УДК 372.8
ББК 74.262.6
А48

Рецензент учитель-методист *С. В. Софронов*

НА ОБЛОЖКЕ: занимательные опыты на уроках химии в школе-гимназии № 710 г. Москвы.

Алексинский В. Н.

А48 Занимательные опыты по химии: Книга для учителя.— 2-е изд., испр.— М.: Просвещение, 1995.— 96 с.: ил.— ISBN 5-09-005176-3.

В книге рассмотрены опыты, которые можно использовать не только на внеклассных мероприятиях, но и при подготовке к урокам. Опыты, обладая элементом развлекательности, способствуют развитию у учащихся умения наблюдать и объяснять химические явления. Пособие окажет помощь учителям в воспитании у учащихся интереса к изучению химии, в выработке более глубокого и сознательного усвоения ими теоретического материала.

Первое издание вышло в 1980 г.

А $\frac{4306010000—566}{103(03)—95}$ **уточн. план 1995 г., № 227** **ББК 74.262.6**

ISBN 5-09-005176-3

© Издательство «Просвещение», 1980
© Алексинский В. Н., 1995, с исправлениями

Предисловие

Опыты должны не только вызывать интерес к наблюдаемому явлению, но и послужить отправным началом к раскрытию тайн природы, привитию интереса к предмету. Наблюдаемые явления учащиеся должны понимать, так как только при этом можно добиться глубоких, а не формальных знаний.

Книга «Занимательные опыты по химии» предназначена для учителей. Опыты в ней классифицируются по темам школьной программы. Данную книгу нельзя рассматривать как практикум или предъявлять к ней такие же требования, как к руководству для лекционных демонстраций. Пособие предназначается учителям химии для подготовки к тематическим вечерам, а также к другим мероприятиям: заседаниям «Клуба любознательных», новогодним, праздничным утренникам и прочим вечерам, на которых планируются демонстрации химических опытов.

Поскольку описать все известные занимательные опыты невозможно, а такая цель и не ставилась, в пособие включены только те опыты, которые не требуют длительного времени проведения и по возможности являются доступными для школ. Рецепты, методики проведения опытов заимствованы из различных пособий **(1—18)**, которые стали традиционными, а также использован личный опыт работы автора. При классификации опытов приходилось относить опыт к теме по веществу, участвующему в химическом процессе, и делать ссылки, где еще можно использовать данный опыт.

Пособие окажет помощь учителям не только на внеклассных мероприятиях, но и при подготовке к урокам, так как занимательные опыты могут быть использованы с соответствующей методической обработкой на уроках при изучении или повторении темы школьного курса. При демонстрации опытов большое значение имеет чистота приборов, сосудов и реактивов, а также оформление установки и действия демонстратора. Спокойные и уверенные манипуляции — залог успеха во время опыта, а они вырабатываются при неоднократном повторении. Главное в работе — это осторожность, уверенность, продуманность всех действий. При непродуманном выполнении даже самый простой опыт может стать опасным. Поэтому перед каждым опытом следует повторить и освоить правила техники безопасности **(13)**.

I. ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

В теме «Первоначальные химические понятия» одной из основных задач является ознакомление учащихся с признаками химических реакций на основе атомно-молекулярного учения. Поэтому в дополнение к опытам, рекомендованным в учебнике и учебных пособиях, после приобретения учащимися некоторых знаний по химии можно использовать эффектные опыты с последующими пояснениями наблюдаемых явлений.

1. Действия одни, а результат разный

Оборудование: два цилиндра с картонными крышками, в которые вставлены глазные пипетки, а снизу имеются крючки для прикрепления индикаторной бумаги или ваты, твердые хлорид аммония и хлорид натрия, концентрированная соляная кислота, раствор гидроксида калия, фильтровальная бумага, раствор фенолфталеина, вата.

Поместите сухие соли в цилиндры (рис. 1). Фильтровальную полоску бумаги смочите раствором фенолфталеина, повесьте на крючок в крышке. Пипетки наполните концентрированным раствором щелочи и вставьте в отверстие крышек. Выдавите щелочь на соли. В цилиндре, где был хлорид аммония, происходит химическая реакция, о чем можно судить по изменению фенолфталеиновой бумаги, а в другом цилиндре таких признаков нет.

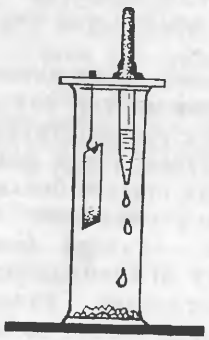


Рис. 1. Простейший газоанализатор

Опыт можно видоизменить, используя концентрированную соляную кислоту, которой смачивают комочек ваты, прикрепляя ее на крючок в крышке. Остальные операции те же. Образуется белый дым хлорида аммония.

2. Дым без огня

Оборудование: два стеклянных цилиндра (или стакана) с крышками, 25%-ный водный раствор аммиака, концентрированная соляная кислота.

В один чисто вымытый цилиндр налейте несколько капель концентрированной соляной кислоты, а в другой — раствор аммиака. Оба цилиндра закройте крышками и поставьте друг от друга на некотором расстоянии. Перед опытом следует показать, что цилиндры «пустые». Во время демонстрации цилиндр с соляной кислотой (на стенках) переверните вверх дном и поставьте на крышку цилиндра с аммиаком. Крышку уберите: образуется белый дым — признак химической реакции.

3. Диффузия веществ

Оборудование: три стеклянные трубки большого диаметра длиной 30—50 см, закрывающиеся с двух сторон пробками, концентрированная соляная кислота, 25%-ный раствор аммиака, иод кристаллический, синяя лакмусовая бумага, крахмальная бумага, смоченная фенолфталеином, вата, три железных прутка.

Укрепите стеклянные трубки в штативах в горизонтальном положении. В каждую трубку с одного конца вставьте пробку с прутком *(2)*, на который нанизаны кусочки индикаторных бумаг с одинаковыми промежутками между ними (рис. 2): в первой трубке — влажная лакмусовая бумага, во второй — смоченная раствором фенолфталеина, а в третьей — влажная крахмальная бумага. С другого конца *(1)* первой и второй трубок соответственно назначению бумаг вставляют комочки ваты, смоченные кислотой и раствором аммиака; в третью трубку помещают несколько

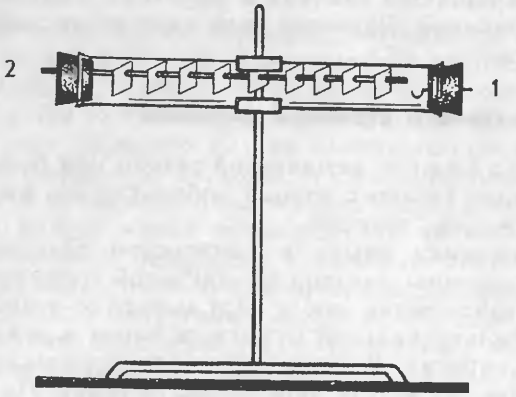


Рис. 2. Диффузия газов

кристалликов иода. Трубку с иодом слегка подогрейте. Через некоторое время последовательно одна за другой кусочки бумаг меняют окраску. Опыты позволяют сформировать понятие о скорости диффузии веществ.

4. Самовоспламенение меди в парах серы (тяга!)

Оборудование: пробирка, железный штатив с лапкой, горелка, крышка от тигля, пучок тонкой медной проволоки.

В лапке штатива закрепите вертикально пробирку и поместите в нее несколько кусочков черенковой серы. Осторожно нагрейте серу в пробирке до кипения. Как только сера закипит и пары ее заполнят пробирку, опустите в них при помощи щипцов пучок тонкой медной проволоки (проследите, чтобы проволока не касалась стенок пробирки и кипящей серы). Происходит самовоспламенение меди в парах серы. В результате реакции образуется сульфид меди (I):

$$2Cu + S = Cu_2S$$

Если сера в пробирке загорится, то следует прикрыть пробирку крышкой от тигля.

5. Черная змея

Оборудование: эмалированный кювет (большая тарелка), промытый и прокаленный речной песок, твердый гидрокарбонат натрия, сахарная пудра, спирт.

В кювете или в тарелке смешайте песок со спиртом, формуя их конической мензуркой. В центре конуса сделайте углубление, в котором поместите смесь из 10 г гидрокарбоната натрия и 65 г сахарной пудры. Подожгите спирт. Из сахарной массы, которая превращается сначала в карамель, «выползает» черная извивающаяся змея. Размеры змеи зависят от длительности горения спирта.

6. Странная ткань и странная жидкость

Оборудование: химический стакан или большая пробирка, белая ткань (марля), хлорид кобальта (II), фильтровальная бумага, держалки, горелки.

Для проведения опыта в химическом стакане растворите соль, чтобы получить раствор 40—50%-ной концентрации. В растворе пропитайте ткань, после чего выньте ее и просушите между слоями фильтровальной бумаги, а потом в руках до появления голубой окраски. Для ускорения процесса можно воспользоваться утюгом, но нельзя пересушивать ткань. Подготовленную ткань голубого цвета покажите учащимся, разрезав ее на две части. Затем одну часть поместите в кулак и в течение некоторого времени сильно продувайте его, следя за цветом ткани. Как только ткань станет белой, кулак разожмите и покажите учащимся, сравнивая с цветом ткани, не побывавшей в кулаке. Воспользовавшись утюгом, можно ткани вновь вернуть голубой цвет.

«Странное» свойство ткани основано на гидратной изомерии. Хлорид кобальта $[Co(H_2O)_6]Cl_2$ является аквасолью розового цвета (смоченная ткань оставалась белой). При подсушивании же ткани вода из внутренней сферы комплекса перешла во внешнюю сферу — соль $[CO(H_2O)_4Cl_2]2H_2O$ приобрела синюю окраску. При продувании ткань вновь увлажняется.

Опыт со «странной» жидкостью целесообразно провести в пробирке. Для этого приготовленный раствор сначала нагрейте в пламени горелки. Цвет раствора меняется от розового до красного и синего. При погружении пробирки в стакан с холодной водой цвет вновь становится розовый. Этот опыт основан на изменении цвета водных растворов, зависящем от температуры. Холодные растворы имеют розовый цвет, а горячие — пурпурно-красный, фиолетовый и синий. Водный 50%-ный раствор хлорида кобальта (II) при 60 °С аметистового цвета, при 80 °С — пурпурного, а при 100—130 °С — синего.

Водный раствор хлорида кобальта (II) используется для приготовления индикаторной бумаги, которая служит для определения степени атмосферной влажности.

Оба опыта можно показать учащимся при повторении признаков химических реакций, обратив внимание на то, что не всякое изменение цвета служит признаком химической реакции. Кроме того, опыт с тканью закрепляет понятие о кристаллогидратах.

II. КИСЛОРОД. ОКСИДЫ. ГОРЕНИЕ

В практике работы школ кислород получают из перманганата калия и хлората калия. В первом случае процесс безопасен. Только надо следить, чтобы вместе с газом не увлекался перманганат калия, а для этого в газоотводную трубку помещают рыхлый комочек ваты. В другом случае необходимо соблюдать осторожность, так как хлорат калия в смеси с органическими веществами, углем и прочими примесями при нагревании взрывоопасен. Поэтому хлорат калия проверяют на чистоту. Для этого достаточно поместить небольшое количество соли в пробирку и нагреть. Если соль спокойно плавится, без вспышек, то ее можно использовать для получения кислорода. Но если появляются вспышки при плавлении, то такую соль очищают методом перекристаллизации. Процесс разложения хлората калия ускоряется в присутствии катализаторов (Mn_2O_3, Fe_2O_3, Cr_2O_3, CuO, SiO_2 и др.).

Обычно готовят смесь хлората калия с оксидом марганца (III) или (IV) в соотношении 2:1. Смесь тщательно перемешивают стеклянной палочкой в фарфоровой чашке или прямо в пробирке встряхиванием. При этом она должна распределяться ровным слоем так, чтобы между смесью и верхней стенкой пробирки было свободное пространство для выхода газа при почти горизонтальном положении пробирки. Не допускать закупоривания смесью дна пробирки. Нагревание вести на слабом огне, постоянно перемещая пламя горелки от дна пробирки к отверстию. Газометр наполняют кислородом по общепринятой методике.

1. Окислитель с помощником

Оборудование: два цилиндра, тройник, две стеклянные трубки с тонкооттянутым концом или трубки со вставленными пробочками из сухой сердцевины бузины (барботеры), 1%-ный раствор хлорида кобальта (II), 25%-ный раствор аммиака, газометр с кислородом.

В два цилиндра налейте по 15 мл раствора хлорида кобальта (II), добавьте 150—200 мл воды. Из газометра (или из кислородной подушки) с помощью тройника направьте одновременно в оба цилиндра кислород, используя трубки-барботеры. Никаких изменений не наблюдается. Во второй цилиндр прилейте раствор аммиака до растворения осадка гидроксида кобальта (II) — образуется грязно-синий раствор. При дальнейшем пропускании газа раствор приобретает цвет чая (рис. 3).

В целях экономии кислорода можно первый цилиндр заменить промывалкой (рис. 3) с раствором хлорида кобальта (II). Кислород, прошедший через промывалку, используется для окисления кобальта (II) в кобальт (III):

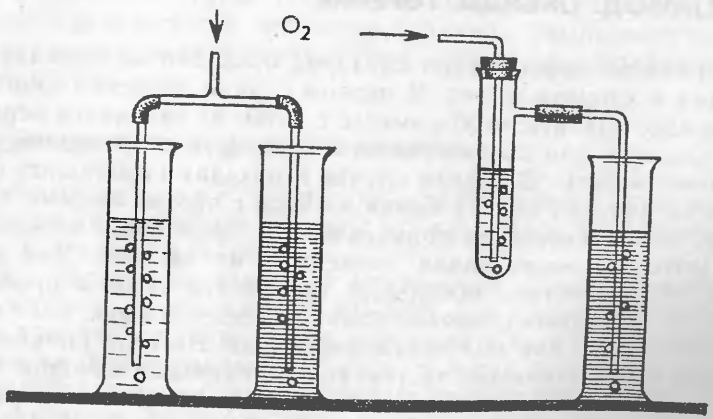


Рис. 3. Газовый барботер

$$CoCl_2 + 2NH_4OH = \underset{\text{грязно-синий}}{Co(OH)_2\downarrow} + 2NH_4Cl$$

$$Co(OH)_2 + 6NH_3 = \underset{\text{грязно-желтый}}{[Co(NH_3)_6]^{2+}} + 2OH^-$$

$$4[Co(NH_3)_6]^{2+} + 8OH^- + O_2 + 2H_2O = 4\underset{\text{раствор цвета чая}}{[Co(NH_3)_6]^{3+}} + 12OH^-$$

Ион кобальта Co^{2+} обладает очень слабыми восстановительными свойствами. После же добавления аммиака он образует комплексное соединение, у которого восстановительные свойства повышаются. Таким образом, под действием аммиака средняя соль хлорида кобальта перешла в комплексное соединение, которое далее окисляется кислородом.

Этот же опыт можно провести в пробирках. В одну пробирку налейте раствор хлорида кобальта (II). Во вторую — к раствору хлорида кобальта прилейте раствор аммиака до образования раствора грязно-желтого цвета. В обе пробирки долейте воду до краев и закройте их пробками. Целесообразно использовать пробки на железном прутке (рис. 4). Далее пробирки переверните и поместите их в кристаллизатор с водой (в химический стакан). Пробки откройте под водой и наполните пробирки до $^1/_2$ объема кислородом, после чего вновь пробирки закройте пробками и сильно встряхните. В пробирке, в которую добавили раствор аммиака, образуется коричневый раствор комплексного соединения кобальта (III).

Опыты можно использовать на тематических вечерах как загадку, раскрывающую роль раствора аммиака при растворении осадков.

2. Огненная струя (самовоспламенение парафина)

Оборудование: пробирка (или небольшая жестяная банка), длинная лучинка, ведро (или большая металлическая банка), горелка, парафин.

Привяжите пробирку к длинной лучинке (или приделайте к небольшой металлической банке длинную металлическую держалку). Наполните пробирку на $^1/_3$ парафином (или жестяную банку слоем 5 см). Нагрейте парафин до кипения и сильно кипящий па-

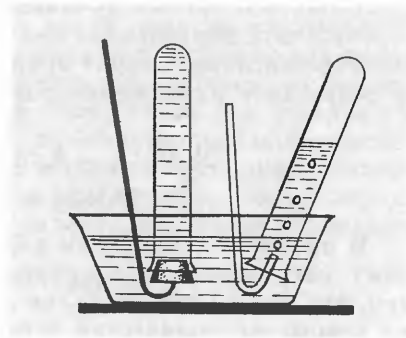


Рис. 4. Сухой способ наполнения пробирок газом

рафин выливайте тонкой струей с высоты 15—20 см в ведро (металлическую банку). Парафин вспыхивает, образуя огненную струю.

На воспламенение парафина влияет большая поверхность соприкосновения его с воздухом (кислородом).

3. Блуждающее пламя

Оборудование: медная сетка, спиртовая горелка, тигельные щипцы.

Зажгите спиртовую горелку и накройте ее пламя медной сеткой. Пламя остается только под сеткой.

Поместите медную сетку над потушенной горелкой так, чтобы она касалась фитиля спиртовки, и поднесите горящую спичку к верхней поверхности сетки. Пламя горящего спирта появляется только над сеткой. Сетку можно приподнимать и опускать — вместе с ней будет «блуждать» и пламя.

Как следует из опыта, пары спирта проходят через сетку, а пламя нет. Это явление объясняется высокой теплопроводностью меди. Теплота от пламени поглощается сеткой и, распространяясь по ней, передается окружающему воздуху. Температура паров спирта становится ниже температуры их воспламенения, и горение прекращается. Таким образом, медная сетка останавливает распространение пламени. На этом явлении основано устройство предохранительной лампы Дэви.

4. Почему загорается лучинка?

Оборудование: пробирки, железный штатив, сухие соли перманганата калия и нитрата калия, лучинки, горелка.

В пробирки насыпьте по 1 г сухих солей, укрепите их в лапках штатива и нагрейте до плавления нитрата калия и до потрескивания перманганата калия. Не прекращая нагревания, прикоснитесь сухими лучинками к солям. Лучинки вспыхивают в результате образования вначале тлеющего угля, который в атмосфере кислорода горит ярким пламенем. Кислород получается в результате разложения солей:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$
$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

В пробирке с нитратом калия реакция идет энергичнее, поэтому нагревание надо сразу же прекратить. Это объясняется тем, что из 1 г нитрата калия выделяется кислорода больше, чем из такого же количества перманганата калия.

Опыты могут быть использованы в теме «Признаки химических реакций», а также и в викторинах о солях азотной кислоты.

5. Невидимый проявитель

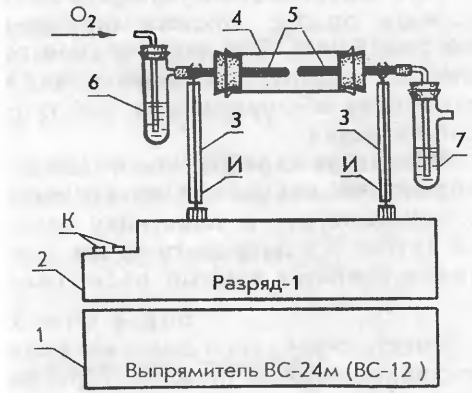


Рис. 5. Получение озона

Оборудование: выпрямитель ВС-24М или ВС-12 (рис. 5, *1*), преобразователь высоковольтный типа «Разряд-1», «Разряд-2» или более новой модификации (*2*), две металлические стойки (*3*), самодельный озонатор (*4*), состоящий из стеклянной трубки длиной 60—80 мм, диаметром 18—20 мм, двух металлических трубок — искроразрядников диаметром 2—3 мм, длиной 40—60 мм или двух инъекционных игл (*5*), промывалки — 2 шт. (*6*, *7*), газометр с кислородом.

Приготовьте иодокрахмальный раствор. Соберите установку согласно рисунку 5. Металлические стойки (*3*) целесообразно изготовить из проволоки с изоляцией (И). При отсутствии на металле изоляционного слоя стойку покрывают изоляционной лентой или вставляют в полихлорвиниловую (резиновую) трубку. При заполнении промывалок иодокрахмальным раствором надо следить за уровнем жидкости, чтобы ее не перелить во избежание попадания раствора в озонатор (капли воды в озонаторе нарушают образование искры). Демонстрацию опыта начинают с подачи кислорода из газометра через промывалки. Изменений в промывалках нет. После включения одной клавиши (К) прибора появляется прерывистый искровой разряд в озонаторе (*4*) между концами искроразрядников (молния в миниатюре).

Для ускорения демонстрации включают вторую клавишу, чтобы наблюдался непрерывный разряд. Через 40—60 с в промывалке (*7*) появится характерная синяя окраска крахмала от действия молекулярного иода. Промывалка (*6*) служит для доказательства того, что кислород, являясь окислителем, не может окислить иодид-ион, а поскольку в промывалке (*7*) появляется синее окрашивание, значит, озон — газ (аллотропное видоизменение кислорода), имеет иной состав и обладает специфическими свойствами, является более сильным окислителем, чем кислород.

Наблюдаемые эффекты надо объяснить, используя уравнения реакций.

В промывалке (*6*): $O_2 + KI \neq$ нет реакции;

В озонаторе (*4*): $3O_2 = 2O_3$;

В промывалке (*7*): $O_3 + 2KI \xrightarrow{H_2O} I_2 + 2KOH + O_2\uparrow$

При ознакомлении учащихся со свойствами озона можно продолжить опыты, показав обесцвечивание окраски — белящее действие озона. Для этого в промывалку (7) наливают раствор красного индиго. При пропускании через синий раствор индиго происходит обесцвечивание его за счет сильных окислительных свойств озона.

Окисление серебра можно показать на свежеочищенной серебряной пластинке или монете выпуска 1922—1924 гг. Для этого слегка нагретую пластинку поднесите щипцами к газоотводной трубке *5* и направьте на нее ток озона. На поверхности пластинки появится темный налет оксида серебра:

$$6Ag + O_3 = 3Ag_2O$$

Вместо серебряной пластинки можно использовать пробирку, на стенках которой осталось серебро после реакции «серебряного зеркала».

Если пластинку еще раз нагреть, то оксид серебра разложится, а пластинка вновь станет блестящей:

$$2Ag_2O = 4Ag + O_2\uparrow$$

На основании окислительных свойств озона можно провести **опыт-загадку «Невидимый проявитель»**. Для этого приготовьте несколько растворов, например раствор, состоящий из смеси иодида калия с крахмальным раствором, и свежеприготовленный раствор хлорида железа (II) с роданидом аммония (или калия), подкисленные серной кислотой (в кислой среде озон обладает еще бóльшими окислительными свойствами). Чтобы раствор хлорида железа (II) до смешения с роданидом аммония не окислялся в хлорид железа (III), в склянку с раствором добавьте порошок железа. Железо в данном случае восстанавливает образовавшийся хлорид железа (III) до хлорида железа (II):

$$2FeCl_3 + Fe = 3FeCl_2$$

Роданид-ион с хлоридом железа (II) не дает кроваво-красного окрашивания. Но поскольку хлорид железа (II) может окисляться до хлорида железа (III), то раствор хлорида железа (II) после смешения с роданидом аммония (калия) иногда слегка изменяет окраску до желто-розового цвета. Появившаяся окраска не помешает опыту, так как ее легко замаскировать акварельной краской или использовать для рисунка цветную промокашку.

Приготовленными растворами с помощью кисточек (плакатных перьев) нанесите рисунок или надпись на фильтровальную бумагу и слегка подсушите ее (полного высушивания не допускать). Подготовленную фильтровальную бумагу покажите учащимся, а затем поместите ее в большой химический стакан (лучше в батарейный). Затем стакан наполните озоном. Через некоторое время на бумаге проявляется разноцветный рисунок или надпись.

В случае пересушивания бумаги с невидимым рисунком смочите бумагу водой из пульверизатора или методом наложения влажного листа фильтровальной бумаги.

«Проявление» объясняется тем, что озон окисляет иодид-ион в свободный иод, который с крахмалом дает синее окрашивание:

$$O_3 + 2KI + H_2SO_4 = K_2SO_4 + O_2\uparrow + I_2 + H_2O$$

Хлорид железа (III) с роданидом аммония (калия) вступает в обменную реакцию с образованием соли роданида железа кроваво-красного цвета:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN = Fe(SCN)_3 + 3NH_4Cl$$

6. Газ могучий и приятный — проявляет, осветляет. Кто его узнает!

Для получения озона химическим способом на дно батарейного стакана (большого химического стакана) насыпьте кучкой 2—3 щепотки соли пероксосульфата калия (аммония). В стакан поместите влажную с невидимым рисунком фильтровальную бумагу, укрепленную на стеклянной палочке (см. опыт 5). На эту же стеклянную палочку сбоку можно повесить влажную, слегка окрашенную ткань. Затем внесите несколько капель концентрированной серной или азотной кислоты в соль, используя пипетку. В результате реакции выделяется озон, который проявит рисунок и обесцветит ткань. Если процесс пойдет медленно, то стакан со смесью слегка подогрейте на пламени горелки.

Химический процесс получения озона очень сложный. Целесообразно его рассмотреть по стадиям.

Первая стадия — образование пероксокислоты:

$$K_2S_2O_8 + H_2SO_4 = H_2S_2O_8 + K_2SO_4$$

Вторая стадия — гидролиз пероксокислоты (незначительное количество воды содержится в концентрированной серной кислоте) с выделением пероксида водорода:

$$H_2S_2O_8 + 2H_2O = 2H_2SO_4 + H_2O_2$$

Третья стадия — окислительно-восстановительная реакция, в которой пероксид водорода проявляет и окислительные и восстановительные свойства:

$$3H_2O_2 = O_3\uparrow + 3H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} H_2O_2 + 2e^- + 2H^+ = 2H_2O & 3 \\ 3H_2O_2 - 6e^- = 2O_3 + 6H^+ & 1 \end{array}$$

Если просуммировать все три стадии с учетом коэффициентов и произвести соответствующие сокращения, то получим:

$$3K_2S_2O_8 + 3H_2O = 3H_2SO_4 + 3K_2SO_4 + O_3\uparrow$$

Ответ на загадку будет считаться правильным в том случае, если учащийся, объясняя, расскажет о «могуществе» озона — об озонном слое атмосферы, который поглощает ультрафиолетовое излучение солнечного спектра, защищая от разрушительного действия живые организмы.

