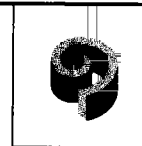


З П а о н з и н м а а в т а е т л е ъ л н ъ о н ! о !

Б. Д. Степин
Л. Ю. Аликберова



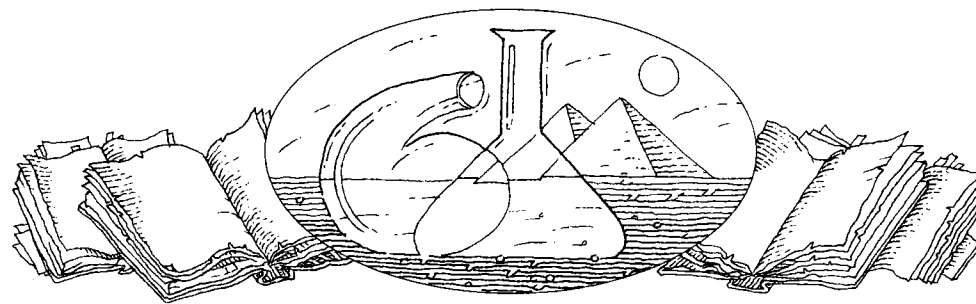
**Занимательные
задания
и эффектные опыты
по химии**



Д р о ф а Москва • 2002

УДК 373.167.1:54
ББК 24я92
С79

Серия «Познавательно! Занимательно!»
основана в 2002 году



ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие школьники!
Уважаемые взрослые — родители и учителя!

Химия — удивительная наука. С одной стороны, она очень конкретна и имеет дело с бесчисленными полезными и вредными веществами вокруг нас и внутри нас. Поэтому химия нужна всем: повару, шоферу, садоводу, строителю. С другой стороны, эта наука весьма абстрактная: она изучает мельчайшие частицы, которые не увидишь в самый сильный микроскоп, рассматривает громоздкие формулы и сложные законы.

Если считать первыми химиками древнеегипетских жрецов, то химия — наука-старушка, ей несколько тысяч лет. Вместе с тем постоянно открываются новые области этой старой науки, синтезируются новые вещества, появляются новые методы их получения и исследования. И старая наука молодеет...

Изучать химию в школе трудно. Если с самого начала это дело не ладится, то вскоре все становится непонятно, а значит, скучно. Другое дело, когда возникает интерес — тогда дело идет на лад, у человека развивается особая, химическая смекалка, растет кругозор. Тогда и захочется узнать больше, разобраться в проблемах химии глубже. Это понятно: ведь нас повсюду окружают химические вещества, которые могут подвергаться необыкновенным превращениям и задавать нам удивительные загадки. Порой в руках умелого химика, показывающего увлекательные опыты, самые обыденные предметы приобретают волшебные свойства.

В этой книге читатели найдут занимательные вопросы и задания по химии, загадки, головоломки и кроссворды, истории из жизни ученых, а также описания самых простых и доступных даже начинающим хими-

Степин Б. Д.
С79 Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М.: Дрофа, 2002. — 432 с.: ил. — (Познавательно! Занимательно!).

ISBN 5—7107—3938—3

Книга представляет собой сборник миниатюрных рассказов, содержит занимательные вопросы по химии с ответами и описания эффектных демонстрационных опытов с пояснениями и историческими сведениями. Издание хорошо иллюстрировано. В оформлении обложки, титульного листа и заставок ко многим главам используются алхимические символы.

Книга адресована школьникам, поступающим в вузы, студентам, учителям, а также всем интересующимся химией.

Издание может быть учебным пособием для школ с углубленным изучением химии, физики и биологии.

УДК 373.167.1:54
ББК 24я92

ISBN 5—7107—3938—3

© ООО «Дрофа», 2002

кам опытов. В конце каждой главы приводятся ответы на заданные вопросы, а описания опытов дополнены схемами приборов и установок для их выполнения.

В каждой части книги выделены главы; об их содержании и последовательности расположения легко составить представление, ознакомившись с оглавлением. Главы пронумерованы арабскими цифрами; нумерация глав сплошная по всей книге. Задания и опыты в пределах каждой главы имеют свою нумерацию, например: 1.2; 5.16 и т. д. Первая цифра означает номер главы, вторая — порядковый номер задания или опыта, относящегося к данной главе.

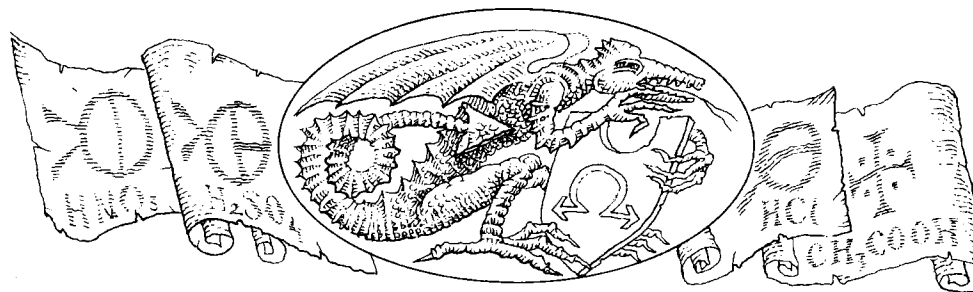
Хочется надеяться, что книга окажется интересной и полезной и школьникам, и их родителям, и учителям химии, и поступающим в вузы (не обязательно химические!), и студентам первых курсов. Все замечания и предложения читателей будут приняты с благодарностью.



Химия — наука о веществах и их превращениях — одна из самых интересных и увлекательных. Химический микрокосм вмещает не меньше загадок, чем макрокосм. С древних времен и до наших дней люди стремятся отыскать ключи к замкам, за которыми природа хранит свои тайны. Попробуйте и вы проникнуть в этот мир, вооружившись современными знаниями.

Ставьте на приведенные здесь вопросы и выполняйте все задания совсем не просто. Для этого требуются знания и смекалка. Можно поискать ответ на особенно «капризный» вопрос в школьном учебнике, в справочнике, в химической энциклопедии. А потом сверить то, что у вас получилось, с правильным решением, приведенным в конце главы.

Не стоит пугаться, если вопрос кажется чересчур сложным или немного выходит за пределы обязательных понятий школьной программы. Вокруг нас очень много интересного: кажется, что вещества живут своей, особой таинственной жизнью. Для того, чтобы это интересное увидеть и суметь объяснить, нужны не только зоркий глаз, но также химический кругозор и эрудиция. Эти качества требуют постоянного развития, иначе все наши знания, полученные упорным трудом, устареют раньше, чем мы успеем их применить на практике.



Глава 1

КИСЛОТЫ: ПРОТОНЫ В ПОДАРОК

«Слово «кислота» — это функция вещества, а не этикетка с названием», — говорил российский химик Иван Владимирович Тананаев в 1965 г. Этот термин скорее указывает не на формулу вещества, а на его «способности».

Первой кислотой, с которой познакомился человек, была уксусная кислота, получаемая из перебродившего вина еще в начале нашей эры. Слово «уксус» происходит от греческого «оксос» — кислый. Только в 1815 г. английский химик Гэмфри Дэви и почти одновременно с ним французский химик Пьер Дюлонг высказали мысль, что носителем кислотных свойств вещества является атом водорода, входящий в состав молекулы кислоты. Шведский ученый Сванте Аррениус, автор теории электролитической диссоциации, в 1887 г. определил кислоты как вещества, которые в водном растворе распадаются с образованием катиона водорода H^+ . Полвека спустя всеобщее признание получила протонная теория кислот и оснований, разработанная датским химиком Йоханнесом Брэнстедом и его английским коллегой Томасом Лоури, согласно которой частицы кислот, попадая в водный раствор, отщепляют и передают молекулам воды протон (подвергаются протолизу и служат донорами протонов).

1.1. Вот так кислота!

Соляная кислота, как известно, имеет формулу HCl — такую же, как у хлороводорода. Жидкий хлороводород, не содержащий влаги, является молекулярным соединением и не содержит ионов H^+ и Cl^- . Он не взаимодействует с цинком Zn и гидроксидом калия KOH , его можно хранить

в железном сосуде. Растворяясь в воде, HCl вдруг превращается в сильную кислоту, активно реагирующую с цинком, железом и другими металлами, с гидроксидами (например, KOH и NaOH), оксидами металлов и аммиаком. В чем загадка столь резкого изменения свойств HCl ?

1.2. «Кислая влажность»

В начале XVIII в. уксусную кислоту CH_3COOH называли «кислой влажностью» или «древесной кислотой»: ее получали при сухой перегонке древесины лиственных пород. После удаления смолы и дегтя, оседающих на дне приемника продуктов перегонки, сливали верхний слой темно-бурого водного раствора, содержащего помимо уксусной кислоты метанол CH_3OH , ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ и другие вещества. К слитому раствору добавляли мел и упаривали смесь до получения сухого остатка. Этот остаток обрабатывали серной кислотой и нагревали, а выделяющиеся пары охлаждали. При этом конденсировалась уксусная кислота. Как вы думаете, для чего к смеси жидких продуктов перегонки добавляли мел? Переведите описание всех химических операций на современный язык.

1.3. «Лунная кислота»

В 1827 г. немецкий химик Эйльхард Мичерлих проводил очередной опыт, получая соединения элемента селена. Мичерлих добавил к водному раствору селенистой кислоты H_2SeO_3 пероксид водорода H_2O_2 , а после упаривания и охлаждения смеси получил бесцветные кристаллы неизвестного вещества. Эти кристаллы оказались сравнительно легкоплавкими. Когда в расплав нового вещества случайно уронили тлеющий уголек, он вспыхнул ярким пламенем и быстро сгорел. Затем неожиданно дал течь лабораторный тигель из золота, в котором находился расплав. Мичерлих прекратил опыт, растворил в воде то, что осталось в тигле. Проведя химический анализ раствора, он обнаружил соединение, содержащее селен и золото, а также... селенистую кислоту. Значит, реакция H_2SeO_3 с пероксидом водорода прошла не полностью? А каким образом в растворе оказалось золото?

1.4. Странности поведения

Всем химикам известно, что и азотная кислота HNO_3 , и хлорная HClO_4 — сильные кислоты. Интересно, будут ли эти кислоты «суммировать» свою силу, если взять их смесь?

1.5. Сильная, но... слабая

Взаимодействие соли слабой кислоты с более сильной кислотой должно происходить тем быстрее и полнее, чем большую концентрацию

ионов оксония H_3O^+ создает сильная кислота в растворе. Но почему же тогда реакция слабой уксусной кислоты CH_3COOH с карбонатом кальция CaCO_3 происходит быстрее, чем в случае действия на CaCO_3 более сильной серной кислоты H_2SO_4 ?

1.6. Выбери кислоту!

Как получить газообразный иодоводород из иодида калия? Надо подействовать на твердую соль KI кислотой при нагревании. Какую же выбрать кислоту? Сережа взял для опыта концентрированную серную кислоту H_2SO_4 , а Федя — концентрированную ортофосфорную кислоту H_3PO_4 . Чей выбор удачнее?

1.7. «Дух из солей»

В сочинениях монаха-алхимика Василия Валентина (XV в.), которого многие историки химии считают мифической фигурой, было рекомендовано получать «дух из солей» — «спиритус салис» — прокаливанием смеси каменной соли и железного купороса. При этом отгонялась жидкость, которая поражала воображение алхимиков: она дымила на воздухе, вызывала кашель, разъедала ткань, бумагу, металл... О каком веществе идет речь? Что за реакции использовались в получении «духа из солей»?

1.8. Восстановим шпаргалку

После экзамена под столом нашли обрывки шпаргалки по теме «Кислородные кислоты серы». На них были фрагменты уравнений реакций с правильно расставленными стехиометрическими коэффициентами:



Восстановите эти уравнения.

1.9. «Сахарная кислота»

В 1779 г. немецкий сенатор, аптекарь и химик Иоганн Христиан Виглеб подействовал известковой водой на соки щавеля и кислицы, содержащие «кисличную кислоту», и заметил, что из раствора выпадает белый осадок. Однако состав осадка Виглебу установить не удалось. Через пять лет шведский аптекарь и химик Карл Вильгельм Шееле решил посмотреть, что получится, если тростниковый сахар обработать кон-

центрированной азотной кислотой. Он обнаружил, что при этом выделяется красно-бурый газ и образуется прозрачный раствор, который окрашивает синий лакмус в красный цвет. Когда Шееле добавил к этому раствору известковую воду, получился белый осадок, очень похожий по свойствам на осадок, выделенный Виглебом. Какое вещество обнаружили Виглеб и Шееле?

1.10. Без имени...

Вы открыли склянку с вязкой бесцветной жидкостью и увидели выделяющийся из нее белый дым. Когда в склянку опустили лучинку, то ее конец, побывавший в жидкости, обуглился. Надпись на этикетке была почти стерта. Сохранились только две первые буквы — «Ол...». Какое вещество находится в склянке?

1.11. Уловки азотной кислоты

В большинстве книг по неорганической химии написано, что взаимодействие разбавленной (менее 2 моль/л) азотной кислоты HNO_3 с активными металлами, такими как магний, алюминий, цинк, сопровождается выделением азота N_2 , монооксида азота N_2O и даже образованием в растворе катионов аммония NH_4^+ . Если студент на экзамене или школьник в контрольной работе напишут уравнения реакций этих металлов с разбавленной азотной кислотой и в качестве одного из продуктов укажут водород, то оценка наверняка будет неудовлетворительной. Однако в правилах техники безопасности для цехов химических предприятий, где используется разбавленная азотная кислота, говорится о «повышенной пожароопасности помещений в связи с выделением горючего газа». Значит, в реакциях металлов с азотной кислотой все-таки может выделяться водород?

1.12. Как правильно?

Химику, окончившему институт много лет назад, задали вопрос: «Почему в азотной кислоте степень окисления азота равна +V, а валентность — четырем?» «Быть такого не может, это ошибка! Валентность азота равна пяти!» — подумал он, но промолчал. И в самом деле, какова валентность азота в азотной кислоте?

1.13. Почему результаты разные?

Лаборанту поручили очистку водных растворов азотистой, азотной и ортофосфорной кислот (HNO_2 , HNO_3 и H_3PO_4) от примесей. Он выбрал самое простое решение — подвергнуть кислоты перегонке. Но при перегонке раствора HNO_2 в колбе-приемнике конденсата (рис. 1) почему-то оказа-

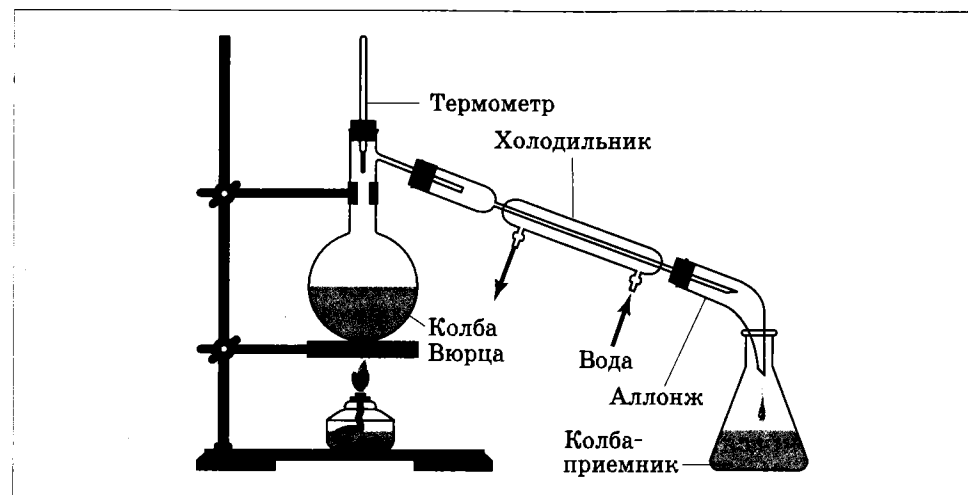


Рис. 1. Лабораторная перегонная установка

лась не азотистая кислота, а азотная. Когда закончилась перегонка раствора азотной кислоты, получился действительно чистый продукт. А в случае H_3PO_4 произошло нечто странное: в колбе-приемнике лаборант обнаружил только воду, зато в перегонной колбе исходный раствор превратился в бесцветную вязкую жидкость, которая при охлаждении затвердела в стекловидную массу. Что же произошло при перегонке кислот?

1.14. Простая задача с трудным решением

Немецкий химик и аптекарь Иоганн Рудольф Глаубер в 1648 г. впервые осуществил реакцию получения кислоты из ее соли действием серной кислоты. Нагреванием смеси хлорида натрия с серной кислотой он выделил газообразный хлороводород, который при растворении в воде превращался в соляную кислоту. После него многие химики пытались аналогичным образом получить из нитрита натрия NaNO_2 азотистую кислоту, а из тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ — тиосерную кислоту. Но происходило нечто странное. В реакции с нитритом натрия почему-то выделялся красно-бурый газ, а из смеси тиосульфата натрия с серной кислотой — бесцветный газ с резким запахом, причем исходная соль превращалась в вещество желтоватого цвета. Почему не удалось получить эти кислоты способом Глаубера?

1.15. Горючая кислота

В 1793 г. с русским химиком Товием Ловицем произошли два странных случая. Однажды он по неосторожности уронил в чашку с только

что полученной безводной кислотой фарфоровый шпатель с порошком пероксида натрия, и кислота вспыхнула. В другой раз, занимаясь перегонкой 80%-ного раствора той же кислоты, он решил посмотреть, много ли собрано конденсата в колбе-приемнике, и поднес к ней горящую свечу. Пары кислоты тут же вспыхнули, над приемником появилось слабо светящее пламя... Свойства какой кислоты изучал Ловиц?

1.16. Опасная аналогия

В 1826 г. немецкий химик Отто Унфердорбен едва не погиб. Вот как это было. Унфердорбен задумал извлечь из перманганата калия вещество, придающее соли фиолетовую окраску. Смешав кристаллы KMnO_4 с концентрированной серной кислотой, он заметил появление маслянистой зеленовато-черной жидкости и обрадовался, считая, что эта жидкость и есть «красящее начало» перманганата. Унфердорбен решил отделить ее от смеси перегонкой и начал нагревание. Но внезапно раздался сильный взрыв, который едва не стоил химику жизни. В чем была ошибка Унфердорбена?

1.17. Кислоты «с секретом»

На практическом туре городской химической олимпиады ее участникам было поручено приготовить 72%-ные растворы хлорноватистой, хлористой, хлорноватой и хлорной кислот. Победителем был признан участник олимпиады, который приготовил только один раствор. Как вы думаете, почему?

1.18. Метаморфоза

Студенту поручили изучить свойства дисерной кислоты. Он взял банку с надписью « $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ », извлек фарфоровым шпателем несколько бесцветных прозрачных кристаллов (на воздухе они сразу задымили) и растворил их в воде. Потом он внес немного раствора в пробирку и добавил индикатор метилоранж; жидкость приобрела красный цвет. Но ни одна из характерных аналитических реакций на анион $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ не дала положительного результата. Какая же кислота была в растворе и почему кристаллы $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ дымили на воздухе?

1.19. Парадоксы взаимодействия

Чешский химик И. Друце в 1926 г. обнаружил, что в минерале пирозите содержится элемент рений. Друце показывал своим коллегам два опыта. Сначала он бросал по щепотке порошка металлического рения в два стакана, один из которых был наполнен разбавленной серной кислотой, а второй — концентрированным раствором пероксида водоро-

да. Затем он быстро прятал стаканы под черным колпаком и спрашивал: «В каком стакане идет реакция?» После этого Друце брал растворы тех же реагентов и бросал в них по щепотке порошка металлического марганца, покрывал стаканы колпаком и снова спрашивал, где пойдет реакция. В самом деле, где происходят реакции?

1.20. Если нет справочника...

Чтобы определить силу кислоты, достаточно заглянуть в справочник и найти там значение константы кислотности; чем оно больше, тем сильнее кислота. Но существует один простой способ приближенной оценки силы кислородных кислот, таких как H_3PO_4 , $\text{B}(\text{OH})_3$, HNO_2 , HClO_3 , HMnO_4 и т. п., который заключается в применении правила Полинга. Что же это за правило?

1.21. «Масло» из светящегося воска

Английский химик и физик Роберт Бойль в 1680 г. разработал новый метод получения «светящегося воска», как в то время называли белый фосфор. Название «фосфор» по-гречески означает «светоносец». Когда Бойль выходил из своей лаборатории поздно вечером, вся его одежда излучала голубоватое сияние из-за осевших на ней мельчайших частичек белого фосфора. Бойль установил, что после сжигания фосфора остается белая «зола», которая легко растворяется в воде. Когда ученый добавил к части полученного при этом раствора несколько капель фиолетового настоя лакмусового лишайника, он стал красным. Оставшуюся часть раствора «золы» Бойль стал выпаривать, чтобы выделить новое вещество, и в конце концов получил густую маслянистую жидкость, из которой через несколько суток стали выделяться прозрачные кристаллы. Вы догадались, какое это было вещество?

1.22. Кислотоупорный трубопровод

На заводе долгое время перекачивали серную кислоту из хранилища в цех по свинцовому трубопроводу. Но однажды трубы дали течь, и цех был залит кислотой. Выяснение обстоятельств аварии показало, что, нарушая правила технологии, трубопровод целый год использовали для транспортировки кислоты, имеющей не 40%-ную, а 85%-ную концентрацию. Почему изменение концентрации кислоты вызвало коррозию трубопровода?

