взаимодействие сероводорода с иодной водой 53

Кислород 53

Горение металлов и неметаллов в кислороде

85. Горение натрия в кислороде 53
86. Горение железа в кислороде 54
87. Горение угля в кислороде 54
88. Горение серы в кислороде 55
89. Горение красного фосфора в кислороде 55

Жидкий кислород

90. Сравнение плотности жидкого кислорода и воды 55
91. Парамагнетизм жидкого кислорода 56
92. Вспышка угля и ваты, смоченных жидким кислородом 56
93. Горение лучинки в жидком кислороде 56
94. Горение кусочка угля, смоченного жидким кислородом 57

Озон

95. Получение озона 57
96. Окисление иодида калия озоном 58
97. Окисление индиго озоном 58
98. Разрушение резины озоном 59
99. Каталитическое разложение озона 59

Пероксид водорода

100. Разложение пероксида водорода в присутствии катализатора 59
101. Окисление иодида калия пероксидом водорода 60
102. Окисление сульфида свинца(II) пероксидом водорода 60
103. Восстановление перманганата калия пероксидом водорода 60
104. Обратимое восстановление — окисление медь(II) $\rightleftarrows$ медь(I) пероксидом водорода 61

Сера, селен, теллур 62

Простые вещества

105. Плавление серы 62
106. Получение осажденной серы 62
107. Получение ромбической серы 62
108. Получение пластической серы 63
109. Воспламенение расплавленной серы 63
110. Горение меди в парáх серы 63
111. Воспламенение селена в кислороде 63
112. Взаимодействие железа и селена 64

Сероводород

113. Действие сероводорода на раствор лакмуса 64
114. Горение сероводорода 64
115. Окисление сероводорода диоксидом свинца 65
116. Взаимодействие сероводорода с водными растворами окислителей 65
117. Окисление сероводорода концентрированной серной кислотой 65
118. Осаждение сульфидов 66
119. Получение твердого и жидкого сероводорода 66

Кислородные соединения серы, селена и теллура

120. Получение сернистого газа 67

121. Взаимодействие сернистого газа с сероводородом в присутствии воды 67
122. Действие сернистого газа на иодную воду и раствор фуксина 68
123. Взаимодействие сернистого газа с диоксидом азота 68
124. Получение серного ангидрида контактным способом 70
125. Действие воды на нитрозу 71
126. Действие концентрированной серной кислоты на древесину и сахар 71
127. Восстановление селена(IV) сернистым газом 72
128. Восстановление теллура(IV) сернистым газом 72

Азот 72

Получение азота. Аммиак

129. Получение азота разложением нитрита аммония 72
130. Получение аммиака и его растворение в воде 73
131. Образование дыма хлорида аммония под стеклянным колпаком 75
132. Образование хлорида аммония в цилиндрах 75
133. Горение аммиака в кислороде 75
134. Окисление аммиака на поверхности платиновой спирали 76
135. Сжижение аммиака 77
136. Получение трииодида азота 77

Кислородные соединения азота

137. Получение оксида азота(II) и его окисление кислородом воздуха 78
138. Получение оксидов азота из воздуха в электрической дуге 79
139. Окисление оксида азота(II) кислородом и растворение диоксида азота в воде 80
140. Получение диоксида азота 81
141. Термическая диссоциация димера оксида азота(IV) 82
142. Получение дымящей азотной кислоты 82
143. Горение угля в дымящей азотной кислоте 83
144. Окисление скипидара смесью азотной и серной кислот 84
145. Горение угля и серы над расплавом нитрата калия 84
146. Получение азотистой кислоты 84
147. Окислительные свойства азотистой кислоты 85
148. Восстановительные свойства азотистой кислоты 85
149. Горение лучинки в оксиде азота(I) 85
150. Взрыв смеси оксида азота(I) и паров сероуглерода 86

Фосфор 87

151. Воспламенение белого фосфора 87
152. Горение белого фосфора под водой 87
153. Воспламенение бумаги, смоченной раствором белого фосфора в сероуглероде 88