III. ВОДОРОД

Опыты с водородом необходимо проводить с большой осторожностью, так как водород в смеси с воздухом при поджигании очень взрывоопасен. Поэтому в тех случаях, когда опыт связан с нагреванием, необходимо предварительно проверить газ на чистоту не только при выходе его из баллона через редуктор или из аппарата Киппа, но и на конце установки. Последнее делается для того, чтобы убедиться в герметичности всех узлов прибора. В школах чаще приходится пользоваться аппаратом Киппа. Перед его зарядкой необходимо проверить на герметичность пришлифованные части, кран и при необходимости смазать их вазелином. Для защиты аппарата Киппа от случайного попадания пламени в резервуар с газом целесообразно на конце газоотводной стеклянной трубки вставить медную сетку (спираль от тонкой медной проволоки) или медную фольгу, свернутую в рулончик. Медь сильно поглощает теплоту, и горение водорода прекращается.

Для очистки водорода к аппарату Киппа присоединяют промывалку со смесью 30%-ного раствора перманганата калия и 10%-ного раствора щелочи. Эта смесь окисляет побочные продукты (сероводород, арсин, стибин).

После зарядки аппарата цинком и серной кислотой (1:4) или соляной кислотой (1:1) проверяют автоматичность действия прибора и чистоту получаемого газа. Для ускорения реакции гранулы цинка целесообразно предварительно обработать раствором сульфата меди (II).

Проверяют водород на чистоту с помощью пробирки, которую переворачивают вверх дном и надевают на газоотводную трубку аппарата Киппа. Наполненную газом пробирку медленно подносят к огню. Горелка (спиртовка) должна стоять в стороне от аппарата Киппа. К опытам можно приступать только в том случае, если в пробирке газ загорится без взрыва.

Опыты целесообразно начать с демонстрации взрывоопасности водорода, а потом перейти к его горению и другим опытам.

1. Летающая банка

Оборудование: аппарат Киппа с водородом, горелка (спиртовка), лучинки, консервная банка, железный штатив с муфтой (рис. 6).

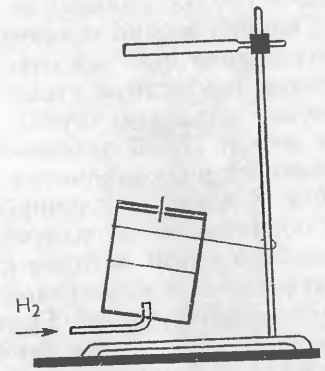


Рис. 6. Летающая банка

Иллюстрацией взрывоопасности водорода в смеси с воздухом является опыт с консервной банкой.

В дне банки вместимостью 300—350 мл пробейте гвоздем отверстие и закройте его лучинкой или спичкой. Чтобы во время взрыва банка не улетела и не разбила на столе приборы, ее необходимо с помощью проволоки прикрепить к стержню железного штатива, но так, чтобы это не мешало ее свободному перемещению. На конце стержня укрепите муфту.

Банку наполните водородом, после чего отодвиньте аппарат Киппа в сторону. С помощью длинной лучинки подожгите водород у отверстия банки, вынув предварительно спичку. Как только пламя проскочит в банку, происходит взрыв, силой которого банка подбрасывается вверх по стержню до муфты.

Опыт может быть использован на тематических вечерах для имитации выстрелов (за сценой).

2. Взрывающиеся пузыри

Оборудование: аппарат Киппа с водородом, газометр с воздухом (микрокомпрессор), газометр с кислородом (медицинская подушка с кислородом), градуированный газометр на 500 мл, лучинка, ступка, горелка, мыльный раствор.

Приготовьте мыльный раствор в ступке путем растирания детского мыла в дистиллированной (прокипяченной) воде. Чтобы получился эффективный взрыв, пропустите через мыльный раствор воздух из газометра или пустите микрокомпрессор. Мелкая пена получается при непрерывном помешивании газоотводной трубочкой. Далее в эту же пену пропустите водород из аппарата Киппа. Объем пены должен увеличиться на $^1/_2$ объема пены воздуха. Затем отставьте аппарат Киппа в сторону, а пену подожгите лучинкой. После нескольких повторений можно подобрать оптимальные условия для воспроизведения взрыва.

Надежный взрыв пены получается в том случае, если заранее будет приготовлен гремучий газ, состоящий из одного объема кислорода и двух объемов водорода. Для этого необходим маленький газометр вместимостью 300—500 мл, состоящий из двух тубулатных склянок, соединенных друг с другом с помощью рези-

новой трубки нижними тубулусами. Газометр градуируйте через каждые 100 мл, начиная от пробки, с учетом газоотводной трубки. Склянки можно заменить бутылками из-под молока, вставив в них пробки с двумя отверстиями. В одно отверстие вставьте длинную Г-образную стеклянную трубку до дна, в другое — короткую Г-образную трубку. Длинные стеклянные трубки соедините между собой резиновой трубкой. К одной из склянок, выполняющей роль газометра, присоедините с помощью резиновой трубки с зажимом длинную прямую стеклянную трубку.

Собранный и проградуированный газометр сначала наполните водой, а потом методом вытеснения воды — водородом из аппарата Киппа и кислородом из медицинской подушки, поставив газометр на подставку. Газовую смесь перемешайте взбалтыванием газометра, на дне которого всегда должна быть вода. Гремучий газ из газометра вытесняйте, подняв в верхнее положение склянку с водой и открыв зажим. В мыльный раствор поступает газовая смесь, образуя мыльную пену (рис. 7). Газометр отставьте в сторону, а пену подожгите длинной лучинкой: происходит сильный взрыв.

После опыта газометр с газовой смесью разрядите, так как газовую смесь хранить нельзя.

3. Пулемет

Гремучую смесь можно взрывать в специальном приборе, который позволяет имитировать пулеметные очереди (рис. 8). Прибор монтируют из стеклянной банки вместимостью 1 л и пламягасителя *1*. Пламягаситель длиной 4—5 см изготавливают из пробирки без дна, верхнюю часть которой закрывают медной сеточкой.

Укрепите пламягаситель на длинной газоотводной трубке

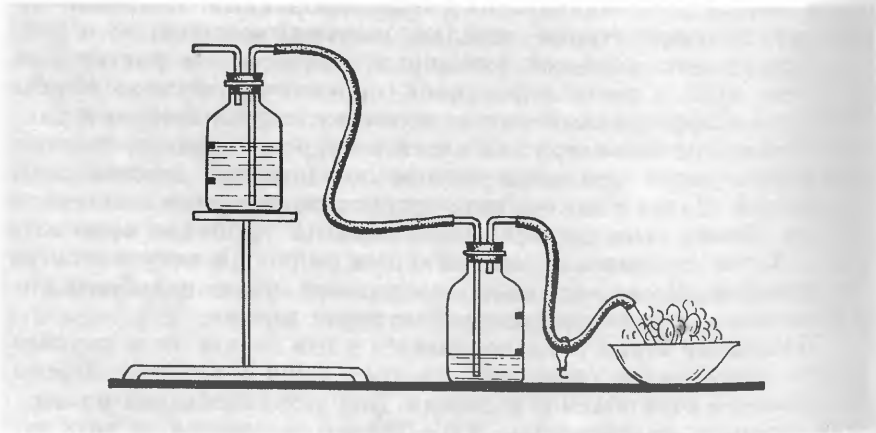


Рис. 7. Получение пены гремучего газа

в двух местах с помощью резиновых колец или проволоки. Нижний конец газоотводной трубки введите в пламягаситель на 0,5—1 см. Смонтированную газоотводную трубку с пламягасителем присоедините к газометру с гремучим газом и поместите в стеклянную банку до дна. Банку заполните водой. Чем больше расстояние между уровнем воды в банке и медной сеточкой пламягасителя, тем лучше проходит опыт и безопаснее. Во время взрывов часть воды расплескивается, поэтому воду надо подливать. Газовую смесь газометра подавайте равномерно. Поджигайте газ длинной лучинкой. Лучинок заготовьте несколько, так как брызги воды могут погасить пламя на лучинке.

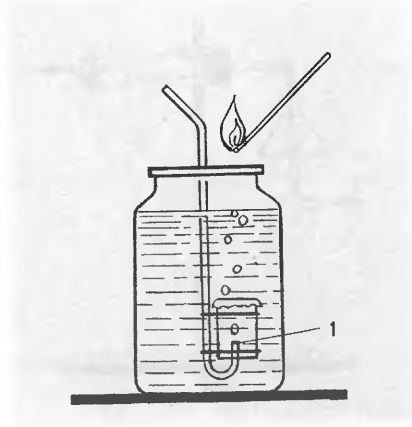


Рис. 8. Взрыв гремучего газа сериями (пулемет)

4. Стреляющая бутылка

Оборудование: аппарат Киппа с водородом, газометр с кислородом, пластмассовый флакон из-под моющих жидкостей, кристаллизатор, горелка (спиртовка).

Флакон разделите метками на три равные части, а потом методом вытеснения воды наполните его газами: сначала кислородом — один объем, а потом водородом — два объема. Под водой в кристаллизаторе флакон закройте пробкой, выньте из воды и поставьте на стол. Если поднести флакон к пламени горелки и открыть пробку, то получится сильный взрыв, а воздушная волна погасит пламя спиртовки.

5. Как обнаружить воду при горении веществ?

Оборудование: аппарат Киппа, водородная горелка или трубка для сжигания водорода, утюг или металлическая трубка, выполняющая роль холодильника, соединенная с одной стороны резиновым шлангом с водопроводным краном, а с другой — с раковиной для слива воды, прибор для улавливания продуктов реакций горения веществ (рис. 9).

а) В реакторную трубку прибора для улавливания продуктов реакций горения веществ поместите обезвоженную соль сульфата меди. Включите газометр — воздух засасывается через воронку в реакторную трубку. Находящаяся в ней соль не меняет цвет. После проверки водорода на чистоту поднесите его пламя

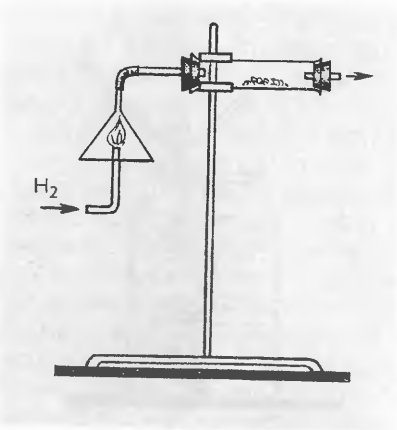


Рис. 9. Прибор для улавливания продуктов горения веществ

под воронку. Холодные стенки воронки сначала запотевают, а потом опять становятся прозрачными. Через непродолжительное время бесцветная соль в реакторной трубке приобретает голубой цвет, что указывает на образование медного купороса.

Этим прибором можно пользоваться во всех случаях, когда необходимо определить продукты горения веществ, вставив промывалку с известковой водой перед газометром.

б) Направьте пламя горящего водорода на нижнюю поверхность холодного утюга, укрепленного под углом к поверхности стола; на утюге появляются капельки воды, стекающие в стакан.

в) Через металлическую трубку, соединенную с одной стороны резиновым шлангом с водопроводным краном, а с другой — с раковиной для слива, пустите холодную воду. Поднесите пламя водорода под металлическую трубку, согнутую под углом. В месте изгиба трубки собирается вода и каплями стекает в стакан. Этот опыт может послужить при объяснении принципа работы водяных холодильников, применяемых для получения конденсаторов (вода, спирт, бензин и другие продукты).

6. Пламя разных газов, а продукт один

Оборудование: аппарат Киппа для получения водорода, газометр с кислородом, химический стакан вместимостью 1 л, приборчик для сжигания газов в токе кислорода, железный штатив.

а) Горение водорода в кислороде можно показать в приборчике для сжигания газов (рис. 10, *2*). Его можно монтировать из стеклянной трубки диаметром 20—24 мм и длиной 3—10 см. В трубку вставьте пробку с двумя отверстиями. В одно отверстие вставьте короткую стеклянную трубку, выступающую внутри приборчика на 3—5 мм. Она служит для подачи тока кислорода. В другое отверстие вставьте длинную стеклянную трубку, по которой будет подаваться ток водорода. Для лучшего перемешивания кислорода на дно приборчика поместите стеклянную вату. После проверки на чистоту подожгите водород. Он горит желтым пламенем (наличие ионов натрия в стекле). Пустите ток кислорода — пламя резко увеличивается. Если имеется термопара, то целесообразно показать разницу в температуре горения водорода в воздухе и в кислороде.

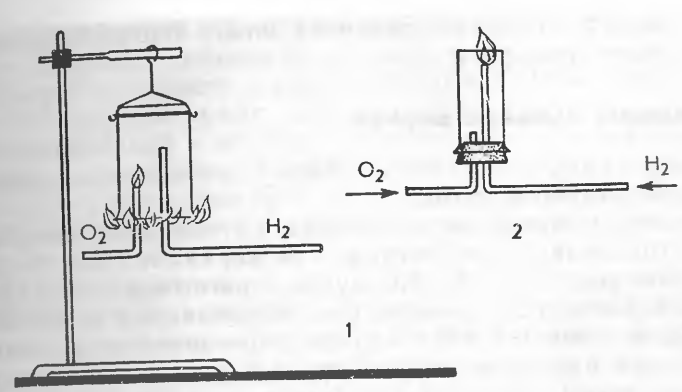


Рис. 10. Горение водорода в кислороде и кислорода в водороде

б) При демонстрации горения водорода в кислороде создается впечатление будто горит кислород в водороде. На самом деле водород горит у отверстия газоотводной трубки, по которой подается ток кислорода, и горит водород в воздухе на краю стенки перевернутого стакана. Пламя образуется при поджигании в месте соприкосновения двух газов, вступающих в реакцию между собой.

При проведении этого опыта необходимо строго соблюдать все правила предосторожности при работе со взрывоопасными газами.

Подвесьте химический стакан на железном штативе вверх дном (рис. 10, *1*). Для этого у дна стакана плотно наденьте резиновое кольцо, к которому прикреплены 3—4 проволочки. Проволочки перекручены так, что получается крючок для подвешивания стакана к кольцу штатива. Стакан можно наполнить водородом методом вытеснения воздуха. Но целесообразно наполнить его методом вытеснения воды. Для этого стакан поместите в большую емкость с водой. Наполненный стакан переверните под водой вверх дном так, чтобы в нем не было воздуха. Далее вытесняйте воду водородом, подводя газоотводную трубку от аппарата Киппа под стакан. Как только стакан наполнится водородом, осторожно закройте его картонной крышкой, не переворачивая, перенесите к штативу и подвесьте за крючок к кольцу штатива. Опять подведите под стакан трубку с водородом и через некоторое время подожгите водород у края стакана. Газ зажигается с легким хлопком. В горящее пламя водорода введите отрегулированную равномерную струю кислорода. У кончика газоотводной трубки внутри стакана появится пламя. Стенки стакана покрываются капельками воды. Опыт не рекомендуется затягивать по времени, так как по мере расходования водорода

пламя может погаснуть. Закончив опыт, переверните стакан. Опыт можно повторить.

7. Летающие мыльные шарики

Оборудование: аппарат Киппа для получения водорода, мыльный раствор в ступке.

Легкость водорода можно доказать с помощью мыльных пузырей. Мыльный раствор готовят так же, как и в опыте с мыльной пеной (см. опыт 2). Но лучше приготовить специальный мыльный раствор по рецепту, рекомендованному В. Н. Верховским (3): в склянку с 400 мл дистиллированной воды поместите 10 г олеата натрия и, закрыв пробкой, оставьте растворяться при комнатной температуре. После растворения прибавьте 100 мл чистого глицерина и, хорошо взболтав, оставьте в темноте на несколько дней. Когда раствор вполне отстоится, прозрачную жидкость слейте (лучше при помощи сифона) в чистую склянку и, прибавив каплю крепкого раствора аммиака, плотно закупорьте. Раствор хранится в темном месте годами.

Чтобы получить большие и прочные пузыри, можно воспользоваться пенообразующими веществами типа сапонина (7).

Для получения мыльных пузырей подберите стеклянную трубку с гладкими, оплавленными краями. Внутрь трубки вставьте комочек ватки для улавливания случайных капелек кислоты. Пустив равномерный ток водорода, погрузите конец газоотводной трубки в мыльный раствор, после чего выньте трубку и держите наклонно вверх до тех пор, пока пузырек не увеличится до 4—5 см в диаметре. Легким движением стряхните пузырек: он быстро поднимается до потолка. Поджигать пузырек с газом не рекомендуется, так как это отвлекает внимание учащихся от главной цели опыта.

8. Маленький да удаленький (диффузия водорода через пористый сосуд)

Оборудование: аппарат Киппа для получения водорода, пористый сосуд, химический стакан, стеклянная трубка, стеклянный колокол или стеклянный баллон на 2—3 л.

Из всех газов водород обладает наибольшей скоростью диффузии при смешивании с другими газами. Методика проведения опыта описана в инструкции, которая прилагается к пористому сосуду. При отсутствии заводского прибора пористый сосуд можно изготовить самостоятельно. Для этого возьмите глиняный (без глазури) сосуд, закройте его пробкой, в которую вставлена длинная стеклянная трубка. Сосуд укрепите в железном штативе, а под свободный конец газоотводной трубки поставьте стакан с подкрашенной водой. Если нет пористого сосуда, то его можно заменить стеклянной воронкой, которую плотно закройте фильтровальной бумагой в 2—3 слоя, заменяющей пористый сосуд. Бумагу закрепите резиновым сплошным кольцом от вело- или мотокамеры по размеру стеклянной воронки. Чем больше пористая площадь, тем лучше идет опыт (рис. 11).

На укрепленный к штативу пористый сосуд (любой конструкции) наденьте стеклянный колокол или стеклянный баллон, поставив его на три лапки трех штативов, чтобы не держать в руках. Обратите внимание учащихся на газоотводную трубку, помещенную в стакан с водой: изменений нет. При непосредственном наполнении колокола водородом, под которым находится пористый сосуд, у учащихся часто создается неправильное представление о повышенном давлении внутри пористого сосуда. Поэтому колокол снимите с пористого цилиндра и наполните его водородом методом вытеснения воздуха (о наполнении колокола водородом можно судить по легкому холодку, который ощущается, если поместить палец под колокол) или методом вытеснения воды (в ведре). Наполненный водородом колокол осторожно перенесите, закрыв внизу отверстие стеклянной или картонной крышкой, и наденьте вновь на пористый сосуд. Обратите внимание учащихся на газоотводную трубку, выполняющую роль газового манометра: из трубки в воду поступают пузырьки воздуха. Следовательно, внутри пористого сосуда создалось повышенное давление за счет большей скорости диффузии водорода по сравнению с азотом и кислородом.

Через некоторое время, когда наступит равновесие (об этом можно судить по прекращению поступающих в воду пузырьков воздуха), колокол снимите. Происходит обратное явление — окрашенная вода начинает подниматься по стеклянной трубке вверх. Это еще раз подтверждает, что молекулы водорода быстрее диффундируют через пористую перегородку из сосуда в атмосферу, чем молекулы кислорода и азота из атмосферы в сосуд. В данном опыте нецелесообразно увлекаться фонтанированием воды, чтобы не отвлекать внимание учащихся от главного — движения (диффузии) молекул.

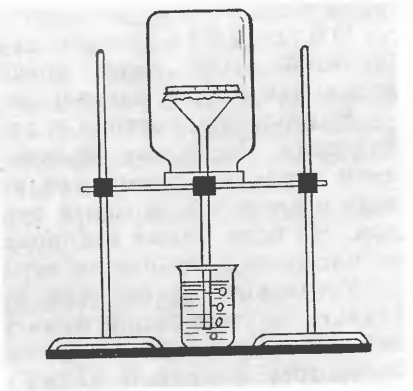


Рис. 11. Диффузия водорода

9. Водород-восстановитель

Оборудование: аппарат Киппа для получения водорода, промывная склянка с 30%-ным раствором перманганата калия и 10%-ным раствором щелочи, 0,1 — 0,01 М раствор нитрата серебра, цилиндр вместимостью 200—500 мл.

После того как учащиеся ознакомились с восстановительными свойствами водорода в опыте восстановления меди из ее оксида, следует показать опыты, в которых водород восстанавливает металлы из водных растворов. Для этого налейте в цилиндр раствор нитрата серебра и пропустите через него очищенный водород из аппарата Киппа. Через некоторое время выпадает серебро в виде черных частичек:

$$H_2 + 2AgNO_3 = 2Ag\downarrow + 2HNO_3$$

10. Две реакции в одной пробирке (восстановление перманганата калия водородом)

Оборудование: две пробирки, разбавленные растворы серной кислоты и перманганата калия, две-три гранулы цинка.

Налейте в первую пробирку (до $^1/_2$ ее объема) разбавленной серной кислоты и добавьте столько раствора перманганата калия, чтобы жидкость приняла достаточно яркую окраску. Перелейте половину полученного раствора во вторую пробирку и бросьте в него два-три кусочка цинка. Через некоторое время жидкость во второй пробирке начнет обесцвечиваться. Это легко установить сравнением интенсивности окраски растворов в первой и во второй пробирках. Обесцвечивание раствора во второй пробирке обусловлено двумя реакциями:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$2KMnO_4 + 5H_2 + 3H_2SO_4 = 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- = Mn^{2+} + 4H_2O & 2 \\ H_2 - 2e^- = 2H^+ & 5 \end{array}$$

Образующиеся ионы Mn^{2+} в растворе бесцветны.

11. Горит как всегда, а продукт не вода

Оборудование: аппарат Киппа для получения водорода, большой кусок льда, кристаллизатор, свежеприготовленный иодокрахмальный раствор, подкисленный серной кислотой.

Водород при горении образует не только воду, но и пероксид водорода. Поскольку горение сопровождается большим выделением теплоты, то пероксид водорода тотчас же разлагается на воду и кислород, который тут же вступает в реакцию с водородом. Но если пламя водорода направить на холодный предмет, то частично сохраняется неразложившийся пероксид водорода.

Установите кусок льда в треножнике. Под треножник поставьте на лист белой бумаги кристаллизатор, в который прилейте иодокрахмальный раствор. Зажгите водород, проверив его на чистоту, направьте пламя водорода на кусок льда. Вода, стекающая в кристаллизатор, окрасится в синий цвет, так как пероксид водорода окислит связанный иод до свободного, а последний с крахмалом дает синюю окраску:

$$H_2 + O_2 = H_2O_2$$

$$H_2O_2 + 2KI + H_2SO_4 = I_2 + 2H_2O + K_2SO_4$$

12. Кислород из жидкости

Оборудование: три большие пробирки, пероксид водорода (3%- или 30%-ный), раствор гидроксида калия, оксид марганца (IV) (в порошке или в гранулах), лучинки, горелка, штатив для пробирок.

В первую пробирку налейте $^1/_5$ объема пероксида водорода и нагрейте его над пламенем горелки. Внесите в пробирку, не касаясь стенок, тлеющую лучинку. Она воспламеняется не сразу. Во вторую пробирку также налейте пероксид, добавив раствор щелочи, и тоже нагрейте. Тлеющая лучинка быстро воспламеняется. В третью пробирку налейте пероксид водорода и внесите немного (на кончике ложечки) порошка оксида марганца (IV). Реакция протекает бурно, тлеющая лучинка воспламеняется мгновенно. Разложение пероксида водорода значительно ускоряют катализаторы.

13. Водород из жидкости

Оборудование: круглодонная колба вместимостью 500 мл с пробкой, в которую вставлена газоотводная трубка с загнутым концом для собирания газа над водой, 2 кристаллизатора с водой, большая пробирка (цилиндр), железный штатив, горелка, 30%-ный раствор пероксида водорода, формалин.

Наполните пробирку (цилиндр) водой и поместите ее в кристаллизатор. Колбу укрепите в штативе над кристаллизатором. В колбу налейте 40 мл формалина и 25 мл пероксида водорода. Колбу быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой и нагрейте до начала реакции — появление мелких пузырьков газа. Горелку уберите. Реакция усиливается, жидкость вскипает, пенится. Выделяющийся газ после вытеснения воздуха из колбы соберите в пробирку (цилиндр) над водой. По окончании опыта водород обнаруживают по его воспламенению над горелкой. В смеси с воздухом он сгорает с характерным звуком.

В этом опыте пероксид водорода проявляет окислительные свойства:

$$H_2O_2 + CH_2O \rightarrow HCOOH + H_2O$$

В момент образования вода мгновенно окисляет избыток альдегида:

$$CH_2O + H_2O = H_2\uparrow + HCOOH$$

$$H_2O + 2H^+ + 2e^- = H_2 + H_2O$$
$$CH_2O + H_2O - 2e^- = HCOOH + 2H^+$$

Таким образом, пероксид водорода восстанавливается до воды, а не до водорода. Водород в этой реакции получается из воды.

14. Вещество одно, а окраска разная

Оборудование: большие пробирки, стеклянная палочка, 0,1 М раствор иодида калия, 3%-ный раствор пероксида водорода, раствор серной кислоты (1:5), бензол или хлорид углерода (IV).

Налейте в пробирку раствор иодида калия, подкислите его раствором серной кислоты, затем при помешивании стеклянной палочкой прилейте раствор пероксида водорода. Появляется желто-коричневая окраска. Получившуюся смесь разлейте на две равные порции. К одной из них прилейте 0,5—1 мл бензола. Пробирку закройте пробкой и сильно встряхните. После отстаивания видно, что слой бензола окрасился в фиолетовый цвет.

Наблюдаемые явления объясняются тем, что пероксид водорода проявляет окислительные свойства:

$$H_2O_2 + 2KI + H_2SO_4 = I_2 + 2H_2O + K_2SO_4$$

Свободный иод из одного раствора переходит в слой бензола. В водном растворе гидратированные молекулы иода принимают коричневую окраску, а в слое бензола — фиолетовую.

15. Обесцвечивание черной краски

Оборудование: большие пробирки, 0,5 М раствор сульфата меди, сероводородная вода или раствор сульфида аммония (калия или натрия), 5—10%-ный раствор пероксида водорода, стеклянная палочка.

Перед демонстрацией опыта следует заблаговременно приготовить сульфид меди — черную краску. Для этого полностью осадите сульфидной солью или сероводородом из раствора соли меди:

$$CuSO_4 + H_2S = CuS\downarrow + H_2SO_4$$

Осадок отмойте и методом декантации отделите от воды.

Во время демонстрации к черному осадку прилейте дистиллированную воду, палочкой взмутите и добавьте раствор пероксида водорода. Образуется бледно-голубой раствор сульфата меди.

На основе этого опыта можно объяснить обновление масляных красок на старых картинах.

16. Превращение малинового раствора в бесцветный

Оборудование: стакан, стеклянная палочка, раствор перманганата калия темно-розовой окраски, 5—10%-ный раствор пероксида водорода, серная кислота.