1.23. Испытание теплом

На занятии школьного химического кружка учитель поместил в одну фарфоровую чашку кристаллы борной кислоты, во вторую — кри-

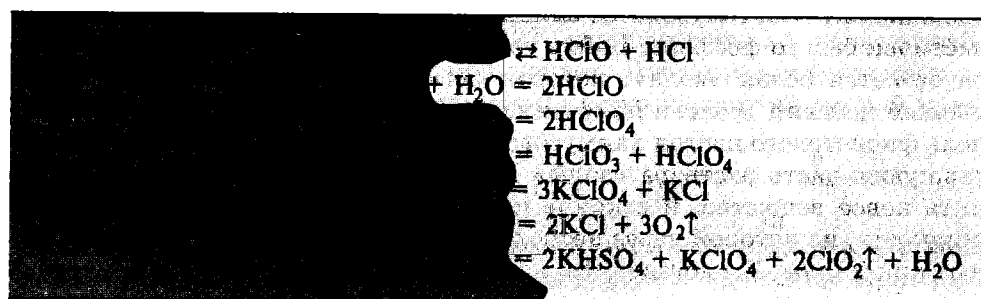
таллическую дисерную кислоту, а в третью — кристаллическую ортофосфорную кислоту и начал прокаливать все три чашки в муфельной печи под тягой. После прокаливания и охлаждения в первой и третьей чашках получилась бесцветная стекловидная масса, а вторая чашка оказалась пустой. Все только успели заметить белый дым, который выделялся из чашки при нагревании. Учитель предложил кружковцам объяснить все эти явления. Помогите им это сделать.

1.24. Два раствора

Известно, что аммиак образует гидрат аммиака, который ведет себя в водном растворе как слабое основание. А как будет вести себя вода, если она будет растворена в жидком аммиаке — как основание или как кислота?

1.25. Испорченный конспект

Когда на тетрадь с конспектом по теме «Кислородные кислоты хлора и их соли» попала вода, левая часть записей пропала. Осталось только:



Помогите восстановить конспект.

1.26. Удивительный «пундус гидрогениум»

Кислотность или щелочность среды в водных растворах оценивают значением pH — водородным показателем, который выражает концентрацию катионов водорода H^+ (точнее, катионов оксония H_3O^+): $\text{pH} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+]$. Термин «pH» — это сокращение от «пундус гидрогениум» («вес водорода»). Это понятие ввел в химию датский химик С. Сёренсен в 1909 г. В растворах кислот pH, как известно, меньше семи. Но формальный расчет для раствора соляной кислоты с концентрацией $1 \cdot 10^{-9}$ моль/л дал значение pH, равное 9 (!) Как это могло получиться?

1.27. Как победить в конкурсе?

На конкурсе знатоков химии фосфора были выставлены три склянки с бесцветными кристаллами кислот: ортофосфорной H_3PO_4 , тетраметафосфорной $(\text{HPO}_3)_4$ и дифосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$. Водные растворы каждой из трех кислот залили в колбы без этикеток. Задание знатокам заключалось в том, чтобы распознать вещества в колбах, используя в качестве реактивов только растворы нитрата серебра, гидроксида натрия и... куриный белок. Как выполнил задание победитель конкурса?

1.28. Хитрость ювелира

Дело было в Киеве во время Гражданской войны. Город то переходил к Красной армии, то его занимало войско Петлюры, то белая гвардия Деникина. По совету сына-химика один ювелир, чтобы спасти свое золото, растворил его в концентрированной соляной кислоте, насыщенной хлором (азотной кислоты для приготовления настоящей «царской водки» ювелир раздобыть не смог). Полученные лимонно-желтые растворы хранились в больших закупоренных бутылках в подвале. Когда при очередном обыске ювелира спрашивали, что находится в бутылках, он отвечал: «Это раствор хлорки для дезинфекции». Резкий запах хлора отпугивал любителей легкой наживы. Какие химические реакции использовал ювелир?

1.29. Какой металл?

Когда учитель химии получил для школьной выставки образцы трех металлов — алюминия, цинка и серебра, оказалось, что этикетки утеряны. Что же делать? При помощи напильника были получены порошки каждого из металлов, а потом проведено их испытание действием концентрированных соляной и азотной кислот и концентрированным водным раствором гидроксида натрия. Результаты наблюдений учитель занес в таблицу (знак «+» означает, что реакция протекает, знак «-» — отсутствие реакции):

Номер образца металла	Азотная кислота	Соляная кислота	Гидроксид натрия
1	+	-	-
2	-	+	+
3	+	+	+

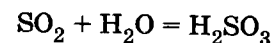
Какие металлы обозначены в таблице под номерами 1, 2, 3?

1.30. Неужели так бывает?

Вот какой вопрос «на пятерочку» задали абитуриенту химического факультета МГУ на вступительном экзамене: «Можно ли из двух сильных кислот при их смешивании получить раствор соли?» Что он ответил?

1.31. Разоблаченная кислота

При пропускании в воду газообразного диоксида серы SO_2 образуется кислотный раствор. Раньше полагали, что в воде образуется сернистая кислота состава H_2SO_3 в соответствии с реакцией:



Однако самый тщательный анализ кислого раствора не зафиксировал присутствия в нем молекул H_2SO_3 , хотя обнаружил, кроме катионов оксония H_3O^+ , гидросульфит-ионы HSO_3^- и сульфит-ионы SO_3^{2-} . Были найдены и другие частицы, содержащие серу. Какие это частицы?

1.32. Кислота «ест» стекло

На лекции по химии кремния был показан такой опыт. Две стеклянные пластинки покрыли тонким слоем парафина, а потом посередине каждой из них парафин сняли ножом. Одну пластинку положили на горловину фторопластовой колбы с подогретой фтороводородной кислотой так, чтобы «окошко» в парафиновом слое смотрело внутрь колбы. На вторую пластинку (как раз на «окошко» парафинового слоя) налили раствор фтороводородной кислоты. Прошло около часа. Пластинки промыли горячей водой, смывая не только фтороводородную кислоту, но и парафин. Оказалось, что на первой пластинке в месте, не защищенном парафином, образовался участок матового стекла, а на второй образовалось небольшое углубление. Как это можно объяснить?

1.33. Знакомый незнакомец

В 1905 г. английский химик Эдуард Франклин исследовал свойства жидкого аммиака. Растворив в аммиаке 1 моль хлорида аммония NH_4Cl , а затем 1 моль амида натрия NaNH_2 , он увидел в жидкости белые кристаллики. Франклин отфильтровал осадок, а в жидкости не обнаружил никаких других веществ, кроме аммиака. Как можно объяснить наблюдение Франклина?

1.34. «Золотые» кислоты

В 1883 г. датский химик Юлиус Томсен изучал свойства соединений золота. Он растворил в воде хлорид золота(III), добавил к нему гидроксид калия и увидел, что выпадает желто-коричневый осадок. Анализ

этого осадка показал, что, кроме золота, водорода и кислорода, в нем нет никаких других химических элементов. Осадок не взаимодействовал с кислотами, но зато легко реагировал со щелочами в водной среде, образуя после упаривания раствора желтые кристаллы тетрагидроксоаурата(III) калия. На основании всех своих наблюдений Томсен решил, что получил новое вещество и назвал его «золотой кислотой». Потом Томсен обработал это вещество концентрированной соляной кислотой и выделил еще одну кислоту — тоже «золотую»... Сколько же их, «золотых» кислот?

1.35. Подарок-головоломка

Химики давно установили, что ксенон со степенью окисления +VIII должен образовывать ксеноновую кислоту состава H_4XeO_6 . Однако впервые ее удалось получить лишь в 1963 г., причем силу этой кислоты экспериментально определить не смогли. Используя правило Полинга, попытайтесь предсказать, сильной или слабой кислотой будет H_4XeO_6 .

1.36. Мнимое противоречие

Среди вопросов химической олимпиады школьников был такой: «Известно, что сильные кислоты легко вытесняют из солей любые более слабые. Можно ли, наоборот, с помощью слабой кислоты вытеснить из раствора соли сильную кислоту?» К вопросу давалось примечание, где предлагалось объяснить, почему при действии на хлорид железа(III) FeCl_3 слабой фтороводородной кислоты HF выделяется сильная кислота — хлороводородная HCl , а при добавлении к раствору сульфата меди(II) CuSO_4 слабой сероводородной кислоты H_2S получается сильная кислота — серная H_2SO_4 .

1.37. Загадка в бутылке

Разбирая реактивы на складе, рабочие обнаружили забытую бутылку с бесцветной жидкостью. Этикетка на бутылке была наполовину оторвана, сохранилось только «...рная кислота». Как определить, что за кислота была в бутылке?

1.38. «Волшебная вода»

Немецкий ученый Макс Боденштейн в молодости очень любил показывать своим коллегам фокусы. Рассказывают, что в 1894 г., собрав друзей, он наполнил четыре колбы бесцветной жидкостью — «волшебной водой». Первую колбу Боденштейн выставил на яркий солнечный свет, во вторую добавил черно-фиолетовые кристаллы, а через некото-

рое время — красный порошок, в третью колбу всыпал порошок металлического серебра, а в четвертый долил бесцветной жидкости. Все увидели, что «вода» в первой колбе довольно скоро пожелтела, а через полчаса стала бурой. Во второй колбе «вода» сначала приобрела темно-коричневый цвет, а после добавления красного порошка обесцветила. В третьей колбе началась бурная реакция: серебро растворялось! При этом выделялся газ, который при испытании горящей лучинкой вспыхивал и загорался. Из четвертой колбы стал выделяться красно-бурый газ. Какое вещество Боденштейн назвал «волшебной водой»?

1.39. Какой газ?

В концентрированную серную кислоту при обычной температуре бросили щепотку железных стружек, тщательно очищенных от ржавчины. Никакой реакции! Нагрели колбу с кислотой и стружками и обнаружили, что выделяется негорючий газ с неприятным резким запахом. Пропустили этот газ в воду, добавив к ней несколько капель индикатора метилоранжа. Раствор окрасился в красный цвет. Другую порцию серной кислоты разбавили водой и также бросили в нее железные стружки. Началось выделение газа без цвета и запаха. Этот газ вспыхнул от горячей спички. Объясните эти явления.

1.40. С запахом горького миндаля...

Карл Вильгельм Шееле в 1782 г. пытался выяснить, почему при добавлении к желтой кровяной соли водного раствора хлорида железа(III) FeCl_3 в осадок выпадает синее вещество, которое называли «берлинской лазурью». Шееле решил разложить желтую кровяную соль на составные части действием разбавленной серной кислоты. Он засыпал соль в реторту, прилил серную кислоту и начал нагревать смесь. Из реторты начала отгоняться бесцветная, очень подвижная жидкость с запахом горького миндаля. По окончании реакции в реторте остались сульфаты калия и железа. Шееле удивило, что полученная «миндальная» жидкость реагирует с гидроксидом калия (получается хорошо растворимая бесцветная соль неизвестного состава), а с карбонатом калия новая жидкость не взаимодействует. Попробуйте разобраться в химических процессах, проведенных Карлом Вильгельмом Шееле.

1.41. Коварство азотсодержащих кислот

В разбавленные водные растворы азотной, азотистой и азидоводородной кислот (HNO_3 , HNO_2 и HN_3) внесли по грануле цинка. Из первого и второго растворов стал выделяться красно-бурый газ, а когда колбы с растворами кислот поместили под стеклянный колокол, наполненный

диоксидом углерода, выделяющийся при внесении цинка газ стал бесцветным. Третий раствор стал выделять бесцветный газ, не поддерживающий горения, а раствор приобрел «аммиачный» запах. Какие реакции здесь протекают?

1.42. Решение юри

На практическом туре городской химической олимпиады ее участникам было поручено приготовить 60%-ные растворы сероводородной, серной и тиосерной кислот. Жюри признало победителем участника олимпиады, который приготовил только один раствор. Правильно ли это?

1.43. Кроссворд «40 слов»

По горизонтали:

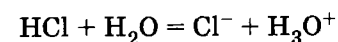
3. Название реакции кислоты со щелочью. 8. Отрицательный ион. 11. Вкусная и полезная съедобная эмульсия. 13. Творец теории электролитической диссоциации. 14. Студенческое научное общество. 15. Кожа дерева. 19. Земляной орех. 23. Газообразная вода. 24. Коровья еда. 25. В наших жилах ..., а не водица. 26. Это и река, и автомобиль-микролитражка. 27. Корабельная лестница. 29. Он бывает яблочный, апельсиновый и желудочный. 30. Положительный ион. 31. См. 17. 32. Подмети его с пола и больше не сори. 33. Химическое взаимодействие веществ между собой. 34. Дорожка в лесу. 36. И донской, и кубанский. 38. Буква славянского алфавита. 39. Тропический «вьюнок». 40. Вильгельм Оствальд, открывший закон разбавления, родился в одной из стран Балтии. Какая это страна?

По вертикали:

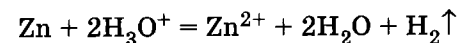
1. Параграфы объединяются в главы, а главы — в ... 2. Он бывает строительный и водопроводный. 4. Кислотно-основный индикатор, который впервые получил из лишайника Роберт Бойль. 5. Элемент номер 30. 6. Злая баба из сказки. 7. Самый страшный враг Буратино и его друзей-кукол. 9. Она бывает черная, красная и баклажанная. 10. Кислот-но-основный указатель. 12. И NaOH , и Ca(OH)_2 , и Mg(OH)_2 . 16. Надежно-основный указатель. 17. Кто за руку Греку цап? 18. ... Петра Великого. 19. Мастер высшего пилотажа. 20. Автомобиль из Франции. 21. Самолет из России. 22. ... Ши Мин. 27. Научное сочинение. 28. Молекулы реагентов, чтобы преодолеть энергетический барьер и вступить в реакцию, должны получить энергию ... 29. Усатая рыба. 30. И HCl , и HNO_3 , и CH_3COOH . 32. И медь, и натрий. 33. Что же сунул Грека в реку? 35. Плакучее дерево. 37. Сарданапал, надменный ...

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 1

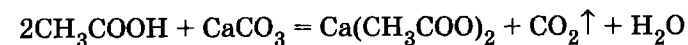
1.1. Безводный хлороводород имеет молекулярное строение; молекулы HCl — ковалентные полярные. В растворе под действием полярных молекул воды хлороводород, подвергаясь протолизу, полностью распадается на ионы по реакции:



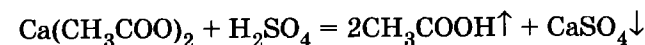
и только после этого приобретает способность участвовать в окислительно-восстановительных реакциях с активными металлами:



1.2. Добавка мела (карбоната кальция) к продуктам перегонки потребовалась для того, чтобы отделить уксусную кислоту от других составных частей смеси — спиртов, ацетона и т. п. При этом образуется ацетат кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$:

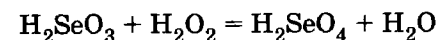


При выпаривании полученного раствора метанол, ацетон и другие летучие примеси удаляются, получается кристаллический ацетат кальция. Затем ацетат кальция разлагается на CH_3COOH и сульфат кальция CaSO_4 :

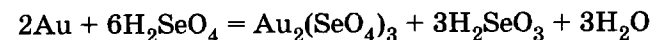


Уксусная кислота после этого отгоняется.

1.3. Взаимодействие селенистой кислоты с пероксидом водорода:

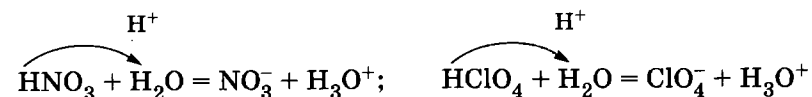


протекает полностью и приводит к образованию очень сильного окислителя — селеновой кислоты H_2SeO_4 , которая реагирует с золотом, превращая этот благородный металл в соль — селенат золота(III):



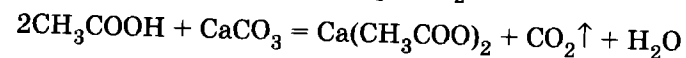
Поэтому применение лабораторной посуды из золота, оправданное в случае других агрессивных веществ, для производных селена недопустимо.

1.4. Азотная кислота HNO_3 и хлорная кислота HClO_4 являются сильными кислотами (донорами протонов) и подвергаются необратимому протолизу в водной среде:



Но азотная кислота в среде хлорной кислоты приобретает основные свойства (т. е. проявляет некоторую способность принимать протоны). Поэтому HNO_3 может быть представлена как основание (гидроксид нитроилия NO_2OH), а протекающая в смеси HNO_3 и HClO_4 реакция приводит к образованию некоторого количества соли — перхлората нитроилия $(\text{NO}_2)\text{ClO}_4$. Таким образом, простого суммирования кислотных свойств растворенных веществ здесь не происходит.

1.5. В результате реакции уксусной кислоты с кристаллическим карбонатом кальция CaCO_3 образуется хорошо растворимый в воде и уксусной кислоте ацетат кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$:

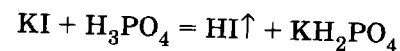


При действии серной кислоты на поверхности кристаллов CaCO_3 образуется малорастворимый сульфат кальция CaSO_4 :

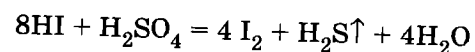


который препятствует дальнейшему проникновению кислоты к CaCO_3 .

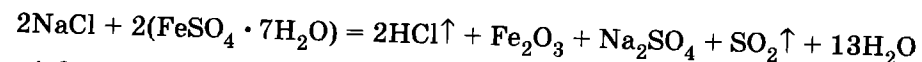
1.6. Получить иодоводород удалось Феде, выбравшему в качестве реагента ортофосфорную кислоту:



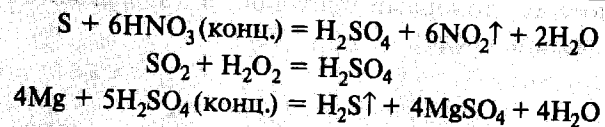
А концентрированная серная кислота, выбранная Сережей, окисляет выделяющийся иодоводород до иода I_2 , а сама восстанавливается до сероводорода H_2S :



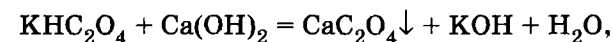
1.7. Каменная соль — это хлорид натрия NaCl , а железный купорос — кристаллогидрат сульфата железа(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Прокаливанием смеси этих веществ алхимики получали хлороводородную кислоту HCl :



1.8.

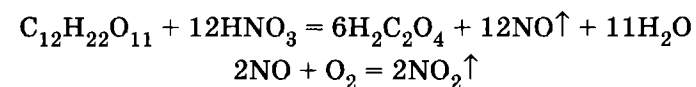


1.9. «Кисличная кислота» содержится в соке щавеля и других растений; это гидрооксалат калия KHC_2O_4 . Осадок, полученный Виглебом по реакции:

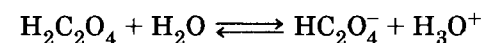


представляет собой соль щавелевой кислоты — оксалат кальция CaC_2O_4 .

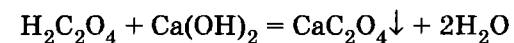
Шееле получил из сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ по реакции:



щавелевую кислоту $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, которая в водном растворе подвергается протолизу и создает в растворе кислотную среду:

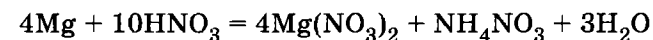


Шееле назвал щавелевую кислоту «сахарной кислотой»; в кристаллическом состоянии она действительно похожа на сахарный песок. Щавелевая кислота реагирует с гидроксидом кальция, превращаясь в оксалат кальция:

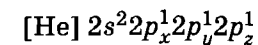


1.10. В склянке находился олеум — смесь полисерных кислот с общей формулой $\text{H}_2\text{S}_{(1+x)}\text{O}_{(4+3x)}$, где $x \geq 1$. «Дым» — это выделяющийся из олеума триоксид серы SO_3 , взаимодействующий с влагой воздуха с образованием мельчайших капелек серной кислоты.

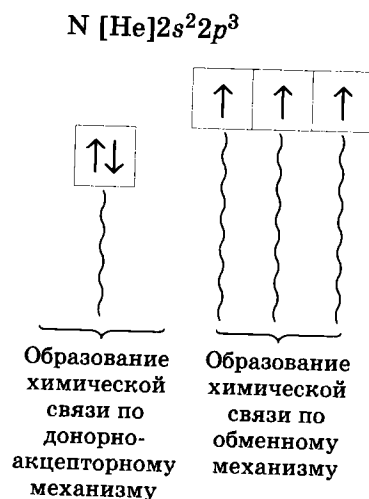
1.11. В первый момент контакта порошкообразного активного металла (например, магния) с чистой, не содержащей примесей NO_2 и N_2O_3 , сильно разбавленной азотной кислотой начинается реакция магния с HNO_3 , ведущая к образованию нитрата магния $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и выделению водорода. Но затем, с появлением ничтожнейших («следовых») количеств диоксида азота или нитрит-анионов NO_2^- , выделение водорода прекращается: он полностью расходуется на восстановление азотной кислоты до NO , N_2O , N_2 и NH_4^+ . Суммарное уравнение реакции таково:



1.12. Степень окисления азота в HNO_3 действительно равна +V. Валентность же — это число образуемых азотом ковалентных связей, иначе говоря — число электронных пар, обеспечивающих связывание атома азота с соседними атомами в молекуле. Электронная конфигурация атома N такова:

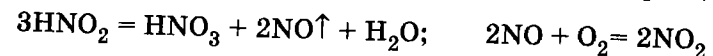


Он содержит три неспаренных *p*-электрона и пару *s*-электронов, которая практически никогда не разъединяется при образовании связей. Поэтому атом азота может образовать три химические связи по обменному (равноценному) механизму при простом перекрывании атомных орбиталей и еще одну связь — по донорно-акцепторному механизму, когда атом азота N предоставляет электронную пару, а атом-партнер по химической связи — свободную атомную орбиталь.

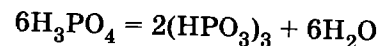


Получается всего четыре связи, следовательно, максимальная валентность азота равна четырем.