154. Свечение белого фосфора в темноте 88
155. Получение фосфина действием щелочи на белый фосфор 88
156. Получение фосфина взаимодействием фосфида кальция с соляной кислотой 89
157. Взаимодействие фосфорного ангидрида с водой 90
158. Осаждение малорастворимых фосфатов серебра 90
159. Действие фосфорных кислот на белок 91
160. Осаждение фосфоромолибдата аммония 91
161. Восстановительные свойства фосфористой кислоты 91

Мышьяк, сурьма, висмут 92

162. Возгонка мышьяка 92
163. Восстановление мышьяковистого ангидрида 92
164. Свойства мышьяковистого ангидрида 93
165. Окисление мышьяковистого ангидрида иодной водой 93
166. Кислотные свойства мышьяковистого и мышьякового ангидридов 93
167. Осаждение арсенита и арсената серебра 94
168. Получение и свойства сульфидов мышьяка(III) и мышьяка(V) 94
169. Получение и свойства гидроксида сурьмы(III) 95
170. Получение стибина 95
171. Гидролиз хлоридов сурьмы(III) и сурьмы(V) 96
172. Получение и свойства сульфидов сурьмы(III) и сурьмы(V) 96
173. Получение и свойства гидроксида висмута(III) 97
174. Гидролиз нитрата висмута(III) 98
175. Осаждение сульфида висмута(III) 98
176. Свойства сплава Вуда 98

Углерод 98

177. Адсорбция паров брома активированным углем 98
178. Адсорбция фуксина активированным углем 99
179. Получение «сухого льда» (твердого диоксида углерода) 99
180. Тушение горящей лучинки углекислым газом 99
181. Тушение горящего бензина углекислым газом 99
182. Тушение свечей углекислым газом 100
183. Горение магния в углекислом газе 100
184. Действие углекислого газа на раствор лакмуса 100
185. Действие углекислого газа на известковую воду 101
186. Гидролиз соды 101
187. Получение оксида углерода(II) и его горение 101
188. Поглощение оксида углерода(II) раствором хлорида меди(I) 102
189. Образование карбонила никеля 102
190. Получение ацетиленида меди и его растворение в соляной кислоте 103

Горение органических веществ 104

191. Сухая перегонка древесины 104
192. Взаимный характер горения газов 105

193. Горение метана, этилена и ацетилена в цилиндрах 105
194. Горение ацетилена в горелке 106
195. Работа газовой горелки 106
196. Изменение свечения пламени 107
197. Горение газа над металлической сеткой 108
198. Отвод горючих газов из пламени свечи 108
199. Тушение горящей лучинки охлажденным этиловым спиртом 109
200. Горение фильтровальной бумаги и ее сухая перегонка 109
201. Негорючесть бумаги, пропитанной фосфатом аммония 109

Кремний 110

202. Взаимодействие кремния с щелочью 110
203. Взаимодействие магния с диоксидом кремния 110
204. Свойства кварцевого и простого стекла 111
205. Гидролиз силиката натрия 112
206. Действие углекислого газа на раствор силиката натрия 112
207. Получение геля кремниевой кислоты 112
208. Получение золя кремниевой кислоты 112

Олово, свинец 113

209. Сгибание оловянной палочки 113
210. Плавление олова 113
211. Взаимодействие олова с соляной кислотой 113
212. Получение и свойства гидроксида олова(II) 114
213. Гидролиз хлорида олова(II) 114
214. Восстановительные свойства гидроксостанната(II) натрия 114
215. Взаимодействие олова с азотной кислотой 115
216. Осаждение и свойства α-оловянной кислоты 115
217. Гидролиз хлорида олова(IV) 115
218. Получение и свойства сульфидов олова(II) и олова(IV) 116
219. Восстановление свинца(II) цинком 116
220. Осаждение малорастворимых солей свинца(II) 117
221. «Золотой дождь» 117
222. Получение и свойства гидроксида свинца(II) 118
223. Гидролиз нитрата свинца(II) 118
224. Взаимодействие сурика с азотной кислотой 118
225. Разложение сурика при нагревании 119
226. Взаимодействие диоксида свинца с соляной кислотой 119
227. Окисление соединений марганца(II) диоксидом свинца 119
228. Осаждение и свойства гидрата оксида свинца(IV) 120