В стакан налейте раствор перманганата калия, подкислите его несколькими каплями серной кислоты. При помешивании стеклянной палочкой прилейте раствор пероксида водорода. Темно-розовый цвет раствора обесцвечивается, выделяются пузырьки кислорода. В этом случае пероксид водорода проявляет восстановительные свойства, а перманганат калия — окислительные:

$$\underset{\text{окислитель}}{2KMnO_4} + \underset{\text{восстановитель}}{5H_2O_2} + \underset{\text{среда}}{3H_2SO_4} = 2MnSO_4 + 5O_2\uparrow + 8H_2O + K_2SO_4$$

17. Хамелеон

Оборудование: химический стакан емкостью 500 мл, стеклянная палочка, белый экран, слабый раствор хромата калия бледно-желтого цвета, 5—10%-ный раствор пероксида водорода, серная кислота (конц.).

В стакан налейте раствор хромата калия, подкислив несколькими каплями серной кислоты:

$$\underset{\text{желтый}}{2CrO_4^{2-}} + 2H^+ \rightarrow \underset{\text{оранжевый}}{Cr_2O_7^{2-}} + H_2O$$

Обратите внимание учащихся на цвет раствора. Помешивая раствор стеклянной палочкой, прилейте раствор пероксида водорода: появляется синяя окраска, которая вскоре становится зеленой. Чтобы сохранить первоначальный цвет на более длительное время, необходимо перед внесением пероксида водорода в раствор добавить немного серного эфира. В слое серного эфира синяя окраска намного интенсивнее.

Образовалась соль пероксохромата, ион которой окрашен в синий цвет. Пероксохроматы — непрочные вещества. Подвергаясь гидролизу, они вновь образуют пероксид водорода и дихроматы:

$$K_2Cr_2O_7 + 5H_2O_2 \rightleftarrows K_2[Cr_2O_2(O_2)_5] + 5H_2O$$

Прилейте раствор пероксида водорода. Он восстанавливает ион $Cr_2O_7^{2-}$ в ион Cr^{3+}, который в растворе зеленого цвета:

$$3H_2O_2 + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 = 3O_2\uparrow + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + K_2SO_4$$

Данный опыт целесообразно показать и при изучении хрома и его соединений.

18. Вода зажигает бумагу

Оборудование: железный лист (большая фарфоровая чашка), пероксид натрия, фильтровальная бумага.

На железном листе или в большой фарфоровой чашке смешайте пероксид натрия с мелкими кусками фильтровальной бумаги. На приготовленную смесь капните несколько капель воды. Бумага воспламеняется.

Этот же опыт можно несколько видоизменить, показав его как фокус факира из серии «Получение огня без спичек». Над смесью незаметно для зрителей выжмите несколько капель воды из ватки, которая помещается между пальцев, произнося «заклинания». Руку с ваткой держите как можно выше над смесью, так как может произойти небольшой взрыв.

Бумагу можно заменить сухими древесными опилками.

19. Пероксид зажигает кислоту

Оборудование: фарфоровая чашка, пероксид натрия, безводная уксусная кислота, пипетка.

В фарфоровую чашку поместите холмиком пероксид натрия, в центре холмика сделайте углубление. В глазную пипетку наберите безводной уксусной кислоты и капайте ее на пероксид натрия. При каждой капле появляется вспышка:

$$\underset{\text{окислитель}}{4Na_2O_2} + \underset{\text{восстановитель}}{CH_3COOH} + \underset{\text{среда}}{8CH_3COOH} = 2CO_2 + 6H_2O + 8CH_3COONa$$

В этом случае пероксид натрия проявляет окислительные свойства. Реакция сопровождается большим выделением теплоты.

20. Бежит — растворяется, а остановится — взрывается (химическая загадка)

Оборудование: две чашки Петри, фильтровальная бумага, металлический натрий, стекло, пинцет, скальпель, раствор фенолфталеина.

Проделайте два опыта. В первом случае поместите в чашку Петри с водой очищенный от оксидных пленок металлический натрий. Кусочек натрия «бегает», уменьшаясь в объеме, и постепенно исчезает. После приливания раствора фенолфталеина появляется малиновый цвет, характерный для щелочей.

Во втором опыте повторите все в такой же последовательности, но предварительно на поверхность воды положите фильтровальную бумагу. Движение натрия затрудняется. Происходит экзотермический процесс, сопровождающийся выделением теплоты. Натрий взаимодействует с кислородом воздуха, образуя

оксид и пероксид натрия. Последний вступает в реакцию с парами воды.

Выделяющиеся газы — водород и кислород — взаимодействуют между собой. Происходит взрыв (потрескивание) и воспламенение натрия:

$$6Na + 2O_2 = Na_2O_2 + 2Na_2O$$

$$\underset{\text{восстановитель}}{Na_2O_2} + \underset{\text{окислитель}}{2H_2O} = O_2\uparrow + H_2\uparrow + 2NaOH$$

$$2H_2O + 2e^- \rightleftarrows H_2 + 2OH^-$$

$$O_2^{2-} - 2e^- \rightleftarrows O_2$$

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

IV. ВОДА. РАСТВОРЫ

Вода принадлежит к веществам, наиболее распространенным на поверхности земного шара. Она обладает многими замечательными свойствами. Нас, химиков, вода интересует не только с физической точки зрения, но и с химической, ее окислительные и каталитические свойства.

1. Вода-окислитель

Оборудование: две пробирки, газоотводная трубка с пробкой, металлический кальций, растворы фенолфталеина и карбоната натрия.

В опыте «Бежит — растворяется, а остановится — взрывается» были показаны окислительные свойства воды. Аналогично протекает реакция между водой и металлическим кальцием. Поскольку кальций имеет бóльшую плотность, чем натрий, он не может плавать, поэтому для опыта целесообразно использовать лабораторный прибор для получения водорода.

Возьмите кусочек кальция размером с чечевицу и пинцетом поместите в пробирку, наполненную доверху водой. Пробирку быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой, на которую наденьте пустую пробирку, и переверните прибор (рис. 12). Выделяющийся водород вытесняет продукты реакции в пустую пробирку:

$$\underset{\text{восстановитель}}{Ca} + \underset{\text{окислитель}}{2H_2O} = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

После прекращения реакции докажите присутствие водорода по общепринятой методике, а образовавшегося гидроксида кальция — с помощью раствора фенолфталеина.

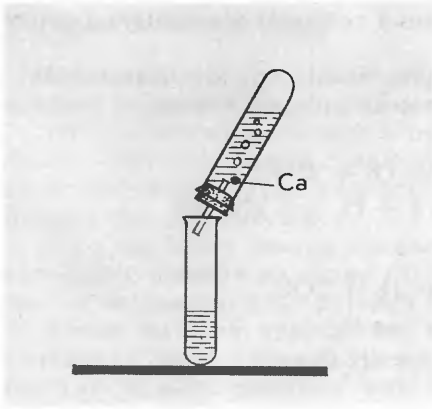


Рис. 12. Получение водорода из воды с помощью кальция

2. Спираль накалили — водород получили

Оборудование: колба Вюрца на 250—500 мл, кристаллизатор, регулятор напряжения школьный (РНШ) или ЛАТР, электроспираль от электроплитки, изоляторы от электроутюга, медные проводники, стеклянные трубки, резиновая трубка, восстановленное железо.

Одним из первых способов получения водорода для технических целей был железо-паровой способ. Им получали водород для гидрогенизации жиров. Модель этого способа можно показать в самодельном приборе (рис. 13). Прибор состоит из колбы Вюрца или круглодонной колбы, в которую вставляют пробку с электрообогревом. Электрообогрев монтируют из отрезка спирали от электроплитки произвольной длины. К одному медному проводнику *1*, изолированному стеклянной трубкой, присоединяют спираль с изоляторами. Спираль наматывают на изолированный керамическими кольцами проводник *2*, чтобы она не касалась стенок горла колбы, и присоединяют к медному проводнику в 1—2 см от пробки, как показано на рисунке 13.

В колбу налейте воды, а затем укрепите ее в штативе. Конец газоотводной трубки *3* выньте из кристаллизатора с водой.

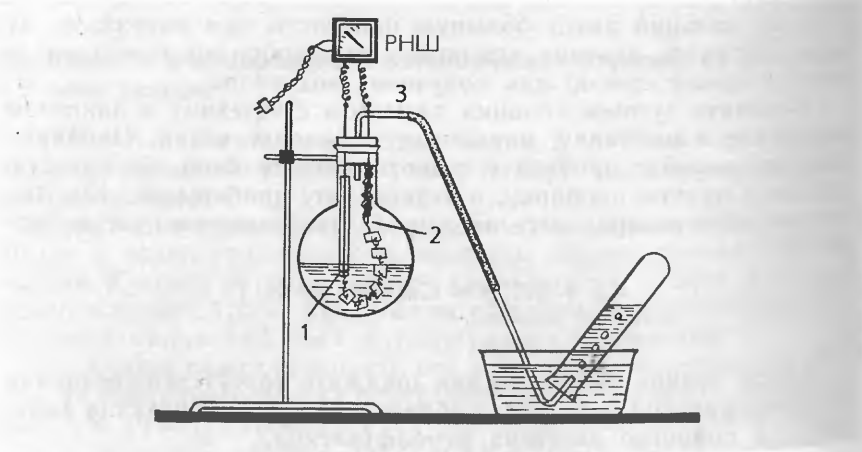


Рис. 13. Железо-паровой способ получения водорода

Включите электрообогрев последовательно через прибор РНШ. Спираль над водой должна накаливаться до красно-белого цвета. После того как из газоотводной трубки *3* сильной струей пойдет пар и в трубке испарится вода, которая сначала в ней конденсируется, конец трубки подведите под пробирку с водой, находящуюся в кристаллизаторе, и соберите газ.

Две-три пробирки, наполненные газом, проверьте на водород по общепринятой методике. Для удобства в работе целесообразно использовать пробку на прутке для закрывания пробирки в кристаллизаторе с горячей водой (вода в кристаллизаторе сильно нагревается).

Для ускорения опыта, который длится от 3 до 8 мин, перед сборкой прибора на раскаленную спираль насыпьте порошок восстановленного железа. Бóльшая часть железа приваривается к спирали, что ускоряет окисление железа парами воды.

3. Без воды процесса нет

Оборудование: большой химический стакан, глазная пипетка, керамическая плитка, укрепленная в проволочной держалке, алюминиевая пыль, кристаллический иод, ступка с пестиком, вода.

Отвесьте 0,3 г алюминиевой пыли и 4 г мелко растертого кристаллического иода. Вещества должны быть совершенно сухими. Тщательно перемешайте их и поместите на керамическую плитку. Смесь соберите конусом и сделайте в нем небольшое углубление. Керамическую плитку поставьте в химический стакан, закройте крышкой, в центре которой вставлена глазная пипетка с водой. При попадании воды на смесь сначала появляется дымок, а затем разгорается пламя с клубами фиолетового дыма (возгоняется иод). Реакция экзотермическая. Вода выполняет роль катализатора, образуется иодид алюминия:

$$2Al + 3I_2 = 2AlI_3$$

Каталитическое действие воды можно показать на аналогичных реакциях иода с цинковой и магниевой пылью, взятых в эквивалентных количествах.

4. Диффузия веществ

Оборудование: три цилиндра, большой химический стакан, фильтровальная бумага, клей конторский (силикатный), кристаллы перманганата калия, дихромата калия и медного купороса.

В три цилиндра налейте воду. На нитках привяжите по кристаллику каждой соли, намажьте в два приема кристаллы на нитках конторским силикатным клеем, дайте клею высохнуть. Кристаллы поместите в воду (рис. 14). После растворения слоя

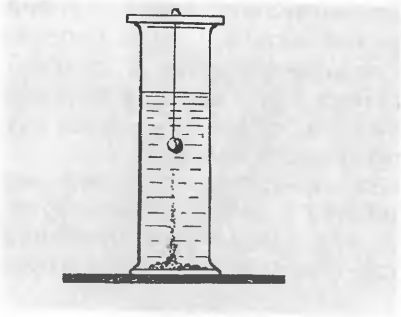


Рис. 14. Диффузия веществ

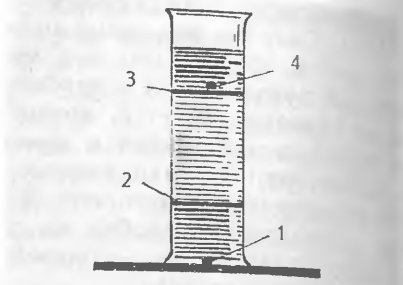


Рис. 15. Диффузия «сверху и снизу»

клея начнут растворяться в воде кристаллы солей. Окрашенные ионы вначале соберутся на дне цилиндра, а потом в результате диффузии постепенно окрасится весь раствор.

В цилиндр, где предполагают наблюдать диффузию перманганата калия, целесообразно к воде прилить растворы серной или соляной кислоты, чтобы окраска ионов не менялась. Кроме того, после опыта легче отмыть цилиндр.

Опыт можно провести в больших химических стаканах. На поверхность воды поместите круги из фильтровальной бумаги и на них насыпьте щепотку кристаллов солей. Через некоторое время под фильтровальной бумагой образуются шлейфы, которые постепенно опускаются на дно в результате диффузии по всему объему жидкости. Данный опыт хорошо продемонстрировать в кюветке, используя диапроектор.

5. Диффузия «сверху и снизу»

Оборудование: цилиндр или высокий химический стакан, фильтровальная бумага, щелочь (чешуйки или таблетки), таблетки пургена или спиртовой раствор фенолфталеина, воронка с длинным концом, конторский (силикатный) клей.

Вырежьте из фильтровальной бумаги два круга по диаметру цилиндра (стакана). На дно цилиндра поместите чешуйку (таблетку) щелочи или таблетку пургена *(1)*, предварительно дважды обработанные конторским клеем. Осторожно налейте воды слоем 1—2 см. На воду поместите круг фильтровальной бумаги *(2)*. Вновь налейте воду слоем 5—10 см, на поверхность которой поместите второй круг бумаги *(3)*. На бумагу положите обработанные клеем чешуйки щелочи или таблетку пургена *(4)*. Опять добавьте воды слоем 1—2 см (рис. 15). Спустя некоторое время

после растворения конторского клея жидкость окрасится в малиновый цвет. Сначала окраска будет только внизу и вверху, а потом в результате диффузии окрасится весь раствор между слоями фильтровальной бумаги.

6. Золотой дождь в воде

Оборудование: колба емкостью 1—2 л, черный экран, осветительная лампа с рефлектором, соль кадмия, иодид калия (натрия).

Получите осадок иодида кадмия путем сливания растворов, приготовленных из расчета 20 г вещества на 100 мл воды. После отстаивания осадка слейте с него жидкость. В колбу налейте около 1 л горячей воды, подкисленной несколькими каплями кислоты. В горячий раствор перенесите часть осадка сульфида кадмия и продолжите нагревание. Колбу с горячим раствором перенесите на демонстрационный стол, осветите лампой на фоне черного экрана. Для более быстрого охлаждения раствора колбу можно периодически погружать в кристаллизатор с холодной водой. По мере охлаждения в колбе появляются желтые кристаллики сульфида кадмия, которые при своем оседании отражают свет, образуя «золотой дождь».

Аналогичный опыт можно показать с насыщенными растворами нитрата калия (400 г соли на 500 мл воды), дихромата калия (150 г на 200 мл воды), борной и бензойной кислотой, так как они легко растворяются в горячей воде и при охлаждении дают красивые кристаллические осадки.

7. «Замерзание с нагреванием»

Оборудование: две большие колбы вместимостью 1—2 л, кристаллические сульфат натрия (мирабилит) и ацетат натрия, черный экран, термометр или термоскоп.

Пересыщенные растворы солей приготовьте заранее. В одну колбу поместите 500—600 г сульфата натрия и 500 мл воды, в другую — 800 г ацетата натрия и 500 мл воды. Колбы с солями поставьте в водяные бани. Если растворы окажутся мутными, отфильтруйте их в горячем состоянии через комок ваты. Прозрачный раствор прокипятите в течение нескольких минут в открытых колбах, затем осторожно перенесите его на демонстрационный стол и охладите, избегая толчков. Горло колбы закройте ватным тампоном.

Во время демонстрации надо коснуться сухой соли шариком термометра или дном пробирки термоскопа, чтобы прилип кристалл. Термометр или термоскоп с кристаллом осторожно погрузите в раствор соли. Кристалл, попадая в раствор, вызывает кристаллизацию, что напоминает замерзание воды в колбе. Термометр или термоскоп покажет, что кристаллизация сопровождается тепловым эффектом.

8. «Ледяной узор» на стекле

Оборудование: кусок чистого оконного стекла, химический стакан, стеклянная палочка, железный штатив с кольцом, асбестированная сетка, горелка, небольшая кисточка, сульфат магния, столярный клей.

Приготовьте в химическом стакане при нагревании насыщенный раствор сульфата магния. Добавьте к горячему раствору несколько капель столярного клея (заранее приготовленного) и перемешайте стеклянной палочкой содержимое стакана. Полученный раствор нанесите на стекло ровным слоем при помощи кисточки. Через некоторое время на стекле образуются кристаллы, образующие «ледяные узоры». Появление на стекле этих узоров объясняется выпадением кристаллов соли из пересыщенного раствора при понижении температуры.

9. Выращивание кристаллов

Кристаллы выращивают в основном способом постепенного охлаждения насыщенного раствора, так как это позволяет в более короткие сроки вырастить большие кристаллы правильной формы. В научной и методической литературе описываются различные методы выращивания кристаллов **(1, 4, 6, 8, 11, 14, 15)**.

Оборудование: химические стаканы вместимостью 0,5—1 л, стеклянные палочки, воронки для фильтрования, электрическая плитка, штатив с кольцами, асбестированная сетка, термометр, вата, волос, медная проволока, шерстяные нитки, соли.

Насыщенные растворы солей готовят при температуре 70—80° С.

Название солей	Масса соли, приходящаяся на 500 мл воды, г
Алюмокалиевые квасцы	150—200
Медный купорос	200—250
Гексацианоферрат (II) калия	450
Гексацианоферрат (III) калия	200
Дихромат калия	250
Хромат калия	375
Сульфат никеля (II)	550
Сегнетова соль	600
Хромовые квасцы	400

10. Буквы из кристаллов

Оборудование: две металлические банки (на 1—2 л), железный штатив с кольцом, асбестированная сетка, стеклянная палочка, тонкая проволока, воронка, фильтровальная бумага, алюмокалиевые квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, белые шерстяные нитки (пряжа).

Изготовьте из проволоки каркасы, имеющие форму букв (или каких-либо других фигур). Аккуратно обмотайте проволочные каркасы шерстяными нитями. В одной из металлических банок приготовьте при нагревании и помешивании стеклянной палочкой насыщенный раствор алюмокалиевых квасцов (исходить из расчета на 1 л воды 100 г соли). Добавьте в полученный раствор небольшое количество медного купороса так, чтобы жидкость приняла светло-голубую окраску. Профильтруйте горячий раствор в другую банку. Опустите в еще не остывший пересыщенный раствор изготовленные ранее проволочные каркасы (на подвесках). Проследите, чтобы каркасы не касались дна и стенки банки, друг друга. Через сутки извлеките каркасы, поросшие кристалликами, из раствора и высушите. Полученные буквы можно использовать при выпуске праздничной стенной газеты, при изготовлении плакатов и т. д. Их покрывают бесцветным лаком или клеем для склеивания пластмасс.

Если использовать насыщенный раствор хромокалиевых квасцов, то кристаллы по цвету будут напоминать драгоценный камень — гранат.

11. Один плюс один не всегда два

Оборудование: бюретки или измерительные цилиндры, этиловый спирт, глицерин, уксусная кислота, ацетон.

Вначале проделайте опыт растворения веществ, взятых в равных объемах, например 50 мл ацетона и 50 мл воды. Для более точных измерений целесообразно воспользоваться бюретками с градуировкой, а при отсутствии бюреток — измерительными цилиндрами. На бюретке или цилиндре нанесите метки карандашом по стеклу или резиновыми кольцами для соответствующих объемов. Первая метка на уровне 50 мл, а вторая — 100 мл. При растворении ацетона или раствора кислоты (щелочи) в воде нарушения в сумме объемов нет. Но если растворить спирт в воде (50 мл спирта и 50 мл воды), то объем раствора уменьшится. Вместо ожидаемых 100 мл получаем 97—98 мл, т. е. один объем (50 мл спирта) плюс один объем (50 мл воды) дадут не два объема (100 мл), а 1,98 объема.

Аналогичное уменьшение объема при растворении в воде наблюдается у глицерина. Наилучший эффект достигается при смешении 45 мл глицерина с 43 мл воды. Получится не 88 мл раствора, а только 85 мл. Если растворить в 60 мл уксусной кислоты 18 мл воды, то и здесь вместо 78 мл получим 75 мл.

Увеличение объема можно наблюдать при растворении 50 мл нитрометана в 50 мл спирта. Растворение сопровождается понижением температуры, поэтому измерять объем следует после того, как раствор примет комнатную температуру.

12. Разрушение кристаллогидрата ацетоном

Оборудование: пробирка, хлорид кобальта (II), ацетон.

Поместите в пробирку сухую соль хлорида кобальта (II) розового цвета и добавьте небольшое количество безводного ацетона. Содержимое встряхните. Соль и слой ацетона окрасятся в синий цвет. Если теперь к смеси прилить воду, то жидкость станет розовой, а соль примет вновь первоначальный цвет.

Опыт основан на способности ацетона растворяться в воде. Вода поглотилась ацетоном, и кристаллогидрат хлорида кобальта (II) разрушился. Безводная соль хлорида кобальта (II) (а также безводный анион $[CoCl_4]^{2-}$) имеет синий цвет. При добавлении воды сначала наступает обратный процесс — образование кристаллогидрата, а затем появляются гидратированные ионы кобальта $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ розового цвета:

$$\underset{\text{розовый гидратированный}}{2[Co(H_2O)_6]^{2+}} + 4Cl^- \rightleftarrows \underset{\text{розовый кристаллогидрат}}{2[Co(H_2O)_6]Cl_2} \rightleftarrows$$

$$\rightleftarrows \underset{\text{синяя безводная соль}}{Co[CoCl_4]} + 12H_2O$$

Учащимся при объяснении можно дать упрощенную запись:

$$\underset{\text{розовый кристаллогидрат}}{CoCl_2 \cdot 6H_2O} \rightleftarrows \underset{\text{синяя безводная соль}}{CoCl_2} + 6H_2O$$

Этот опыт позволяет показать, что кристаллогидраты удерживают кристаллизационную воду по-разному. Например, при добавлении ацетона к медному купоросу изменения окраски не наблюдается. Удалить кристаллизационную воду из медного купороса можно прокаливанием. Таким образом, приходим к выводу, что медный купорос наиболее устойчив, чем кристаллогидрат хлорида кобальта (II).

13. Различные окраски раствора соли кобальта

Оборудование: хлорид кобальта (II) $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ (кристаллогидрат), концентрированная соляная кислота, обезвоженный хлорид кальция, спирт, три пробирки.

В 3—4 мл воды растворите несколько кристалликов хлорида кобальта (II). Полученный розовый раствор разлейте в три пробирки. Добавьте в первую пробирку немного концентрированной соляной кислоты, во вторую — несколько кристалликов обезвоженного хлорида кальция, а в третью — спирт. Во всех пробирках окраска раствора из розовой становится синей.

Кристаллогидрат хлорида кобальта (II) является комплексной солью кобальта. Формула его $[Co(H_2O)_6]Cl_2$. В растворе эта соль диссоциирует:

$$[Co(H_2O)_6]Cl_2 \rightleftarrows [Co(H_2O)_6]^{2+} + 2Cl^-$$

Гидратированный ион кобальта $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ розового цвета.

При добавлении к раствору хлорида кобальта (II) концентрированной соляной кислоты, обезвоженного хлорида кальция и спирта происходит частичная потеря гидратированными ионами кобальта связанной с ними воды. При этом молекулы воды во внутренней сфере комплекса замещаются на ионы Cl^-, и раствор приобретает синюю окраску.

V. ГАЛОГЕНЫ

При обращении с хлором, бромом и иодом необходимо соблюдать большую осторожность. Жидкий бром, попадая на кожу, вызывает ожоги. Хлор и пары брома сильно действуют на слизистые оболочки дыхательных органов, поэтому подготовку и проверку опытов надо проводить в вытяжном шкафу. Поскольку в школьной программе предусмотрены демонстрации опытов, иллюстрирующих активность и химические свойства хлора, брома и иода, рекомендуем дополнительно использовать опыты, не требующие вытяжных шкафов во время демонстрации. Однако при всех случаях следует соблюдать технику безопасности **(13)**.

1. Обесцвечивание красок

Оборудование: большие пробирки, стеклянные палочки, хлорная известь, растворы хлорида натрия, соляной кислоты и гидроксида натрия, лакмусовая бумага, иодокрахмальная бумага, кусочки ткани (марли или бинта), окрашенные чернилами.

Для опытов потребуется хлорная вода, которую необходимо приготовить заблаговременно в вытяжном шкафу или вне помещения. Во время получения хлора из концентрированной соляной кислоты с помощью окислителей (перманганата калия или оксида марганца (IV) нужно соблюдать правила техники безопасности при работе с кислотами и газами.

В пробирки под номером 1 налейте на $^1/_3$ хлорной воды (первый, второй и третий ряды). Хлорная вода — раствор хлора в воде. Но хлор не только растворяется в воде, но и взаимодействует с ней, образуя соляную и хлорноватистую кислоты:

$$Cl_2 + H_2O = HCl + HOCl$$

Поэтому в растворе содержатся, кроме хлора, еще и эти кислоты.

В пробирки под номером 2 налейте смесь, которую приготовьте, приливая раствор гидроксида натрия до исчезновения запаха хлора. Гидроксид натрия нейтрализует кислоты в хлорной воде и взаимодействует с хлором:

$$NaOH + HOCl = NaOCl + H_2O$$
$$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$$
$$2NaOH + Cl_2 = NaCl + NaOCl + H_2O$$

Следовательно, в этих пробирках будут содержаться растворы хлорида натрия, гипохлорита натрия, а также гидроксида натрия, который добавляют в избытке.

Чтобы доказать, что хлорид натрия, гидроксид натрия и соляная кислота не обладают белящим действием, налейте растворы этих веществ в пробирки под номерами 3, 4 и 5.

В пробирки под номером 6 налейте свежеприготовленный раствор хлорной (белильной) извести. В этом растворе также находятся соляная и хлорноватистая кислоты.