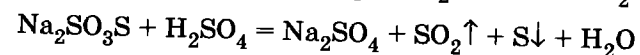
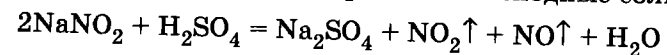
1.13. Перегоняется без разложения только азотная кислота. Азотистая кислота при перегонке разлагается, выделяя NO и переходя в HNO₃:



Ортофосфорная кислота при нагревании теряет воду и превращается в триметафосфорную кислоту:



1.14. Способ Глаубера для получения азотистой и тиосерной кислот непригоден, так как серная кислота разлагает исходные соли:

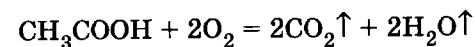


Азотистая кислота HNO₂ существует только в растворе, а тиосерная кислота H₂SO₃S в обычных условиях в водной среде неизвестна.

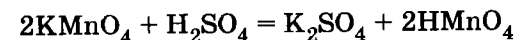
1.15. Этой кислотой была уксусная CH₃COOH. Безводная уксусная кислота загорается при контакте с твердым пероксидом натрия Na₂O₂:



Пары CH₃COOH вспыхивают при поджигании:



1.16. При контакте перманганата калия с серной кислотой идет реакция:

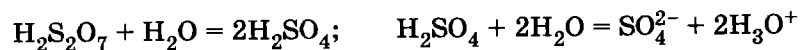


Концентрированная серная кислота — сильное водоотнимающее средство. Она превращает марганцовую кислоту HMnO₄ в оксид марганца(VII) Mn₂O₇, который при нагревании разлагается со взрывом:

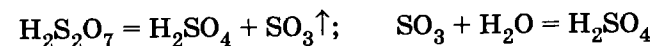


1.17. Можно приготовить 72%-ный раствор только в случае хлорной кислоты HClO₄ (такой раствор перегоняется в вакууме при 111 °C). Другие кислородные кислоты хлора существуют только в более разбавленных растворах (HClO до 20—35%, HClO₂ до 5—10%, HClO₃ до 40%).

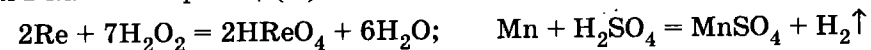
1.18. Дисерная кислота при растворении в воде превращается в серную кислоту, а серная кислота подвергается необратимому протолизу:



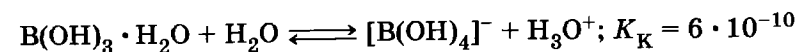
Кристаллы H₂S₂O₇ дымят на воздухе из-за выделения SO₃, который образует с влагой воздуха мельчайшие капельки серной кислоты:



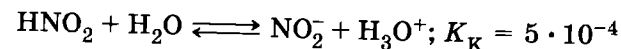
1.19. Рений в обычных условиях не взаимодействует с серной кислотой, а марганец не реагирует с пероксидом водорода. Зато рений реагирует с пероксидом водорода, превращаясь в рениевую кислоту, а марганец химически растворяется в разбавленной серной кислоте, переходя в катион марганца(II) и восстанавливая водород:



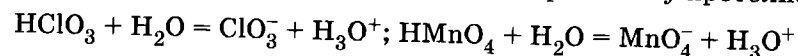
1.20. Формула любой кислородной кислоты может быть записана как ЭО_{*m*}(OH)_{*n*}. Согласно правилу Полинга, при значении *m* = 0, мы имеем дело с очень слабой кислотой: константа кислотности *K*_к меньше 10⁻⁷. Пример: борная кислота B(OH)₃, для которой *m* = 0, *n* = 3, действительно имеет весьма низкое значение константы кислотности:



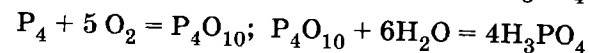
Те кислоты, для которых значение m равно 1, относятся к числу кислот средней силы, имеющих значение K_K около $10^{-2} - 10^{-4}$. Например, азотистую кислоту HNO_2 и ортофосфорную кислоту H_3PO_4 можно представить как $\text{NO}(\text{OH})$ и $\text{PO}(\text{OH})_3$ ($m = 1$):



Когда значение m равно 2 или 3, мы имеем дело с сильной кислотой. К числу сильных кислот относятся хлорноватая HClO_3 , или $\text{ClO}_2(\text{OH})$, и марганцовая HMnO_4 , или $\text{MnO}_3(\text{OH})$ ($m = 2$ и $m = 3$). Эти кислоты в разбавленном водном растворе подвергаются необратимому протолиту:

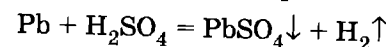


1.21. При сжигании белого фосфора P_4 получается оксид фосфора(V) P_4O_{10} , твердое белое вещество. Растворив P_4O_{10} в воде, Бойль получил ранее неизвестную ортофосфорную кислоту H_3PO_4 :

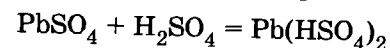


Ортофосфорная кислота — бесцветное твердое вещество с температурой плавления около 42°C , очень гигроскопичное (легко поглощает влагу из воздуха). При выпаривании водного раствора H_3PO_4 обычно образуется переохлажденный расплав, похожий на стекло, который со временем кристаллизуется.

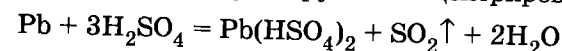
1.22. В разбавленной серной кислоте свинец, окисляясь с поверхности, покрывается защитной пленкой малорастворимого сульфата свинца(II):



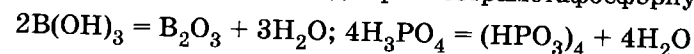
С разбавленной серной кислотой PbSO_4 не реагирует, а с концентрированной образует растворимый гидросульфат свинца(II):



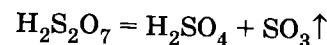
Металл, лишенный защиты, реагирует с концентрированной кислотой:



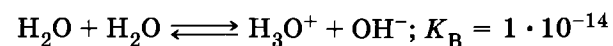
1.23. Борная и ортофосфорная кислоты при нагревании разлагаются, выделяя воду и превращаясь в оксид бора и тетраметафосфорную кислоту:



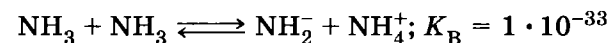
Дисерная кислота при нагревании выделяет SO_3 («белый дым»), а затем испаряется серная кислота:



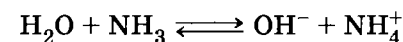
1.24. Равновесию автопротолиза воды отвечает уравнение реакции:



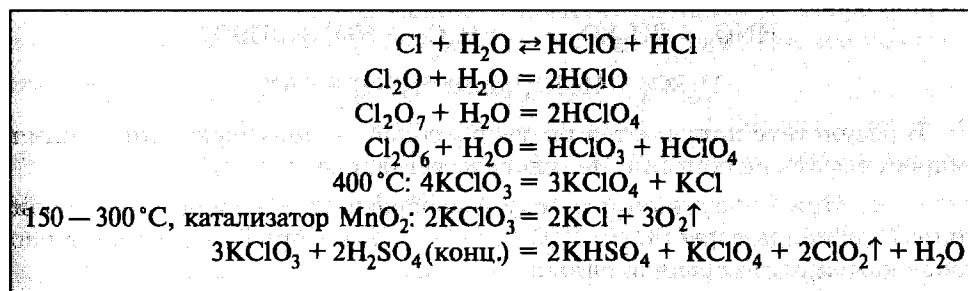
Ионное произведение воды K_B при 25°C равно $1 \cdot 10^{-14}$, и оно сравнительно мало меняется при понижении температуры. Аммиак при обычных условиях — газ; он превращается в жидкость при атмосферном давлении только при $-33,4^\circ\text{C}$. При этой температуре вода кристаллизуется, получается лед. Тем не менее очень небольшое количество воды может находиться в жидком аммиаке в растворенном состоянии. Ионное произведение (константа автопротолиза) аммиака при -40°C составляет $1 \cdot 10^{-33}$.



Вода, растворенная в жидком аммиаке, проявляет свойства кислоты:



1.25.

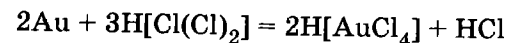


1.26. Для раствора HCl с концентрацией $1 \cdot 10^{-9}$ моль/л значение pH примерно равно 7, так как при этих условиях главным источником протонов (точнее, катионов оксония) служит вода. В чистой воде $\text{pH} = 7$.

1.27. В каждый из растворов было добавлено немного раствора AgNO_3 , а затем по каплям раствор NaOH . Тот раствор, из которого выпал осадок желтого цвета (Ag_3PO_4), содержал ортофосфорную кислоту. Два других раствора дали белые осадки дифосфата серебра и метафосфата серебра, внешне неотличимые друг от друга. Теперь, чтобы определить, в каком из растворов находится метафосфорная кислота, достаточно добавить куриный белок. Метафосфорная кислота более сильная, чем дифосфорная, и белок при контакте с ней денатурируется (свертывается).

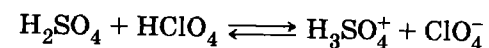
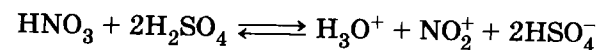
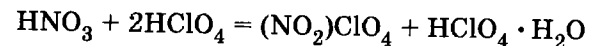
1.28. При насыщении концентрированной соляной кислоты хлором образуется дихлорхлорат(I) водорода $\text{H}[\text{Cl}(\text{Cl})_2]$ — сильный окисли-

тель, который реагирует с золотом, превращая его в хорошо растворимый комплекс тетрахлороаурат(III) водорода $\text{H}[\text{AuCl}_4]$:



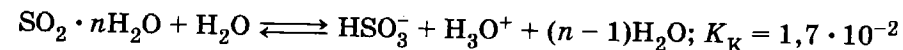
1.29. Серебро идентифицировать (определить) легко: оно располагается в ряду напряжений правее водорода, так что не реагирует с соляной кислотой и тем более с гидроксидом натрия в растворе. Цинк и алюминий различить сложнее, так как оба они проявляют амфотерные свойства и химически растворяются и в растворе гидроксида натрия, и в соляной кислоте. Однако концентрированная азотная кислота пассивирует поверхность алюминия, и на холоду этот металл с нею не реагирует. Образец под номером 1 — серебро, под номером 2 — алюминий, под номером 3 — цинк.

1.30. Примеры такого рода — взаимодействие безводных азотной и хлорной, азотной и серной, серной и хлорной кислот:

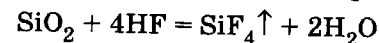


В результате получаются растворы солей — перхлората нитроилия, гидросульфата нитроилия, перхлората тетраоксосульфония.

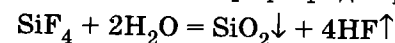
1.31. При пропускании в воду газообразного SO_2 образуется полигидрат диоксида серы $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n = 1 \div 7$), который ведет себя в растворе как кислота средней силы:



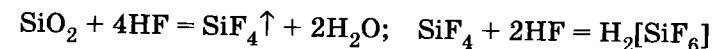
1.32. Под действием паров HF стекло подвергается реакции:



Одновременно идет разложение тетрафторида кремния влагой воздуха



с образованием тонкого слоя непрозрачного диоксида кремния SiO_2 , который придает поверхности стекла матовость. В растворе фтороводородной кислоты протекают реакции, приводящие к частичному растворению стекла и образованию углублений:

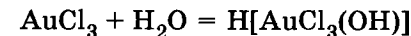


1.33. В жидком аммиаке после диссоциации NH_4Cl и NaNH_2 на ионы идет реакция нейтрализации «кислоты» NH_4^+ «основанием» NH_2^- :

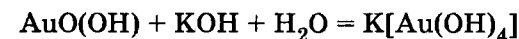
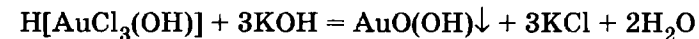


Катион Na^+ и анион Cl^- образуют NaCl — хлорид натрия, малорастворимый в жидком аммиаке. Это и есть «знакомый незнакомец».

1.34. При растворении AuCl_3 в воде образуется комплексная кислота — гидроксотрихлороаурат(III) водорода:



При добавлении KOH выпадает осадок метагидроксида золота $\text{AuO}(\text{OH})$, который растворяется в избытке щелочи:



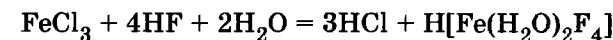
Метагидроксид золота $\text{AuO}(\text{OH})$ Томсен и назвал «золотой кислотой». Затем Томсен выделил вторую кислоту из семейства «золотых» — тетрахлороаурат(III) водорода:



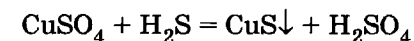
Томсен, видимо, не подозревал о существовании в растворе еще одной «золотой» кислоты $\text{H}[\text{AuCl}_3(\text{OH})]$ — комплексной. Так что на самом деле ему удалось получить три золотые кислоты.

1.35. В соответствии с правилом Полинга (см. 1.20) для оценки силы кислородной кислоты $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$ можно использовать значение m . Если оно равно 2 или 3, мы имеем дело с сильной кислотой. Ксеноновую кислоту H_4XeO_6 можно представить как $\text{XeO}_2(\text{OH})_4$; таким образом, m равно 2 и данная кислота относится к числу сильных кислот.

1.36. С помощью слабой кислоты можно вытеснить из раствора соли сильную кислоту, только если одновременно образуется прочный комплекс или малорастворимый осадок. Например, реакция:



связана с образованием очень прочного комплекса — тетрафтородиакваферрата(III) водорода $\text{H}[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2\text{F}_4]$. Второй пример — реакция:

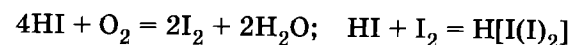


обусловлена выделением в осадок сульфида меди(II), малорастворимого в разбавленных кислотах.

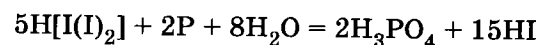
1.37. Это могла быть хлорная, серная или ортофосфорная кислота. Но ортофосфорная кислота H_3PO_4 при комнатной температуре — кристаллическое вещество. Серная кислота H_2SO_4 после разбавления может быть легко идентифицирована реакцией с хлоридом бария, приводящей

к выделению белого осадка сульфата бария BaSO_4 , нерастворимого в кислотах. Для «опознания» хлорной кислоты HClO_4 после ее разбавления обычно проводят реакцию с хлоридом калия, которая ведет к выпадению бесцветных кристаллов малорастворимого перхлората калия KClO_4 .

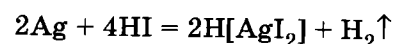
1.38. «Волшебная вода» Боденштейна — это раствор иодоводорода HI , иодоводородная кислота. Она легко окисляется на свету кислородом воздуха, причем образующийся иод связывается в растворимый комплекс диiodоидат(I) водорода $\text{H}[\text{I}(\text{I})_2]$, придающий раствору бурый цвет:



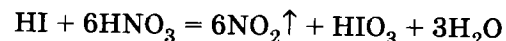
Тот же комплекс получается, только в значительно большем количестве, при внесении в раствор HI черно-фиолетовых кристаллов иода. В дальнейшем прибавление порошка красного фосфора обесцвечивает раствор: идет восстановление $\text{H}[\text{I}(\text{I})_2]$ до HI :



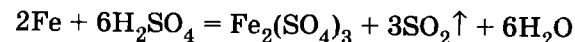
Серебро выделяет из HI водород и превращается в прочный комплекс диiodоаргентат(I) водорода:



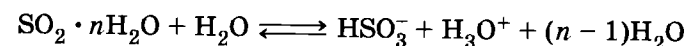
В четвертую колбу была добавлена концентрированная азотная кислота:



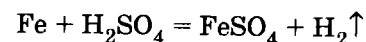
1.39. В холодной концентрированной серной кислоте железо пассивируется и не реагирует. При нагревании идет реакция:



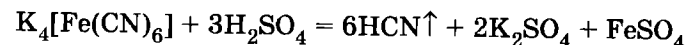
Диоксид серы SO_2 , растворяясь в воде, превращается в полигидрат диоксида серы $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, который ведет себя как кислота, создает кислую среду и меняет окраску индикатора:



В разбавленной серной кислоте идет химическое растворение железа с выделением водорода:

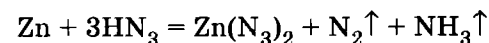
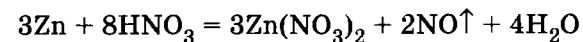


1.40. Шееле первым получил циановодород HCN :

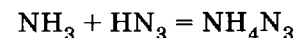


Циановодородную кислоту (водный раствор циановодорода HCN) раньше называли синильной — от «синькалий»; такой термин в старину применялся по отношению к желтой кровавой соли, гексацианоферрату(II) калия. Циановодородная кислота — сильнейший яд: уже 50 мг ее вызывают почти мгновенную смерть. С гидроксидом калия циановодородная кислота реагирует с образованием цианида калия KCN , а с карбонатом калия не взаимодействует. Циановодородная кислота — более слабая, чем угольная, поэтому HCN не может вытеснять H_2CO_3 из солей-карбонатов.

1.41. Уравнения протекающих реакций таковы:



Выделяющийся аммиак будет взаимодействовать с избытком HN_3 с образованием азида аммония:



1.42. Сероводород в воде растворим слабо, поэтому концентрация сероводородной кислоты при комнатной температуре и обычном давлении не превышает 0,1 моль/л, или 0,34%. Тиосерная кислота в водном растворе не существует, а вот в случае серной кислоты приготовление раствора заданной концентрации вполне возможно.

1.43. Ответы к кроссворду.

По горизонтали:

3. Нейтрализация. 8. Анион. 11. Молоко. 13. Аррениус. 14. СНО. 15. Кора. 19. Арахис. 23. Пар. 24. Сено. 25. Кровь. 26. Ока. 27. Трап. 29. Сок. 30. Катион. 31. Рак. 32. Мусор. 33. Реакция. 34. Тропинка. 36. Казак. 38. Аз. 39. Лиана. 40. Латвия.

По вертикали:

1. Раздел. 2. Кран. 4. Лакмус. 5. Цинк. 6. Яга. 7. Карабас. 9. Икра. 10. Индикатор. 12. Основание. 16. Опора. 17. Рак. 18. Арап. 19. Ас. 20. «Рено». 21. АН. 22. Хо. 27. Трактат. 28. Активация. 29. Сом. 30. Кислота. 32. Металл. 33. Рука. 35. Ива. 37. Азиат.



Глава 2

ОСНОВАНИЯ: ХИМИЧЕСКИЙ БАСКЕТБОЛ

Древние философы соотносили предметы и явления окружающего мира с их прямыми противоположностями — антиподами: свет и тьму, огонь и воду, тепло и холод... Алхимики догадались, что антиподами кислот являются **основания** — вещества, которые при взаимодействии с кислотами дают соль и воду.

Шведский химик Сванте Аррениус считал основаниями те электролиты, которые при растворении в воде образуют гидроксидные анионы OH^- и поэтому способны участвовать в реакциях нейтрализации. Согласно протонной теории кислот и оснований, разработанной датским химиком Йоханнесом Брэнстедом и его английским коллегой Томасом Лоури, частицы оснований, попадая в водный раствор, участвуют в процессах **протолиза**. Они принимают от молекул воды протон (служат акцепторами протонов). При этом в роли оснований могут быть и нейтральные молекулы (такие, как аммиак NH_3 или гидроксилламин NH_2OH), и анионы типа карбонатного CO_3^{2-} или фторидного F^- , которые получаются в водном растворе при диссоциации солей.

Первым водным раствором основания был настой древесной золы, содержащий гидроксид и карбонат калия KOH и K_2CO_3 . Первым основанием, известным человеку, был гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, письменное упоминание о котором нашли в сочинении персидского врача Абу Мансура «Трактат об основах фармакологии», написанном в 975 г. н. э. Хорошо растворимые сильные основания называют щелочами. Это, например, гидроксид натрия и гидроксид калия (NaOH , KOH). В водном растворе щелочи нацело диссоциируют с образованием в растворе катиона металла и гидроксид-иона OH^- . Слабые основания подвергаются протолизу только частично.

2.1. Продукт оазиса Аммона!

Арабские алхимики получали из оазиса Аммона, расположенного в пустыне Сахара, бесцветное кристаллическое вещество, которое они называли «нушадира». При растирании «нушадира» с гашеной известью и нагревании смеси выделялся газ с резким запахом, хорошо растворимый в воде. Алхимики заметили, что водный раствор этого газа, находясь рядом с соляной кислотой, начинал «дымить» и с течением времени все стеклянные сосуды рядом с ними покрывались белым налетом. Алхимики отметили и еще кое-что: когда раствор неизвестного газа добавляли к водному раствору медного купороса, то голубая окраска последнего становилась интенсивно синей. Как объяснить эти явления?

2.2. И молоко, и вода

Вот загадка: одно и то же вещество входит в состав «... воды» и «... молока». Если в такую «воду» подуть через трубочку, она превратится в «молоко». Если в такое «молоко» дуть через трубочку долго, оно станет прозрачным, как вода. О каком веществе идет речь?

2.3. Игра цветов — подобие и различие

Два химических элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева расположены по соседству. В степени окисления +II они образуют малорастворимые в воде основные гидроксиды, состав которых одинаков, а цвет различен — первый розовый, а второй зеленый. Есть в Периодической системе и еще два элемента-соседа, так сильно похожих друг на друга, что их и называли первое время «близнецы». В степени окисления +III один из них дает гидроксид нежно-зеленого, а второй — бледно-розового цвета. Какие это гидроксиды?

2.4. Самая щелочная... сода

Сода бывает разная — питьевая (или пищевая), кристаллическая, кальцинированная (вероятно, с примесями кальция?!) и каустическая... Каковы формулы этих соединений? Какое из веществ, известных под этими техническими названиями, является самым сильным основанием?

2.5. Почему они не белые?