Бор 120

229. Получение борной кислоты 120
230. Окрашивание пламени борной кислотой 121
231. Получение метилового эфира ортоборной кислоты 121

Благородные газы 122

232. Окислительные свойства фторидов ксенона 122

Общие свойства металлов 123

233. Сравнение электропроводности железа, меди и никеля 123
234. Эффект Ребиндера 123

Щелочные металлы 124

235. Физические свойства щелочных металлов 124
236. Окрашивание пламени солями щелочных металлов 124
237. Цветные огни 125
238. Взаимодействие лития, натрия и калия с водой 125
239. Осаждение малорастворимых солей щелочных металлов 126
240. Окисление бумаги пероксидом натрия 127

Бериллий, магний 127

241. Получение и свойства гидроксида бериллия 127
242. Гидролиз раствора бериллата натрия 128
243. Гидролиз нитрата бериллия 128
244. Действие карбоната аммония на раствор соли бериллия 128
245. Возгонка оксоацетата бериллия 129
246. Получение и свойства гидроксида магния 129
247. Действие карбоната натрия на раствор соли магния 130
248. Горение магния на воздухе и в азоте 130
249. Взаимодействие пероксида бария с порошкообразным магнием 130
250. Взаимодействие магния с политетрафторэтиленом 131

Щелочноземельные металлы 131

251. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария 131
252. Гашение извести 131
253. Осаждение малорастворимых сульфатов щелочноземельных металлов 132
254. Затвердевание гипса 132

Алюминий 132

255. Горение порошка алюминия 132
256. Колебательное горение алюминия 133
257. Амальгамирование алюминия 134
258. Выделение водорода из воды амальгамированным алюминием 134
259. Воспламенение термита 134
260. Прочность оксидной пленки на алюминиевой проволоке 135
261. Действие кислот на алюминий 136
262. Действие раствора щелочи на алюминий 136
263. Получение и свойства гидроксида алюминия 136
264. Гидролиз алюмината натрия 137
265. Гидролиз хлорида алюминия 137

Редкоземельные металлы 137

266. Ферромагнетизм гадолиния 137

267. Искрение ферроцерия 138
268. Получение и свойства гидроксида церия(III) 138
269. Осаждение малорастворимых солей церия(III) 138
270. Сравнение растворимости оксалатов церия(III) и кальция в соляной кислоте 139
271. Взаимодействие гидроксида церия(III) с пероксидом водорода 139
272. Окисление нитрата церия(III) диоксидом свинца 139
273. Получение и свойства цитрата неодима 140

Титан, цирконий, торий 140

274. Получение и свойства гидрата диоксида титана 140
275. Получение и свойства гидрата диоксида циркония 141
276. Получение и свойства гидроксида тория 141
277. Гидролиз тетрахлорида титана 142
278. Гидролиз нитрата тория 142
279. Осаждение малорастворимых солей титана, циркония и тория 142
280. Восстановление соединений титана(IV) цинком 143
281. Получение пероксидного соединения титана(IV) 143
282. Образование пероксида тория 143
283. Получение комплексного карбоната тория 144

Ванадий, ниобий, тантал 144

284. Взаимодействие оксида ванадия(V) с кислотой и щелочью 144
285. Осаждение гидрата оксида ванадия(V) 144
286. Осаждение гидратов оксидов ниобия(V) и тантала(V) 145
287. Осаждение ванадата аммония 145
288. Восстановление соединений ванадия(V) цинком 146
289. Восстановление оксида ниобия(V) цинком 146
290. Окисление соляной кислоты оксидом ванадия(V) 146
291. Пероксидные соединения ванадия(V) 147