Для проведения исследования целесообразно составить таблицу:

Исследуемый материал	Пробирки с веществами					
	№ 1 (Cl_2, HCl, HClO)	№ 2 (NaOCl, NaCl NaOH)	№ 3 (NaCl)	№ 4 (NaOH)	№ 5 (HCl)	№ 6 ($CaOCl_2$, HOCl, HCl)
Ткань						
Иодокрахмальная бумага						
Лакмусовая бумага						

В результате всех опытов можно сделать вывод, что отбеливающим свойством обладает кислотный остаток хлорноватистой кислоты.

Объяснение наблюдаемых явлений можно ограничить молекулярными уравнениями, так как в VIII классе учащиеся незнакомы с теорией электролитической диссоциации, с явлением гидролиза.

2. Кольца в пробирках

Оборудование: растворы солей бромида калия и иодида калия, хлорная вода, бромная вода, бензол, три пробирки.

Налейте в пробирку 1 на $^1/_3$ раствора бромида калия, в пробирку 2 — раствор иодида калия. Добавьте в каждую из пробирок 1—2 мл бензола и несколько капель хлорной воды:

$$2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$$
$$2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$$

Энергично встряхните полученную смесь и дайте ей отстояться. Выделившиеся в результате реакции бром и иод извлекаются из раствора бензолом и придают ему характерную окраску.

В пробирке 1 бензольное кольцо окрасится в буро-желтый цвет, а в пробирке 2 — в красно-фиолетовый. В пробирку 3 налейте немного раствора иодида калия, прибавьте 1—2 мл бензола и несколько капель бромной воды:

$$2KI + Br_2 = 2KBr + I_2$$

После энергичного встряхивания смеси бензольное кольцо окрашивается от выделившегося иода в красно-фиолетовый цвет. Опыт показывает, что хлор окисляет ионы брома и иода, а бром — лишь ионы иода. Таким образом, более активный галоген вытесняет из раствора менее активный. Выделившийся галоген концентрируется в бензольном кольце, так как он лучше растворяется в бензоле, чем в воде. Чем тоньше слой бензольного кольца, тем окраска его ярче.

3. «Огненный дождь» (горение сурьмы в хлоре)

Оборудование: перманганат калия, концентрированная соляная кислота (ρ — 1,19 г/см^3), 50%-ный раствор гидроксида калия, кристаллическая сурьма, прибор для получения хлора с широкой и длинной газоотводной трубкой, склянка для собирания хлора (на 1 л), химический стакан, чугунная ступка, ложка, газовая горелка.

Измельчите куски кристаллической сурьмы в чугунной ступке в порошок. Получите хлор действием соляной кислоты на перманганат калия, используя для этой цели прибор, изображенный на рисунке 16. Газоотводная трубка от прибора должна быть опущена в склянку для собирания хлора почти до дна. На дно склянки, чтобы она не лопнула, насыпьте слой песка в 1—

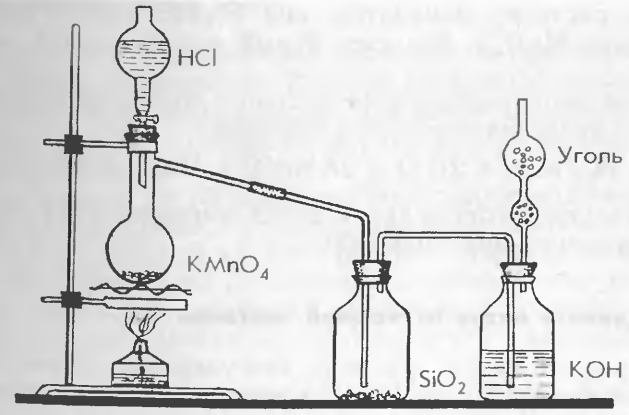


Рис. 16. Получение хлора

2 см. Избыток хлора будет поглощаться концентрированным раствором щелочи. Как только склянка наполнится хлором, осторожно выньте газоотводную трубку и закройте склянку стеклянной пластинкой (желательно притертой).

Снимите стеклянную пластинку со склянки с хлором и высыпайте в нее (с ложки) понемногу порошкообразную сурьму, постукивая по ложке пальцем.

Частички сурьмы воспламеняются на лету, образуя «огненный дождь». Склянка наполняется белым дымом хлоридов сурьмы (III) и (V):

$$2Sb + 4Cl_2 = SbCl_3 + SbCl_5$$

4. Превращение оксида марганца (IV)

Оборудование: две пробирки, горелка, штатив, держалки для пробирок, гидроксид калия, пероксосульфат калия, оксид марганца (IV), дистиллированная вода.

Отвесьте 0,1 г пероксосульфата калия и по 0.2 г гидроксида калия и оксида марганца (IV). Поместите в сухую пробирку смесь первых двух веществ. Осторожно нагрейте ее в пламени до плавления, а затем добавьте оксид марганца (IV). Продолжайте нагревание еще 1—2 мин. Образующийся сплав имеет зеленую окраску:

$$MnO_2 + K_2S_2O_8 + 4KOH = K_2MnO_4 + 2K_2SO_4 + 2H_2O$$

По охлаждении сплава добавьте в пробирку (до $^1/_2$ ее объема) воды. Цвет раствора, как и сплав, будет зеленым.

Отлейте небольшое количество полученного раствора в другую пробирку и сильно разбавьте его дистиллированной водой. Окраска раствора изменится, она станет красно-фиолетовой (цвет ионов MnO_4^-). Выпадет бурый осадок оксида марганца (IV).

При сильном разбавлении раствора водой происходит реакция самоокисления-самовосстановления:

$$3K_2MnO_4 + 2H_2O = 2KMnO_4 + MnO_2 + 4KOH$$

В результате этой реакции оксид марганца (IV) образуется вновь, но в меньшем количестве.

5. Как удалить пятна от иодной настойки

Оборудование: раствор тиосульфата натрия $Na_2S_2O_3$ (соль тиосерной кислоты $H_2S_2O_3$), иодная настойка, кусок белой ткани, блюдце.

Нанесите на кусок белой ткани пятно от иодной настойки. Промойте ткань водой из-под крана. Пятно не смывается. Поместите кусок ткани в раствор тиосульфата (гипосульфита) натрия. Очень скоро пятно исчезнет. Обесцвечивание пятна от иода является следствием окислительно-восстановительного процесса. Иод в этой реакции окисляет тиосульфат натрия (ион $S_2O_3^{2-}$) в тетратионат натрия $Na_2S_4O_6$ (соль тетратионовой кислоты $H_2S_4O_6$), восстанавливаясь при этом до бесцветных ионов:

$$2Na_2S_2O_3 + I_2 = Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

$2S_2O_3^{2-} - 2e^- = S_4O_6^{2-}$ | Процесс окисления

$I_2 + 2e^- = 2I^-$ | Процесс восстановления

Эта реакция имеет большое значение для аналитической химии, так как служит основой одного из важнейших методов объемного анализа — иодометрии.

6. Появление и исчезновение оранжевой окраски

Оборудование: растворы хромата калия, соляной кислоты, едкого кали, пробирки.

Налейте в пробирку на $^1/_5$ объема раствор хромата калия и осторожно (по каплям) добавьте раствор кислоты. Появится оранжевая окраска раствора:

$$\underset{\text{желтый}}{2K_2CrO_4} + 2HCl = \underset{\text{оранжевый}}{K_2Cr_2O_7} + 2KCl + H_2O$$

При добавлении раствора щелочи вновь образуется желтый раствор:

$$\underset{\text{оранжевый}}{K_2Cr_2O_7} + 2KOH = \underset{\text{желтый}}{2K_2CrO_4} + H_2O$$

7. Синтез бертолетовой соли

Впервые синтез бертолетовой соли был осуществлен французским ученым К. Бертолле. Проводя реакцию взаимодействия хлора с горячим раствором гидроксида калия, он получил наряду с «солью Сильвия» (хлорид калия) новую соль, названную впоследствии его именем.

Оборудование: 50%-ный раствор гидроксида калия, перманганат калия $KMnO_4$, концентрированная соляная кислота (ρ — 1,19 г/см^3), азотная кислота, раствор нитрата серебра, прибор для получения хлора (с широкой газоотводной трубкой), химический стакан, две пробирки, стеклянная воронка, фильтр, железный штатив, горелка. Опыт проводится в вытяжном шкафу или на воздухе.

Соберите прибор для получения хлора (рис. 16). В реакционную колбу насыпьте перманганат калия (слоем 1 см), капельную воронку наполните концентрированной соляной кислотой.

Налейте в химический стакан 30—40 мл концентрированного раствора гидроксида калия и нагрейте его почти до кипения (70—80 °С) на асбестированной сетке. Получите хлор, осторожно (по каплям) приливая соляную кислоту к перманганату калия *(тяга!)*. По газоотводной трубке должен идти равномерный медленный ток хлора.

Погрузите конец газоотводной трубки в горячий раствор щелочи и пропустите ток хлора. Уже через 5—6 мин из раствора начнут выпадать белые пластинчатые кристаллы бертолетовой соли:

$$3Cl_2 + 6KOH = KClO_3 + 5KCl + 3H_2O$$

$$\left.\begin{array}{l} Cl_2 - 10e^- + 12OH^- = 2ClO_3^- + 6H_2O \\ Cl_2 + 2e^- = 2Cl^- \end{array}\right| \begin{array}{l} 1 \text{ Процесс окисления} \\ 5 \text{ Процесс восстановления} \end{array}$$

Дайте раствору охладиться, отфильтруйте выпавшие кристаллы, промойте их водой на фильтре и испытайте фильтрат на присутствие ионов Cl^-. Для этого прилейте к фильтрату ($^1/_4$ пробирки) избыток азотной кислоты и немного раствора нитрата серебра. Если выпадет белый творожистый осадок хлорида серебра, нерастворимый в азотной кислоте, то промывание осадка повторите до отрицательной реакции на ион Cl^-.

Осадок бертолетовой соли высушите при температуре 100 °С. Часть соли смешайте с небольшим количеством оксида меди (II), нагрейте смесь в пробирке и обнаружьте выделение кислорода тлеющей лучинкой. Выделение кислорода указывает на то, что образовавшийся в результате реакции осадок является бертолетовой солью.

8. Травление металлов

Оборудование: железная, медная (латунная) пластинки, парафин, раствор иода (настойка иода).

Опыт ставится заблаговременно. Для этого чистую пластинку, зачищенную наждачной бумагой, покройте расплавленным парафином. По краям пластинки из парафина сделайте бортик. Иглой или кончиком скальпеля (перочинного ножа) нанесите рисунок на металле через слой парафина. В образовавшиеся бороздки налейте раствор иода. Через несколько минут слейте старый раствор и прилейте новый. При пяти-, шестикратном повторении операции можно получить очень хороший результат. Парафин снимается, и на пластинке остается рисунок.

При демонстрации пластинки учащимся предлагают вопрос: чем и как сделан рисунок на металле? При необходимости пояснения дает учитель.

Опыт основан на взаимодействии свободного иода с металлами. Сам процесс относится к так называемому травлению металлов.

9. Химические часы

Оборудование: 4 г пищевой лимонной кислоты, два кремня (содержат соединения церия (III и IV) для зажигалок, 12 мл раствора серной кислоты (1:2), 1,7 г бромата калия $KBrO_3$ (по рецепту Н. А. Паравяна, **10**).

Для проведения опыта готовят два раствора. В первом случае растворяют два кремня от зажигалок в серной кислоте. Во втором — в 10 мл горячей воды растворяют лимонную кислоту и туда же высыпают бромат калия. Для полного растворения веществ смесь слегка подогревают. Приготовленные растворы быстро сливают вместе и перемешивают стеклянной палочкой. Появляется светло-желтая окраска, которая через 20 с меняется на темно-коричневую, но спустя 20 с вновь становится желтой. При температуре 45 °С такое изменение можно наблюдать в течение 2 мин. Затем раствор помутнеет, начинают выделяться пузырьки оксида углерода (IV), а промежутки чередования цвета раствора постепенно увеличиваются в строго определенной последовательности: каждый следующий промежуток больше предыдущего на 10—15 с.

Механизм «химических часов» описан А. М. Жаботинским в журнале «Химия и жизнь» (№ 7, 1973 г.), где дан еще один рецепт: 2 г лимонной кислоты растворены в 6 мл воды, туда же добавляют 0,2 г бромата калия и 0,7 мл концентрированной H_2SO_4. К смеси добавляют воду до объема 10 мл, после чего в нее вносят 0,04 г перманганата калия и тщательно перемешивают до полного растворения соли. Происходит периодическая сменяемость цвета раствора.

Для учащихся механизм химических реакций можно объяснить как окислительно-восстановительный процесс, в котором роль окислителя выполняет бромноватая кислота, а восстановителя — лимонная:

$$KBrO_3 + H_2SO_4 = KHSO_4 + HBrO_3$$

$$9HBrO_3 + 2C_6H_8O_7 = 9HBrO + 8H_2O + 12CO_2\uparrow$$

$$9HBrO + C_6H_8O_7 = 9HBr + 4H_2O + 6CO_2\uparrow$$

Изменение цвета раствора происходит под действием катализаторов — соединений церия или марганца, которые в свою очередь также меняют степень окисления, но до определенной концентрации иона, после чего происходит обратный процесс.

VI. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Скорость и еще раз скорость

Оборудование: метроном (секундомер), химические стаканы, мерные цилиндры, тиосульфат натрия $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, концентрированная серная кислота, иод кристаллический, гид-

роксид калия (гидроксид натрия), крахмал, сульфат натрия, уксусная кислота, цинк.

Демонстрация опытов будет способствовать формированию у учащихся понятий, связанных с химической кинетикой. Чтобы у учащихся не создалось неправильное представление о том, что скорость химической реакции повышается только с увеличением концентрации реагирующих веществ, целесообразно провести две серии опытов: одну — с растворами сильных электролитов (тиосульфат натрия — серная кислота или иодат калия — сульфит натрия), а другую — со слабым электролитом (уксусная кислота — цинк).

Первая серия опытов. Вначале приготовьте растворы тиосульфата натрия и серной кислоты. Раствор тиосульфата натрия готовят путем растворения 7,5 г соли в 100 мл воды, что соответствует 0,3 М концентрации. Для приготовления раствора серной кислоты той же концентрации отмерьте 1,8 мл концентрированной кислоты плотностью 1,84 г/см^3 и растворите ее в 120 мл воды (растворы целесообразно приготовить заблаговременно). Приготовленный раствор тиосульфата натрия разлейте в присутствии учащихся в три стакана: в первый — 60 мл, во второй — 30 мл и в третий — 10 мл. Во второй стакан добавьте 30 мл дистиллированной воды, а в третий — 50 мл. Таким образом, во всех трех стаканах окажется по 60 мл жидкости, но в первом концентрация соли условно равна 1, во втором — $^1/_2$, а в третьем — $^1/_6$. После того как будут подготовлены растворы, в первый стакан с раствором соли прилейте 60 мл приготовленного раствора серной кислоты и включите одновременно метроном или секундомер. Чтобы зафиксировать конец реакции, в химический стакан опустите черную пластмассовую палочку. Вначале палочка хорошо видна, а потом с помутнением раствора ее очертания исчезают, и мы условно можем считать этот момент концом реакции (остановить секундомер или прекратить подсчет ударов метронома).

После проведенного опыта целесообразно задать учащимся вопросы: какие вещества получаются в реакции? Как объяснить наблюдаемое явление? Затем продолжите демонстрацию опытов во втором и третьем стаканах. Учитывая, что скорость реакции падает с разбавлением раствора тиосульфата натрия, ее можно определить как величину, обратно пропорциональную времени $\left(v = \frac{1}{t}\right)$[1], и построить график, отложив на оси абсцисс концентрацию, а на оси ординат скорость реакции. Из этого можно сделать вывод, что скорость реакции зависит от концентрации веществ. Для сильных электролитов эта зависимость прямо пропорциональная: чем выше концентрация, тем больше скорость химической реакции.

[1] Величину v выразите десятичными дробями до второй значащей цифры, а затем умножьте на 100.

Зависимость скорости реакции от температуры можно показать, используя те же растворы, если подготовить водяную баню, в которой температура будет выше комнатной на 10, 20 и 30 °С.

В демонстрационном опыте химические процессы идут по стадиям:

$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = H_2S_2O_3 + Na_2SO_4$$
$$H_2S_2O_3 = S\downarrow + SO_2 + H_2O$$

Первая реакция идет практически мгновенно, а вторая — медленно, которую и фиксируют в этих опытах.

С этой же целью можно провести опыты, используя реакцию подкисленного раствором серной кислотой иодата калия с сульфитом натрия.

Приготовьте 0,03 М растворы иодата калия (100 мл) и сульфита натрия (120 мл). Если в лаборатории нет иодата калия, то его можно приготовить путем растворения 3 г измельченного иода в 3 мл горячего 40%-ного раствора гидроксида калия (натрия):

$$3I_2 + 6KOH = KIO_3 + 5KI + 3H_2O$$

После охлаждения смеси осадок промойте водой, чтобы удалить иодид калия и возможные остатки иода. На дне пробирки остается почти чистая соль иодата калия (около 0,76 г). Для приготовления раствора иодата калия в колбочку с водой налейте 1,5 мл концентрированной серной кислоты и туда же внесите соль иодата калия, смывая ее водой. Прилейте 1—2 мл крахмального раствора. Общий объем раствора доведите до 100 мл, который будет соответствовать 0,03 М концентрации. Раствор сульфита натрия готовится той же концентрации из безводной соли. Для приготовления 120 мл раствора потребуется 435 мг соли. Учитывая, что эта соль при хранении окисляется до сульфата, ее берут с избытком — 460—500 мг.

Проведите опыты так же, как с тиосульфатом натрия, только раствор иодата калия разлейте в три стакана в следующем порядке: 60, 30 и 10 мл и доведите общий объем до 60 мл во втором и третьем стаканах. Остальные операции те же.

Химические реакции осуществляются в две стадии:

$$2KIO_3 + H_2SO_4 = 2HIO_3 + K_2SO_4$$
$$2HIO_3 + 5Na_2SO_3 = I_2 + H_2O + 5Na_2SO_4$$

Для обнаружения свободного иода используют цветную реакцию с крахмалом. После сливания крахмального раствора иодата калия с серной кислотой изменений сначала не наблюдается, но спустя несколько секунд жидкость синеет. Этого интервала достаточно для фиксирования начала и конца реакции.

Итак, первая серия опытов показала, что у сильных электролитов с повышением концентрации возрастает скорость химических реакций.

Вторая серия опытов проводится в трех пробирках с растворами уксусной кислоты. В первой пробирке 5 мл уксусной эссенции (80%-ный раствор уксусной кислоты), во второй — 2,5 мл уксусной эссенции и 2,5 мл воды, в третьей — 1 мл уксусной эссенции и 5 мл воды. При опускании во все пробирки по одинаковому числу кусочков цинка убеждаемся, что с повышением концентрации скорость реакции будет уменьшаться (скорость реакции определяют по числу пузырьков выделяющегося водорода).

Опыты можно упростить. Вначале проследите выделение пузырьков водорода в уксусной эссенции, а потом в эту же пробирку прилейте воду — число пузырьков увеличится.

Почему с разбавлением концентрации скорость реакции увеличилась? Объяснение должно исходить из свойств веществ, из их способности посылать в раствор частицы, способные вступать в химические реакции. Скорость реакции с цинком зависит от концентрации кислоты.

Если скорость реакции возросла при разбавлении кислотой, то очевидно, что произошло увеличение числа атомов (ионов) водорода в растворе. А это должно привести к выводу, что вещества, у которых с понижением концентрации раствора скорость реакции не уменьшается, а увеличивается, обладают особыми свойствами. Они получили название слабых кислот, щелочей, солей, например уксусная кислота. В первой же серии опытов реагировали вещества, у которых с увеличением концентрации растворов скорость реакции возрастала. Следовательно, тиосульфат натрия, иодат калия, сульфат натрия и серная кислота относятся к сильным электролитам, а уксусная — к слабым.

Подобное рассуждение после наблюдения опытов позволит в дальнейшем подготовить учащихся к восприятию понятия о сильных и слабых электролитах.

2. Закон есть закон

Оборудование: технические весы, разновесы, два химических стакана на 50 мл, мрамор (кусочки и порошок), разбавленная соляная кислота (~10%-ная).

Отвесьте кусочки мрамора 0,5 г и точно такое же количество порошка мрамора. Налейте в два химических стакана по 10 мл разбавленной соляной кислоты. Кислота должна быть точно отмерена и взята из одной склянки. Поместите стаканы с кислотой на чашки весов и уравняйте их с помощью разновеса. Затем, не снимая стаканы с весов, добавьте одновременно в один стакан порошок мрамора, а в другой кусочки мрамора. Очевидно, что исходные массы веществ в стаканах будут одинаковы и в обоих стаканах будет происходить одна и та же реакция:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 \uparrow + H_2O$$

Но в стакане с порошком мрамора газ выделяется активнее, чем в стакане с кусочками мрамора.

В процессе проведения опыта проверьте (приподнимая арретир), остались ли равными массы веществ на чашках весов. Через некоторое время станет очевидным, что стакан с кусочками мрамора перевешивает. Почему?

Конечно, нарушения закона сохранения массы веществ не происходит. Это кажущееся несоответствие объясняется различной скоростью течения реакции в гетерогенной системе (мрамор + соляная кислота). В стакане с порошком реакция происходит быстрее, так как мрамор находится в измельченном состоянии и имеет бóльшую площадь соприкосновения с кислотой, чем в виде кусочков. Поэтому в первом случае выделяется большее количество оксида углерода (IV). По окончании реакции массы веществ в обоих стаканах станут равны между собой.

3. Изменение окраски при нагревании

Оборудование: химические стаканы на 200 и 500 мл, штатив с кольцом и сеткой, газовая горелка, крахмал, разбавленный раствор иода в воде (бледно-желтого цвета).

Приготовьте раствор крахмала. Для этого 0,5 г картофельной муки разотрите с небольшим количеством холодной воды. Полученную кашицу перенесите в стакан с горячей водой (150 мл) и прокипятите в течение нескольких минут. В большой стакан налейте 450 мл холодной воды, добавьте несколько миллилитров приготовленного раствора крахмального клейстера, хорошо размешайте и прилейте затем несколько капель разбавленного раствора иода. Появляется характерное синее окрашивание. Жидкость из стакана отлейте в пробирку и нагрейте: окраска раствора заметно ослабевает. При охлаждении пробирки водой из-под крана синее окрашивание появляется вновь. Опыт можно повторить.

4. Одни и те же реагирующие вещества образуют растворы различной окраски

Оборудование: три химических стакана на 100 мл, стеклянная палочка, 0,02 М растворы хлорида железа (III) и роданида аммония, 3 М раствор роданида аммония, сухая соль хлорида аммония.

Для успешного проведения опыта следует строго соблюдать указанные концентрации растворов.

Слейте в стакане *1* равные объемы 0,02 М растворов хлорида железа (III) и роданида аммония (по 20 мл). Образуется раствор розового цвета.

Половину полученного раствора перелейте из стакана *1* в стакан *2*. К жидкости в стакане *2* добавляйте (по каплям) 3 М раствор роданида аммония до изменения окраски раствора. Жидкость из бледно-розовой становится кроваво-красной.

Отлейте половину полученного кроваво-красного раствора в стакан *3* и добавьте туда кристаллики хлорида аммония. Процесс растворения соли можно ускорить энергичным помешиванием стеклянной палочкой. Происходит обесцвечивание раствора в стакане *3* (до бледно-желтого).

Сопоставьте окраску всех полученных растворов. Резкое различие окраски жидкостей в стаканах покажется удивительным, если учесть, что в них протекает одна и та же обратимая реакция:

$$FeCl_3 + 3NH_4SCN \rightleftarrows Fe(SCH)_3 + 2NH_4Cl$$

Вещество $Fe(SCN)_3$ — роданит железа (III) — имеет красный цвет. Объясняется это смещением химического равновесия вследствие изменения концентраций реагирующих веществ. О смещении равновесия в том или ином направлении можно судить по усилению или ослаблению окраски реакционной смеси. В стакане *1* слили очень разбавленные растворы, концентрация образующейся соли $Fe(SCN)_3$ незначительна, поэтому раствор приобретает розовую окраску. В стакане *2* раствор становится кроваво-красным, так как увеличение концентрации исходного вещества (в данном случае NH_4SCN) смещает равновесие в сторону прямой реакции и концентрация соли $Fe(SCN)_3$ возрастает. В стакане *3* увеличение концентрации продукта реакции NH_4Cl смещает равновесие в сторону обратной реакции, концентрация соли $Fe(SCN)_3$ уменьшается, вследствие чего окраска раствора становится бледнее.

5. Каталитическое действие оксида марганца (IV)

Оборудование: пробирка, лучинка, 3%-ный раствор пероксида водорода, оксид марганца (IV).

Налейте в пробирку 2—3 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку: она не вспыхнет.

Внесите в пробирку несколько крупинок оксида марганца (IV) и поднесите вторичную тлеющую лучинку к отверстию пробирки: тлеющая лучинка вспыхивает. В чем причина наблюдаемого явления?

Пероксид водорода — соединение непрочное, оно разлагается с выделением кислорода:

$$2H_2O_2 = 2H_2O + O_2\uparrow$$

Реакция разложения пероксида водорода относится к типу реакций самоокисления-самовосстановления. При обычных условиях этот процесс идет очень медленно. Введение катализатора оксида марганца (IV) ускоряет его.

6. Мерцающие огоньки на сахарной горке

Оборудование: керамическая плитка, треножник, фарфоровая чашечка, стеклянная палочка, лучинка, сахарный песок, оксид хрома (III), полученный в результате проведения опыта «Вулкан на столе».

Взвесьте на технических весах 6—9 г оксида хрома (III), 2—3 г сухого мелкого сахарного песка (лучше сахарной пудры). Перенесите эти вещества в сухую фарфоровую чашечку и тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Полученную смесь насыпьте горкой на асбестированную сетку (или на керамическую плитку), помещенную на демонстрационный столик. Внесите в смесь на некоторое время горящую лучинку (до появления первых искр), после чего лучинку уберите. Происходит постепенное раскаливание смеси.

Опыт эффектнее проводить в затемненной комнате и желательно под тягой, так как в помещении будет ощущаться специфический запах горящего сахара. В данном опыте активно окисляется (а может даже и загореться) сахар на поверхности катализатора оксида хрома (III). Легко убедиться, что «мерцающие огоньки» в отсутствие оксида хрома (III) не наблюдаются.