Известно, что карбонат железа(II) можно получать по обменной реакции солей железа(II) с растворимыми карбонатами. Но если вести процесс, не приняв некоторых мер предосторожности, вместо белого осадка FeCO_3 получится красно-бурый. Накипь внутри чайника должна быть белой, ведь она образуется при термическом разложении гидрокарбоната

кальция (карбонат кальция — белого цвета). Но накипь обычно имеет бурый цвет. Наконец, в природе встречаются громадные скопления превосходной железной руды сидерита, состава FeCO_3 , но почему опять-таки не белого, а буро-коричневого цвета. Не кажется ли вам все это странным?

2.6. Какая известь?

В кладовке на даче обнаружили три большие банки, надписи на которых почти полностью стерлись. Можно было только с трудом разобрать слово «... известь» на каждой из них. Вещества в банках на вид казались похожими друг на друга. Как определить, что в них было?

2.7. Партизанский трофей

Во время Второй мировой войны польские партизаны обнаружили подземный завод, производивший топливо для немецких ракет «Фау». Им удалось добыть важный компонент этого топлива. Это оказалась бесцветная дымящая на воздухе жидкость с едким запахом. Один из партизан, неосторожно откупоривший емкость с этим веществом, понюхал ее и надолго закашлялся, а из глаз его потекли слезы. Партизанский трофей доставили в Лондон, и там химики обнаружили, что неизвестная жидкость хорошо растворима в воде и в растворе ведет себя как слабое основание. Когда в трофейную жидкость попали крупинки оксида меди(II) CuO , она вспыхнула и загорелась синим пламенем, распространяя запах аммиака. Добавление к одной из порций жидкости серной кислоты вызвало образование бесцветных кристаллов, а когда рядом с «партизанским трофеем» зажгли газ, произошел сильный взрыв... Наконец, состав жидкости был установлен. Оказалось, что химикам она известна уже давно и впервые была получена еще в 1889 г. немецким химиком Теодором Курциусом. Что это за вещество?

2.8. Где ошибка?

Какая среда — щелочная или кислотная — в растворе сероводорода (так называемой «сероводородной воде»)? Этот вопрос достался на экзамене студенту первого курса. И вот его ответ: «В растворе сероводорода сначала диссоциирует: $\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$, а потом подвергается протолиту: $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$. Получаются гидроксид-ионы, так что среда... щелочная!» Почему такой ответ не понравился экзаменатору?

2.9. Опасная реакция

Французские химики Жозеф Луи Гей-Люссак и Луи Жак Тенар в 1830 г. провели опыт, едва не стоивший им жизни. В большую реторту они засыпали смесь гидроксида калия с железными опилками и стали

ее нагревать. И вдруг раздался страшный взрыв. Ученые в ужасе смотрели на разлетевшиеся по лаборатории осколки, смешанные с раскаленными железными опилками. После этого случая Гей-Люссак, оправляясь от ран, провел в постели почти полтора месяца. К счастью, его коллега отделался легкими порезами. Какую реакцию хотели провести французские химики и в чем заключалась их ошибка?

2.10. Что же получилось?

При сжигании металлического магния получился продукт — белый порошок. Его обработали небольшим количеством воды и нагрели смесь. Из пробирки начал выделяться газ, который обнаружили с помощью полоски фильтровальной бумаги, смоченной раствором фенолфталеина. Индикатор приобрел малиновый цвет. Почему?

2.11. Ржавчина превращает железо в сталь

На Кавказе с древности известен удивительный способ получения стали из железа — через ржавление в земле. В XVIII в. черкесы и чеченцы зарывали железные полосы в землю и откапывали их через 10—15 лет, а потом кузнецы ковали из железа, покрытого ржавчиной, замечательные сабли, которые могли перерубить даже ружейный ствол... Как объяснить высокое качество металла сабель кавказских горцев?

2.12. Странное превращение

При комнатной температуре в водном растворе аммиака щелочная среда (водородный показатель $\text{pH} > 7$). Если к такому раствору порциями добавлять соль — хлорид аммония NH_4Cl , то раствор сначала станет нейтральным ($\text{pH} = 7$), а потом — даже кислотным ($\text{pH} < 7$). Почему происходят такие странные события?

2.13. Где ошибка?

Учитель написал на доске несколько формул: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, N_2H_4 , $\text{FeO}(\text{OH})$, TiOH , NaOH , NH_2OH и попросил десятиклассников из «химического» класса выбрать из этого списка сильные и слабые основания. Помогите им ответить на трудный вопрос.

2.14. Загадочное вещество

В 1865 г. немецкий химик Вильгельм Лоссен получил бесцветные гигроскопичные кристаллы нового вещества, растворение которых в воде давало раствор с щелочной реакцией. Вещество взаимодействовало с соляной кислотой, образуя соль. Химический анализ показал, что в

составе этой соли имеется группа OH, которая при растворении соли не дает гидроксид-иона в водном растворе! Лоссен имел неосторожность нагреть пробирку с небольшой порцией кристаллов загадочного вещества, и последовал оглушительный взрыв, а в лаборатории запахло аммиаком. Когда кристаллик вещества Лоссена внесли в сероводородную воду, в осадок выделилась твердая сера и тоже запахло аммиаком. В водном растворе через несколько дней после этой реакции обнаружилась азотистая кислота... В конце концов Лоссен установил состав полученного им вещества. Что же это за вещество?

2.15. Где ошибка?

Учитель химии принес на урок газету, в которой сообщалось о происшествии на складе удобрений. Журналист, поясняя, что такое аммиачная вода, написал, что это «сильно разбавленный раствор нашатырного спирта — гидроксида аммония». Школьники обнаружили в газетной заметке сразу три грубые химические ошибки. Какие именно?

2.16. Щелочная кислая соль и кислая кислая соль

Известно, что кроме солей средних, или нормальных — сульфитов или карбонатов, существуют кислые соли — гидросульфиты и гидрокарбонаты. В растворе гидрокарбоната натрия NaHCO_3 среда слабощелочная ($\text{pH} > 7$), а в растворе гидросульфита натрия NaHSO_3 — среда слабокислотная ($\text{pH} < 7$). Почему?

2.17. Изобретение Швейцера

В 1857 г. швейцарский химик Матиас Швейцер обнаружил удивительное явление. Получив ярко-синий раствор комплексного соединения — гидроксида тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, он решил избавиться от механических примесей фильтрованием: этот раствор показался ему мутным. Произошло неожиданное: фильтровальная бумага на воронке стала постепенно «расползаться» и растворяться. Когда Швейцер добавил к фильтрату серную кислоту, в колбе выделился белый волокнистый осадок, похожий на вату, а жидкость из синей превратилась в светло-голубую. Как объяснить наблюдения Швейцера?

2.18. Странные реакции нейтрализации

Когда почва «кислая», урожай сельскохозяйственных культур низкий: большинство растений не переносят избытка кислот. В этом случае на поля вносят добавки — известь (карбонат кальция CaCO_3), доломит или мергель, содержащие карбонаты кальция и магния (CaCO_3 и MgCO_3).

Почему для «известкования» почвы почти никогда не пользуются жженой или гашеной известью — CaO и $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а тем более — щелочами типа NaOH ?

2.19. Вот так «родственники»!

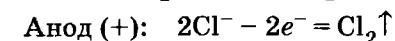
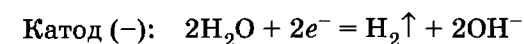
К водным растворам хлоридов бериллия и магния (BeCl_2 и MgCl_2) добавляли небольшими порциями раствор гидроксида натрия NaOH . Сначала в обоих растворах выпадает белый студенистый осадок, потом в избытке щелочи осадок в сосуде с солью бериллия исчезает, раствор становится бесцветным и прозрачным. А там, где была соль магния, осадок не претерпевает никаких изменений. Бериллий и магний — элементы одной и той же группы Периодической системы, более того, в таблице Менделеева они ближайшие соседи. Чем же вызвано столь различное поведение их солей?

2.20. Гидроксиды Кронстедта

В 1851 г. шведский химик Аксель Кронстедт изучал свойства соединений никеля — нового химического элемента, открытого им в этом же году. Получив зеленый водный раствор хлорида никеля(II) NiCl_2 , Кронстедт выделил из него при помощи гидроксида калия объемистый осадок яблочно-зеленого цвета. Добавив к этому осадку немного жидкого брома, он получил продукт черного цвета. Кронстедт решил обработать часть черного продукта соляной кислотой, чтобы снова получить хлорид никеля, но, к его удивлению, вместе с тем стал выделяться и газообразный хлор. Тогда к оставшемуся черному веществу он добавил концентрированную серную кислоту, и... снова выделился газ, на этот раз — кислород! Повторяя опыты, Кронстедт внес в них изменения: вместо гидроксида калия он добавил к раствору соли никеля избыток раствора аммиака. С изумлением он увидел, что раствор стал синим, а осадок не выпал. Объяснить эти наблюдения Кронстедт мог лишь частично. Что же здесь происходило?

2.21. «Неправильный» электролиз

Для получения гидроксида натрия NaOH в промышленности применяется электролиз концентрированного водного раствора хлорида натрия NaCl в аппарате-электролизере с железным катодом угольным анодом (рис. 2), пространство между которыми разделено диафрагмой:



У катода образуется раствор NaOH, который периодически сливают в приемную емкость. Однажды аппаратчик, обслуживавший этот процесс, по ошибке использовал электролизер без диафрагмы. Заполнив его раствором NaCl и включив рубильник электрической цепи постоянного тока, он ушел в соседний цех. Что обнаружил аппаратчик, когда вернулся, чтобы слить раствор NaOH?

2.22. Фокусы старого профессора

Профессор задал студентам такой вопрос: «Можно ли при добавлении кислоты к водному раствору соли выделить гидроксид металла?» Аудитория ответила молчанием. Тогда профессор растворил в воде бесцветную соль и стал медленно, небольшими порциями добавлять в колбу соляную кислоту. Все увидели появление белого студенистого осадка. Кто-то крикнул: «Это не гидроксид, а борная или ортокремниевая кислота!» Тогда профессор спросил: «Если это малорастворимая слабая кислота, будет ли она растворяться в соляной кислоте?» Аудитория хором ответила: «Нет!» Профессор добавил в колбу еще одну порцию кислоты, и осадок исчез. Какие же химические реакции были продемонстрированы на лекции?

2.23. Кто виноват?

Во время занятий химического кружка школьник добавил к водному раствору хлорида марганца(II) $MnCl_2$ раствор щелочи и удивился: выпавший вначале бледно-розовый осадок стал быстро темнеть и вскоре превратился в бурно-коричневый. Тогда, чтобы не выбрасывать реактивы, школьник решил повторить осаждение. Он добавил к осадку концентрированную соляную кислоту HCl и стал нагревать колбу, чтобы снова получить $MnCl_2$, и вдруг почувствовал сильный запах хлора. Пришлось обращаться за объяснениями к преподавателю. Давайте поможем школьнику.

2.24. Двуличный гидроксид

Молодой учитель решил показать ученикам опыты, которые доказывают амфотерность гидроксида алюминия $Al(OH)_3$. Для этого он сначала обработал соль алюминия в растворе избытком аммиака. Какие реакции он продемонстрировал в дальнейшем?

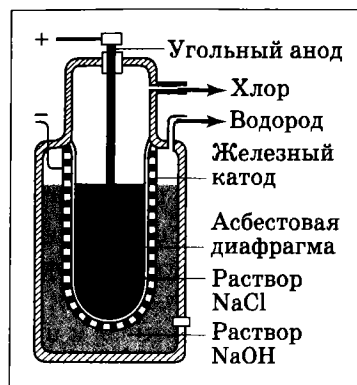


Рис. 2. Электролизер для получения гидроксида натрия

2.25. Брандт и кобальт

Один известный химик середины XVIII в., изучавший гидроксиды кобальта, пытался понять, чем вызвано их поведение в различных реакциях. Когда он пропускал газообразный аммиак через розовый раствор сульфата кобальта(II) $CoSO_4$, то раствор становился темно-желтым, а осадка не выпадало. Но стоило к розовому $CoSO_4$ добавить немного щелочи, как выпадал синий осадок, который при внесении новых порций NaOH превращался в розовый. Но уже через два-три часа розовый осадок становился коричневым. Такое изменение цвета осадка происходило мгновенно, если к нему добавляли пероксид водорода H_2O_2 . При действии аммиака осадок переходил в раствор, окрашивая жидкость в красный цвет. Концентрированный раствор щелочи при нагревании снова выделял из раствора осадок коричневого цвета. Когда химик (а это был Георг Брандт, открывший в 1735 г. элемент кобальт) рассказал коллегам о своих опытах, все с сомнением покачали головами. Как объяснить наблюдения Брандта?

2.26. Прodelки гидролиза

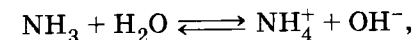
Какой из водных растворов будет более щелочным — цианида калия KCN, фторида калия KF или гипохлорита натрия NaClO (если концентрация их одинакова и составляет 1 моль/л)? Такой вопрос был задан на вступительном экзамене химического факультета МГУ. Как правильно ответить?

2.27. Бабушкин рецепт

Когда кожа чешется и болит от ожога крапивой, укуса муравья или комара, рекомендуют помазать больное место раствором пищевой соды или нашатырным спиртом. Есть ли химическое объяснение действию этих простых средств?

2.28. Приманка для протонов

В протолитической реакции аммиака с водой, отвечающей уравнению:



молекула аммиака присоединяет протон и превращается в катион аммония. Какой механизм образования химической связи помогает этому процессу? Как идет аналогичный процесс в случае гидразина N_2H_4 и гидроксилamina NH_2OH ?

2.29. Непригодный способ

Чтобы разделить катионы магния и бериллия при их совместном присутствии в растворе, осаждают гидроксиды $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а затем обрабатывают выпавший осадок либо избытком щелочи, либо концентрированным раствором хлорида аммония. Один из малорастворимых гидроксидов переходит в раствор, и остается только отфильтровать от него осадок. Какой из двух элементов переходит в раствор при щелочной обработке раствора? А при обработке избытком хлоридом аммония?

2.30. Как правильно высушить?

Трем студентам-дипломникам поручили работы, в которых надо было использовать сухой аммиак. Аммиак они получали нагреванием смеси хлорида аммония NH_4Cl с гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Чтобы высушить полученный газ, один дипломник пропускал его через склянку с безводным хлоридом кальция CaCl_2 , хорошим поглотителем воды. Другой дипломник использовал склянку с концентрированной серной кислотой H_2SO_4 , а третий применил поглотительные склянки, наполненные смесью оксида кальция CaO и гидроксида натрия NaOH (рис. 3). Кто из них действовал правильно?

2.31. Сгорает бесследно

В 1861 г. российский химик А. М. Бутлеров провел необычный синтез. При реакции аммиака с формальдегидом получились бесцветные кристаллы вещества, которое много позже стали использовать как основу «твердого спирта». Сгорая, это вещество не образует золы. Какое это вещество?

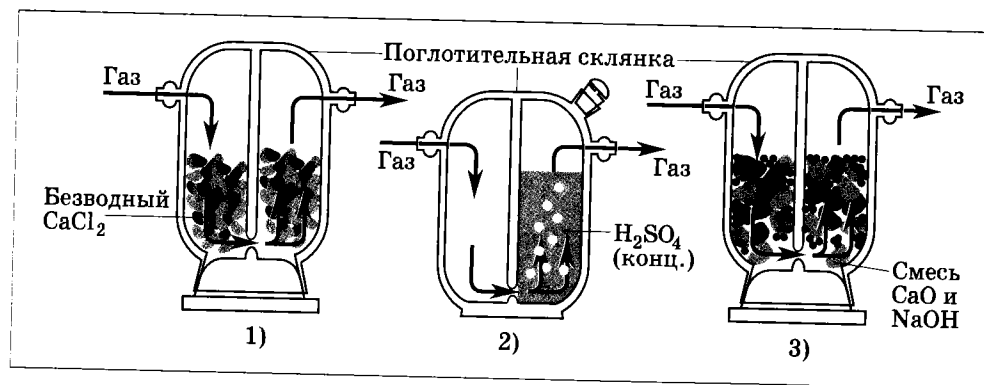
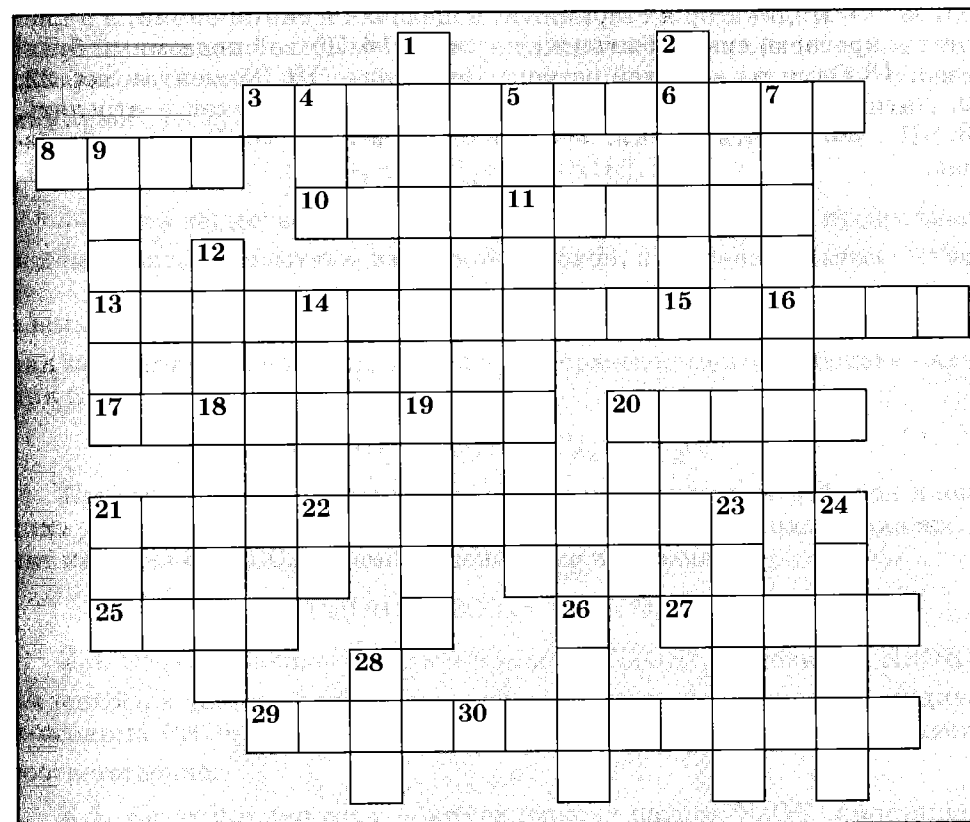


Рис. 3. Поглотительные склянки для очистки газа

2.32. Непредвиденная опасность

Когда начинающему химику поручили синтезировать безводный ацетат кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, он смешал рассчитанные количества гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и уксусной кислоты CH_3COOH , упарил смесь в фарфоровой чашке, а потом решил высушить кристаллы соли в муфельной печи. Когда рядом зажгли газовую горелку, из печи вырвался язык пламени. Чем это было вызвано?

2.33. Кроссворд «30 слов»



По горизонтали:

3. Очень точные часы. 6. ... руку моет. 8. Место для наказания маленьких шалунов. 10. Комплект из восьми электронов. 11. Партизанская взрывчатка. 13. В щелочной среде краснею, в кислой быть цветным не смею. 15. Один из элементов триады железа. 17. Кисотно-основный

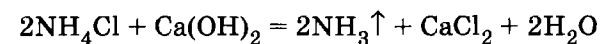
указатель. 20. Отрицательный ион. 21. Роберт Бойль лишайник изучил, всем известный индикатор получил. Какой? 22. Для проведения опыта служит лабораторная ... 25. Площадка для тенниса. 27. Греческая буква. 29. Житель Турции. 30. Постоянная, описывающая химическое равновесие.

По вертикали:

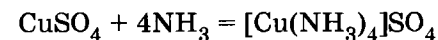
1. Многие хотят после школы туда поступить. 2. Любимое лакомство оснований. 4. ...-де-Жанейро. 5. Я оранжевый тогда, если рядом лишь вода. В кислоте я буду розов, как лицо Деда Мороза. Вид мой в щелочи смешон: буду желтым, как лимон. 7. Часть п. 6, необходимая боксеру. 9. Английский химик ... Дэви. 12. Положительный электрод при электролизе. 14. Индикатор я старинный, в щелочах я синий-синий, а в кислотах я краснею, синим быть уже не смею. 16. Живой подземный бульдозер. 18. Один из жителей острова Невезения. 19. Элемент номер 22. 20. Латинская вода. 21. Он растет на грядке, но может и стрелять. 23. NH_3 . 24. Ноготь кошки. 26. Прихожая в избе. 28. Радостный возглас.

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 2

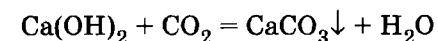
2.1. «Нушадир» — это нашатырь (хлорид аммония NH_4Cl), продукт естественного разложения мочи и испражнений верблюдов, караваны которых столетиями проходили через оазис. При взаимодействии NH_4Cl с гашеной известью — гидроксидом кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ выделялся аммиак NH_3 :



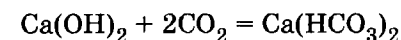
Аммиак взаимодействует с газообразным хлороводородом, образуя в воздухе «дым», состоящий из мельчайших кристаллов NH_4Cl . При добавлении аммиака к водному раствору медного купороса (содержащего сульфат меди CuSO_4) образуется комплексная соль — сульфат тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$:



2.2. Это вещество — гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Его прозрачный водный раствор называют известковой водой, а суспензию (взвесь) в воде — известковым молоком. Если в известковую воду попадает выдыхаемый воздух, содержащий диоксид углерода CO_2 , происходит обменная реакция с выделением осадка труднорастворимого карбоната кальция CaCO_3 :



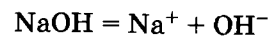
Когда в суспензию гидроксида кальция пропускают избыток диоксида углерода, образуется хорошо растворимая кислая соль гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и смесь становится прозрачной:



2.3. Это гидроксиды кобальта и никеля $\text{Co}(\text{OH})_2$ (розовый) и $\text{Ni}(\text{OH})_2$ (зеленый), а также гидроксиды редкоземельных элементов празеодима и неодима $\text{Pr}(\text{OH})_3$ и $\text{Nd}(\text{OH})_3$, нежно-зеленого и светло-розового цвета соответственно.