Хром 147

292. Взаимодействие хрома с соляной кислотой 147
293. Восстановление хлорида хрома(III) цинком 147
294. Осаждение гидроксида хрома(II) 148
295. Осаждение ацетата хрома(II) 148
296. Получение и свойства гидроксида хрома(III) 149
297. Гидратная изомерия солей хрома(III) 149
298. Окисление соединений хрома(III) бромной водой 150
299. Получение хромового ангидрида 150
300. Воспламенение спирта хромовым ангидридом 150
301. Окислительные свойства дихромата калия 151
302. Получение пероксида хрома(VI) 151
303. Получение хлорида хромила 152
304. Разложение дихромата аммония («извержение вулкана») 152
305. Каталитическое окисление аммиака оксидом хрома(III) 152

Молибден, вольфрам, уран 153

306. Сравнение летучести триоксидов молибдена и вольфрама 153
307. Получение и свойства молибденовой кислоты 153
308. Получение и свойства трисульфида молибдена 154
309. Получение и свойства гидрата вольфрамовой кислоты 154
310. Зависимость окраски осадка вольфрамовой кислоты от концентрации осаждающей кислоты 155
311. Гидролиз вольфрамата натрия 155
312. Действие фосфорной кислоты на раствор вольфрамата натрия 155
313. Осаждение малорастворимых вольфраматов 156
314. Получение и свойства диураната натрия 156
315. Осаждение фосфата и ферроцианида уранила 156
316. Получение и свойства пероксида урана 157
317. Восстановление урана(VI) до урана(IV) цинком 157

Марганец 158

318. Взаимодействие марганца с соляной кислотой 158
319. Получение и свойства гидроксида марганца(II) 158
320. Окисление гидроксида марганца(II) бромной водой 158
321. Осаждение основного карбоната марганца(II) 159
322. Получение сульфата марганца(III) 159
323. Получение соединений марганца(V) 159
324. Получение манганата(VI) калия 160
325. Гидролиз манганата(VI) калия 160
326. Окисление эфира марганцевым ангидридом 160
327. Окисление фильтровальной бумаги марганцевым ангидридом 161
328. Окисление этанола марганцевым ангидридом 161
329. Окислительные свойства перманганата калия 162

Железо, кобальт, никель 162

330. Ферромагнитные свойства железа, кобальта и никеля 162
331. Точка Кюри для никеля 163
332. Взаимодействие железа с соляной кислотой 163
333. Получение гидроксида железа(II) 163
334. Получение карбонатов железа(II) 164
335. Получение и свойства гидроксида железа(III) 165
336. Взаимодействие карбоната натрия с раствором хлорида железа(III) 165
337. Получение роданида железа(III) 166
338. Осаждение «берлинской лазури» и «турнбуллевой сини» 166
339. Получение феррата(VI) калия и феррата(VI) бария 166
340. Получение и свойства гидроксидов кобальта(II) и никеля(II) 167
341. Окисление гидроксидов кобальта(II) и никеля(II) бромной водой 168

342. Изменение окраски солей кобальта(II) при обезвоживании 168
343. Получение сульфидов кобальта(II) и никеля(II) 168
344. Получение гексанитрокобальтата(III) калия 169
345. Изомерия комплекса $[CoCl_2(en)_2]Cl$ 169
346. Осаждение диметилглиоксимата никеля(II) 169
347. Разделение солей кобальта(II) и никеля(II) 170

Платиновые металлы 170

348. Осаждение гексахлороплатината(IV) калия 170
349. Качественная реакция на родий 170
350. Осаждение хлоропалладозамина (дихлородиамминпалладия(II)) 171
351. Осаждение диметилглиоксимата палладия(II) 171
352. Возгонка тетраоксида осмия 172