VII. СЕРА

1. Вспышка смеси цинка и серы

Оборудование: порошки цинка и серы (серный цвет), разбавленная соляная кислота, кусок асбеста, весы и разновесы, длинная лучинка, пробирка, фарфоровая ступка.

Опыт лучше проводить в вытяжном шкафу.

Отвесьте на весах 6 г порошка цинка и 3 г серного цвета. Смешайте цинк и серу в фарфоровой ступке и насыпьте смесь горкой на кусок асбеста (или жести).

Нагрейте смесь на одном участке длинной горящей лучинкой. Происходит сильная вспышка и образуется белый порошок сульфида цинка:

$$Zn + S = ZnS$$

$$\begin{array}{l|l} Zn - 2e^- = Zn^{2+} & \text{Процесс окисления} \\ S + 2e^- = S^{2-} & \text{Процесс восстановления} \end{array}$$

В том, что образовался сульфид цинка, легко убедиться на опыте. Поместите белый порошок в пробирку и прилейте разбавленную соляную кислоту. Порошок растворяется в кислоте с выделением сероводорода (*запах!*):

$$ZnS + 2HCl = ZnCl_2 + H_2S\uparrow$$

2. Уголь из сахара

Оборудование: сахарная пудра, концентрированная серная кислота (ρ — 1,84 г/см^3), два химических стакана по 100—150 мл, мензурка, стеклянная палочка, весы, разновесы.

Отвесьте на весах 30 г сахарной пудры и перенесите ее в химический стакан. Отмерьте мензуркой 12 мл концентрированной серной кислоты. Осторожно смешайте в стакане стеклянной палочкой сахар и кислоту в кашеобразную массу (стеклянную палочку тотчас выньте и поместите в стакан с водой). Через некоторое время смесь чернеет и разогревается, и вскоре из стакана начинает выползать пористая угольная масса.

Обугливание сахара (и других углеводов) серной кислотой объясняется окислительными свойствами концентрированной серной кислоты, восстановителем является углевод; процесс экзотермический:

$$2H_2SO_4 + C_{12}O_{11}H_{22} = 2SO_2\uparrow + 13H_2O + 11C + CO_2\uparrow$$

Выделяющиеся газы и пары воды вспучивают угольную массу, которая поднимается в стакане.

3. Выброс черной массы

Оборудование: нитроанилин (*пара-* или *орто-*), концентрированная серная кислота (ρ — 1,84 г/см^3), узкий фарфоровый стакан, стеклянная палочка, электроплитка.

Опыт проводится в вытяжном шкафу.

В стакане приготовьте смесь нитроанилина и серной кислоты в виде густой пасты, помешивая стеклянной палочкой. Кислоту приливайте малыми порциями, паста принимает темно-коричневый цвет *(орто-)* или светло-коричневый *(пара-)*. Стакан со смесью поместите на электроплитку и медленно нагревайте до появления желтого дымка. Как только дым станет гуще, привлеките внимание учащихся, чтобы зафиксировать момент выброса. Выбрасывается черная масса в виде обгоревшего ствола (даже ломается).

Процесс объясняется сильными окислительными свойствами концентрированной серной кислоты (подобно тому, как при обугливании сахара). Химический процесс в суммарном виде:

$$\underset{\text{восстановитель}}{C_6H_4(NO_2)NH_2} + \underset{\text{окислитель}}{H_2SO_4} = 6C + N_2\uparrow + SO_2\uparrow + 4H_2O$$

Выделяющиеся газы: азот, оксид серы (IV) и пары воды делают угольную массу пористой и легкой.

После опыта черный безвредный продукт — черную массу удалите или разотрите с олифой и приготовьте черную масляную краску.

4. Сжижение оксида серы (IV)

Оборудование: сульфит натрия, концентрированная серная кислота (ρ — 1,84 г/см^3), лакмус, поваренная соль, лед, прибор для получения оксида серы (IV), U-образная стеклянная трубка, химический стакан.

Соберите прибор для получения оксида серы (IV) (рис. 17). В колбу на 500 мл поместите две-три ложки сульфита натрия, капельную воронку осторожно наполните серной кислотой. К газоотводной трубке от прибора присоедините U-образную стеклянную трубку.

Приготовьте охладительную смесь (2 части толченого льда или снега и одну часть NaCl), наполните ею химический стакан и погрузите в нее U-образную трубку.

Получите оксид серы (IV), осторожно по каплям приливая серную кислоту к сульфиту натрия:

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_2\uparrow + H_2O$$

Соберите выделяющийся оксид серы (IV) в U-образную трубку. Уже через 10—15 мин в трубке накапливается немного оксида серы (IV).

Выньте U-образную трубку с жидким оксидом серы (IV) из охладительной смеси. Жидкий оксид серы (IV) начинает кипеть (испаряться). Кипение усиливается, если трубку поместить на ладонь.

Оставшийся жидкий оксид серы (IV) вылейте в стаканчик с водой и испытайте раствор синим лакмусом; он окрашивается в красный цвет:

$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3$$

При растворении оксида серы (IV) в воде образуется сернистая кислота. Сернистая кислота — соединение непрочное. Она

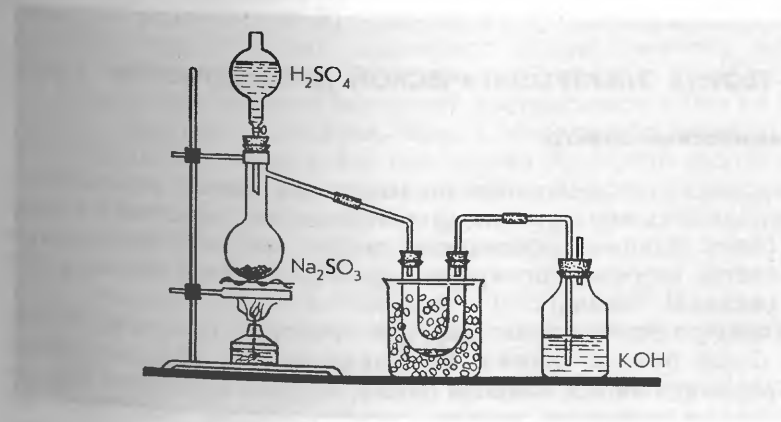


Рис. 17. Получение оксида серы (IV)

существует только в водном растворе, но и находясь в растворе, она частично разлагается на оксид серы (IV) и воду.

Если вылить оксид серы (IV) в раствор фуксина, то последний обесцветится и образуется фуксинсернистая кислота — реактив на альдегиды (фиолетово-красное окрашивание).

5. Изготовление скульптуры

Оборудование: стакан, ложка, две-три старые пластмассовые игрушки (небольшого размера и полые внутри), мячи для настольного тенниса, лейкопластырь, жженый гипс $2CaSO_4 \cdot H_2O$, вазелин.

Осторожно разъедините по шву пластмассовую игрушку или мячики на две равные части, смажьте каждую половинку изнутри вазелином, а затем склейте их лейкопластырем, оставив отверстие для заливки полученной формы гипсовой массой.

Насыпьте жженый гипс в стакан (или в чашку) и добавляйте к нему, все время помешивая, холодную воду до образования массы, напоминающей сметану.

Залейте этой массой приготовленную форму. Через 20 мин расклейте игрушку или мячик по шву и выньте полученную «скульптуру». Она будет точной копией оригинала.

Жженый гипс получают прокаливанием природного гипса $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. При этом частично теряется вода (дегидратация). При замешивании жженого гипса с водой происходит обратный процесс — присоединение воды с выделением теплоты (гидратация). Этот процесс сопровождается отвердением всей массы.

Полученные изделия можно раскрасить. Для этого лучше использовать краски, которые приготовили сами учащиеся. Из шариков можно собрать модели молекул. Для этого в мячиках делают соответствующие отверстия, в которые вставляют смазанные вазелином деревянные (металлические) палочки.

VIII. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

1. Химический спектр

Проводя этот несложный по выполнению опыт, учащиеся будут наблюдать образование ярко окрашенных осадков и растворов. Опыт знакомит учащихся со свойствами некоторых веществ и является хорошей тренировкой в составлении ионных уравнений реакций обмена.

Оборудование: штатив для пробирок, пробирки (6 шт.), лист белой бумаги, растворы хлорида железа (III), иодида калия, роданида калия, хлорида бария, хлорида кобальта (II), хромата калия, сульфата никеля, сульфата меди, гидроксида натрия, 25%-ный раствор аммиака.

В шесть пробирок, помещенных в штатив, слейте попарно следующие растворы: в первую — хлорид железа (III) и роданид калия, во вторую — хлорид бария и хромат калия, в третью — сульфат никеля и гидроксид натрия, в четвертую — сульфат меди и гидроксид натрия, в пятую — сульфат меди и раствор аммиака *(тяга!)*, в шестую — хлорид кобальта (II) и роданид калия. Обратите внимание на гамму цветов полученных осадков и растворов; она подобрана по цветам солнечного спектра. Для лучшего сопоставления цветов расположите за штативом белый лист бумаги.

Происходящие цветные реакции обмена можно отразить следующими уравнениями:

$$FeCl_3 + 3KCNS \rightleftarrows Fe(CNS)_3 + 3KCl$$
$$BaCl_2 + K_2CrO_4 = BaCrO_4\downarrow + 2KCl$$
$$NiSO_4 + 2NaOH = Ni(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$CuSO_4 + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]SO_4$$
$$Cu^{2+} + 4NH_3 = [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$
$$CoCl_2 + 4KSCN = K_2[Co(SCN)_4] + 2KCl$$
$$Co^{2+} + 4SCN^- = [Co(SCN)_4]^{2-}$$

Процессы в пятой и шестой пробирках связаны с комплексообразованием. Предложите учащимся составить по приведенным молекулярным уравнениям ионные уравнения реакций. Опыт знакомит их со свойствами некоторых веществ и является хорошей тренировкой в составлении ионных уравнений.

2. Сильный побеждает

Оборудование: источник тока (2—4 В), гальванометр (школьный с шунтами), два угольных электрода, вставленные в фанерную (картонную) плоскую крышку, восемь химических стаканов емкостью на 50—100 мл, 0,5 н. растворы соляной, уксусной и борной кислот, гидроксида натрия, аммиака, хлорида калия, ацетата натрия.

Химические стаканы наполните растворами, разбив их на три группы: кислоты, основания, соли. Соберите установку. (Подобная установка применялась при изучении электрической проводимости растворов.) При последовательном погружении электродов в растворы наблюдается различное отклонение стрелки гальванометра. Чем сильнее электролит, тем на большее число делений отклонится стрелка, тем этот электролит имеет бо́льшую степень электролитической диссоциации. В ходе опыта электроды после каждого электролита необходимо промыть в воде и высушить фильтровальной бумагой.

На основании опытов можно попросить учащихся распределить кислоты, щелочи и соли в порядке уменьшения силы электролита и объяснить наблюдаемые явления.

3. Яркий накал лампы сигнализирует об образовании соли

Оборудование: установка для иллюстрации электрической проводимости, два химических стакана, концентрированный раствор аммиака, 2 н. раствор уксусной кислоты.

В химические стаканы до $^1/_2$ объема налейте растворы аммиака и уксусной кислоты и проверьте их электрическую проводимость с помощью лампы накаливания (рис. 18): оба электролита слабые. Оставьте в одном стакане электроды и медленно приливайте к раствору содержимое другого стакана: нить лампы разгорается, что указывает на присутствие сильного электролита. В данном случае получается сильный электролит — ацетат аммония:

$$CH_3COOH + NH_4OH = CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O$$

Опыт можно использовать при проведении викторины. Учащиеся должны объяснить, почему лампочка при сливании растворов загорается ярче.

4. Получение синей краски (получение берлинской лазури и турнбулевой сини)

Оборудование: растворы хлорида железа (III), сульфата железа (II) (или соли Мора), гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CH)_6]$, гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CH)_6]$, соляной кислоты, два химических стакана (по 50 мл).

В один из стаканов налейте на $^1/_3$ объема раствор хлорида железа (III), подкислите его небольшим количеством соляной кислоты и затем прибавьте немного раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CH)_6]$. Выпадает красивый темно-синий осадок берлинской лазури. Во второй стакан налейте на $^1/_3$ объема раствор сульфата железа (II) и прилейте к нему немного раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CH)_6]$. Образуется осадок турнбулевой сини.

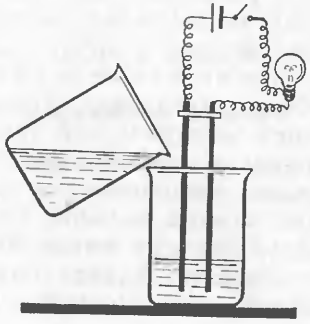


Рис. 18. Получение сильного электролита из слабых

Реакции образования берлинской лазури и турнбулевой сини широко используются в аналитической химии для открытия ионов железа:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CH)_6] = \underset{\text{берлинская лазурь}}{Fe_4[Fe(CN)_6]_3} + 12KCl$$

$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3$$

$$3FeSO_4 + 2K_3[Fe(CN)_6] = \underset{\substack{\text{турнбулева}\\ \text{синь}}}{Fe_3[Fe(CN)_6]_2} + 3K_2SO_4$$

$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2$$

Берлинская лазурь является одной из наиболее распространенных синих красок.

5. Пульверизатор создает «марсианский пейзаж» (опыт-шутка)

Оборудование: лист плотной белой бумаги большого формата, карандаш, кисточка или ватный тампон, пульверизатор, два блюдца, разбавленные растворы хлорида железа (III), сульфата меди и гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$.

Нарисуйте карандашом на листе бумаги «марсианский пейзаж» (рисунку можно дать и иное название). Рисунок должен быть едва заметным. Следует помнить, что в окончательном виде пейзаж должен быть в красно-бурых, синих и белых тонах.

После выполнения рисунка аккуратно пропитайте раствором сульфата меди (при помощи кисточки или ватного тампона) те участки листа, где, по замыслу автора, цвет должен быть красно-бурым, и раствором хлорида железа (III), где цвет должен быть синим. Дайте рисунку высохнуть, наполните пульверизатор раствором гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$ и обработайте им рисунок. Перед зрителями предстанет «марсианский пейзаж».

В данном случае используются цветные реакции:

$$4FeCl_3 + 3K_4[Fe(CN)_6] = \underset{\text{темно-синий}}{Fe_4[Fe(CN)_6]_3} + 12KCl$$

$$4Fe^{3+} + 3[Fe(CH)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CH)_6]_3$$

$$2CuSO_4 + K_4[Fe(CN)_6] = \underset{\text{красно-бурый}}{Cu_2\,[Fe(CN)_6]} + 2K_2SO_4$$

$$2Cu^{2+} + [Fe(CN)_6]^{4-} = Cu_2[Fe(CN)_6]$$

6. Волшебный кувшин

Оборудование: пять стаканов, непрозрачный кувшин (банка), карбонат натрия, гидросульфат натрия (сульфат аммония), раствор фенолфталеина.

В первый стакан поместите 10—20 мг гидросульфата натрия, во второй — столько же карбоната натрия, а в третий — несколько капель раствора фенолфталеина. Четвертый и пятый стаканы предназначены для эффектности опыта. Во все стаканы прилейте по 1 мл воды, чтобы растворились соли. Стакан с гидросульфатом натрия незаметно для зрителей отметьте. Возьмите

чистый кувшин и налейте в него воду из водопроводного крана. Далее во все стаканы поровну вылейте всю воду из кувшина. Затем только из четырех стаканов, оставив как бы случайно стакан с сульфатом натрия, вливайте воду в кувшин. Затем вылейте вновь из кувшина воду в четыре стакана: вода будет уже окрашена в малиновый цвет. Тогда вылейте уже все пять стаканов в кувшин. После непродолжительной паузы разлейте воду из кувшина по стаканам, и она опять станет бесцветной.

Опыт основан на гидролизе солей. Карбонат натрия в результате гидролиза образует щелочную среду, поэтому раствор фенолфталеина окрасился в малиновый цвет. Раствор гидросульфата натрия имеет кислую среду. Таким образом, в кислой среде вновь обесцветился фенолфталеин. После неоднократных упражнений опыт можно довести до большого совершенства.

7. Необычное взаимодействие порошков металлов с растворами солей

Оборудование: две пробирки, горелка, концентрированные растворы хлорида алюминия и фосфата натрия, порошки магния и алюминия.

В пробирку *1* налейте до $^1/_3$ объема концентрированный раствор хлорида алюминия, а в пробирку *2*— концентрированный раствор фосфата натрия. Добавьте в пробирку *1* немного порошка магния: выделяются пузырьки водорода.

В пробирку *2* добавьте небольшое количество порошкообразного алюминия и нагрейте реакционную смесь до кипения. В этом случае также наблюдается выделение водорода.

В чем причина столь необычного взаимодействия? Ведь, как правило, при реакции металлов с растворами солей водород не выделяется. Объяснить это учащимся можно так. Хлорид алюминия и фосфат натрия в водном растворе гидролизуются. Хлорид алюминия как соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, при гидролизе создает кислую среду:

$$AlCl_3 + HOH \rightleftarrows AlOHCl_2 + HCl$$

Образующаяся кислота взаимодействует с магнием:

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow$$

Фосфат натрия при гидролизе дает щелочную среду:

$$Na_3PO_4 + HOH \rightleftarrows Na_2HPO_4 + NaOH$$

Образующийся в пробирке *2* раствор щелочи растворяет оксидную пленку на алюминии, и последний взаимодействует с водой:

$$2Al + 6H_2O + 2NaOH = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

8. Нагрел — появилась окраска

Оборудование: 0,1 н. раствор ацетата натрия $NaCH_3COO$ (с более концентрированным раствором опыт может не получиться), раствор фенолфталеина, пробирка, газовая горелка.

Налейте в пробирку на $^1/_2$ объема 0,1 н. раствор ацетата натрия и добавьте туда 2—3 капли раствора фенолфталеина. Жидкость в пробирке останется бесцветной. Нагрейте жидкость до кипения, наблюдается розовое окрашивание, исчезающее при охлаждении раствора. Окрашивание происходит в результате гидролиза ацетата натрия, степень диссоциации которого увеличивается при нагревании:

$$NaCH_3COO + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + NaOH$$

$$CH_3COO^- + HOH \rightleftarrows CH_3COOH + OH^-$$

Опыт можно повторить.

9. И вода может вызвать появление осадка

Оборудование: концентрированные растворы хлорида сурьмы (III) и соляной кислоты, цилиндр, пипетка.

В стеклянный цилиндр налейте около 20 мл концентрированного раствора хлорида сурьмы (III). Прилейте к прозрачному бесцветному раствору по каплям воду (из пипетки): происходит помутнение. При дальнейшем приливании воды появляется белый объемный осадок, который при добавлении воды увеличивается. Если в цилиндр с осадком добавить несколько капель концентрированной соляной кислоты, то он полностью растворяется. Приливая к полученному прозрачному бесцветному раствору воду, можно вновь вызвать образование осадка. Явление это объясняется гидролизом хлорида сурьмы (III), в результате чего образуется белый осадок нерастворимой основной соли — хлорида антимонила:

$$SbCl_3 + HOH \rightleftarrows SbOCl\downarrow + 2HCl$$

При добавлении соляной кислоты гидролитическое равновесие смещается влево, и осадок растворяется. Добавление же к полученному раствору воды смещает гидролитическое равновесие вправо и вновь приводит к образованию осадка хлорида антимонила.

10. Как «растворить» (на холоде) магний в воде

Оборудование: пробирка, порошок магния, хлорид аммония.

В пробирку с холодной водой насыпьте небольшое количе-

ство порошка магния: магний с водой почти не взаимодействует. Добавьте в пробирку несколько кристалликов хлорида аммония (или прилейте раствор этой соли): магний бурно взаимодействует с водой.

Объясняется это тем, что хлорид аммония подвергается гидролизу, в результате чего создается кислая среда:

$$NH_4Cl + HOH \rightleftarrows NH_4OH + H^+ + Cl^-$$

В кислой среде растворяется гидроксид магния, образующий на поверхности магния пленку, плохо растворимую в воде и препятствующую дальнейшему взаимодействию магния с водой:

$$Mg(OH)_2 + 2H^+ = Mg^{2+} + 2H_2O$$

В результате этого происходит непосредственное взаимодействие магния с катионами водорода (с гидроксонием H_3O^+):

$$Mg + 2H^+ = Mg^{2+} + H_2$$

Суммарное уравнение процесса:

$$Mg + 2H_2O + 2NH_4Cl = H_2\uparrow + MgCl_2 + 2NH_4OH$$

Этот опыт можно предложить учащимся в форме загадки: возможен ли процесс взаимодействия магния с хлоридом аммония:

$$Mg + NH_4Cl \rightarrow ?$$

После чего показать опыт.

11. Две «спокойные» жидкости вызывают бурю

Оборудование: концентрированные растворы хлорида железа (III) и карбоната натрия, раствор соляной кислоты, цилиндр, химический стакан, воронка.

В стеклянный цилиндр налейте на $^1/_3$ объема концентрированный раствор хлорида железа (III) и добавьте туда несколько миллилитров концентрированного раствора карбоната натрия. Жидкость в цилиндре немедленно «закипает» от выделившегося газа, и образуется бурый осадок. Как это объяснить?

Каждая из солей в растворе гидролизуется:

$$FeCl_3 + HOH \rightleftarrows FeOHCl_2 + H^+ + Cl^-$$

$$Na_2CO_3 + HOH \rightleftarrows NaHCO_3 + Na^+ + OH^-$$

При смешивании растворов двух солей катионы H^+ и анионы OH^- образуют молекулы слабого электролита H_2O, а это приводит к сдвигу гидролитического равновесия вправо, поэтому гидролиз каждой из взятых солей идет до конца, т. е. процесс аналогичен реакциям, если бы к раствору хлорида железа прилили щелочи, а к карбонату натрия — кислоты.

В том, что при сливании растворов осадка карбоната железа не образуется, легко убедиться на опыте. Для этого отфильтруйте бурый осадок, хорошо промойте его на фильтре водой (от избытка соды) и растворите в соляной кислоте. Осадок полностью растворяется в кислоте, но выделения газа CO_2 при этом не наблюдается:

$$Fe(OH)_3 + 3HCl = FeCl_3 + 3H_2O$$

12. Выщелачивание стекла

Оборудование: два химических стакана (один из них на 50 мл), фарфоровая ступка, горелка, стеклянная трубочка, раствор фенолфталеина.

Нагрейте стеклянную трубочку в пламени горелки до размягчения и быстро погрузите в стакан с водой: стекло распадается на мелкие кусочки. Слейте бóльшую часть воды, перенесите мокрое стекло в фарфоровую ступку и разотрите пестиком в порошок (*защитные очки!*). Затем смойте стеклянный порошок в маленький химический стакан и добавьте несколько капель раствора фенолфталеина: появляется малиновое окрашивание.

Обыкновенное стекло ($Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$) — смесь силикатов натрия и кальция. Вода при обычных условиях практически его не растворяет. При растирании поверхность соприкосновения стекла с водой сильно увеличивается. Перешедший в раствор силикат натрия гидролизуется. Вследствие гидролиза в растворе накапливаются ионы OH^-, и концентрация их становится достаточной для изменения окраски фенолфталеина.

13. Вещество одно, а при растворении получаются разные продукты

Оборудование: четыре пробирки, ацетон, вода, кристаллические хлорид меди (II) и хлорид кобальта (II).

В одну пробирку с ацетоном, а в другую с водой поместите кристаллы хлорида меди. В первом случае при растворении соли получается изумрудно-зеленая окраска, а во втором — голубая. В третью и четвертую пробирки поместите хлорид меди с теми же веществами.

Почему получились разные окраски растворов? Ответ может быть один: в ацетоне — органическом растворителе — процесс растворения идет только до молекул, а в воде — до гидратированных ионов.

IX. АММИАК, СОЛИ АММОНИЯ, НИТРАТЫ

1. Огненная метель

Оборудование: бутыль вместимостью 3—10 л, 25%-ный водный раствор аммиака, оксид хрома (III), ложечка для сжигания вещества, горелка.

В бутыль налейте водный раствор аммиака, смочите ее стенки, а избыток жидкости слейте в склянку для слива растворов. Бутыль закройте крышкой (пробкой). Все это сделайте заранее. В ложечку для сжигания веществ поместите оксид хрома (III) и накалите над пламенем горелки, а затем внесите в бутыль с газообразным аммиаком и сбросьте его. Образуется целый сноп искр, которые кружатся внутри бутыли, как в метель, в темноте зрительный эффект повышается:

$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow{Cr_2O_3} 4NO + 6H_2O$$
$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

2. Вулкан на столе

Оборудование: коническая колба, фарфоровый тигель или чашка, дихромат аммония, спирт.

В горло конической колбы вставьте тигелек или фарфоровую чашку. Колбу можно покрыть пластилином, придав ей форму горы, или изготовить макет сопки. Под колбу или макет положите большой лист бумаги для сбора оксида хрома (III). В тигелек насыпьте дихромат аммония, в центре холмика смочите его спиртом. Зажигается «вулкан» горящей лучинкой. Реакция экзотермическая, протекает бурно, вместе с азотом вылетают раскаленные частички оксида хрома (III). Если погасить свет, то создается впечатление извергающегося вулкана, из кратера которого выливаются раскаленные массы:

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 = N_2\uparrow + Cr_2O_3 + 4H_2O$$

Оксид хрома (III) соберите и сохраните для других опытов.

3. Получение дымного пороха

Оборудование: чистые ступки с пестиками, железная (керамическая) подставка, пробирка, железный штатив, медная сетка в рулоне (металлическая трубка), горелка, алюминиевая фольга.

Дымный порох получают смешиванием 7,5 г нитрата калия, 1 г серы, 1,5 г древесного угля. Перед смешиванием каждое вещество разотрите в ступке. Щепотку смеси поместите на железную (керамическую) подставку и поджигайте лучинкой. Смесь

сгорает, образуя облако дыма. Процесс можно отразить уравнением:

$$6KNO_3 + 2S + 3C = K_2S + K_2SO_4 + K_2CO_3 + CO_2\uparrow + CO\uparrow + 3N_2\uparrow + 4O_2\uparrow$$

Основную роль играет селитра, которая при нагревании разлагается с образованием кислорода.

Для доказательства, что порох обладает выталкивающей силой за счет образовавшихся газов, можно сжечь щепотку приготовленного пороха в пробирке. Пробирку укрепите в лапке штатива. Для безопасности опыта следует пробирку обернуть медной сеткой или жестяной трубочкой по размерам пробирки. Отверстие пробирки накройте колпачком. Колпачок приготовьте из алюминиевой фольги в виде конуса, внутрь которого поместите кусочек пластилина для балласта, чтобы колпачок в полете не кувыркался.