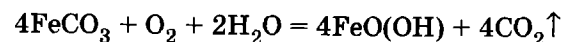
2.4. Каустическая сода — это гидроксид натрия NaOH , кристаллическая сода — декагидрат карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Кальцинированная сода отнюдь не имеет в своем составе кальция («кальцинирование» — старинный термин, означающий прокаливание), это безводный карбонат натрия Na_2CO_3 , получаемый в промышленности термическим разложением NaHCO_3 . Наконец, питьевая, или пищевая, сода —

это гидрокарбонат натрия NaHCO_3 . Самое сильное основание среди перечисленных веществ — сода каустическая NaOH (хорошо растворимое вещество ионного строения, в воде нацело диссоциирует на катионы натрия и гидроксид-ионы):

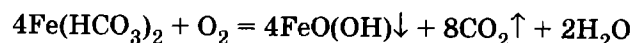


Поэтому в растворе NaOH сильнощелочная среда. В растворах Na_2CO_3 и NaHCO_3 среда тоже щелочная, но значения pH не такие высокие, как в случае с NaOH (при той же концентрации и температуре). Карбонат-ион CO_3^{2-} и гидрокарбонат-ион HCO_3^- , которые получаются при диссоциации солей, в водной среде ведут себя как слабые основания.

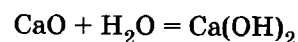
2.5. Нет, не кажется. При осаждении FeCO_3 из водного раствора на воздухе мгновенно происходит его окисление с образованием красно-бурого метаводноокиси железа FeO(OH) :



По этой же причине минерал сидерит имеет красно-бурый цвет. Бурый цвет накипи вызван термическим разложением гидрокарбоната железа, всегда присутствующего в природных водах:



2.6. «Известь» бывает гашеная — это гидроксид кальция Ca(OH)_2 , негашеная (оксид кальция CaO) и хлорная, или белильная, — гипохлорит кальция Ca(ClO)_2 . Чтобы отличить негашеную известь от всех остальных веществ, достаточно посмотреть, как она реагирует с водой. Превращение оксида кальция в гидроксид кальция:



сопровождается выделением большого количества теплоты (рис. 4). А хлорная известь распознается по реакции с иодидом калия, приводящей

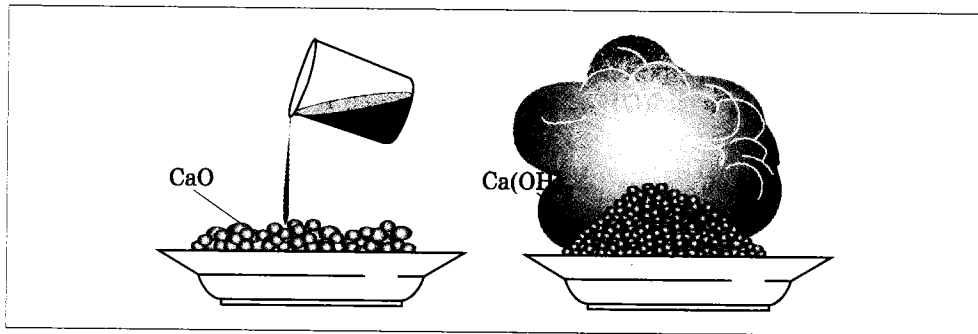
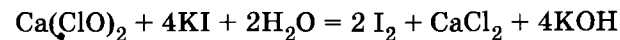
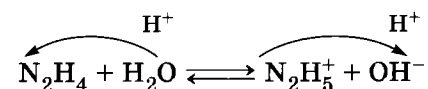


Рис. 4. Взаимодействие гидроксида кальция с водой

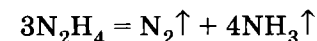
к выделению иода в виде темных кристалликов или даже фиолетовых паров:



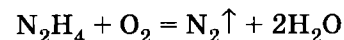
2.7. Партизанский трофей — это гидразин N_2H_4 , очень ядовитое и огнеопасное вещество. В воде гидразин подвергается протолизу как слабое основание, образуя катион гидразиния ($1+$):



Самовоспламенение гидразина отвечает реакции:

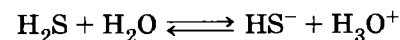


С воздухом он образует взрывоопасные смеси; горение гидразина идет в соответствии с реакцией:



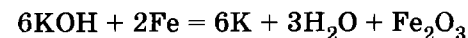
С избытком серной кислоты гидразин дает соль — сульфат гидразиния ($2+$) состава $(\text{N}_2\text{H}_6)\text{SO}_4$.

2.8. Ответ не понравился экзаменатору по той простой причине, что неверен. Сероводород — очень слабая кислота (а не соль), поэтому не может быть и речи о его полной диссоциации. Протолиз сероводорода:

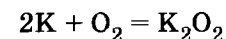


идет в очень небольшой степени, и среда в растворе слабокислотная.

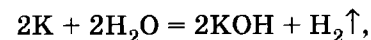
2.9. Ученые-химики пытались получить металлический калий из гидроксида калия путем восстановления железом по предполагаемой реакции:



О свойствах калия в то время почти ничего не знали. Пары калия во время реакции пришли в контакт с кислородом воздуха и загорелись:

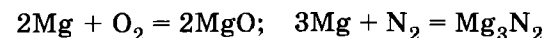


Поскольку одновременно выделялся водород:

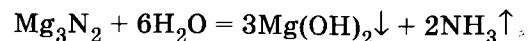


последовал взрыв.

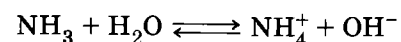
2.10. При сжигании магния на воздухе, помимо оксида магния MgO , получается нитрид магния Mg_3N_2 :



Когда белый порошок, содержащий эти два продукта, обрабатывают водой, идет реакция гидролиза нитрида магния с выделением аммиака:

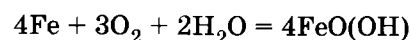


Аммиак, который в воде ведет себя как слабое основание, принимает протоны от молекул H_2O и создает щелочную среду:



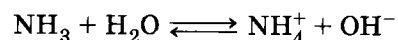
Это и обнаруживается с помощью индикатора фенолфталеина, который в нейтральной среде бесцветен, а при $\text{pH} = 8$ становится малиновым.

2.11. Когда железо ржавеет в земле, образуется метаводород оксида железа:

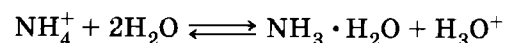


Это вещество — хороший сорбент (поглотитель) органических соединений. При термической обработке и ковке заржавевшего железа в его поверхность внедряются углерод и азот из органических примесей, которые были поглощены ржавчиной. При этом образуются чрезвычайно твердые карбиды и нитриды железа. Они-то и придают откованной сабле особую твердость и прочность.

2.12. Странное превращение легко объяснимо с позиций принципа Ле Шателье о смещении химического равновесия. В случае протолиза в растворе аммиака имеет место протолитическое равновесие:



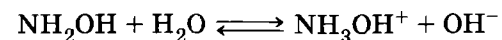
Введение в раствор хлорида аммония (а значит, катионов аммония) смещает равновесие протолиза влево. Следовательно, концентрация гидроксид-ионов уменьшается и значение водородного показателя pH стремится к 7. Постепенно наступает такой момент, когда начинает преобладать другое равновесие:



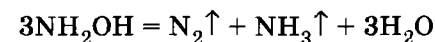
В растворе появляются избыточные катионы оксония, и среда становится кислой ($\text{pH} < 7$).

2.13. Среди перечисленных веществ есть хорошо растворимые в воде сильные основания (это гидроксиды таллия и натрия TlOH и NaOH) и хорошо растворимые слабые основания (гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, гидразин N_2H_4 и гидроксилламин NH_2OH). А малорастворимые в воде гидроксиды меди и железа $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и $\text{FeO}(\text{OH})$ относятся к числу веществ ионного строения, которые в растворе полностью распадаются на ионы; это сильные (хотя и малорастворимые) основания.

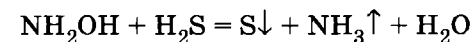
2.14. Лоссен получил гидроксилламин NH_2OH , протолиз которого отвечает реакции образования катиона гидроксилламиния:



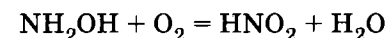
С хлороводородом гидроксилламин образует хлорид гидроксилламиния $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$. При нагревании гидроксилламин разлагается:



А с сероводородом гидроксилламин взаимодействует, выделяя аммиак и осадок серы:

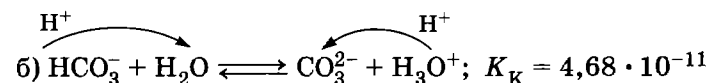
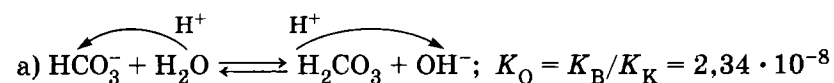


Кислород воздуха окисляет гидроксилламин до азотистой кислоты:

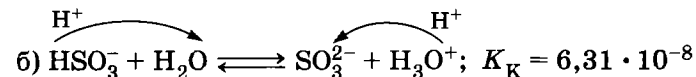
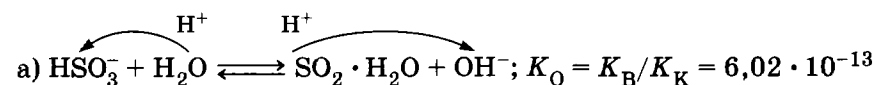


2.15. Первая ошибка журналиста состоит в том, что в водном растворе аммиака нет гидроксида аммония: вещества с формулой NH_4OH просто не существует в природе. В растворах аммиака присутствует гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Когда на заводе получают аммиачную воду или нашатырный спирт, в воде растворяют не гидроксид аммония и даже не гидрат аммиака, а газообразный аммиак NH_3 (это вторая ошибка). Наконец, аммиачную воду (где должно быть около 25% аммиака) никак нельзя получить разбавлением нашатырного спирта — в нем содержание аммиака не превышает 10%. Это третья ошибка.

2.16. Обе соли при диссоциации дают в водном растворе анионы-амфолиты — гидрокарбонат-ион HCO_3^- и гидросульфит-ион HSO_3^- . Рассмотрим протолиз каждого из этих амфолитов с количественной точки зрения.

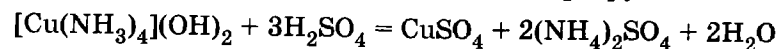


Поскольку K_0 для уравнения а) больше, чем K_K для уравнения б), основная функция у гидрокарбонат-ионов HCO_3^- преобладает и среда в растворе NaHCO_3 слабощелочная. В случае гидросульфит-иона ситуация несколько иная:



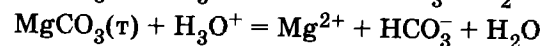
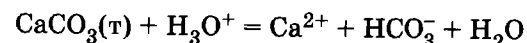
Поскольку K_O для уравнения а) меньше, чем K_K для уравнения б), у гидросульфит-ионов HSO_3^- преобладает кислотная функция и среда в растворе NaHSO_3 кислотная.

2.17. Швейцер получил реактив, названный впоследствии его именем. Гидроксид тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ — это сильное основание, растворяющее целлюлозу, входящую в состав бумаги. При добавлении серной кислоты аммиачный комплекс разрушается:



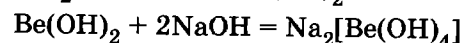
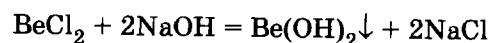
и целлюлоза выделяется в виде волокон (так называемого «медноаммиачного шелка»).

2.18. Внесение в почву солей очень слабой угольной кислоты — карбонатов кальция и магния позволяет избавиться от избытка кислот:

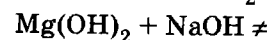
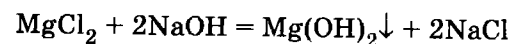


Присутствующие в почве гуминовые кислоты (условно обозначенные как катионы оксония) связываются в безопасные и мало подверженные протолизу гидрокарбонат-ионы. При этом не создается вредного избытка щелочей («перещелачивания» почвы), что препятствует усвоению растениями фосфатных удобрений, в большинстве своем плохо растворимых в воде.

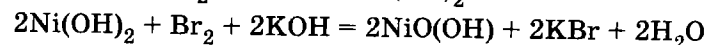
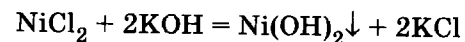
2.19. Гидроксид бериллия $\text{Be}(\text{OH})_2$ амфотерен, поэтому в избытке NaOH растворяется, образуя тетрагидроксобериллат натрия $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$:



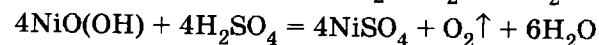
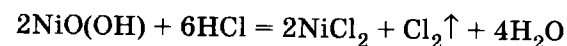
В отличие от $\text{Be}(\text{OH})_2$ гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — основной гидроксид, поэтому с избытком щелочи он не реагирует:



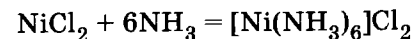
2.20. Реакции, проведенные Акселем Кронстедтом, отвечают уравнениям:



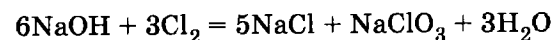
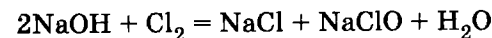
Во второй реакции образуется сильный окислитель — метагидроксид никеля $\text{NiO}(\text{OH})$, который затем взаимодействует с соляной и серной кислотами с выделением хлора и кислорода соответственно:



При добавлении аммиака образуется хорошо растворимый аммиачный комплекс — например, хлорид гексаамминникеля(II) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$:

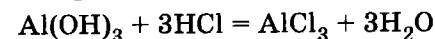
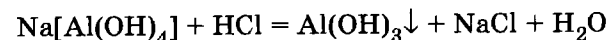


2.21. При отсутствии диафрагмы, разделяющей катодное и анодное пространство в электролизере, возникает опасность смешивания католита и анолита — растворов продуктов электролиза. Идут побочные реакции:



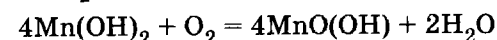
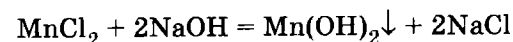
Таким образом, в растворе, помимо NaOH , появляются гипохлорит и хлорат натрия NaClO и NaClO_3 . Выход гидроксида натрия снижается, сливаемый раствор продукта оказывается сильно загрязнен примесями.

2.22. По-видимому, профессор использовал следующие реакции:

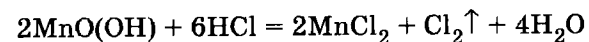


Действительно, тетрагидроксоалюминат натрия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ под действием кислот превращается в малорастворимый гидроксид алюминия, который затем легко растворяется в избытке HCl . Однако профессору пришлось схитрить, готовя исходный раствор для опыта: вместо воды он брал раствор щелочи. Дело в том, что $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ существует только в водном растворе, а при попытке выделить это соединение в твердом виде получается бесцветный метаалюминат натрия NaAlO_2 . Метаалюминат натрия легко переходит в раствор только в присутствии NaOH .

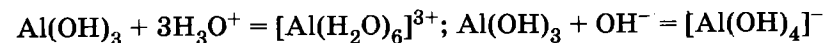
2.23. Гидроксид марганца(II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ на воздухе легко окисляется:



В связи с этим $\text{Mn}(\text{OH})_2$ обычно получают в атмосфере азота. Метагидроксид марганца является довольно сильным окислителем, поэтому и произошло выделение хлора по реакции:



2.24. Осадив гидроксид алюминия аммиаком, учитель показал его реакции с кислотой и с избытком щелочи, отвечающие ионным уравнениям:

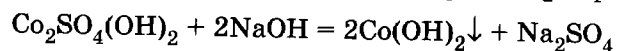
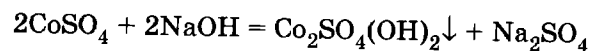


В качестве реагентов для первой реакции он мог взять азотную, серную, соляную и любую другую сильную кислоту, а для второй — гидроксиды натрия, калия или бария.

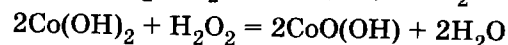
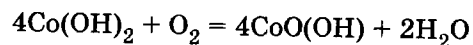
2.25. При пропускании аммиака в раствор сульфата кобальта(II) CoSO_4 получается комплекс — сульфат гексаамминкобальта(II) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$:

$$\text{CoSO}_4 + 6\text{NH}_3 = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$$

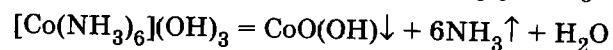
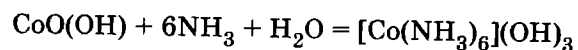
Добавление гидроксида натрия к сульфату кобальта(II) CoSO_4 ведет к выделению основной соли синего цвета — гидроксида-сульфата кобальта(II) $\text{Co}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$, а потом — гидроксида кобальта(II) $\text{Co}(\text{OH})_2$:



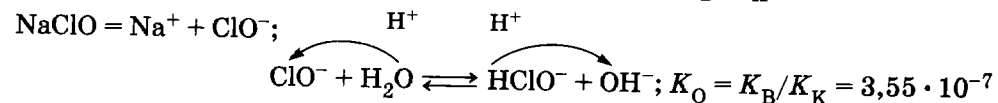
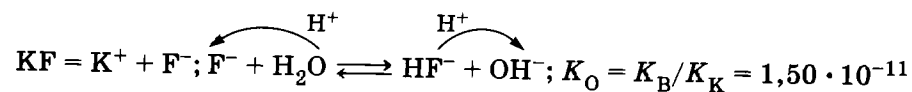
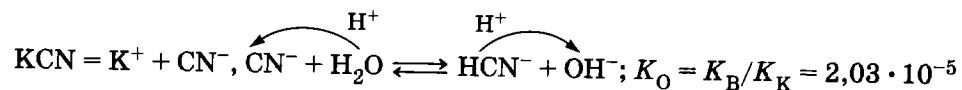
Гидроксид кобальта(II) на воздухе постепенно (а под действием пероксида водорода — быстро) окисляется до метагидроксида кобальта $\text{CoO}(\text{OH})$:



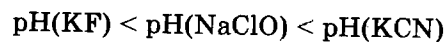
Метагидроксид кобальта под действием аммиака превращается в аммиачный комплекс — гидроксид гексаамминкобальта(III) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_3$, который при нагревании разлагается, выделяя осадок метагидроксида кобальта и газообразный аммиак:



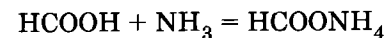
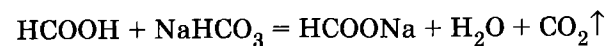
2.26. Все указанные растворы имеют щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$), так как в водном растворе идут реакции протолиза:



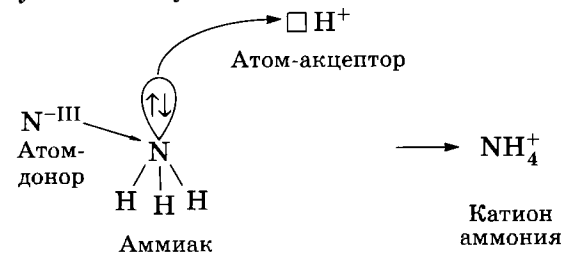
При одинаковой молярной концентрации и одинаковой температуре растворов их щелочность определяется значениями констант основности K_0 : чем больше K_0 , тем выше pH раствора. Таким образом:



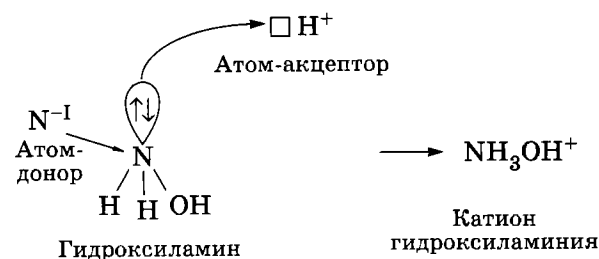
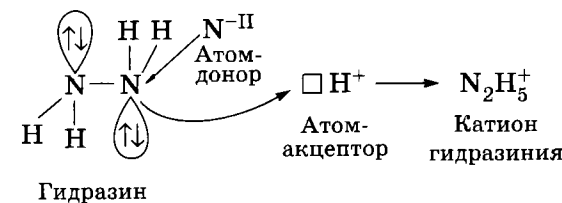
2.27. «Бабушкины» средства: раствор пищевой соды и нашатырный спирт нейтрализуют муравьиную кислоту HCOOH , которая вызывает зуд и жжение кожи:



2.28. Протон H^+ присоединяется к молекуле аммиака NH_3 по донорно-акцепторному механизму:



Такой же механизм имеет место при протонировании молекул гидразина N_2H_4 и гидроксиламина NH_2OH , поскольку во всех этих молекулах азот обладает неподеленной парой электронов и может служить донором, в то время как у протона (акцептора) есть свободная атомная орбиталь:



2.29. При щелочной обработке смеси в раствор переходит гидроксокомплекс бериллия, а гидроксид магния остается в осадке (см. 2.19).

При обработке осадка гидроксидов концентрированным раствором хлорида аммония в раствор переходит гидроксид магния, так как катионы аммония связывают гидроксид-ионы из насыщенного раствора

В карстовых пещерах образуются свисающие с потолка натеки — сталактиты, а навстречу им поднимаются с пола пещеры колонны сталагмитов, выросшие из упавших с потолка капель подземных вод. Кто строитель этих подземных чудес?