Медь 172

353. Окрашивание пламени солями меди(II) 172
354. Получение и свойства гидроксида меди(II) 172
355. Осаждение основного карбоната меди(II) 173
356. Получение гидроксида меди(I) 173
357. Взаимодействие хлорида меди(I) с аммиаком и соляной кислотой 174
358. Осаждение иодида меди(I) 174
359. Обработка медной руды методом флотации 175
360. Изменение окраски водного раствора хлорида меди(II) 175

Серебро, золото 176

361. Восстановление серебра(I) металлами 176
362. «Серебряное дерево» 176
363. Серебрение стекла 176
364. Получение и свойства оксида серебра(I) 177
365. Осаждение карбоната и сульфида серебра(I) 178
366. Осаждение галогенидов серебра(I) 178
367. Образование комплексных солей серебра(I) 178
368. Осаждение тетрахлороаурата(III) цезия 179
369. Растворение золота в смесях HNO_3—HCl и HNO_3—NaCl 179

Цинк, кадмий, ртуть 180

370. Горение цинковой пыли 180
371. Взаимодействие цинковой пыли с тетрахлоридом углерода 180
372. Получение и свойства гидроксида цинка 180
373. Гидролиз хлорида цинка 181
374. Осаждение сульфида и основного карбоната цинка 181
375. Восстановление кадмия(II) цинком 182
376. Получение и свойства гидроксида кадмия 182
377. Гидролиз хлорида кадмия 182
378. Осаждение сульфида кадмия тиокарбамидом 183
379. Получение и свойства оксида ртути(II) 183
380. Гидролиз нитрата ртути(II) 183

381. Амальгамирование меди 184
382. Амальгама меди 184
383. «Ртутное сердце» 184
384. Получение амальгамы аммония 185
385. Получение и свойства иодида ртути(II) 186
386. Реакция Несслера 186
387. Взаимодействие хлоридов ртути(II) и ртути(I) с хлоридом олова(II) 186
388. Взаимодействие хлорида ртути(II) с аммиаком 187
389. Разложение оксида ртути 188
390. «Фараоновы змеи» 188
391. Осаждение оксида ртути(I) 187
392. Гидролиз нитрата ртути(I) 188
393. Получение хлорида ртути(I) 189
394. Взаимодействие хлорида ртути(I) с аммиаком 189

Минералы для лекционных демонстраций 190

Приложение 242

Список литературы 270

Учебное издание

Субботина Нелла Александровна,
Алешин Владимир Алексеевич,
Знаменков Константин Олегович

Демонстрационные опыты по неорганической химии

Учебное пособие

Редактор *И. Б. Ковалева*
Технический редактор *О. Н. Крайнова*
Компьютерная верстка: *Л. М. Беляева*
Корректоры *А. П. Сизова*, *В. Г. Буханцов*

Изд. № 101112885. Подписано в печать 28.09.2007. Формат 60×90/16.
Гарнитура «Таймс». Печать офсетная. Бумага офсетная № 1. Усл. печ. л. 18,0.
Тираж 1 500 экз. Заказ № 25912.

Издательский центр «Академия». www.academia-moscow.ru
Санитарно-эпидемиологическое заключение № 77.99.02.953.Д.0047963.07.04 от 20.07.2004.
117342, Москва, ул. Бутлерова, 17-Б, к. 360. Тел./факс: (495)330-1092, 334-8337.

Отпечатано в соответствии с качеством предоставленных диапозитивов
в ОАО «Саратовский полиграфкомбинат». 410004, г. Саратов, ул. Чернышевского, 59.
www.sarpk.ru

ACADEMIA

Издательский центр «Академия»

Учебная литература для профессионального образования

Предлагаем вашему вниманию следующие книги:

В. А. АЛЕШИН, К. М. ДУНАЕВА, А. И. ЖИРОВ и др.
ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
Объем 384 с.

В учебном пособии приведены практические задания по физико-химическим основам неорганической химии, химии элементов. Подробно описана методика выполнения лабораторных работ. Большое внимание уделено технике проведения химического эксперимента. Дано подробное описание методик синтезов повышенной сложности.