Под пробирку подставьте горелку. При нагревании порох воспламенится (взорвется), колпачок подлетит вверх. Увлекаться силой взрыва не следует.

4. Бенгальские огни

Оборудование: ступки с пестиками, керамическая пластинка, чистая бумага, сухие соли ($Sr(NO_3)_2$, K_2CO_3, $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$), сахарная пудра.

Данный опыт следовало бы отнести к материалу о кислородных соединениях хлора, но, учитывая сложность процессов и участие солей азотной кислоты, его целесообразно включить в этот раздел, используя при повторении материала.

Название «бенгальские огни» заимствовано у пиротехников. Это смеси, состоящие из горючих веществ (серы, угля, сахара), окислителей и легкоразлагающихся веществ (солей азотной и угольной кислот). Горение бенгальских огней сопровождается сильным разбрасыванием искр, поэтому необходимо проявлять осторожность во время проведения опытов: убрать все легковоспламеняющиеся вещества, подготовить противопожарные средства (асбестовое одеяло, вода, песок и прочие подручные материалы). Подробное описание о приготовлении бенгальских огней дано в книге М. М. Гостева **(5)**.

5. Выжигание по бумаге

Оборудование: плотный лист белой бумаги, карандаш, кисточка, стеклянная палочка, железный штатив с кольцом и сеткой, горелка, химический стакан, мерный цилиндр, нитрат калия.

На плотный лист белой бумаги нанесите карандашом едва заметный контур какой-либо фигуры (рисунок нужно сделать од-

ной сплошной и непересекающейся линией). Выделите на контуре одну произвольную точку и отметьте ее цветным карандашом. Приготовьте при нагревании и помешивании стеклянной палочкой насыщенный раствор нитрата калия (для этого следует в 20 мл воды растворить 30 г соли, всыпая соль небольшими порциями). При помощи кисточки тщательно пропитайте бумагу по контуру рисунка еще не остывшим раствором нитрата калия (работать аккуратно, не оставлять промежутков). Когда бумага высохнет, слегка коснитесь концом горящей лучинки отмеченной ранее точки. Тотчас же появится искра, которая будет медленно передвигаться по контуру, пока не «обежит» весь рисунок. Этот опыт, проведенный в затемненном помещении, весьма эффектен.

Химизм процесса основан на реакции разложения нитрата калия при нагревании:

$$2KNO_3 = 2KNO_2 + O_2\uparrow$$

В бумаге выкристаллизовывается нитрат калия, разлагающийся при прикосновении горящей лучины. На участках, где происходит процесс разложения соли, бумага обугливается.

6. Необычное поведение азотной кислоты

Оборудование: 0,1 н. раствор нитрата серебра, концентрированный раствор аммиака, растворы хлорида натрия и азотной кислоты, пробирка.

Налейте в пробирку на $^1/_4$ объема раствор нитрата серебра и добавьте к нему раствор хлорида натрия. Выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра:

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

Прилейте в пробирку с осадком раствор аммиака. Осадок полностью растворяется:

$$AgCl + 2NH_3 = [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

К полученной бесцветной прозрачной жидкости добавьте немного разбавленной азотной кислоты. Вновь выпадает белый осадок хлорида серебра:

$$[Ag(NH_3)_2]Cl + 2HNO_3 = AgCl\downarrow + 2NH_4NO_3$$

Азотная кислота в этой реакции выступает в необычной для себя роли. Она здесь не окислитель (степени окисления элементов при реакции не изменяются), а вызывает разрушение комплексного иона серебра, усиливая его диссоциацию.

Опыт можно повторить.

7. Опасные полоски

Оборудование: фильтровальная бумага, спиртовой раствор иода, 25%-ный раствор аммиака, стеклянная палочка, лист жести (фанеры), стакан.

Фильтровальную бумагу поместите в стакан со смесью раствора иода и аммиака (1 : 1). Влажную бумагу нарежьте в виде тонких полосок и поместите на лист жести для высушивания с таким расчетом, чтобы к химическому вечеру можно было показать опасные полоски (примерно 24 ч). При касании стеклянной палочкой (указкой) к опасным полоскам произойдет хлопок, выстрел. Опыт постарайтесь поставить как загадку.

Поскольку иодистый азот в чистом виде не получается, а образуются его молекулярные соединения с аммиаком, например $NI_3 \cdot NH_3$, в школе уравнения реакций образования иодистого азота рассматривать не следует, а вот уравнение реакции разложения иодистого азота — можно.

В иодистом азоте азот имеет степень окисления —3, а иод +1. Положительная степень окисления у иода образует очень слабую связь с азотом. Вещество термодинамически неустойчиво, поэтому при взрыве разлагается с образованием паров иода, свободного азота:

$$2NI_3 = 3I_2 + N_2$$

X. КРЕМНИЙ

1. Вихревые кольца оксида кремния (IV) в воздухе

Оборудование: фарфоровая чашка, чугунный тигель диаметром 4—5 см, коническая мензурка, стеклянная палочка, аптекарские весы и разновесы, кирпич (или мраморная доска), сухой мелкий кварцевый песок, порошок магния, лента магния, раствор соляной кислоты (1:2, ρ — 1,19 г/см^3).

Отвесьте на весах 7 г предварительно прокаленного кварцевого песка и 10 г порошка магния. Перенесите все в фарфоровую чашечку и тщательно перемешайте стеклянной палочкой. Пересыпьте полученную смесь в чугунный тигель и вставьте в нее небольшой кусок ленты магния. Поместите тигель на кирпич (мраморную или чугунную доску) и подожгите смесь длинной лучинкой (*тяга!*). Происходит бурное взаимодействие между оксидом кремния и магнием:

$$4Mg + SiO_2 = Mg_2Si + 2MgO$$
$$2Mg + SiO_2 = 2MgO + Si$$

Через некоторое время, когда смесь в тигле остынет, извлеките ее и перенесите на чистый лист бумаги. В коническую мензур-

ку с соляной кислотой поочередно опускайте небольшие кусочки остывшей массы:

$$Mg_2Si + 4HCl = SiH_4\uparrow + 2MgCl_2$$
$$MgO + 2HCl = MgCl_2 + H_2O$$

Наблюдаются энергичные вспышки, сопровождающие взаимодействие каждого кусочка смеси с соляной кислотой, так как выделяющийся силан самовоспламеняется на воздухе:

$$SiH_4 + 2O_2 = SiO_2 + 2H_2O$$

При этом возможны случаи, когда над мензуркой образуются кольца «дыма». На дне мензурки осаждается аморфный кремний (простое вещество). Осадок можно отфильтровать, высушить и ознакомиться с его свойствами.

2. Получение «драгоценных» камней (окрашенного стекла)

Оборудование: растворы нитрата кобальта (II), сульфата хрома (III), стеклянная палочка, две пробирки, паяльная горелка.

Растяните тонкую стеклянную палочку в пламени паяльной горелки в стеклянную нить. Погрузите ее в пробирку с раствором нитрата кобальта (II), затем постепенно внесите нить в горячую зону пламени паяльной горелки. Нить сплавляется в стеклянный шарик, окрашенный в синий цвет. После охлаждения покажите стеклянный шарик учащимся (на свету). Он имеет красивую синюю окраску (напоминающую окраску сапфира). Синяя окраска стекла обусловлена ионами кобальта Co^{2+}.

Аналогично получите стеклянный шарик, окрашенный в зеленый цвет, опуская стеклянную нить в раствор соли хрома и затем помещая ее в пламя паяльной горелки. Ионы Cr^{3+} окрашивают стекло в зеленый цвет. Шарик похож на изумруд.

3. Светящиеся смеси

На занятиях химического кружка можно предложить учащимся самим приготовить люминофоры.

Оборудование: различные соли (см. рецепты), ступка с пестиком, керамическая плитка, фарфоровая чашка, магниевая вспышка.

Смесь готовят, придерживаясь выбранного рецепта (массы веществ выражены в граммах).

Рецепт № 1 (свечение ярко-зеленое): карбонат магния — 2,0; оксид цинка —3,0; сульфат натрия —1,2; сульфид бария — 2,0; сера —3,5; перхлорат аммония — 5,2; сахароза —0,4.

Рецепт № 2 (свечение синее): карбонат кальция —2,0; карбонат магния —2,0; оксид цинка —3,0; сульфид бария —1,5; сера —4,0; сульфат натрия —0,7; перхлорат аммония —4,0; сахароза —0,5.

Рецепт № 3 (свечение зеленое): карбонат стронция —1,0; карбонат магния —2,0; оксид цинка —3,0; сульфид бария —1,0; сера —3,5; сульфат натрия —1,2; сахароза —0,4; перхлорат аммония —4,0.

Смесь растирают в ступке (без NH_4ClO_4). Затем осторожно перемешивают с окислителем (NH_4ClO_4), помещают на керамическую плитку и поджигают газовой горелкой. После сжигания охлаждают и полученный порошок переносят в фарфоровую чашку. Смесь освещают магниевой вспышкой, после чего наблюдают свечение в темноте (темном помещении).

XI. МЕТАЛЛЫ

1. Опасное железо

Оборудование: железный лист, пробирки, воронки, фильтровальная бумага, железные опилки, сульфат железа (II), оксалат аммония (щавелевая кислота).

Пирофорное железо готовится в день демонстрации и в том количестве, которое будет полностью израсходовано. Хранить его впрок не рекомендуется, так как оно может вызвать пожар. Готовят пирофорное железо путем сливания эквимолярных растворов оксалата аммония и сульфата железа (II) или соли Мора. Для приготовления растворов возьмите 20 г соли Мора и растворите ее в 20 мл воды. Оксалат аммония в количестве 7,2 г также растворите в 20 мл воды. Растворы смешайте. Выпадает осадок оксалата железа $FeC_2O_4 \cdot 2H_2O$. Осадок отделите от раствора путем фильтрования с обильным отмыванием солей аммония. Промытый осадок высушите фильтровальной бумагой и перенесите в пробирку. Пробирку укрепите в штативе наклонно отверстием слегка вниз. Нагрейте осторожно вещество в пламени горелки, выделяющиеся капли воды снимайте фильтровальной бумагой. Когда вещество разложится и превратится в черный порошок, закройте пробкой пробирку. Пробирку с пирофорным железом поставьте в безопасное место вдали от воспламеняющихся веществ.

Во время демонстрации опыта по самовозгоранию железа целесообразно показать две пробирки с железом. В одной должно находиться пирофорное железо, а в другой — железные опилки. При действии магнита и то и другое железо притягивается к магниту. При высыпании на лист железа (асбеста) железные опилки не воспламеняются, а пирофорное железо вспыхивает. Опыт очень эффектный. Самовозгорание пирофорного железа объясняется очень тонкой измельченностью, большой поверхностью окисления. Поэтому после проведения опытов его необходимо ликвидировать.

2. Разноцветное пламя

Оборудование: фарфоровые чашечки, фильтровальная бумага, металлический стержень, растворы нитратов натрия, калия, рубидия, цезия, кальция, бария, стронция.

Для опыта приготовьте концентрированные растворы различных солей азотной кислоты, в которых смочите полоски фильтровальной бумаги. При подсушивании полосок посыпьте их мелко растертыми кристалликами той же соли. Высушенные полоски укрепите на металлическом стержне, закрепите их в виде спиралей и придайте им форму развесистой пальмы. При одновременном поджигании полосок «бумажный фонтан» горит разноцветными огнями, соответствующими катионам: литий — малиновым, натрий — желтым, калий — фиолетовым, рубидий и цезий — розово-фиолетовым, кальций — кирпично-красным, барий — желтовато-зеленым, стронций — малиновым цветом и т. д.

Соли азотной кислоты при нагревании разлагаются с выделением кислорода, поэтому полоски бумаги горят очень интенсивно.

Различные цвета пламени можно показать при сжигании хлоридов в спирте. Для этого возьмите чистые фарфоровые чашки, в которые налейте по 2—3 мл спирта. В спирт добавьте по 0,2—0,5 г мелко растертых хлоридов. Смесь подожгите. В каждой чашке цвет пламени характерен для того катиона, который имеется в составе соли.

Гамму цветов можно разнообразить, используя другие соли и борную кислоту. Например, если смешать 5 мл спирта с 1 мл концентрированной серной кислоты и 1 г борной кислоты, то после поджигания смеси появится красивое зеленое пламя, образуемое горящим борноэтиловым эфиром:

$$H_3BO_3 + 3C_2H_5OH = B(C_2H_5O)_3 + 3H_2O$$
$$2B(C_2H_5O)_3 + 18O_2 = B_2O_3 + 15H_2O + 12CO_2\uparrow$$

3. Окрашивание пламени

Оборудование: нихромовая проволока, концентрированная соляная кислота, соли азотной кислоты, фильтровальная бумага, газовая горелка.

Для демонстрации свечения пламени необходимо иметь проволочку платиновую или нихромовую от испорченных нагревательных приборов. Проволочку впаивают в стеклянные трубочки. Перед демонстрацией каждого опыта обработайте проволочку концентрированной соляной кислотой и прокалите ее в пламени горелки до исчезновения желтого окрашивания пламени. Обработанную проволочку вносите в соль, предварительно растертую в ступке, а затем в пламя горелки. Если используется раствор соли, то в ушко металлической петли целесообразно вставить кусочек фильтровальной бумаги и пропитать ее раствором соли.

4. Зеленое пламя

Оборудование: раствор буры $Na_2B_4O_7$, концентрированная серная кислота, этиловый спирт, фарфоровый тигель, мерный цилиндр на 5 мл, фарфоровый треугольник, штатив с кольцом, газовая горелка.

Тигелек с 1—2 мл раствора буры вставьте в фарфоровый треугольник, помещенный в кольцо штатива. Нагревайте раствор буры до образования сухого остатка, после чего тигель охладите, прибавьте к сухому остатку 1 мл концентрированной серной кислоты и 1—2 мл *(не больше!)* этилового спирта и подожгите смесь. Пламя горящего спирта окрашивается по краям в зеленый цвет. Цвет пламени объясняется образованием очень летучего борноэтилового эфира $B(OC_2H_5)_3$ при взаимодействии спирта с борной кислотой (формулу удобнее изобразить как $B(OH)_3$):

$$B(OH)_3 + 3C_2H_5OH \overset{H_2SO_4}{=} B(OC_2H_5)_3 + 3H_2O$$

Летучие соединения бора окрашивают пламя в зеленый цвет. Этой реакцией пользуются для открытия борной кислоты и ее солей (качественная реакция).

5. Получение «корольков» металлов

Оборудование: оксид олова (IV), древесный уголь (или кокс), паяльная трубка, фарфоровая ступка, горелка.

Разотрите в фарфоровой ступке кусочек угля в угольную пыль. Смешайте (на листе бумаги) немного угольной пыли с оксидом олова (IV). В куске угля сделайте углубление диаметром 0,5 см и заполните его оксидом олова (IV), увлажнив 2—3 каплями воды. К краю пламени спиртовки подведите паяльную трубку и, осторожно вдувая в нее ртом воздух, направьте вытянутое пламя на смесь (рис. 20). Нагревайте до тех пор, пока не образуется капля расплавленного металла. Дайте металлу охладиться и извлеките «королек» олова из куска угля:

$$SnO_2 + 2C = Sn + 2CO$$

6. Пламя над водой (взаимодействие раскаленного магния с водой)

Оборудование: порошок магния, ложка для сжигания, плоскодонная колба на 2—3 л, предметный столик, горелка.

Наполните плоскодонную колбу до половины водой и поставьте ее на предметный столик. Ложку для сжигания с порошком магния внесите в пламя горелки. Как только магний загорится, горелку уберите. Когда горение магния уменьшится, дай-

те смеси несколько охладиться и погрузите ложку в колбу с холодной водой. Происходит бурная реакция раскаленного магния, выделяющийся при этом водород загорается над поверхностью воды:

$$Mg + 2H_2O = Mg(OH)_2 + H_2\uparrow$$

$$\begin{array}{l|l} Mg - 2e^- = Mg^{2+} & \text{Процесс окисления} \\ 2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^- & \text{Процесс восстановления} \end{array}$$

7. Белый осадок из голубого раствора

Оборудование: раствор хлорида меди (II), концентрированная соляная кислота, порошок меди, два химических стакана (на 50 и 200 мл), пробирка, штатив с кольцом, асбестированная сетка, горелка.

В стакан на 50 мл налейте около 15 мл голубого раствора хлорида меди (II) и прилейте к нему 1 мл концентрированной соляной кислоты. При этом голубая окраска раствора переходит в зеленую. Добавьте к полученному раствору немного порошка меди и нагрейте стакан со смесью на асбестированной сетке до кипения. Кипятите до тех пор, пока цвет жидкости не перейдет из зеленого в грязно-желтый и несколько капель этого раствора, прилитых в пробирку с водой, перестанут давать голубое окрашивание:

$$CuCl_2 + Cu = 2CuCl$$

$$\begin{array}{l|l} Cu^{2+} + e^- = Cu^+ & \text{Процесс восстановления} \\ Cu - e^- = Cu^+ & \text{Процесс окисления} \end{array}$$

По окончании реакции вылейте жидкость в стакан с водой. Образовавшийся хлорид меди (I) выпадает в виде белого осадка.

8. «Золотой нож»

Оборудование: насыщенный раствор медного купороса, раствор серной кислоты (1:5), железный нож, наждачная бумага, химический стакан на 250 мл.

В химический стакан налейте 200 мл концентрированного (лучше насыщенного) раствора медного купороса и подкислите его 1 мл серной кислоты. Хорошо почистите нож наждачной бумагой (после чего не дотрагивайтесь до поверхности металла руками). Опустите нож на несколько секунд в раствор медного купороса, затем выньте его, быстро сполосните водой и сейчас же насухо протрите полотенцем. Нож становится «золотым» — он покрылся ровным блестящим слоем меди:

$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$$

$$\begin{array}{l|l} Fe - 2e^- = Fe^{2+} & \text{Процесс окисления} \\ Cu^{2+} + 2e^- = Cu & \text{Процесс восстановления} \end{array}$$

9. «Сноп» искр из тигля

Оборудование: железный тигель, штатив с кольцом, фарфоровый треугольник, горелка, лист бумаги, стеклянная палочка, порошки железа и древесного угля, сухой мелкокристаллический перманганат калия.

На чистом листе бумаги (или на стекле) тщательно смешайте стеклянной палочкой или шпателем равные количества (примерно по 1—2 чайной ложки) порошков железа, древесного угля и перманганата калия.

Полученную смесь перенесите в железный тигель, закрепленный в фарфоровом треугольнике, который находится на кольце штатива. Нагрейте тигель в пламени горелки. Через некоторое время из тигля начинают разлетаться раскаленные частички железа в виде снопа искр. С появлением искр горелку следует поставить. Опыт эффектнее проводить в затемненном помещении.

Какие же реакции происходят в смеси?

1) Разложение перманганата калия при нагревании:

$$2KMnO_4 = K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$
$$Mn^{7+} + e^- = Mn^{6+}$$
$$Mn^{7+} + 3e^- = Mn^{4+}$$
$$2O^{2-} - 4e^- = O_2$$

2) Сгорание угля в выделяющемся кислороде:

$$C + O_2 = CO_2\uparrow$$

3) Образующийся при горении угля газообразный оксид углерода (IV) увлекает за собой раскаленные частицы железа, которые сгорают в кислороде:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

10. Химический хамелеон

Оборудование: растворы перманганата калия $KMnO_4$, сульфита калия K_2SO_3, серной кислоты, концентрированный раствор гидроксида калия KOH, три цилиндра по 100 мл, стеклянная палочка.

В три цилиндра налейте на $^1/_3$ объема малиновый раствор перманганата калия. Прибавьте немного в первый цилиндр разбавленной серной кислоты, во второй — воды, а в третий — концентрированный раствор гидроксида калия. Окраска растворов при этом не изменяется. Добавьте во все цилиндры по 5 мл раствора сульфита калия и хорошо перемешайте смеси стеклянной

вать до тех пор, пока изумрудная окраска не перейдет в желтую. Если к желтому раствору прилить 2—3 мл серной кислоты, то он приобретает оранжевую окраску.

Наблюдаемые в опыте превращения объясняются следующими последовательно происходящими реакциями.

При действии щелочи на раствор сульфата хрома (III) вначале выпадает осадок гидроксида хрома (III):

$$Cr_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Cr(OH)_3 + 3Na_2SO_4$$
$$Cr^{3+} + 3OH^- = Cr(OH)_3$$

Гидроксид хрома (III) амфотерен и в избытке щелочи растворяется, образуя изумрудный раствор хромита натрия $NaCrO_2$ (ион CrO_2^- зеленого цвета):

$$Cr(OH)_3 + OH^- = CrO_2^- + 2H_2O$$

Хромиты в щелочной среде при действии сильных окислителей окисляются в хроматы. Это превращение сопровождается изменением окраски раствора от зеленой до желтой (ион CrO_4^{2-} желтого цвета):

$$2NaCrO_2 + 3H_2O_2 + 2NaOH = 2Na_2CrO_4 + 4H_2O$$
$$CrO_2^- - 3e^- + 4OH^- = CrO_4^{2-} + 2H_2O \mid 2$$
$$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^- \mid 3$$

При действии кислоты хроматы превращаются в дихроматы (ион $Cr_2O_7^{2-}$ оранжевого цвета):

$$2Na_2CrO_4 + H_2SO_4 = Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

14. Синий пероксид хрома

Оборудование: растворы дихромата калия $K_2Cr_2O_7$, серной кислоты, 3%-ный раствор пероксида водорода, диэтиловый эфир, пробирка, пипетка.

Налейте в пробирку по 1—2 мл пероксида водорода и разбавленной серной кислоты. Добавьте к полученной смеси 0,5 мл диэтилового эфира и несколько капель (пипеткой) дихромата калия. Тотчас образуется пероксид хрома CrO_5 синего цвета, который при осторожном взбалтывании адсорбируется эфиром:

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2O_2 + H_2SO_4 = 2CrO_5 + K_2SO_4 + 5H_2O$$

Эфирный слой окрашивается в интенсивно-синий цвет. Постепенно синяя окраска ослабевает, и водный слой окрашивается в зеленый цвет, так как в растворе пероксид хрома неустойчив и постепенно разлагается с образованием оксида хрома (III) и кислорода:



Реакцией образования пероксида хрома часто пользуются для открытия пероксида водорода.

15. Красный надхромат (перхромат) калия

Оборудование: 30%-ный и 3%-ный растворы пероксида водорода, 50%-ный раствор гидроксида калия, хромат калия K_2CrO_4 (сухая соль), раствор серной кислоты, спирт, диэтиловый эфир, охлаждающая смесь (лед и NaCl), коническая колба на 100 мл, мерный цилиндр на 100 мл, стеклянная палочка, ступка, воронка Бюхнера, пробирка, чашка (кристаллизатор).

В коническую колбу с 60 мл 3%-ного раствора пероксида водорода прибавьте 5 мл его 30%-ного раствора и 5 мл гидроксида калия. Поместите колбочку в чашку с охлаждающей смесью и, помешивая стеклянной палочкой, дайте жидкости затвердеть. Извлеките колбу из охладительной смеси, добавьте к реакционной массе 5 г тонко растертого (в ступке) хромата калия и вновь погрузите колбу в охладительную смесь (до завершения реакции). Через 2 ч реакция заканчивается, реакционная масса становится жидкой, и из нее выпадают красно-бурые кристаллы:

$$2K_2CrO_4 + 7H_2O + 2KOH = 2K_3CrO_8 + 8H_2O$$
$$CrO_4^{2-} - 7e^- + 8OH^- = CrO_8^{3-} + 4H_2O \mid 2$$
$$H_2O_2 + 2e^- + 2H^+ = 2H_2O \mid 7$$

Выпавшие кристаллы отфильтруйте на воронке Бюхнера, промойте сначала холодной водой, а затем последовательно спиртом и эфиром. Высушите кристаллы на листах фильтровальной бумаги. Полученный надхромат калия представляет собой красивые октаэдрические кристаллы красно-бурого цвета, устойчивые на воздухе.

Несколько кристалликов растворите в воде и добавьте к раствору немного серной кислоты. Раствор приобретает синюю окраску, быстро переходящую в зеленую, так как образуется свободная надхромовая кислота, содержащая ионы CrO_8^{3-} синего цвета, быстро восстанавливающиеся в ионы Cr^{3+} зеленого цвета.

16. «Синий пепел» (тенарова синь)

Оборудование: концентрированный раствор сульфата алюминия, раствор нитрата кобальта, фильтровальная бумага, фарфоровый тигелек, штатив с кольцом, фарфоровый треугольник, тигельные щипцы, лучинка, горелка.

Сверните небольшой кусочек фильтровальной бумаги в жгутик, смочите его несколькими каплями концентрированного раствора соли алюминия и 1—2 каплями раствора нитрата кобальта. Захватите жгутик тигельными щипцами и высушите, держа высоко над пламенем горелки. Положите жгутик в сухой тиге-

лек, закрепленный в фарфоровый треугольник, помещенный в кольцо штатива. Подожгите жгутик лучинкой и полученную золу сильно прокалите в пламени горелки:

$$2Co(NO_3)_2 = 2CoO + 4NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$
$$Al_2(SO_4)_3 = Al_2O_3 + 3SO_3$$

На дне тигелька образуется синяя масса — «пенел» (тенарова синь). По химическому составу тенарова синь представляет собой алюминат кобальта $Co(AlO_2)_2$, образующийся при нагревании:

$$CoO + Al_2O_3 = Co(AlO_2)_2$$

В аналитической химии этой реакцией пользуются для открытия катиона Al^{3+}.

17. Синтез малахита

Оборудование: ацетат меди $Cu(CH_3COO)_2 \cdot H_2O$, карбонат калия, два химических стакана (на 200 и 500 мл), воронка для отсасывания, стеклянная палочка, фарфоровая чашка, весы и разновесы, штатив с кольцом, асбестированная сетка, горелка.

Вначале следует приготовить исходные растворы ацетата меди и карбоната калия. Для этого отвесьте 15 г ацетата меди, перенесите в стакан на 200 мл и растворите, помешивая стеклянной палочкой, в 100 мл воды. В стакане на 500 мл растворите 7,4 г карбоната калия в 125 мл воды.