3.3. Сколько можно?

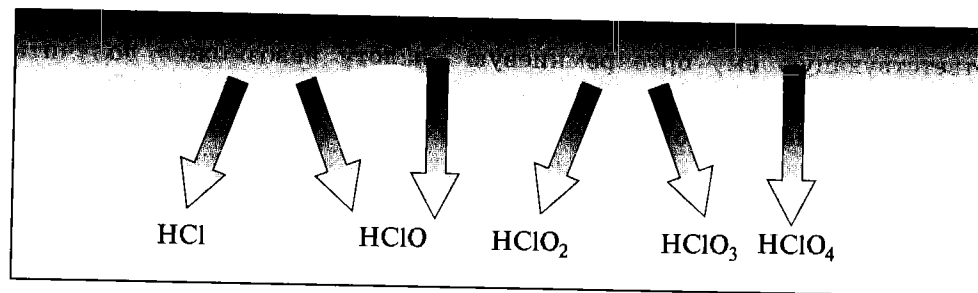
К желтому водному раствору, содержащему 1 моль хромата калия, добавили 1 моль темно-красных кристаллов триоксида хрома CrO_3 . После перемешивания раствора кристаллы исчезли, а раствор стал ярко-оранжевым. Теперь уже к этому раствору добавили 1 моль кристаллов триоксида хрома. После перемешивания раствора кристаллы также исчезли, а раствор стал более красным. Произошли при этом химические изменения или нет?

3.4. Един в трех лицах

Кристаллический оксид EO_3 внешне при обычных условиях похож... на стекловату. Он бурно реагирует с водой, образуя сильную двухосновную кислоту. Получить EO_3 из EO_2 нелегко, приходится изменять катализатор. В чистом виде EO_3 существует как тример E_3O_9 с циклической структурой (температура плавления 17°C), в виде полимера с зигзагообразной структурой (температура плавления 32°C) или имеет «сетчатое» строение (температура плавления 62°C). EO_3 — сильный окислитель (например, обугливает древесину). Что это за оксид?

3.5. Тайна шести стрелок

Ученик 9 класса составлял в тетради схему получения кислородных кислот хлора при взаимодействии хлора и его оксидов с водой. Когда работа была закончена, на тетрадь попала вода, которая смыла половину записей:



Восстановите схему.

3.6. Пари

Два студента химико-технологического института заключили пари на крупную сумму. Один утверждал, что есть вещества, которые при сгорании на воздухе образуют два кислотных оксида, а другой возражал, что таких веществ в природе нет, и требовал доказательств их существования. Кто выиграл пари?

3.7. Одинаковые или разные?

В одиночных молекулах диоксида серы и диоксида углерода один атом неметалла (серы или углерода) связан с двумя атомами кислорода. Одинакова ли геометрическая форма и структура молекул этих веществ?

3.8. Не может быть!

Алхимик и звездочет бухарского эмира однажды сказал, что может показать своему господину «шайтана» — «дьявола», принимающего образ жидкости, пожирающей золото. Алхимик показал хану, как рождается «шайтан». Он поглотил газообразный красно-бурый оксид другим, жидким оксидом. При этом получилась сильная кислота и новый газообразный оксид — бесцветный, он на воздухе снова превращался в бурый газ. Затем алхимик смешал полученную сильную кислоту с поваренной солью и бросил в смесь золотой перстень. Перстень стал покрываться пузырьками газа, а потом и вовсе исчез... Эмир приказал запечатать сосуд с дьявольской жидкостью и закопать его в землю, а алхимика заключить в подземелье. Есть ли химический смысл у этой легенды?

3.9. Какова атмосфера Венеры?

В молекуле диоксида углерода CO_2 связи углерод — кислород двойные, а в молекуле монооксида углерода CO — тройные и более прочные. Поэтому одно время считалось, что атмосфера планеты Венера состоит главным образом из CO . Только когда были установлены значения «средневенерианской» температуры (480°C) и давления (почти 100 атм), мнение ученых на этот счет переменялось. Почему?

3.10. Необычный сосуд

В одной из книг немецкого врача и металлурга Георгиуса Агриколы (1494—1555) рассказано, как искусный ремесленник-стеклодув сделал два сосуда из прозрачного стекла. Раскаленные докрасна сосуды он опустил в чан с холодной водой. Один сосуд тотчас же разлетелся на мелкие осколки, а другой остался целым. Удивительный сосуд мастер

передал в дар Ганзейскому союзу городов, где производство стеклодувного искусства долгое время хранилось в ратуше города Гамбурга. Многие сомневаются в возможности получения в те времена термически устойчивого стекла и считают эту историю маловероятной. Какое вещество использовал стеклодув для изготовления столь необычного сосуда?

3.11. Негасимое пламя

У незадачливого химика на лабораторном столе загорелся магний. Недолго думая, химик схватил углекислотный огнетушитель, направил его на пламя и нажал рычаг. Но магний продолжал гореть как ни в чем не бывало. Тогда он стал засыпать горящий магний речным песком. Однако пламя даже стало ярче. Химик был в отчаянии: пожар не унимался. Что бы вы сделали на его месте?

3.12. Оксид с планеты Марс

Считается, что в атмосфере Марса присутствует значительное количество этого газа. Чтобы его получить, смешали бесцветные кристаллы двухосновной органической кислоты с оксидом фосфора(V) и нагрели эту смесь. Выделившийся газ был бесцветен и обладал удушливым запахом. Когда газ подожгли, он загорелся коптящим пламенем, а при пропускании через воду была замечена его хорошая растворимость. Пытаясь выделить полученный оксид, упарили раствор и выделили бесцветные кристаллы исходной кислоты. Анализ показал, что в составе молекул газа три атома углерода и два атома кислорода. Что это за оксид и из какой кислоты он был получен?

3.13. Одинаковые, но разные!

Два оксида элементов одной и той же группы Периодической системы в степени окисления +V представляют собой бесцветные кристаллические вещества. У одного из них молекула имеет состав $\text{Э}_2\text{O}_5$, у другого — $\text{Э}_4\text{O}_{10}$. Оба они реагируют с водой, но $\text{Э}_2\text{O}_5$ превращается в одну сильную кислоту, а $\text{Э}_4\text{O}_{10}$ при реакции с водой дает целый «букет» слабых кислот. Наконец, $\text{Э}_4\text{O}_{10}$ получается непосредственно при сжигании простого вещества на воздухе, а $\text{Э}_2\text{O}_5$ можно получить только косвенными методами (например, с применением того же $\text{Э}_4\text{O}_{10}$) и никогда — прямым синтезом из простых веществ. О каких оксидах идет речь?

3.14. Таинственный газ

Химики получили и наполнили несколько цилиндров бурым газом — диоксидом азота. На следующий день предстояло провести с этим оксидом несколько интересных опытов. Однако ночью произошла ава-

рия на теплотрассе, и было отключено центральное отопление. Дни стояли морозные, и в лаборатории температура воздуха упала до $+2^\circ\text{C}$. Наутро обнаружилось, что в цилиндрах нет бурого газа, а находятся капли бесцветной жидкости. Что же произошло?

3.15. Спор оксидов

К трем предварительно подогретым безводным кислотам добавили оксид фосфора(V) P_4O_{10} , обладающий сильными водоотнимающими свойствами. И вот что произошло. В первой кислоте появились бесцветные кристаллы, вспыхнувшие с хлопком и образованием клубов красно-бурого газа. Во второй кислоте образовалась бесцветная маслянистая жидкость, которая тоже взорвалась, выделив кислород и желто-зеленый газ. Из третьей кислоты повалил белый дым, в среде которого влажная синяя лакмусовая бумажка покраснела. Во всех трех колбах, где проводились реакции, осталась бесцветная стекловидная масса тетраметафосфорной кислоты. Какие кислоты участвовали в опытах и какие оксиды получались?

3.16. Не так-то просто!

Желая получить как можно более концентрированную серную кислоту, студент стал добавлять к ней порциями твердый триоксид серы и обнаружил, что с каждой порцией SO_3 смесь становилась все более вязкой, а потом даже задымилась. Интересно, получилась ли в итоге концентрированная серная кислота?

3.17. Известен с глубокой древности

Со времен Гомера известен этот оксид — бесцветный газ с резким запахом. Одиссей, хитроумный герой Троянской войны, окуривал им помещение, в котором сражался, и в конце концов победил женихов Пенелопы. Плиний Старший, римский историк (23—79 гг. н. э.), тоже упоминал в своих сочинениях о газообразном оксиде, который уничтожает инфекцию и вредных насекомых. Тот же оксид стал причиной смерти Плиния во время извержения Везувия в 79 г. н. э. В наши дни это соединение выбрасывается в атмосферу с дымом тепловых электростанций и металлургических заводов и является причиной «кислотных дождей». Когда «газ Одиссея» смешивают с влажным сероводородом, выделяется сера, а пероксид водорода в водном растворе превращает его в сильную кислоту. Что это за газ?

3.18. Необычные «оксиды»

Химик-самоучка вычитал в иностранном научно-популярном журнале, что синтезированы два кислородных соединения серы, имеющие состав S_2O_7 и SO_4 . Первый существует при низких температурах в виде

маслянистой жидкости, а второй — твердое бесцветное вещество с температурой плавления $+3\text{ }^{\circ}\text{C}$. Это было удивительно: формально степень окисления серы в S_2O_7 и SO_4 оказывалась равной $+VII$ и $+VIII$, а сера находится в VIA-группе Периодической системы, имеет только 6 валентных электронов и не может иметь степень окисления выше чем $+VI$... В чем же дело?

3.19. Странный опыт

Во время лекции о кислородных соединениях хлора был показан опыт, в котором на бесцветные кристаллы хлората калия KClO_3 (бертолетовой соли) действовали концентрированной серной кислотой. Образовался оранжевый газ, который на воздухе взорвался со слабым хлопком. Влажная иодкрахмальная (пропитанная раствором иодида калия и крахмала) бумажка, внесенная в колбу, где вели опыт, мгновенно посинела. Какие химические реакции легли в основу опыта?

3.20. Кислые близнецы

Бурый газ, выделившийся в результате термического разложения нитрата меди(II), пропустили через раствор щелочи — гидроксида натрия и получили соли двух кислот, сильной и слабой. Оранжевый газообразный продукт, выделившийся при нагревании смеси хлората калия с серной кислотой, поглотили раствором гидроксида калия и в итоге получили соли двух кислот — сильной и слабой. Объясните природу этих химических явлений.

3.21. Желто-коричневый и очень опасный

Французский химик Жозеф Луи Гей-Люссак в 1842 г. исследовал действие хлора на разные вещества. Однажды он пропустил газообразный хлор над сухим оксидом ртути HgO и заметил, что газ изменил свою окраску, стал желто-коричневым. Химик счел, что образовалась примесь какого-то другого газа. Чтобы отделить ее от хлора, Гей-Люссак собрал смесь газов в сосуд, погруженный в чашу со льдом и поваренной солью, и увидел образование на дне сосуда небольшого количества красно-бурой жидкости. Когда он попытался перелить ее в меньший сосуд для анализа, раздался взрыв и вся комната наполнилась хлором. Химику повезло: осколки стекла не попали ему в лицо, а на руках были надеты толстые шерстяные перчатки. Гей-Люссак успел заметить, что свеча, освещавшая вытяжной шкаф, на какое-то время загорелась ярче. Он повторил опыт, собрав еще раз желто-коричневый газ, и добавил к нему немного воды. Газ легко растворился, а синяя лакмусовая бумажка, опущенная в полученный раствор, стала красной. Что показал анализ газа?

3.22. Кислотное трио

Вам дали три пробирки с бесцветными кристаллами кислородных кислот иода, имеющих состав H_5IO_6 , HIO_4 и $\text{H}_7\text{I}_3\text{O}_{14}$. И вот задание: выделить из них отвечающие этим кислотам оксиды. Как это сделать и что за оксиды получатся?

3.23. Некислотный кислотный оксид

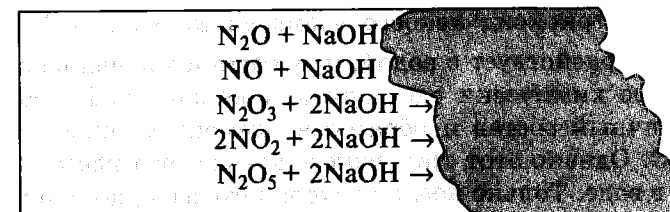
На муравьиную кислоту действовали концентрированной серной кислотой и получили бесцветный газ. В 1885 г. французский химик Пьер Эжен Марселен Бертло установил, что этот газ взаимодействует при небольшом нагревании с гидроксидом натрия с образованием соли. В воде он малорастворим и при обычных условиях с нею не взаимодействует. Если его пропускать через раствор нитрата серебра или хлорида палладия, выделяется осадок металлов — серебра либо палладия. А при нагревании в реакторе с этим газом диоксида олова получается металлическое олово... Что же это за газ?

3.24. Отгадай загадку

Кристаллический иод обработали пероксидом водорода, и после упаривания полученного раствора в чашке осталось бесцветное кристаллическое вещество. При дальнейшем нагревании кристаллы стали растрескиваться с выделением паров воды... и получился бесцветный порошок. Этот порошок хорошо растворим в воде, причем индикатор метилоранж в таком растворе показывает сильноокислотную среду. При действии на этот порошок иодоводородной кислоты или монооксида углерода выделяется иод. Каков состав полученного порошка?

3.25. Обгорелые страницы

Разбирая старые бумаги в бабушкином чулане, школьники нашли старый конспект по химии, испорченный огнем. Сохранилось только следующее:



Восстановите записи на обгорелых страницах.

3.26. Закономерное поведение

В 1798 г. немецкий химик Мартин Клапрот изучал свойства соединений теллура. Он описал свои опыты так: «...При сильном нагревании на воздухе теллур загорелся голубовато-зеленым пламенем. В результате получился белый порошок, который не реагировал с водой и не растворялся с ней при обычных условиях. Однако этот порошок «исчезал» в водном растворе щелочи... но снова появлялся в виде осадка, если на раствор действовала разбавленная серная кислота. Если белый порошок высыпали в водный раствор диоксида серы, то он превращался в черный порошок исходного теллура, а в растворе появлялась серная кислота». На основании этих опытов Клапрот сделал вывод: белый порошок — слабокислотный оксид теллура. Каков состав этого оксида?

3.27. Сухой и холодный

Чтобы получить этот оксид в твердом виде, достаточно взять его в жидком состоянии и... вылить прямо в бумажный пакет. Получится белый порошок, с которым хорошо знакомы уличные продавцы мороженого. Этот оксид честно служит людям: его хорошо знают те, кто хотя бы однажды пользовался огнетушителем или пил газированную воду. А голландский ученый Ян Баптист ван Гельмонт в 1620 г. назвал этот оксид «лесным духом». Что это за вещество?

3.28. Почему они разные?

Известно, что «бурый газ» — диоксид азота NO_2 при охлаждении легко димеризуется с образованием бесцветного тетраоксида диазота N_2O_4 . Почему же диоксид серы SO_2 не подвергается при охлаждении аналогичному превращению и не дает димеров?

3.29. Непохожие триоксиды

Шведский химик, профессор Йёнс Якоб Берцелиус в 1820 г. загадал своим студентам загадку. Белый и очень гигроскопичный (жадно поглощающий влагу) триоксид некоего элемента Э, имеющий состав ЭO_3 , энергично взаимодействует с водой, превращаясь в очень сильную кислоту, способную химически растворять даже золото. Второй триоксид имеет аналогичный состав и образован элементом, очень близким по свойствам к Э. Однако этот триоксид ярко-желтого цвета практически нерастворим в воде. Только после длительного выдерживания под водой он образует кислоту, в составе которой на 1 моль триоксида приходится 3 моль воды. При нагревании оба триоксида выделяют кислород, а в

водном растворе щелочи превращаются в соли с анионом типа ЭO_4^{2-} . Студенты обычно правильно называли формулы триоксидов: ведь они знали, что профессор совсем недавно открыл новый элемент... А вы сумеете отгадать загадку Берцелиуса?

3.30. Белый дым

Если нагреть дисульфат калия, получится белый «дым», жадно поглощаемый водным раствором гидроксида калия. При этом получается сульфат калия. Если «дым» охладить, появляются бесцветные волокнистые кристаллы, которые весьма опасны. Достаточно несколькими каплями воды попасть на них, как происходит взрыв. Дерево или ткань при контакте с этими кристаллами немедленно обугливаются. Какова формула «дыма» и кристаллов?

3.31. Головоломка-абракадабра

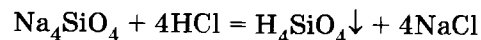
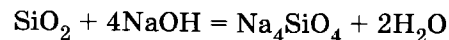
Среди буквенной «абракадабры» вы легко отыщете ответы на простые вопросы. В скобках указано число букв в правильном решении. Из оставшихся букв получится имя самого неметаллического элемента-галогена.

1. Элемент, оксиды которого бывают не только «бурными», но и «веселящими» (4). 2. Светящийся элемент (6). 3. В переводе с древнеиндийского она «желтая» (4). 4. Он обязательно содержится в оксидах (8). 5. И хлор, и иод, и углерод, и кремний (8). 6. Она дала имя элементу номер 34 (4). 7. Один из элементов-халькогенов (6). 8. Углекислый, угарный, сернистый ... (3). 9. Потеря атомом электронов (9). 10. Кислотный оксид + ... = кислота (4).

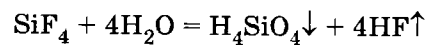
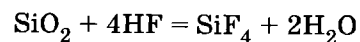
Г	А	З	Т	Е	Л
Ф	Л	У	Р	У	Л
Т	А	Н	А	Л	Н
Р	Ф	О	Д	Л	Е
О	О	С	О	А	М
Ф	С	Е	В	Т	Е
Р	А	Р	К	И	С
Е	Д	О	Р	О	Л
И	О	К	И	А	З
Н	Е	Л	С	Т	О

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 3

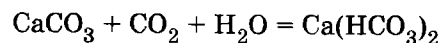
3.1. Чтобы получить из диоксида кремния ортокремниевую кислоту, надо сначала превратить SiO_2 в соль — ортосиликат натрия Na_4SiO_4 , а затем обработать эту соль в водном растворе соляной кислотой:



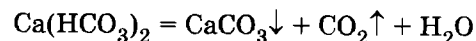
Есть и другой способ: сначала с помощью фтороводородной кислоты HF перевести диоксид кремния в бинарное соединение — тетрафторид кремния SiF_4 , а потом разложить SiF_4 водой:



3.2. Носильщиком карбоната кальция и строителем подземных чудес является диоксид углерода CO_2 . Растворяясь в подземных водах, он образует угольную кислоту H_2CO_3 , которая, проникая по трещинам в толщу известняка, превращает его в растворимый гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$:



В результате появляются полости — карстовые пещеры. При испарении воды снова образуется карбонат кальция:



Так растут сталактиты и сталагмиты (рис. 5), появляются пласты известняка, которые под давлением превращаются в мрамор.

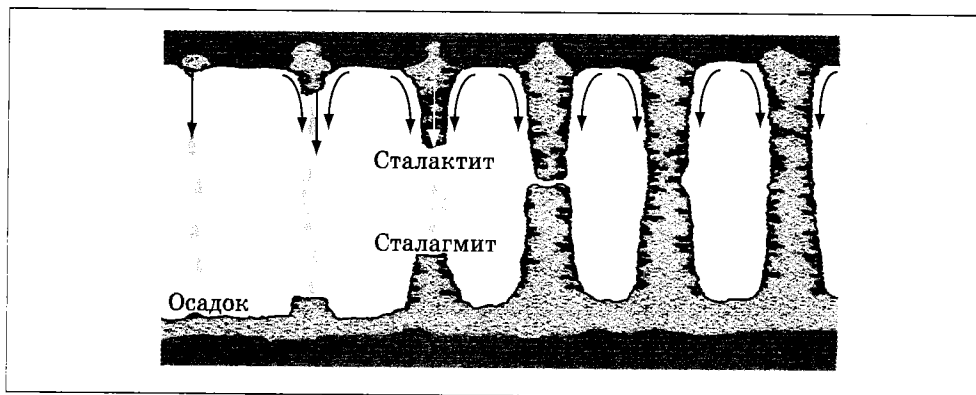
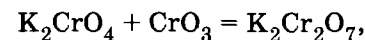
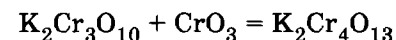
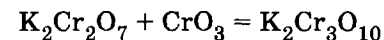


Рис. 5. Образование сталактитов и сталагмитов

3.3. В растворе хромата калия происходит ступенчатое образование полихроматов. Сначала образуется дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

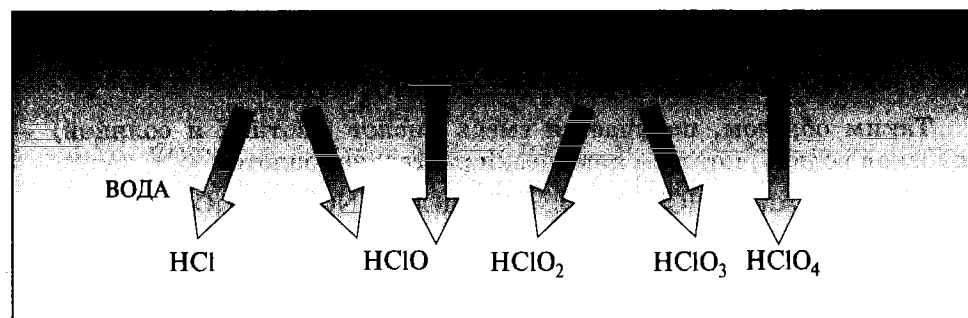


затем — трихромат и тетрахромат калия и так далее:

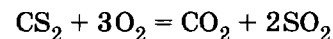


3.4. Речь идет о триоксиде серы SO_3 , который действительно может образовывать тример $(\text{SO}_3)_3$ и полимерные частицы $(\text{SO}_3)_n$.