Для студентов учреждений высшего профессионального образования.

А. В. КНОТЬКО, И. А. ПРЕСНЯКОВ
ХИМИЯ ТВЕРДОГО ТЕЛА
Объем 304 с.

В учебном пособии рассмотрена химия твердого тела как последовательность взаимосвязанных областей: химическая связь в твердых телах, основы статистической физики твердого тела, химия дефектов структуры и нестехиометрия, фазовые диаграммы, химические и физико-химические превращения в твердых телах. Описаны методы синтеза и исследования твердофазных материалов.

Для студентов старших курсов учреждений высшего профессионального образования.

Д. В. КОРОЛЬКОВ, Г. А. СКОРОБОГАТОВ

ОСНОВЫ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Объем 352 с.

Учебное пособие содержит традиционные (для своего названия) разделы, посвященные строению атомов и молекул, периодическому закону и Периодической системе элементов, природе химических связей, основным понятиям химической термодинамики и кинетики, химическому равновесию, обменным и окислительно-восстановительным процессам. Изложены принципы и концепции, составляющие теоретический арсенал современной химии, теории неравновесных процессов от законов линейной неравновесности до концепций смены качества.

Для студентов старших курсов учреждений высшего профессионального образования. Будет полезно магистрам, аспирантам, докторантам, научным сотрудникам и преподавателям химических факультетов классических, педагогических, технологических, технических университетов, институтов и академий.

Н. В. КАРЯКИН

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Объем 464 с.

В учебном пособии рассмотрены основные понятия, фундаментальные определения и законы термодинамики; термодинамическая классификация растворов и основные законы идеальных и предельно разбавленных растворов. Подробно описана термодинамика химических реакций.

Для студентов учреждений высшего профессионального образования.

Б. Д. СУММ

ОСНОВЫ КОЛЛОИДНОЙ ХИМИИ

Объем 240 с.

В учебном пособии представлено современное состояние коллоидной химии, ее прикладное значение применительно к новым материалам и технологиям с учетом наиболее крупных научных достижений за последние 20—25 лет. Подробно изложены основы коллоидной химии: поверхностные и капиллярные явления, термодинамика поверхностей раздела фаз, адсорбция поверхностно-активных веществ, мицеллярные системы, электроповерхностные явления, устойчивость и молекулярно-кинетические свой-

ства дисперсных систем, ультрадисперсные системы (наносистемы). Особое внимание уделено главным процессам коллоидной химии: коагуляции, коалесценции, седиментации, образованию коллоидных структур.

Для студентов учреждений высшего профессионального образования.

Т. Г. БАЛИЧЕВА, Л. П. БЕЛОРУКОВА,
Р. А. ЗВИНЧУК и др.

ФИЗИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Объем 448 с.

В учебном пособии представлены современные физические методы исследования неорганических соединений: колебательная и электронная спектроскопия, спектроскопия ядерного магнитного резонанса и электронного парамагнитного резонанса, масс-спектрометрия, рентгеноструктурный и рентгенофазовый анализ, термография и термогравиметрия, калориметрия, тензиметрия, квантово-химические методы расчета свойств веществ. Рассмотрены основы этих методов, их возможности при изучении строения и свойств неорганических соединений.

Для студентов старших курсов учреждений высшего профессионального образования. Может быть полезно для аспирантов и научных работников, применяющих классические и современные физические методы для исследования неорганических соединений.

В. М. БАЙРАМОВ

ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ И КАТАЛИЗА

Объем 256 с.

В учебном пособии изложены теоретические основы различных направлений химической кинетики (феноменологическая кинетика, сложные, цепные и фотохимические реакции, теории химической кинетики), а также гомогенного, ферментативного и гетерогенного катализа. Каждая глава пособия завершается вопросами для самоконтроля.

Для студентов химических факультетов университетов. Может быть использовано студентами учреждений высшего технического профессионального образования, а также аспирантами и преподавателями.