Влейте (при помешивании стеклянной палочкой) раствор ацетата меди в раствор карбоната калия и нагрейте полученную смесь на асбестированной сетке до 100 °С (для завершения реакции):

$$2Cu(CH_3COO)_2 \cdot H_2O + 2K_2CO_3 + H_2O =$$
$$= CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2 + 4CH_3COOH + CO_2 + 2K_2O$$

Образуется зеленоватый осадок гидроксокарбоната меди $(CuOH)_2CO_3$ или $CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$ (малахит). Осадок промойте горячей водой декантацией, перенесите на фильтр воронки для отсасывания и промойте под вакуумом. Затем порошок малахита перенесите в фарфоровую чашку и высушите в сушильном шкафу при температуре ~ 120 °С. Полученный в опыте малахит — порошок красивого зеленого цвета. Его можно использовать для изучения реакций разложения в VII классе или приготовить салатного цвета краску, если растереть его с олифой.

XII. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Электрохимия — раздел химии, в котором изучаются химические процессы, связанные с возникновением электрического тока либо вызванные им.

При работе с источниками тока (батареями, аккумуляторами), а также с выпрямителями электрического тока различных систем необходимо соблюдать все меры предосторожности, указанные в инструкциях по эксплуатации приборов.

1. Химическая реакция — источник электрического тока

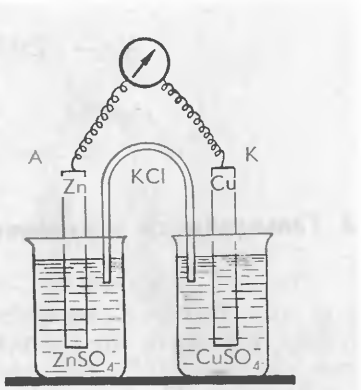


Рис. 19. Медно-цинковый гальванический элемент

Оборудование: два химических стакана, медная и цинковая пластинки, U-образная трубка, вольтметр, 1 М растворы сульфата меди, сульфата цинка и хлорида калия.

Соберите прибор согласно рисунку 19. Для этого в стаканы налейте растворы сульфата меди и сульфата цинка до одинакового уровня. U-образную трубку наполните раствором хлорида калия. Одно колено плотно закройте и трубку переверните вниз отверстиями, осторожно погружая в стаканы с растворами солей меди и цинка так, чтобы в трубке не оказался воздушный пузырь. Она вместе с раствором хлорида калия будет выполнять роль электролитического ключа.

Далее в раствор сульфата меди погрузите медную пластинку, соединенную с гальванометром, а в раствор сульфата цинка — цинковую пластинку, тоже соединенную с гальванометром. Отклонение стрелки гальванометра указывает на наличие тока в цепи.

После наблюдаемого эффекта учащимся можно задать вопросы: почему отклонилась стрелка гальванометра? Что послужило причиной образования электрического тока? Какова схема медно-цинкового элемента? Объяснение наблюдаемого явления целесообразно начать с составления электрохимической схемы, обратив внимание на название анода и катода в гальванических элементах. Если в гальваническом элементе анодом называют электрод, заряженный отрицательно, а катодом — положительно, то в аккумуляторах, батареях, источниках постоянного тока анод всегда положительный, а катод отрицательный.

Электрохимическая схема гальванического элемента:

$$\text{анод } (-)\ \underbrace{Zn/ZnSO_4 \parallel CuSO_4/Cu}\ (+)\ \text{катод}$$

или в более сокращенной форме:

$$A\ (-)\ Zn/Zn^{2+}\|Cu^{2+}/Cu\ (+)\ K$$

На катоде: $Cu^{2+} + 2e^- = Cu$

На аноде: $Zn - 2e^- = Zn^{2+}$

2. Гальванометр указывает на коррозию железа

Оборудование: U-образная трубка, графитовый электрод (от батареи карманного фонаря), железная пластинка (гвоздь), медная проволока, гальванометр, 0,1 н. раствор соляной кислоты, 10%-ный раствор феррицианида калия.

Укрепите U-образную трубку в зажиме штатива и наполните ее на $^3/_4$ объема раствором соляной кислоты. В колено U-образной трубки без газоотводного тубулуса добавьте к раствору кислоты несколько капель раствора феррицианида калия и вставьте железный электрод, соединенный с гальванометром. В другое колено вставьте графитовый электрод, также соединенный с гальванометром (рис. 20). Стрелка гальванометра отклоняется. Следовательно, по медной проволоке пошел электрический ток от железного электрода (анода) к графитовому электроду (катоду). При этом железный электрод разрушается:

$$Fe - 2e^- = Fe^{2+}$$

На графитовом электроде собираются пузырьки газообразного водорода.

В данном случае происходит электрохимический процесс — коррозия железа в кислой среде в контакте с инертным графитовым электродом. Коррозия железа подтверждается появлением характерной синей окраски турнбулевой сини:

$$3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2\downarrow$$

Электрохимическая схема гальванического элемента и электронные процессы на электродах:

$$A\ (-)\ Fe/Fe^{2+}\|H^+ + Cl/C\ (+)\ K$$

На аноде: $Fe - 2e^- = Fe^{2+}$

На катоде: $2H^+ + 2e^- = H_2$

Суммарный процесс:

$$Fe + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2$$

3. Контакты, контакты...

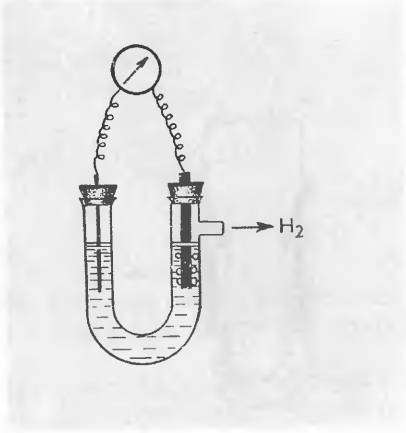


Рис. 20. Коррозия железа

Оборудование: стеклянная трубочка диаметром 5—8 мм, согнутая под углом 70—90° (рис. 21), медная и алюминиевая проволочки и цинковая полоска, свободно входящая в стеклянную трубочку, 0,2 н. раствор серной кислоты.

Этот опыт для большой аудитории нужно демонстрировать, используя проекционную аппаратуру. Стеклянную трубочку наполните раствором серной кислоты. В одно колено трубочки поместите цинковую пластинку: происходит выделение водорода, но очень медленное. Во второе колено трубочки введите медную проволочку так, чтобы она соприкасалась с цинковой. Тотчас же начинается энергичное выделение водорода с поверхности медной проволочки.

Если вместо медной проволочки вставить алюминиевую, то водород начнет выделяться с цинковой полоски, но энергичнее, чем в первом случае. При замене алюминиевой проволочки на медную водород опять начнет выделяться с меди. Если же убрать цинковую полоску, то выделение водорода с меди прекращается.

По ходу опытов или в конце их учащимся можно предложить вопросы и задания:

1. Чем объяснить, что при контакте цинка с медью водород выделяется на медной проволоке?

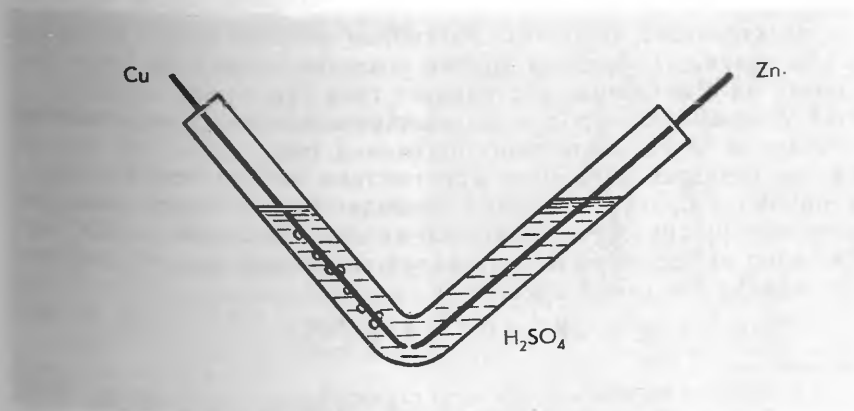


Рис. 21. Контакты металлов в кислой среде

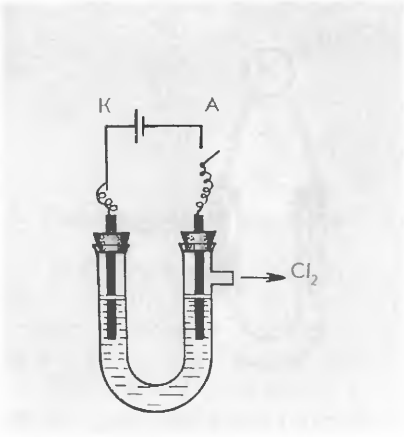


Рис. 22. Электролиз хлорида олова

2. Какой металл является анодом, а какой катодом в образовавшейся гальванической паре?

3. Что происходит с анодом и с катодом при их контакте в кислой среде?

4. Какая гальваническая пара образовалась во втором случае и какой металл является анодом?

5. Составьте схемы гальванических пар и электронные уравнения процессов на аноде и катоде.

Схемы образовавшихся гальванических пар:

1) $A(-)\,Zn/H_2SO_4/Cu(+)\,K$

На аноде: $Zn - 2e^- = Zn^{2+}$ На катоде: $2H^+ + 2e^- = H_2$

2) $A(-)\,Al/H_2SO_4/Zn(+)\,K$

На аноде: $Al - 3e^- = Al^{3+}$ На катоде: $2H^+ + 2e^- = H_2$

4. Получение олова

Оборудование: электролизер с угольными электродами (рис. 22), источник постоянного тока[1], 0,5 н. раствор хлорида олова (II), 0,1 н. раствор иодида калия, смешанного со свежеприготовленным крахмальным раствором, или иодокрахмальная бумага.

Электролизер наполните раствором хлорида олова. Вставьте в оба колена U-образной трубки угольные электроды и присоедините их к источнику постоянного тока так, чтобы анодом (—) был угольный электрод, находящийся в колене с газоотводным тубулусом. После включения источника тока через 4—5 мин на катоде появятся блестящие кристаллики металлического олова, а на аноде будет собираться свободный хлор. Выделяющийся хлор обнаруживается с помощью иодокрахмальной бумаги; так как хлор вытеснит из иодида калия свободный иод, то он окрасит крахмал в синий цвет:

$$2KI + Cl_2 = I_2 + 2KCl$$

[1] Источником постоянного тока могут служить батарейки, аккумуляторы или выпрямители различных систем, дающие напряжение от 4 до 20 В. Удобнее всего использовать выпрямитель ВС-24 М.

Схема электролиза:

$$K(-) \quad SnCl_2 \quad (+)A$$
$$\leftarrow Sn^{2+} + 2Cl^- \rightarrow$$

$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$ $2Cl^- - 2e^- = Cl_2$

5. Раствор и малиновый, и желтый

Оборудование: электролизер с угольными электродами (см. рис. 23), источник постоянного тока, 0,1 н. раствор иодида калия, раствор фенолфталеина.

Наполните электролизер раствором иодида калия, к которому добавьте 3—4 капли раствора фенолфталеина. Вставьте в оба колена электролизера угольные электроды и присоедините их к источнику постоянного тока. Через некоторое время в зоне анода раствор становится желтым, а в зоне катода — малиновым, и выделяются пузырьки газа. Окраска растворов на белом фоне становится заметной, если вынуть электроды из электролизера. Почему раствор в зоне катода принял малиновую окраску, а в зоне анода — желтую?

Схема электролиза раствора соли:

$K(-)$	KI	$(+)A$
На катоде:	$\uparrow\downarrow$	На аноде:
$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$	$K^+ + I^-$	$2I^- - 2e^- = I_2$
	$H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$	

Накопившиеся в зоне катода гидроксид-ионы окрашивают фенолфталеин в малиновый цвет. В зоне анода происходит окисление ионов иода до молекулярного иода, который окрашивает раствор иодида калия в желтый цвет.

6. Раствор и красный, и синий

Оборудование: источник тока, электролизер с электродами из нержавеющей стали (рис. 24) (остатки электродов от электросварки, очищенные от флюса), 0,5 н. раствор сульфата натрия, раствор нейтрального лакмуса.

В электролизер налейте раствор сульфата натрия, добавив

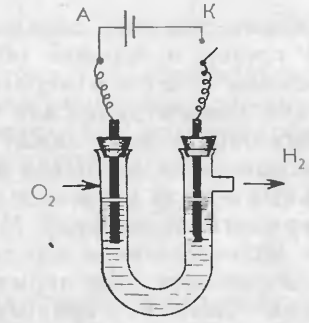


Рис. 23. Электролиз воды

в него раствор фиолетового лакмуса до заметной его окраски на белом фоне. Вставьте электроды в электролизер, погрузив их в раствор. После включения источника тока через 5—6 мин наблюдается выделение пузырьков газа на электродах и происходит изменение окраски лакмуса в зонах катода и анода.

Перед объяснением опыта можно предложить учащимся ответить на вопросы:

1. Определите по изменению окраски лакмуса, какой из электродов является катодом, а какой анодом.

2. Изменится ли абсолютное количество соли в растворе в результате электролиза?

Схема электролиза раствора сульфата натрия:

$$\text{К}\,(-) \qquad Na_2SO_4 \qquad \text{А}\,(+)$$

$$\downarrow\uparrow$$

На катоде: $2Na^+ + SO_4^{2-}$ На аноде:

$$\uparrow \text{———} H_2O \text{———} \uparrow$$

$$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^- \qquad 2H_2O - 4e^- = 4H^+ + O_2$$

На катоде происходит восстановление молекул воды до свободного водорода, а накопившиеся гидроксид-ионы создают щелочную среду, в которой лакмус окрашивается в синий цвет. На аноде же образуется кислород, а катионы водорода создают кислую среду, отчего лакмус окрашивается в красный цвет. Таким образом, при электролизе раствора сульфата натрия происходит разложение воды.

Если этот опыт провести в электролизере, в котором газы собираются в бюретку или пробирки, то его можно использовать на уроках в VIII классе, но уже без объяснения с позиций электрохимии.

XIII. ОБЪЕМНЫЙ АНАЛИЗ

Количественное определение вещества можно осуществить при точном измерении объемов реагирующих растворов. При объемном анализе измеряют объем затраченного на реакцию реактива, концентрация или титр которого известны. В основе объемных определений лежит титрование.

Существует несколько методов объемного анализа. В занимательных опытах учащиеся ознакомятся с методом нейтрализации и перманганатометрией. Метод нейтрализации позволяет проводить количественное определение содержания в растворе кислоты или щелочи. При перманганатометрии используются окислительные свойства перманганата калия (обычно в кислой среде).

Успешное и сознательное выполнение занимательных опытов по объемному анализу возможно только после соответствующей теоретической подготовки. Учащихся нужно ознакомить с некоторыми разделами курса химии, отсутствующими в школьной программе. Сюда следует отнести эквиваленты, нахождение эквивалента элемента и сложного вещества (кислоты, основания, соли), нормальность и титр раствора, соотношение между объемами и нормальностями реагирующих растворов. Эти вопросы рассматриваются в любом учебнике химии высшей школы.

Необходимо также научить учащихся простейшим химическим операциям (взвешивание, определение объема раствора с помощью бюретки и пипетки).

1. Окраска главнейших индикаторов

Оборудование: растворы индикаторов лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина, 1 н. растворы соляной кислоты и гидроксида натрия, три химических стакана.

В три химических стакана налейте на $^3/_4$ их объема дистиллированной воды. Добавьте в каждый из них по нескольку миллилитров раствора одного из индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого, фенолфталеина). Обратите внимание учащихся на окраску индикаторов в нейтральной среде. Прилейте во все стаканы по 20 мл раствора гидроксида натрия. Окраска индикаторов изменится и станет соответственно синей, желтой и малиновой. Затем в каждый из стаканов добавьте (по каплям при помешивании стеклянной палочкой) соляную кислоту до изменения окраски индикатора. В кислой среде лакмус станет красным, метиловый оранжевый — темно-розовым, а фенолфталеин обесцветится.

Результаты опыта целесообразно записать в таблицу:

Название индикатора	Цвет индикатора в растворах		
	нейтральном	кислом	щелочном
Лакмус Метиловый оранжевый Фенолфталеин			

Эти красочные опыты не только напомнят учащимся об окраске главнейших индикаторов, но и помогут уяснить причину изменения их окраски в различных средах. Все это понадобится при проведении опытов по объемному анализу.

2. Волшебные палочки

Оборудование: три химических стакана, две тонкие стеклянные трубочки (палочки), две пробирки, штатив для пробирок, растворы лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина, 1 н. растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

Три химических стакана наполните растворами лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина примерно на $^3/_4$ объема. В две пробирки налейте растворы соляной кислоты и гидроксида натрия.

В одну из стеклянных трубочек наберите из пробирки (незаметно для учащихся) раствор гидроксида натрия. Для этого опустите трубочку в раствор щелочи и закройте ее указательным пальцем (рис. 24), а затем выньте из раствора. Перемешайте этой трубочкой жидкости во всех стаканах, незаметно выливая каждый раз из нее небольшое количество раствора (быстро приподнимая и опуская палец). Цвет жидкости в стаканах изменится. Затем наберите таким же способом кислоту во вторую трубочку и перемешайте ею жидкости в стаканах. Окраска индикаторов опять резко изменится. Опыт демонстрируют как интересный фокус или как вопрос-задачу на химической викторине. Его можно неоднократно повторять, если участники викторины затрудняются объяснить причину изменения окраски.

3. Индикатор помогает установить конец реакции нейтрализации и определить концентрацию раствора соляной кислоты

Оборудование: бюретка, пипетка на 10 мл, три конические колбочки, стеклянная воронка, железный штатив, 0,1 н. раствор соляной кислоты, титрованный 0,02 н. раствор гидроксида натрия. Закрепите бюретку в лапке штатива и наденьте на нее воронку.

Заполните бюретку (вместе с наконечником) титрованным раствором гидроксида натрия. Установите уровень жидкости в бюретке на нулевом делении и снимите воронку.

Наберите пипеткой 10 мл исследуемого (0,1 н.) раствора соляной кислоты, перенесите его в чистую коническую колбочку, добавьте в него 2—3 капли раствора фенолфталеина. Подведите колбочку с раствором кислоты под наконечник бюретки и подложите под нее кусок белой бумаги.

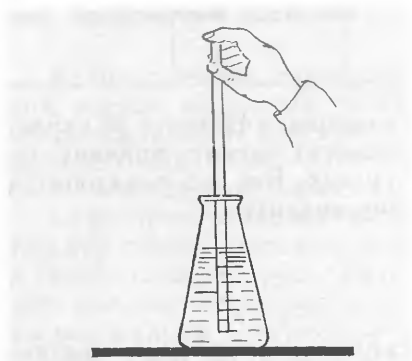


Рис. 24. Волшебные палочки

Производите титрование, приливая к кислоте по каплям титрованный раствор щелочи (из бюретки) до тех пор, пока не появится не исчезающее при взбалтывании бледно-розовое окрашивание. Отметьте объем щелочи, пошедшей на титрование.

Титрование повторите 2—3 раза, начиная отсчет с нулевого деления. Результаты титрования не должны отличаться друг от друга более чем на 0,2 мл. Определите среднее значение найденного объема щелочи.

Запишите данные о результатах титрования в таблицу:

Титрование	Объем взятого раствора кислоты, мл	Объем титрованного раствора щелочи, мл	Среднее значение объема щелочи, мл
Первое	10,0		
Второе	10,0		
Третье	10,0		

Определите нормальность раствора соляной кислоты по формуле, обозначив объемы затраченных на реакцию растворов кислоты и щелочи через $V_к$ и $V_щ$, а их нормальность через $н_к$ и $н_щ$:

$$\frac{V_к}{V_щ} = \frac{н_щ}{н_к}$$

Вычислите титр раствора кислоты по формуле:

$$T_{HCl} = \frac{н \cdot Э}{1000},$$

где $Э$ — эквивалент кислоты.

4. Почему мыло не мылится?

Оборудование: жесткая вода, мыло, две пробирки.

Заранее приготовьте жесткую воду, пропуская через известковую воду из аппарата Киппа оксид углерода (IV) до тех пор, пока образующийся вначале осадок карбоната кальция растворится полностью.

В одну пробирку налейте до $^1/_2$ объема водопроводной воды, а в другую — жесткой. Бросьте в каждую из пробирок по одинаковому кусочку мыла. В пробирке с водопроводной водой образуется при встряхивании мыльная пена. В пробирке с жесткой водой пена не образуется, а на стенках ее оседает белый налет. В жесткой воде мыло не пенится, так как присутствующие в жесткой воде растворимые соли кальция дают с мылом нерастворимую кальциевую соль стеариновой кислоты $(C_{17}H_{35}COO)_2Ca$.

5. Как определить карбонатную жесткость воды?

Опыт знакомит учащихся с практическим использованием метода нейтрализации для определения карбонатной жесткости воды.

Оборудование: бюретка, мензурка (или пипетка) на 100 мл, колба для титрования, воронка, железный штатив, же-

сткая вода (приготовить до опыта), титрованный раствор соляной кислоты, раствор метилового оранжевого.

Наполните бюретку титрованным 0,1 н. раствором соляной кислоты. Отметьте 100 мл жесткой воды, перелейте ее в колбу для титрования, добавив туда 2—3 капли раствора метилового оранжевого.

Приливайте к жесткой воде (по каплям) титрованный раствор соляной кислоты до тех пор, пока от прибавления одной капли кислоты окраска индикатора не изменится от бледно-желтой до бледно-розовой. Изменение окраски индикатора указывает на момент достижения конца реакции:

$$Ca(HCO_3)_2 + 2HCl = CaCl_2 + 2CO_2 + 2H_2O$$

Отметьте объем кислоты, затраченный на титрование.

Титрование повторите 2—3 раза. Результаты титрования не должны отличаться друг от друга более чем на 0,5 мл.

Найдите среднее значение объема соляной кислоты, затраченной на титрование. По полученным данным рассчитайте карбонатную жесткость воды.

Расчет производится на основании соотношения между объемами и нормальностями реагирующих растворов, например: на титрование 100 мл жесткой воды (содержащей $Ca(HCO_3)_2$) израсходовано 5,0 мл 0,12 н. раствора соляной кислоты. Для определения жесткости находим нормальность раствора гидрокарбоната кальция, т. е. массу, соответствующую эквиваленту соли в 1 л воды (x):

$$100:5 = 0{,}12:x$$
$$x = 0{,}006 \text{ г/л}$$

Отсюда следует, что жесткость воды равна:

$$Ж_{воды} = 0{,}006 \cdot 1000 = 6 \text{ (мг/л)}$$

6. Сколько железа в соли Мора?

Оборудование: титрованный 0,02 н. раствор перманганата калия, растворы соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ с концентрацией 0,01 н., 0,02 н. и 0,025 н., 2 н. раствор серной кислоты, мерная колба на 250 мл, бюретка, пипетка на 25 мл, три колбы для титрования, стеклянная воронка, железный штатив.

Раствор соли Мора поместите в мерную колбу на 250 мл, долейте колбу дистиллированной водой до метки и тщательно перемешайте. Наберите пипеткой 25 мл раствора, перенесите его в колбу для титрования и подкислите 10—12 мл 2 н. раствора серной кислоты.

Наполните бюретку титрованным раствором перманганата калия и приступайте к титрованию.

К подкисленному раствору соли Мора (по каплям при постоянном перемешивании) добавьте титрованный раствор перманганата калия до появления бледно-розового не пропадающего 1—2 мин окрашивания. Это означает, что весь восстановитель (ион Fe^{2+}) окислен:

$$2KMnO_4 + 10FeSO_4 + 8H_2SO_4 =$$
$$= 2MnSO_4 + 5Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

$$\begin{array}{l|c|c} Fe^{2+} - e^- = Fe^{3+} & 5 & 10 \\ MnO_4^- + 5e^- + 8H^+ = Mn^{2+} + 4H_2O & 1 & 2 \end{array}$$

Повторите титрование 2—3 раза (отсчет объема начинают с нулевого деления) и определите среднее значение объема раствора перманганата, затраченного на титрование.

По формуле найдите концентрацию сульфата железа (II) в растворе:

$$V_{KMnO_4} \cdot н_{KMnO_4} = V_{FeSO_4} \cdot н_{FeSO_4}$$

Вычислите число граммов железа в 250 мл раствора. Например, если нормальность сульфата железа (II) составляет 0,02 г/л, то в 250 мл этого раствора железа содержится:

$$55{,}85 \cdot 0{,}02 \cdot 0{,}25 = 0{,}279 \text{ (г)}$$

XIV. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

В главе «Органическая химия» рассматриваются свойства органических веществ: полимеров, ароматических углеводородов, спиртов, альдегидов, углеводов, азотсодержащих соединений.

Но поскольку в опытах используются неорганические вещества, то учащиеся повторяют отдельные темы курса неорганической химии и углубляют свои знания. Некоторые из этих опытов могут быть предложены учащимся на более ранних годах обучения.

1. Зажигание костра без спичек

Оборудование: фарфоровая чашка (кафельная плитка), ватка, спирт, перманганат калия, концентрированная серная кислота, сухие сосновые стружки, стеклянная палочка.

Для опыта необходимо подготовить кашицу из перманганата калия и концентрированной серной кислоты в фарфоровой чашке или на кафельной плитке. Вокруг кашицы, не касаясь смеси, поместите сухие стружки так, чтобы при появлении пламени в результате химической реакции они могли бы легко загореться. Между пальцами руки поместите ватку, смоченную спиртом. При сжимании пальцев капли спирта должны попасть в окисли-

тельную смесь. Происходит реакция с выделением большого количества теплоты, избыток спирта воспламеняется, а от него загораются стружки:

$$2KMnO_4 + H_2SO_4 = Mn_2O_7 + K_2SO_4 + H_2O$$
$$6Mn_2O_7 + 5C_2H_6O + 12H_2SO_4 =$$
$$= 12MnSO_4 + 10CO_2\uparrow + 27H_2O$$

$$\begin{array}{l|l} Mn_2O_7 + 10e^- + 14H^+ = 2Mn^{2+} + 7H_2O & 6 \\ C_2H_6O + 3H_2O - 12e^- = 2CO_2 + 12H^+ & 5 \end{array}$$

Окислительные свойства перманганата калия и оксида марганца (VII) можно использовать в аналогичных опытах получения огня без спичек, несколько видоизменив внешнюю форму, придав им особые названия: «Волшебная палочка», «Свеча, зажгись», «Огоньки в жидкости», «Самовоспламеняющаяся жидкость» и т. п. Все эти опыты целесообразно применить на тематических вечерах и прочих внеклассных занятиях.

2. Волшебная палочка

Оборудование то же самое, что и в опыте «Зажигание костра без спичек».