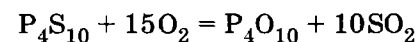
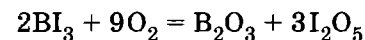
3.5.



3.6. Два кислотных оксида получатся при горении веществ, молекулы которых включают элементы-неметаллы. Например, дисульфид углерода (сероуглерод) превращается в диоксид углерода и диоксид серы:

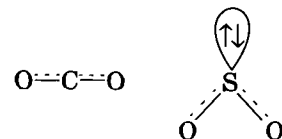


При окислении иодида бора BI_3 или сульфида фосфора(V) P_4S_{10} также получается по два кислотных оксида:

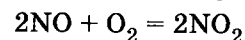
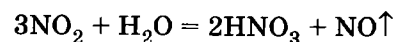


3.7. Молекула диоксида углерода линейная; это отвечает sp -гибридизации атомных орбиталей углерода. Помимо σ -связей, валентный угол между которыми для молекулы CO_2 равен 180° , здесь осуществляется и π -связывание углерод—кислород, которое приводит к упрочнению молекулы. Молекула диоксида серы угловая; тип гибридизации атомных орбиталей серы — sp^2 . Один из углов незавершенного треугольника, отвечающего данному типу гибридизации, занимает неподелен-

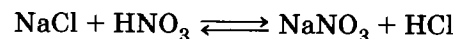
ная пара электронов атома серы (имеющего степень окисления +IV). Между атомами кислорода и серы также имеется π -связывание:



3.8. Красно-бурый газ — диоксид азота NO_2 и вода (оксид водорода) при взаимодействии между собой дают азотную кислоту и монооксид азота, который на воздухе легко окисляется до NO_2 :



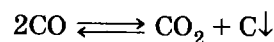
При добавлении к азотной кислоте поваренной соли (хлорида натрия NaCl) идет образование соляной кислоты HCl :



Таким образом, получается смесь кислот (азотной и соляной) — «царская водка», которая химически растворяет золото:



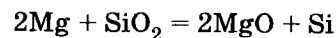
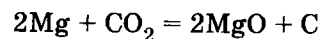
3.9. При температуре 480°C и давлении 100 атм монооксид углерода подвергается дисмутации:



Поэтому атмосфера планеты Венера содержит 97% CO_2 , а CO в ней практически нет. Кстати, и в земных условиях нельзя пропускать газы, содержащие CO , через трубопроводы, если температура достигает 400 — 500°C , так как есть опасность их закупорки выделяющимся на стенках углеродом.

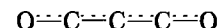
3.10. Очевидно, это был плавленный кварц — кварцевое стекло (диоксид кремния SiO_2). Такое стекло обладает коэффициентом термического расширения, почти не меняющимся с температурой. Поэтому посуда из плавленного кварца выдерживает резкие перепады температур. Считается, что впервые кварцевое стекло было получено в 1839 г. французским химиком Марком Антуаном Годеном, но не исключено, что история этого удивительного материала началась гораздо раньше.

3.11. Горящий магний может взаимодействовать с углекислым газом (диоксидом углерода) и речным песком (диоксидом кремния):

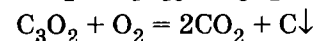
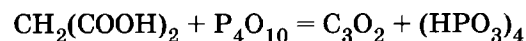


Для того чтобы потушить горящий магний, следует засыпать пламя порошком оксида магния или прекратить доступ воздуха с помощью асбестового одеяла (кошмы).

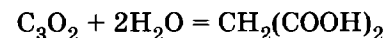
3.12. Это был диоксид триуглерода C_3O_2 , молекула которого имеет линейное строение:



Это вещество получается в результате обезвоживания малоновой кислоты, а на воздухе горит с образованием углерода и CO_2 :

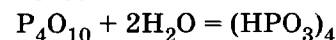
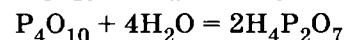
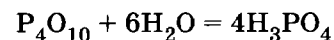
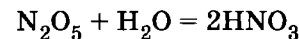


Растворяясь в воде, газообразный C_3O_2 снова превращается в малоновую кислоту $\text{CH}_2(\text{COOH})_2$:

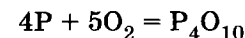
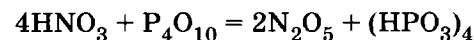


Красный цвет планеты Марс обычно объясняют присутствием в ее атмосфере полимерных молекул $(\text{C}_3\text{O}_2)_x$.

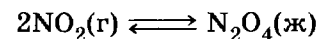
3.13. Формулы оксидов N_2O_5 и P_4O_{10} . Взаимодействие их с водой приводит к образованию сильной кислоты (азотной HNO_3) и нескольких слабых кислот — ортофосфорной H_3PO_4 , дифосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, а также целого семейства полиметафосфорных кислот, например тетраметафосфорной $(\text{HPO}_3)_4$:



Наконец, получение N_2O_5 происходит при обработке азотной кислоты сильнейшим водоотнимающим средством — оксидом фосфора(V) P_4O_{10} , в то время как P_4O_{10} образуется при сгорании фосфора на воздухе:

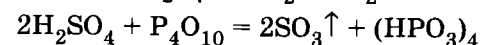
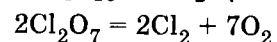
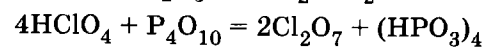
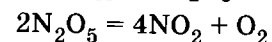
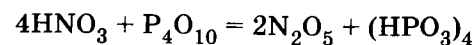


3.14. Произошла димеризация диоксида азота (бурого газа) с образованием тетраоксида диазота (бесцветной жидкости):

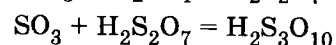
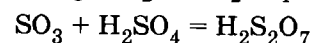
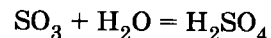


Приведенная реакция экзотермическая, и в соответствии с принципом Ле Шателье охлаждение сдвигает ее равновесие вправо, в сторону жидкого продукта N_2O_4 .

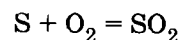
3.15. При взаимодействии с сильным водоотнимающим средством — оксидом фосфора(V) P_4O_{10} протекали реакции:



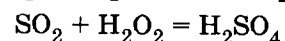
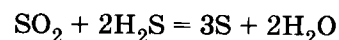
3.16. Вначале была получена 100%-ная серная кислота, затем дисерная, трисерная и другие полисерные кислоты, смесь которых — так называемый «олеум»:



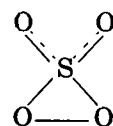
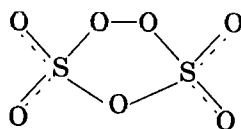
3.17. Это диоксид серы SO_2 , который получается при сжигании серы на воздухе и выделяется в атмосферу при вулканических извержениях:



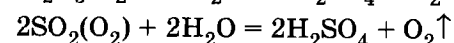
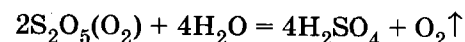
При взаимодействии с водой он образует полигидрат состава $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n = 1 \div 7$), обладающий свойствами кислоты средней силы. Диоксид серы вступает в окислительно-восстановительную реакцию конмутации с сероводородом и окисляется под действием пероксида водорода до серной кислоты:



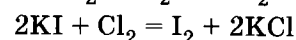
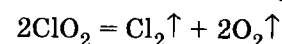
3.18. Молекулы этих соединений содержат пероксидные фрагменты —O—O—:



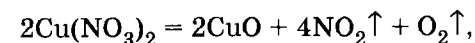
Поэтому их формулы следует изображать так: $\text{S}_2\text{O}_5(\text{O}_2)$ и $\text{SO}_2(\text{O}_2)$. Степень окисления серы в обоих случаях равна +VI. Необычные соединения (не оксиды, а пероксиды!) будут реагировать с водой с выделением кислорода:



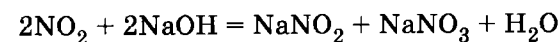
3.19. На лекции были показаны опыты, где происходили реакции:



3.20. Термическое разложение нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ приводит к выделению диоксида азота NO_2 и кислорода:

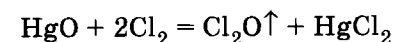


а нагревание смеси хлората калия KClO_3 с серной кислотой — к образованию диоксида хлора ClO_2 (см. 3.19). Оба газа — и NO_2 , и ClO_2 — вещества желтоватого цвета, кислотные оксиды, в которых атом неметалла содержится в нехарактерной (четной) степени окисления. Поэтому при их контакте со щелочами идет дисмутация:

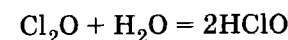


В результате образуются нитрат натрия и хлорат калия — соли сильных кислот (азотной и хлорноватой), а также нитрит натрия и хлорит калия — соли слабых кислот (азотистой и хлористой).

3.21. Это был оксид дихлора Cl_2O , полученный по реакции:

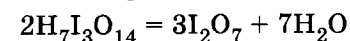
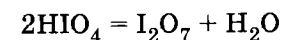
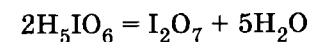


Жидкий Cl_2O имеет красно-бурый цвет и при сотрясении (даже при простом переливании из одной емкости в другую) взрывается, распадаясь на хлор и кислород. С водой он взаимодействует с образованием слабой хлорноватистой кислоты HClO :

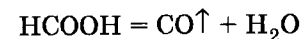


Оксид дихлора Cl_2O первым получил в 1834 г. французский химик Антуан Жером Балар.

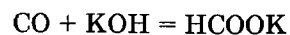
3.22. Всем перечисленным кислородным кислотам иода отвечает один и тот же оксид I_2O_7 , который можно выделить, обезвоживая H_5IO_6 , HIO_4 и $\text{H}_7\text{I}_3\text{O}_{14}$ в эксикаторе над концентрированной серной кислотой или оксидом фосфора(V):



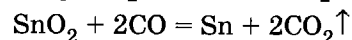
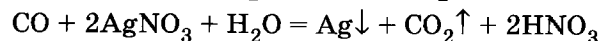
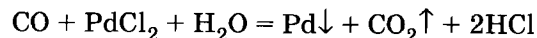
3.23. Это монооксид углерода CO , формальный «кислотный» оксид муравьиной кислоты HCOOH , из которой он выделяется при действии водоотнимающих средств, например концентрированной серной кислоты:



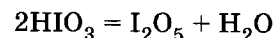
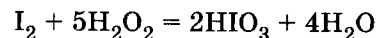
При реакции с гидроксидом калия CO дает соль — формиат калия HCOOK:



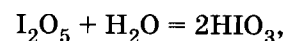
Монооксид углерода обладает восстановительными свойствами:



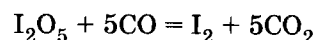
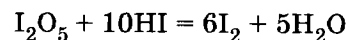
3.24. Бесцветный порошок — оксид иода(V), который получен по реакциям:



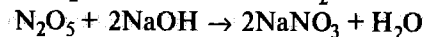
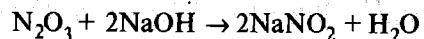
Этот оксид реагирует с водой, образуя сильную иодноватую кислоту:



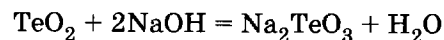
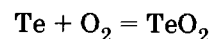
окисляет иодоводородную кислоту и монооксид углерода, выделяя иод:



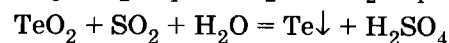
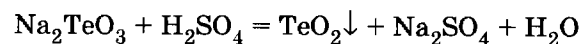
3.25. Первые два из указанных здесь оксидов — несолеобразующие (не реагируют со щелочами), а остальные — кислотные оксиды (при реакции с гидроксидом натрия дают соли):



3.26. Горение теллура приводит к получению диоксида теллура, который взаимодействует со щелочью с образованием соли — теллурита натрия:



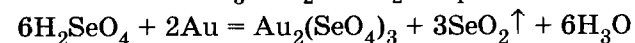
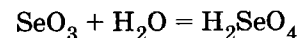
При действии кислот на растворимые соли — теллуриты выпадает белый осадок диоксида теллура. При реакции диоксида теллура, обладающего окислительными свойствами, с диоксидом серы выделяется порошкообразный теллур и образуется серная кислота:



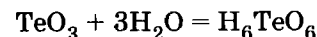
3.27. Это диоксид углерода (температура возгонки $-78,5^\circ\text{C}$). Твердый диоксид углерода («сухой лед») используется как хладагент, газообразный диоксид углерода (углекислый газ) применяется для приготовления газированных напитков, жидким CO_2 наполняют «углекислотные» огнетушители.

3.28. Молекула NO_2 на самом деле представляет собой радикал, так как имеет неспаренный (одиночный) электрон. Такие частицы стремятся объединить одиночные электроны в пару и поэтому легко образуют димеры. Молекула SO_2 обладает неподеленной парой электронов, которая не склонна к объединению с другими электронными парами.

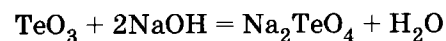
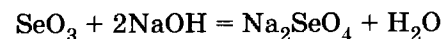
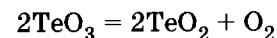
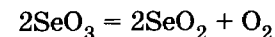
3.29. Это триоксиды селена и теллура, SeO_3 и TeO_3 . Триоксид селена реагирует с водой, образуя сильную селеновую кислоту, обладающую мощным окислительным действием (химически растворяется в ней даже золото!):



Триоксид теллура дает с водой слабую ортотеллутовую кислоту H_6TeO_6 :

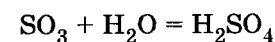
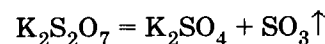


При нагревании SeO_3 и TeO_3 разлагаются, выделяя кислород, сходным образом происходит и их взаимодействие со щелочами:

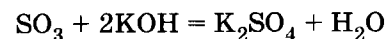


Остается напомнить, что Берцелиус открыл селен в 1817 г.

3.30. Дисульфат калия при нагревании выделяет триоксид серы SO_3 , который взаимодействует с влагой воздуха, превращаясь в мельчайшие капельки серной кислоты, образующие туман («белый дым»):

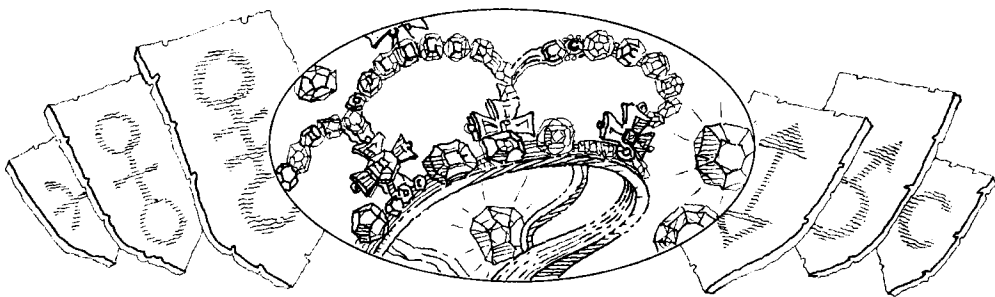


Триоксид серы — кислотный оксид; он реагирует с гидроксидом калия:



3.31. Ответы головоломки:

1. Азот. 2. Фосфор. 3. Сера. 4. Кислород. 5. Неметалл. 6. Луна. 7. Теллур. 8. Газ. 9. Окисление. 10. Вода.



Глава 4

ОСНОВНЫЕ И АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ — РОДИТЕЛИ ГИДРОКСИДОВ

Основные и амфотерные оксиды — это соединения металлов и амфотерных элементов с кислородом. Взаимодействуя с кислотными оксидами или кислотами, такие оксиды образуют соли. Некоторые из основных оксидов могут реагировать с водой, превращаясь в сильные основания — щелочи. Первым основным оксидом, с которым имел дело человек, был оксид кальция CaO — негашеная известь, которая образуется при обжиге известняка (карбоната кальция CaCO_3). Почти одновременно (а может быть, и раньше) люди узнали другой оксид, амфотерный. Это был драгоценный камень рубин, оксид алюминия Al_2O_3 , прозрачные кристаллы которого имеют кроваво-красный цвет из-за примеси оксида хрома Cr_2O_3 . Рубины с незапамятных времен украшали короны властителей — царей, королей, султанов...

4.1. Забавы аристократов

В 1808 г. в Лондоне появилась новая мода — посещать по четвергам лабораторию президента Королевского общества (Английской академии наук) Гемфри Дэви и наблюдать химические опыты. Обычными посетителями лаборатории были молодые аристократы. Дэви таким посещениям не препятствовал. Недавно он открыл новый химический элемент, получил его в виде металла и установил формулу его оксида ЭО. И вот очередной эффектный опыт: Дэви зажег свечу и высыпал со шпателя в пламя немного белого порошка оксида ЭО. Тотчас огонь окрасился в зеленый цвет. Затем Дэви нагрел белый порошок в токе воздуха, и все увидели, что цвет порошка не изменился, увеличился только его объем.

Тогда Дэви повысил температуру прокаливания и направил выходное отверстие реторты с белым порошком на тлеющий уголек. Уголек вспыхнул и загорелся ярким пламенем. Дэви показал еще один опыт: растворил оксид ЭО в соляной кислоте, а потом добавил серную кислоту. Все увидели, как из прозрачной жидкости выпадает белый осадок. Раскройте секрет опытов Дэви.

4.2. Чудесные превращения соли меди

К голубому водному раствору сульфата меди(II) CuSO_4 добавили раствор щелочи; выпал голубоватый осадок. Полубовавшись на него, к смеси добавили гидроксилламин NH_2OH и обнаружили, что осадок стал кирпично-красным. Его отделили от раствора, промыли водой, а потом обработали разбавленной серной кислотой. Осадок не исчез, а как будто стал даже более красным. При этом серная кислота приобрела голубой цвет. Что это за превращения?

4.3. Разноцветные осадки Парацельса

Врач и алхимик Теофраст Парацельс (1493—1541) писал в одной из своих книг, как он нагревал соли — нитраты некоего элемента-металла и получил порошок красного цвета — «красный преципитат». Образование красного порошка сопровождалось выделением красно-бурого газа. Действуя на те же соли в водном растворе щелочью, Парацельс получил в одном случае желтый осадок, идентичный по составу с «красным преципитатом», а в другом — осадок черного цвета. Все эти удивительные продукты при длительном прокаливании исчезали без следа, только свечи, стоявшие рядом с ретортами для прокаливания, горели необычно ярким пламенем... А еще Парацельс обнаружил, что красный и желтый осадки химически растворяются в соляной кислоте с образованием очень ядовитого соединения, хорошо растворимого в воде. Спустя 400 лет химики узнали, что это ядовитое вещество в растворе не подвергается сколько-нибудь заметной электролитической диссоциации. Что же получил Парацельс?

4.4. Извержение зеленого пепла

Школьники вели уборку в химическом кабинете и обнаружили в углу шкафа склянку с оранжевыми кристаллами. Вместо этикетки на банке была наклеена бумажка с надписью: «Опыт 31. Азот(—III) + хром(+VI). Поджечь». Что же в банке?.. Любопытство взяло верх над осторожностью, и ребята высыпали немного кристаллов в фарфоровую чашку и подожгли их спичкой. Кристаллы задымались, и вдруг из чашки стали стремительно вылетать раскаленные докрасна частички, оседавшие вокруг в виде зеленого «пепла». Найдите объяснение этому происшествию.

4.5. Тигель и перстень

Как оказался золотой перстень у старого профессора? О, это целая история из времен его студенческой юности... Однажды на вечеринке не в меру развеселившийся сын богатого владельца паровой компании заявил, что у него есть сверхпрочный тигель из сплавленного корунда — оксида алюминия Al_2O_3 . Он готов поспорить на свой золотой перстень, что этот тигель не испортит никакой химический реактив. На следующий день один из студентов в присутствии спорщика и его друзей опустил тигель вместе с перстнем в бесцветный расплав некоего вещества, и довольно скоро все увидели, как тигель исчез, а золотой перстень опустился на дно сосуда с расплавом. Что же произошло с тиглем?

4.6. Потеря и находка

Это событие произошло более 3000 лет тому назад. Прославленный греческий художник Никий ожидал прибытия заказанных им свинцовых белил с острова Родос в Средиземном море. Корабль с красками прибыл в Афинский порт Пирей, но там неожиданно вспыхнул пожар. Пламя охватило и корабль Никия. Когда пожар погасили и вытащили на берег то, во что превратился корабль, расстроенный Никий подошел к обгоревшим бочкам с белилами. Удалив слой угля и золы, художник обнаружил под ними ярко-красное вещество. Так нежданно-негаданно Никий стал владельцем большой партии превосходной красной краски. Что произошло с белилами во время пожара?

4.7. Одинаковые, но... разные

Рубин и сапфир — прозрачные минералы, драгоценные камни редкостного блеска, по твердости уступающие только алмазу. Рубин — кроваво-красного цвета, а сапфир — чудесного синего. Рубин и сапфир соперничают между собой по красоте, превосходя все остальные драгоценные камни. Каков химический состав этих камней?

4.8. Все может быть!

Элемент марганец может принимать в соединениях самые разные степени окисления, от +II до +VII. Коричневый оксид марганца(III) имеет состав Mn_2O_3 и обладает некоторыми очень интересными свойствами. Если обработать Mn_2O_3 избытком концентрированной серной кислоты, получается бледно-розовый раствор, а на дне колбы появляется черный осадок. При нагревании этой колбы осадок исчезает и выделяется бесцветный газ, поддерживающий горение. Если обработать Mn_2O_3 концентрированной соляной кислотой, выделяется желто-зеленый газ

с резким запахом, вызывающий почернение фильтровальной бумажки, смоченной раствором иодида калия. Какие превращения испытывает при этих реакциях Mn_2O_3 ?