Волшебную палочку приготовьте заранее. Для этого возьмите указку, на конец которой наденьте стеклянную трубочку длиной 1—2 см. Стеклянную трубочку погрузите в свежеприготовленную окислительную смесь. Коснувшись палочкой фитиля, зажгите спиртовку.

Волшебную палочку можно изготовить и другим способом. Сначала конец стеклянной трубочки (палочки) смочите в концентрированной серной кислоте, а потом нанесите на нее кристаллики перманганата калия. Если быстро поднести палочку к влажному фитилю спиртовки или к ватке, смоченной эфиром, то они воспламеняются. Выполнение опыта требует тренировки. Волшебную палочку можно использовать в опыте «Свеча, зажгись». Для этого на фитиль свечи прикрепите ватку, которую перед опытом смочите спиртом (одеколоном). Сделав несколько движений палочкой, «прикажите» свече зажечься и дотроньтесь палочкой до фитиля. Свеча загорится.

3. Огоньки в жидкости

Оборудование: цилиндр или большая демонстрационная пробирка, концентрированная серная кислота, спирт, воронка с длинной стеклянной трубкой, перманганат калия.

В цилиндр или большую пробирку налейте концентрированную кислоту слоем 3—4 см, затем осторожно с помощью длинной воронки, чтобы не перемешивались жидкости, прилейте этиловый спирт (слой в 2—3 см). Предварительно измельченные кристаллики перманганата всыпайте небольшими порциями в цилиндр. Кристаллики на границе с серной кислотой образуют окислительную смесь, которая взаимодействует со спиртом. Появляются яркие, непрерывно потрескивающие вспышки. При выключенном свете в затемненной аудитории вспышки напоминают миниатюрный фейерверк.

Внимание! Цилиндр со смесью встряхивать нельзя. После опыта смесь *осторожно нейтрализуйте.*

4. Самовоспламеняющаяся жидкость

Оборудование: пипетка, цилиндр или демонстрационная пробирка, воронка с длинной стеклянной трубкой, глицерин, концентрированная серная кислота, перманганат калия.

В фарфоровой чашке поместите 0,5 г слегка растертых в ступке кристаллов перманганата калия, а затем из пипетки на них нанесите 3—4 капли глицерина. Через некоторое время глицерин воспламенится:

$$14KMnO_4 + 3C_3H_5(OH)_3 =$$
$$= 14MnO_2 + 9CO_2\uparrow + 5H_2O + 14KOH$$

$$\begin{array}{l|l} MnO_4^- + 3e^- + 2H_2O = MnO_2 + 4OH^- & 14 \\ C_3H_5(OH)_3 + 3H_2O - 14e^- = 3CO_2 + 14H^+ & 3 \end{array}$$

Этот опыт можно видоизменить. Чашку с перманганатом калия замаскируйте лучинками, сложенными, как в костре, оставив отверстие для внесения глицерина. Можно вмонтировать пипетку с глицерином над перманганатом калия, а к пипетке подвести резиновую трубку, соединенную с грушей. Все это замаскируйте костровым материалом. При надавливании на грушу глицерин выльется и произойдет воспламенение. Опыт можно в виде загадки предложить на химическом вечере.

5. Самовозгорание свечи

Оборудование: свеча, папиросная бумага, речной песок или каолин, глицерин, перманганат калия.

Расправьте фитиль свечи в виде веера. Из папиросной бумаги в 2—3 слоя сделайте трубочку диаметром 1—2 мм, высотой 1 см и промажьте синтетическим клеем. С нижней стороны трубочку сомните так, чтобы из нее не высыпалось содержимое.

Сначала насыпьте на $^1/_3$ объема трубочки мелкие кристаллики перманганата калия, затем промытый и просушенный речной песок или каолин. Толщина слоя определяется экспериментально в зависимости от необходимого времени для самовозгорания. Трубочку-запал установите в центр веера и укрепите фитилем свечи, нанесите 2—3 капли глицерина на верхнюю часть трубочки и поставьте свечу в заранее предусмотренное место. После

неоднократной тренировки можно добиться, чтобы свеча зажигалась по знаку экспериментатора.

6. Химическое реле времени

Оборудование: фильтровальная бумага, сухие стружки, железный лист, кирпич или керамические плитки, глицерин, перманганат калия.

Перманганат калия готовится таким же образом (см. опыт 5), но помещают его в фильтровальную бумажку в виде конуса, в центре которого делают небольшое углубление. В углубление нанесите 3—4 капли глицерина. Края бумаги быстро заверните к вершине конуса. Такой пакет внесите под костер из сухих стружек. Через несколько секунд вначале появится дымок, а потом пламя, и костровой материал воспламенится. Костер следует устанавливать на железном листе, а лист — на огнеупорных подставках (кирпич, керамические плитки).

Во время демонстрации опытов необходимо помнить, что увлекаться большими дозами перманганата калия нельзя, так как избыток выделяющегося кислорода делает опыт *огнеопасным*.

7. Глицерин-определитель

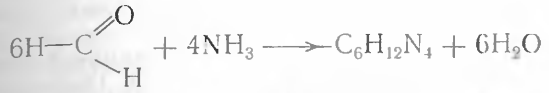
Оборудование: химические стаканы, глицерин, борная кислота, карбонат натрия, серная кислота.

Опыты проводите одновременно с борной и серной кислотами. Вначале растворите кислоты в воде и на растворы подействуйте карбонатом натрия. В стакане с серной кислотой выделяется оксид углерода (IV), а в стакане с борной нет, так как эта кислота слабая. Но если борную кислоту растворить в двух частях глицерина и добавить карбонат натрия, то появляются пузырьки газа, т. е. борная кислота проявляет кислотные свойства. Таким образом, глицерин может быть использован для обнаружения кислотных свойств у гидроксидов, обладающих слабо выраженными кислотными свойствами.

8. Получение «сухого спирта»

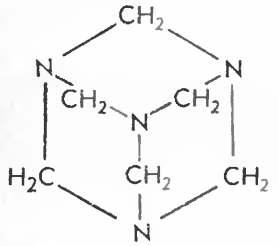
Оборудование: формалин (30—40%-ный раствор формальдегида), 20%-ный раствор аммиака, разбавленная серная кислота, фарфоровая чашка, водяная баня, железный штатив с кольцом, горелка.

В фарфоровой чашке приготовьте смесь из 10 мл формалина и 10 мл раствора аммиака. Поместите чашку со смесью на водяную баню и выпарьте до полного улетучивания жидкости, на дне чашки остаются бесцветные кристаллы уротропина:



$$6H{-}C(=O){-}H + 4NH_3 \longrightarrow C_6H_{12}N_4 + 6H_2O$$

Уротропин относится к классу аминов; его структурная формула:



При действии кислот уротропин разлагается.

Поместите в пробирку несколько кристалликов уротропина, добавьте туда немного разбавленной серной кислоты и нагрейте. Обнаружьте по запаху образование формальдегида.

9. Получение каучука из фикуса

Оборудование: один-два листа фикуса, хлорид кальция, раствор перманганата калия, спирт, хлороформ (бензол), пробирка, часовое стекло, стеклянная палочка, пинцет.

Срежьте один-два листа фикуса и соберите в пробирку выделяющийся из черенков млечный сок. К собранным каплям сока прилейте немного воды и добавьте 0,5 г хлорида кальция. Смесь хорошо встряхните и приливайте к ней по каплям спирт. Очень скоро на поверхности раствора появятся хлопья каучука.

Перенесите часть хлопьев стеклянной палочкой в пробирку и растворите их в 2—3 мл хлороформа (или бензола). Добавьте к одной части раствора немного перманганата калия. Обесцвечивание раствора указывает на непредельный характер каучука.

Другую часть раствора поместите на часовое стекло и осторожно выпарьте. После удаления растворителя на стекле образуется эластичная пленка каучука.

Хлопья каучука можно растянуть пинцетом в тонкие нити.

10. Какой цвет меди?

Оборудование: пробирка, щипцы, газовая горелка, этиловый спирт, небольшая медная пластинка (или кусочек меди) размером 1×1,5 см.

Налейте в пробирку на $^1/_3$ объема этиловый спирт. Возьмите щипцами медную пластинку и внесите ее в пламя горелки:

$$2Cu + O_2 = 2CuO$$

После того как медная пластинка почернеет, выньте ее из пламени и опустите в пробирку со спиртом. Происходит бурная быстро протекающая реакция:

$$CH_3—CH_2OH + CuO \longrightarrow CH_3—\overset{\overset{O}{\|}}{C}\!\!<_{H} + H_2O + Cu$$

Пластинка становится светло-розовой. Жидкость в пробирке обладает слабым запахом яблок. После окончания реакции выньте пластинку из пробирки; она имеет цвет чистой меди.

Опыт можно повторять неоднократно, не меняя жидкости в пробирке.

11. Как обнаружить в спирте воду?

Оборудование: этиловый спирт, обезвоженный сульфат меди (II), полученный прокаливанием кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, пробирка.

Налейте в пробирку 3 мл спирта, добавьте туда немного обезвоженного сульфата меди и хорошо встряхните. Соль окрашивается в голубой цвет, что указывает на присутствие воды в спирте. Содержащаяся в спирте вода взаимодействует с обезвоженной солью, образуя кристаллогидрат $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ярко-голубого цвета.

12. «Несгораемый платок»

Оборудование: носовой платок из хлопчатобумажной ткани, горелка, тигельные щипцы, длинная лучинка, этиловый спирт.

Прополощите в воде носовой платок, затем слегка отожмите его (так, чтобы он был достаточно влажным) и хорошо пропитайте спиртом.

Захватите платок за один из его концов тигельными щипцами и, держа их в вытянутой руке, поднесите к ткани длинную лучинку (опыт должны проводить два человека). Спирт сразу вспыхнет — создается впечатление, что горит платок. Но горение прекращается, а платок остается невредимым, так как температура воспламенения влажной ткани значительно выше, чем температура воспламенения спирта.

Этот эффектный опыт хорошо демонстрировать на химическом вечере.

13. Процесс одинаковый, а результат разный

Оборудование: железный штатив с лапкой, пробирка, металлическая тарелка (сковородка) с песком, горелка, стеклянная палочка, пинцет, фильтровальная бумага, этиловый спирт, металлический натрий.

Установите железный штатив, закрепите в лапке штатива пробирку в вертикальном положении и поставьте под ней (для безопасности) тарелку с речным песком. Наполните пробирку на $^1/_3$ этиловым спиртом. Опустите стеклянную палочку в пробирку со спиртом, а затем внесите ее в пламя горелки. Спирт загорается. После прекращения горения никакого налета на стеклянной палочке не образуется.

В пробирку со спиртом поместите небольшой кусочек хорошо очищенного от поверхностной корки металлического натрия. Натрий взаимодействует со спиртом, но менее активно, чем с водой. По окончании опыта, когда весь натрий прореагирует, опустите вновь стеклянную палочку в пробирку и опять внесите ее в пламя горелки. На стеклянной палочке очень быстро появится белый плотный налет — это этилат натрия:

$$2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow \underset{\text{этилат натрия}}{2C_2H_5ONa} + H_2\uparrow$$

14. «Замораживание» бензола

Оборудование: бензол, снег (или лед), большой кристаллизатор или чашка, термометр.

Налейте в кристаллизатор холодную воду и добавьте в нее кусочки льда (или снега). Охлаждающая смесь должна иметь температуру 0 °С, которую контролируют термометром.

В одну из пробирок налейте 5 мл бензола, а в другую — столько же воды. Погрузите одновременно обе пробирки в охлаждающую смесь. Через несколько минут выньте пробирки из воды: вода осталась жидкой, а бензол «застыл» в белую кристаллическую массу, так как он затвердевает при температуре около 5 °С.

15. Почему не замерзает раствор глицерина?

Оборудование: глицерин, охлаждающая смесь (лед и соль), чашка или кристаллизатор, две пробирки.

Налейте в одну пробирку водный раствор глицерина, а в другую — воду. Погрузите обе пробирки одновременно в охлаждающую смесь. Через несколько минут выньте пробирки из охлаждающей смеси: вода в пробирке замерзла, а раствор глицерина остался жидким. Это объясняется тем, что чистая вода замерзает при 0 °С, растворы — при более низкой температуре. Присутствие растворенного вещества понижает температуру замерза-

ния растворителя (воды), и тем сильнее, чем концентрированнее раствор. Увеличивая концентрацию глицерина, можно получить растворы, которые не замерзают даже при очень низкой температуре (антифризы).

16. Пламя над пробиркой

Оборудование: пробирка, железный штатив с лапкой, газовая горелка, длинная лучинка, концентрированная уксусная кислота (80%-ная, но лучше ледяная).

Налейте в пробирку не более 1 мл концентрированной уксусной кислоты. Закрепите пробирку в лапке штатива в наклонном положении и осторожно нагревайте ее донышко. Как только уксусная кислота закипит и пары ее достигнут выхода из пробирки, подожгите их лучинкой. Пары уксусной кислоты загорятся, образуя длинные языки слабо светящегося пламени (нагревание пробирки не прекращать):

$$CH_3COOH + 2O_2 \rightarrow 2CO_2\uparrow + 2H_2O$$

Опыт достаточно эффектен: создается впечатление, что из пробирки веером вылетают языки пламени. С прекращением образования паров уксусной кислоты горение заканчивается.

17. Буран под стеклом

Оборудование: деревянная подставка площадью 40×50 см и высотой 8—10 см, веточки ели или сосны, спиртовка, бензойная кислота.

Приготовьте подставку указанных размеров (рис. 25). На крышке ее должно быть круглое отверстие для фарфоровой чашечки. Поместите чашечку в отверстие на крышке подставки

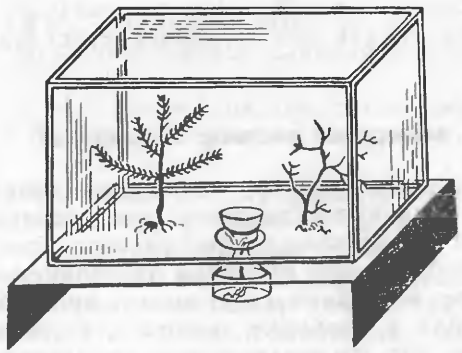


Рис. 25. Буран под стеклом

и насыпьте в нее 20—30 г бензойной кислоты. Вокруг отверстия на крышке укрепите несколько еловых веточек (или ветвистых травянистых растений), располагая их так, чтобы получился макет сада. Нагрейте на спиртовке фарфоровую чашечку с бензойной кислотой, накрыв всю установку стеклянным колоколом (можно аквариумом). Скоро бензойная кислота начнет плавиться, а затем возгоняться, и «сад» покрывается белыми хлопьями «снега». Создается полная иллюзия картины зимы с бураном.

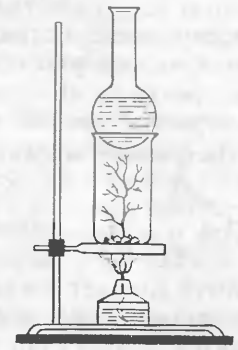


Рис. 26. Ветка «инея» в любое время года (возгонка нафталина)

Проводя опыт, следует остерегаться попадания паров бензойной кислоты в помещение.

18. Ветка «инея» в любое время года (возгонка нафталина)

Оборудование: железный штатив с кольцом и лапкой, асбестированная сетка, большой стакан, круглодонная колба, горелка, нафталин, древесные ветки.

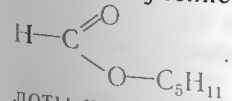
На дно химического стакана насыпьте нафталин слоем 1 см и воткните в него несколько древесных веток. Поставьте стакан на асбестированную сетку, помещенную на кольцо штатива. Наполните водой круглодонную колбу и накройте ею стакан (рис. 26).

Нагревайте стакан на слабом огне. Через некоторое время древесные ветки покроются блестящими кристалликами, напоминающими иней. Наблюдаемое явление объясняется тем, что при нагревании происходит возгонка нафталина. Пары нафталина, охлаждаясь, конденсируются и оседают на ветках. Дно колбы также покрывается «инеем».

19. Получение фруктовых эфиров (опыт проводить под тягой)

Оборудование: пробирки, два химических стакана на 500 мл, железный штатив с кольцом и сеткой, газовая горелка, муравьиная и масляная кислоты, этиловый, бутиловый и амиловый безводные спирты.

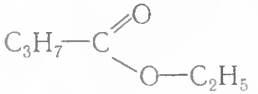
а) **Получение муравьиноамилового сложного эфира**



. Смешайте в пробирке по 2 мл муравьиной кислоты и амилового спирта и добавьте к смеси 1—1,5 мл концент-

рированной серной кислоты. Поместите пробирку на 3—5 мин в кипящую воду *(под тягой!)*. Затем пробирку охладите и вылейте ее содержимое в стакан с холодной водой. Полученный эфир соберется на поверхности воды. Учащиеся могут убедиться, что продукт реакции обладает запахом вишни (нюхать осторожно, с соблюдением правил техники безопасности).

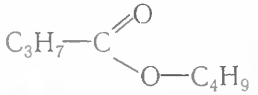
б) **Получение масляноэтилового сложного эфира**



(обладает запахом абрикосов).

Для опыта следует взять по 2 мл масляной кислоты и этилового спирта и 1—1,5 мл концентрированной серной кислоты. Опыт проводится аналогично предыдущему.

в) **Получение маслянобутилового сложного эфира**



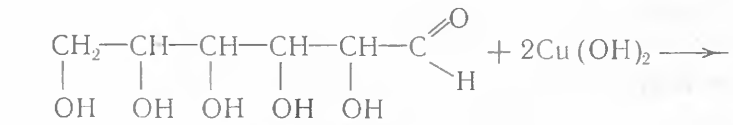
(обладает запахом ананаса).

Для опыта возьмите по 2 мл масляной кислоты и бутилового спирта и 1—1,5 мл концентрированной серной кислоты. Опыт проводится аналогично предыдущим.

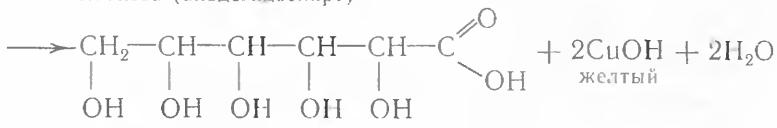
20. Как обнаружить глюкозу в ягодах и фруктах?

Оборудование: свежие фрукты или ягоды (яблоки, малина, виноград и т. п.), разбавленные растворы сульфата меди (II) и гидроксида натрия, пробирка, спиртовка.

Выжмите из малины (винограда, яблока и т. п.) в широкую пробирку сок. Разбавьте сок вдвое водой и прилейте к полученному раствору равный объем щелочи и 1 мл раствора сульфата меди (II). Нагрейте пробирку со смесью в пламени горелки. Образуется желтый, а затем красный осадок:



глюкоза (альдегидоспирт)



желтый

глюконовая кислота

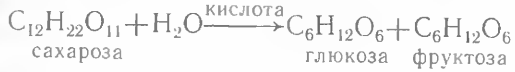
$$2CuOH = Cu_2O + H_2O$$

21. Получение искусственного меда

Оборудование: сахар, лимонная кислота, коническая колбочка на 200 мл, стеклянная палочка, штатив с кольцом, водяная баня.

Приготовьте в конической колбочке 100 мл раствора сахара в виде негустого сиропа. Добавьте к полученному раствору 1 г лимонной кислоты и нагревайте смесь на водяной бане 40—45 мин. Получающийся при этом густой и вязкий сироп — искусственный мед — представляет собой смесь глюкозы и фруктозы. Для придания ему аромата можно добавить $^1/_2$ чайной ложки натурального меда.

Реакцию гидролиза сахарозы в общем виде можно отразить следующим уравнением:



сахароза — глюкоза — фруктоза

22. Бездымный порох

Оборудование: химический стакан, стеклянная палочка, концентрированные растворы азотной и серной кислот, вата, водяная баня, фильтровальная бумага, фарфоровая чашка, лучинка.

Приготовьте нитрующую смесь в химическом стакане, взяв 5 мл азотной и 10 мл серной кислот. Смесь слегка охладите, после чего в нее осторожно с помощью стеклянной палочки поместите комочек гигроскопической ваты. Стаканчик со смесью и с ватой нагрейте до 70 °С на водяной бане. Через 5—8 мин эту вату промойте водой, отожмите между слоями фильтровальной бумаги и высушите в фарфоровой чашке на кипящей водяной бане.

К высушенной вате поднесите зажженную лучинку: она моментально сгорает без дыма. Вата же без обработки при поджигании тлеет.

Продукт нитрования взрывоопасен, поэтому все остатки после опыта следует сжечь, хранить его впрок нельзя.

23. Самодельные духи

Оборудование: пробирки с пробками, диэтиловый эфир, свежесорванные лепестки розы, сирени, фиалки и других цветов, листья тополя и пахучей герани, корки лимона и апельсина, хвоя сосны, ели или пихты.

Для изготовления духов подберите желаемые цветы или плоды. В пробирку поместите мелкие кусочки растений, залейте эфиром так, чтобы он полностью их покрыл. Пробирку закройте

пробкой, содержимое тщательно взболтайте и оставьте на сутки. На другой день слейте раствор (без кусочков растений) в стакан. Стакан, не закрывая, поставьте наклонно в проветриваемом помещении вдали от открытого огня. После испарения эфира на дне стакана соберется густая маслянистая жидкость — сложный эфир, из которого можно делать духи путем растворения его в спирте с последующим просветлением жидкости.

Опыт основан на явлении экстракции — процесс разделения смеси жидких или твердых веществ с помощью избирательных (селективных) растворителей.

24. Что произошло с воском?

Оборудование: фарфоровая чашка, стеклянная палочка, воск, концентрированный раствор щелочи, насыщенный водный раствор хлорида натрия, концентрированная соляная кислота, раствор сульфата меди.

В фарфоровую чашку налейте 6—7 мл концентрированного раствора щелочи и добавьте 2—3 г воска. Смесь нагрейте до слабого кипения, чтобы избежать толчков, помешивайте ее стеклянной палочкой. Время от времени подливайте в смесь дистиллированную воду до первоначального объема. Через 15—20 мин смесь перелейте в большую пробирку и добавьте 10—15 мл горячего раствора хлорида натрия. Смесь встряхните. После отстаивания на ее поверхности всплывает слой вещества, затвердевающего при охлаждении. По внешнему виду оно напоминает воск, но свойства его другие: это мыло.

Если появится необходимость получения более чистого мыла, перед высаливанием проверьте смесь на полноту омыления. Для этого в пробирку с 5—6 мл дистиллированной воды добавьте несколько капель полученной смеси. Пробу нагрейте до кипения, встряхните. Если смесь не содержит капель жира, омыление произошло полностью. В противном случае продолжайте нагревать смесь воска и щелочи еще несколько минут.

Воск — сложный эфир высших жирных кислот, но в отличие от жиров не трехатомного спирта глицерина, а одноатомного высшего мирицилового спирта $C_{31}H_{63}OH$.

При отсутствии воска можно воспользоваться говяжьим, свиным или бараньим салом. Опыт проводится аналогично. Но в этом случае после отделения мыла раствор проверяют на содержание образовавшегося глицерина, добавляя по каплям концентрированную соляную кислоту до неполной нейтрализации щелочи. Жидкость фильтруют через бумажный фильтр, предварительно смоченный водой. Фильтрат упаривают и проводят характерную реакцию на глицерин, используя растворы сульфата меди и щелочи.

ИСПОЛЬЗОВАННАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Ангелова В. Н. Получение кристаллических друз на занятиях химического кружка.— Химия в школе, 1974, № 3.
2. Верховский В. Н., Смирнов А. Д. Техника химического эксперимента. Т. I. М., 1973.
3. Верховский В. Н., Смирнов А. Д. Техника химического эксперимента. Т. II. М., 1975.
4. Вильке К. Т. Методы выращивания кристаллов. Л., 1969.
5. Гостев М. М. Химический кружок в школе. М., 1957.
6. Зайковский И. И. Занимательная химия. М., 1962.
7. Иванова М. А., Кононова М. А. Химический демонстрационный эксперимент. М., 1969.
8. Карнаухов А. С., Косякина О. С. Проведение новогоднего химического вечера. Ярославль, 1971.
9. Литвинова Е. С. Занимательные опыты по химии. Краснодар, 1973.
10. Паравян Н. А. Цвет меняется как по часам.— Химия в школе, 1976, № 1.
11. Петров Т. Г. и др. Выращивание кристаллов из растворов. Л., 1967.
12. Полосин В. С. Школьный эксперимент по неорганической химии. М., 1959.
13. Семенов А. С. Охрана труда при обучении химии. М.: Просвещение, 1986.
14. Ситкевич Л. И. Химический эксперимент в школе. Минск, 1969.
15. Ходаков Ю. В. Архитектура кристаллов. М., 1970.
16. Штемберг А. А. Кристаллы в природе и технике. М., 1961.
17. Шкурко М. П. Занимательные опыты по химии. Минск, 1968.
18. Шевчук В. Г. Занимательные опыты по химии. Ярославль, 1960.

Оглавление

Предисловие 3
I. Первоначальные химические понятия . . 4
II. Кислород. Оксиды. Горение 7
III. Водород 14
IV. Вода. Растворы 27
V. Галогены 35
VI. Скорость химических реакций 41
VII. Сера 47
VIII. Теория электролитической диссоциации . . 50
IX. Аммиак, соли аммония, нитраты 58
X. Кремний 61
XI. Металлы 63
XII. Электрохимические процессы 72
XIII. Объемный анализ 78
XIV. Органическая химия 83

Учебное издание

Алексинский Владимир Николаевич

ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ОПЫТЫ ПО ХИМИИ

Зав. редакцией *В. И. Сивоглазов*
Редакторы *Н. В. Стрелецкая, О. В. Юрченко*
Мл. редактор *Н. В. Стрелецкая*
Художник *Т. Я. Дёмина*
Художественный редактор *И. В. Короткова*
Технический редактор *О. А. Булавченкова*
Корректор *И. И. Панкова*

ИБ № 15311

Сдано в набор 22.12.94. Изд. лиц. № 010001 от 10.10.91. Подписано к печати 15. 11. 95. Формат $60 \times 90^1/_{16}$. Бумага офсетная № 1. Гарнитура литературная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 6. Усл. кр.-отт. 13. Уч.-изд. л. 5,66. Тираж 50 000 экз. Заказ № 1152.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Комитета Российской Федерации по печати. 127521, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

АО «Учебная литература». 117571, Москва, проспект Вернадского, 88. Московский педагогический государственный университет.

Саратовский ордена Трудового Красного Знамени полиграфический комбинат Комитета Российской Федерации по печати. 410004, Саратов, ул. Чернышевского, 59.