4.9. Оксиды немецких химиков

Немецкие химики Юстус Либих (в 1824 г.) и Фридрих Штрөмейер (в 1832 г.) получили и исследовали оксиды двух элементов, которые, как выяснилось позже, относятся к одной и той же группе Периодической системы Д. И. Менделеева. Оксид Штрөмейера образован самым тяжелым из нерадиоактивных элементов. Оксид Либиха образован элементом, атомный номер которого на 32 единицы меньше, чем у элемента в оксиде Штрөмейера. Оба оксида одностипного состава, практически нерастворимы в воде, взаимодействуют с соляной кислотой. Дальше начинаются различия: оксид Штрөмейера желтого цвета и, в отличие от белого оксида Либиха, реагирует с сильными кислотами в водном растворе и не взаимодействует со щелочами. Оксид Либиха, наоборот, нерастворим в кислотах (кроме соляной), зато реагирует со щелочами, образуя растворимые гидроксокомплексы. О каких оксидах идет речь?

4.10. И зелень, и синь...

Одно из множества ярко окрашенных соединений элемента — это его оксид $Э_2O_3$ зеленого цвета. На основе этого вещества делают самые прочные и светостойкие краски, не поддающиеся действию вредных примесей в атмосфере. Помимо живописи, этот оксид широко применяется при росписи фарфора. Его наносят на поверхность слегка обожженного фарфорового изделия, покрывают слоем глазури и проводят высокотемпературный обжиг при 1350—1450 °C. Кроме зеленого оксида, о котором идет речь, такую температуру выдерживает только один пигмент — черный оксид другого элемента, имеющий состав ЭО. Нанесенный на поверхность фарфорового изделия, при обжиге он сплавляется с глазурью и образует ярко-синие силикаты. Фарфоровую посуду с синим рисунком все хорошо знают. Это мейсенский фарфор, а в России — знаменитая гжельская посуда. О каких оксидах здесь шла речь?

4.11. Воклен и хром

Французский химик Луи Никола Воклен в 1797 г. демонстрировал в Парижской академии наук свойства оксида открытого им нового химического элемента — хрома. Он сказал, что это удивительное зеленое вещество может взаимодействовать как с кислотами, так и со щелочами. В те времена химики могли только догадываться о возможной амфотерности оксидов и гидроксидов. Воклен подействовал на оксид хрома серной

кислотой, но никакой реакции не последовало, оксид остался без изменений. Тогда Воклен добавил к новой порции оксида концентрированный раствор гидроксида калия, и снова никакой реакции! Воклен был вынужден извиниться перед собравшимися: видимо, он взял из лаборатории не то вещество, какое следовало. В чем была ошибка Воклена?

4.12. Подводные приключения

Эта история произошла на подводной лодке Северного флота во время Великой Отечественной войны. Лодку долго преследовал немецкий эсминец. Система регенерации воздуха вышла из строя, в помещениях накопилось много углекислого газа. Стало трудно дышать, некоторые моряки потеряли сознание; в моторном отсеке двое уже не подавали признаков жизни. Тогда первый помощник капитана вспомнил о нескольких банках с пероксидом натрия и озонидом цезия, которые следовало доставить в Мурманск. Он знал о свойствах этих веществ. Банки вскрыли, и их содержимое было засыпано в регенерационные патроны. Через некоторое время духота исчезла, воздух снова стал пригодным для дыхания и даже как будто приобрел свежий «лесной» запах. Что же произошло?

4.13. Странные оксиды

В оксидах состава $\text{Э}_3\text{O}_4$ атомы элемента Э имеют две разные степени окисления. В том случае, когда Э — железо, кобальт или марганец, эти степени окисления равны +II и +III, если Э — свинец, то +II и +IV. Все оксиды $\text{Э}_3\text{O}_4$ при очень высокой температуре превращаются в ЭО; некоторые из них под действием концентрированной азотной кислоты разлагаются с выделением ЭО₂ и образованием растворимого нитрата $\text{Э}(\text{NO}_3)_2$. Расшифруйте состав оксидов $\text{Э}_3\text{O}_4$.

4.14. «Философская шерсть»

Римский врач и философ Диоскорид Педаний (I в. н. э.) использовал в качестве лекарства от кожных болезней белое вещество волокнистого строения — «философскую шерсть». Позже европейские алхимики XV—XVI вв., обсуждая свойства «философской шерсти», отмечали, что это вещество «исчезает» не только в кислотах и щелочах, но даже в водном растворе аммиака. При нагревании «философская шерсть» становилась желтой, а на холоду снова белела. Прокаливая «шерсть» с углем, можно было превратить ее в серебристый жидкий металл, добавка которого к меди давала сплав, цветом похожий на золото... Что же такое «философская шерсть»?

4.15. Черный, красный, синий...

Греческий историк и географ Страбон (64—20 гг. до н. э.) писал о двух родственных друг другу порошках красного и черного цветов, которые «умелый ремесленник прокаливает в горне с углем и в красный металл превращает». Много позже, в 1799 г., французский химик Жозеф Луи Пруст установил состав этих веществ: это оказались оксиды одного и того же элемента. Черный оксид при нагревании выделяет кислород и превращается в красный оксид, а при действии разбавленной серной кислоты на красный оксид образуется темно-розовый осадок, а раствор приобретает голубую окраску. Черный оксид кислота растворяет без остатка, а раствор тоже становится голубым. Если оба оксида высыпать в раствор аммиака, то они растворятся без следа. Один из полученных растворов будет бесцветным и постепенно посинеет, а второй сразу же будет иметь темно-синий цвет. Что же это за оксиды?

4.16. Желтый, красный, коричневый...

С оксидом элемента, известного с древности, при нагревании происходит нечто странное. Обычно он красный, но при нагревании на воздухе вдруг желтеет. Если обработать его хлорной известью, то он становится коричневым. А при прокаливании снова дает целую гамму цветов: из коричневого становится оранжевым, потом красным, затем снова желтым... Когда он коричневый, то реагирует с концентрированной соляной кислотой, выделяя хлор... О каком элементе идет речь и каков состав продуктов превращений его оксида?

4.17. Посылка с острова Цейлон

В 1787 г. немецкому химику Мартину Клапроту прислали с острова Цейлон белый порошок минерала — оксида неизвестного элемента. Приступив к исследованию, Клапрот установил, что даже при 2000 °C порошок не плавится, однако при нагревании начинает ярко светиться. Водные растворы кислот и щелочей, «царская водка» на порошок не действовали даже при кипячении. Однако Клапрот, улыбаясь, говорил своим помощникам: «Есть у меня в запасе одно средство, перед которым и чудо-порошок с Цейлона устоять не в силах». Он имел в виду кристаллический триоксид серы SO_3 : если «неподдающийся» оксид нагревать в реторте вместе с этим реагентом, получается бесцветный кристаллический сульфат состава $\text{Э}(\text{SO}_4)_2$. Правда, этот сульфат не выдерживает контакта с водой и выделяет осадок того же исходного оксида — белый порошок. Впоследствии выяснилось, что формула оксида, который исследовал Клапрот, ЭO_2 , а геологи знают этот минерал под именем «бад-делеит». Что это за оксид?

4.18. Беззвучная лекция Вёлера

Профессор химии Гёттинггенского университета Фридрих Вёлер в 1850—1855 гг. часто во время лекций молча демонстрировал опыты, а потом просил студентов дать объяснение тому, что они увидели. Однажды он показал присутствующим бесцветное кристаллическое вещество — ацетат алюминия $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, затем увлажнил его и нагрел в колбе на пламени спиртовки. Поднесенная к горловине колбы влажная синяя лакмусовая бумажка стала красной. Через несколько минут бесцветные кристаллы в колбе превратились в белый порошок. Вёлер разделил этот порошок на три порции. К одной из них он добавил раствор щелочи — и порошок растворился, ко второй прилил разбавленную соляную кислоту, и порошок тоже исчез. А третью порцию порошка Вёлер сильно прокалил в тигле, после чего вещество перестало растворяться и в щелочи, и в кислоте. Какие реакции показал Вёлер своим студентам?

4.19. Такой невзрачный!

Серовато-белый оксид состава ЭО входит в состав таких драгоценных камней, как аквамарин и изумруд. Французский химик Поль Лебо в 1895 г. исследовал свойства этого оксида и обнаружил, что если его предварительно не прокалить при высокой температуре, то он легко реагирует с большинством кислот, образуя хорошо растворимые в воде соли. Эти соли, как теперь стало известно, ядовиты. Зачастую они имеют сладковатый вкус (поэтому элемент Э одно время называли «глицинием», от греческого «гликис» — сладкий). Оксид ЭО реагирует также и с расплавами щелочей, хотя устойчив в их концентрированных растворах. Если ЭО прокалить при 2600 °С, он будет реагировать только с фтороводородной кислотой HF ... Остается добавить, что элемент Э в Периодической системе — один из ближайших соседей алюминия (по диагонали). Какой это элемент и каковы свойства его оксида?

4.20. Из страны эльфов

В изумрудных копях на Урале раньше часто встречался минерал темно-красного или красно-коричневого цвета — рутил — оксид нового, ранее неизвестного элемента. В Европе он был известен как «красный венгерский шерл». В 1795 г. немецкий химик Мартин Клапрот решил исследовать состав этого минерала. Действуя на него водными растворами кислот и щелочей, Клапрот не обнаружил никакой реакции. Тогда Клапрот использовал концентрированную серную кислоту, в которой стал нагревать крупинки минерала. Постепенно все они перешли в раствор. Клапрот добавил к раствору несколько гранул цинка и увидел, что раствор стал фиолетовым, а одновременно выделился водород. Смешав

порошок, в который был измельчен «венгерский шерл», с триоксидом серы SO_3 , он нагрел его. Образовались блестящие кристаллы сульфата некоего нового элемента, состава $\text{Э}(\text{SO}_4)_2$. При контакте с водой этот сульфат разлагался, выделяя осадок исходного оксида. Какие реакции провел Клапрот?

4.21. Работа для рубинов?

Известно, что рубин — один из самых стойких к химическим воздействиям драгоценных камней. В связи с этим однажды поступило предложение хранить высокочистые и очень агрессивные сжиженный фтор F_2 , жидкие фтороводород HF и трифторид брома BrF_3 в ампулах из рубина. Можно ли это осуществить?

4.22. Без реактивов

В лаборатории имеются следующие реактивы: карбонат бария, карбонат свинца(II), нитрат стронция, нитрат меди(II), гидроксид кальция, гидроксид никеля(II). Задание: не применяя никаких дополнительных химических реактивов, надо получить оксиды бария, свинца(II), стронция, меди(II), кальция, никеля(II). Как это сделать?

4.23. Загадка красных веществ

В трех пробирках без этикеток находятся порошки красного цвета — это оксид меди(I) Cu_2O , оксид ртути(II) HgO и тетраоксид свинца(IV)-дисвинца(II) $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$, или свинцовый сурик. Как можно определить состав содержимого пробирок химическим методом?

4.24. Удивительные оксиды

Некий металл М, открытый только в конце XIX в., образует множество кислородных соединений: M_2O (коричнево-красный), M_2O_2 , MO_2 (оба желто-золотистые) и даже MO_3 (оранжево-красный). Все эти кислородные соединения взаимодействуют с водой, образуя сильнейшее основание MOH , а оксиды M_2O_2 , MO_2 и MO_3 вдобавок выделяют кислород. В атмосфере углекислого газа M_2O воспламеняется, а все остальные кислородные соединения выделяют кислород, а сами превращаются в карбонаты M_2CO_3 . Что это за удивительный металл М?

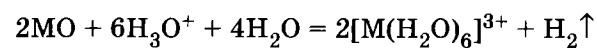
4.25. Вот так зажигалка!

В середине XIX в. итальянский химик Белуччо сообщил своему другу, что обнаружил интересные свойства у одного темно-коричневого ок-

сида тяжелого металла. Когда Белуччо направил на этот сухой оксид струю сухого сероводорода, газ вспыхнул и загорелся, а оксид стал черным. При попытке приготовить смесь оксида и серы растиранием в фарфоровой ступке сера вспыхнула. При действии на этот оксид концентрированной серной кислотой стал выделяться кислород, а оксид побелел. Если темно-коричневый оксид смешивали с концентрированной соляной кислотой, то выделялся хлор. О каком оксиде сообщал Белуччо?

4.26. Выделяется... водород!

Обычно при взаимодействии с кислотами оксиды металлов превращаются в соли и образуют воду. Но существует один золотисто-желтый оксид состава MO , который способен реагировать с кислотой с выделением водорода:



А еще известно, что в атоме металла M , образующего удивительный оксид, имеется всего два электрона на d -атомных орбиталях. Какой это металл?

4.27. Белый камень

В начале XIX в. русские геологи нашли в Забайкалье ценный минерал — белый камень, который не плавился при очень высокой температуре, но легко возгонялся. Кислоты и водные растворы щелочей никак не действовали на белый камень даже при нагревании. Он реагировал только с расплавами гидроксидов щелочных металлов. При прокаливании с углем камень превращался в серебристо-белый металл, который при сплавлении с медью давал желтый сплав — бронзу. Всего этого было достаточно, чтобы геологи сообщили о находке очень ценной руды. Какой именно?

4.28. Металл Арфведсона

Шведский химик Юхан Арфведсон в 1817 г. изучал свойства оксида нового химического элемента с формулой $\mathcal{E}_2O$. Этот оксид был белого цвета, энергично взаимодействовал с водой с образованием сильного основания $\mathcal{E}OH$, а с кислотами давал соли. Со щелочами $\mathcal{E}_2O$ не реагировал, в атмосфере CO_2 превращался в карбонат $\mathcal{E}_2CO_3$, а при сплавлении с оксидом фосфора(V) давал ортофосфат $\mathcal{E}_3PO_4$. И карбонат, и ортофосфат плохо растворялись в воде. Когда порошок $\mathcal{E}_2O$ вносили в пламя, оно окрашивалось в карминово-красный цвет. Какой же оксид изучал Арфведсон?

4.29. Парацельс и «кровь дьявола»

Врач и алхимик Теофраст Парацельс много путешествовал и в 1530 г. привез из России в свою лабораторию в городе Базеле кусок виш-

нево-красного минерала — «крававика». Минерал действительно оставлял «крававый» след — красную черту на пергаменте или белом камне. Помощник Парацельса, невежественный монах, решил, что минерал из России — застывшая кровь дьявола. Готовя составные части лекарств прокаливанием солей, полученных из «русского минерала», монах всякий раз получал порошок красного цвета. Сиреневые кристаллы сульфата и нитрата железа(III), желтый хлорид железа(III) или почти белый карбонат железа(II) — все они при нагревании в токе воздуха превращались в «крававик». Бросив работу, монах стал повсюду рассказывать, что Парацельс связан с дьяволом. В адрес знаменитого врача посыпались угрозы, и ночью ему пришлось тайно покинуть Базель. Утром толпа горожан разгромила и сожгла его дом. Что такое минерал «крававик»?

4.30. Птен

Французские химики Луи Воклен и Антуан Фуркруа не раз замечали, что при действии на природную платину смеси концентрированных азотной и соляной кислот выделяется черный дым. Они решили, что дым образован новым химическим элементом, и дали ему имя «птен», что в переводе с греческого значит «летучий, крылатый». «Дым» оказался оксидом некоего элемента, отвечающим составу $\mathcal{E}O_4$. Это вещество имело отвратительный запах, похожий на запах хлора и одновременно подгнившей редьки. При охлаждении дым превращался в светло-желтое твердое вещество, которое реагировало с концентрированной соляной кислотой с выделением хлора и образованием комплексного соединения состава $H_2[\mathcal{E}Cl_6]$. Что такое «птен»?

4.31. Гидроксид или оксид?

К водному раствору соли серебра(I) добавили раствор щелочи. Выпал коричневый осадок, который после отделения от раствора и высушивания при комнатной температуре почернел. Чтобы удалить воду, осадок стали нагревать при 100 °C, но его масса не менялась. Что же все-таки получили — гидроксид серебра или его оксид?

4.32. Что это?

На четырех банках с белыми порошкообразными веществами стерлись правые части этикеток. Осталось только: «Оксид ка...», «Оксид ка...», «Оксид ма...» и «Оксид ба...». Определите химическим способом, какие это вещества.

4.33. Разноцветные диоксиды

Белый диоксид некоторого элемента служит пигментом самой лучшей белой краски, а получить его можно, если влить жидкий тетрахло-

рид того же элемента в воду. Черный диоксид другого элемента вызывает разложение пероксида водорода с выделением кислорода, а концентрированную соляную кислоту превращает в хлор. Коричневый диоксид третьего элемента тоже выделяет хлор из соляной кислоты, а получить этот диоксид можно, обрабатывая концентрированной азотной кислотой красную краску — сурик. Белый диоксид четвертого элемента, природный минерал, при прокаливании с углем дает легкоплавкий металл. Что это за вещества?

4.34. Стекольное мыло

Этот оксид черного цвета можно найти в батарейке карманного фонарика. У него имеется ряд полезных свойств. Химики используют его как окислитель при получении в лаборатории хлора и в качестве катализатора при получении кислорода из пероксида водорода. Этот оксид применяют как отбеливающую добавку при варке стекла, отсюда его старое название «стекольное мыло». Какой это оксид?

4.35. Оксидные краски

Многие из оксидов известны людям как краски — белые, красные, желтые, зеленые. Существует по крайней мере два вида оксидных белил, два вида «суриков» и несколько «охр». Какие это вещества?

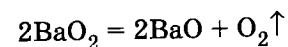
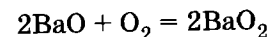
4.36. Семь минералов

Названия минералов заканчиваются на «...ит». Надо отыскать их в буквенной абракадабре (в скобках приведено число букв в названии минерала). Это дисульфид железа (5), «стекольное мыло» (9), «оловянный камень» (10), «магнитный железняк» (8), «кروавик» (7), карбонат железа (7) и еще один, сырье для получения «серебра из глины» (6). Что это за минералы?

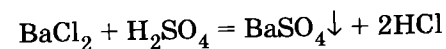
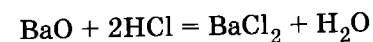
Щ	Н	Г	П	И	Р
Т	Е	А	Х	Т	И
И	Т	М	П	И	Р
Т	И	Т	И	З	О
А	Т	И	Т	Ю	Л
М	С	С	К	О	Б
Е	И	Д	Е	А	С
Г	Т	И	Р	К	С
Т	И	Р	Е	Т	И

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 4

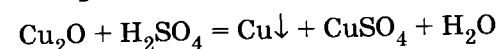
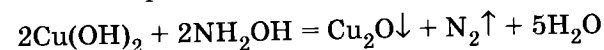
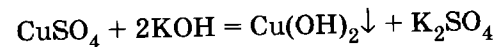
4.1. В 1808 г. Дэви первым получил металлический барий и его оксид. Соединения бария окрашивают пламя в зеленый цвет. При нагревании оксида бария BaO на воздухе образуется пероксид бария BaO₂, который при более сильном нагревании выделяет кислород:



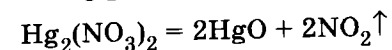
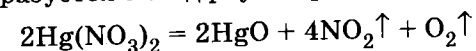
После растворения оксида бария в соляной кислоте получается соль — хлорид бария, которая в водном растворе реагирует с серной кислотой, образуя осадок сульфата бария:



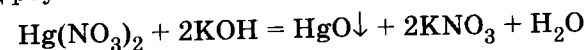
4.2. Превращения соли меди отвечают реакциям:



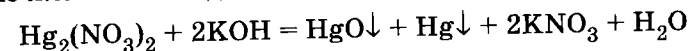
4.3. Парацельс получил соединения ртути. При слабом нагревании нитратов ртути образуется оксид ртути красного цвета:



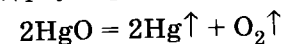
Из водного раствора Hg(NO₃)₂ под действием щелочей осаждается желтый оксид ртути:



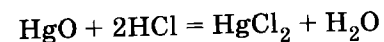
А динитрат диртути при добавлении KOH дает черный осадок, состоящий из желтого оксида и мельчайших капелек ртути:



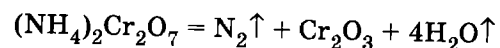
При нагревании оксид ртути разлагается и ртуть испаряется:



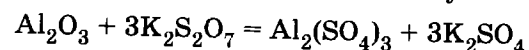
При действии на оксид ртути хлороводородной кислоты образуется дихлорид ртути — сулема, слабый электролит:



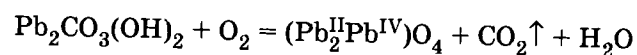
4.4. Школьники имели дело с дихроматом аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, который содержит азот в степени окисления -III и хром в степени окисления +VI. Горящая спичка вызвала начало самопроизвольной внутри-молекулярной окислительно-восстановительной реакции с выделением раскаленных частичек оксида хрома(III) Cr_2O_3 :



4.5. Сплавленный корунд — оксид алюминия Al_2O_3 (материал тигля) взаимодействовал с расплавом дисульфата калия, образуя смесь сульфатов алюминия и калия, тоже расплавленную:



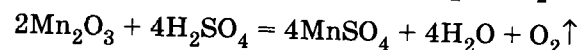
4.6. Свинцовые белила (цинковых во времена Никия еще не было) — это дигидроксид-карбонат свинца(II) $\text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. При его нагревании происходит разложение вещества с частичным окислением свинца кислородом воздуха и образованием тетраоксида свинца(IV)-дисвинца(II) $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})_4\text{O}_4$, или свинцового сурика Pb_3O_4 — ярко-красного цвета:



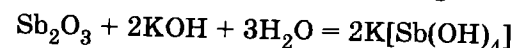
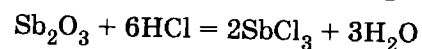
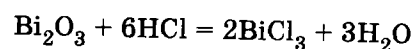
Свинцовый сурик используется как красный пигмент.

4.7. Рубин — это оксид алюминия Al_2O_3 , окрашенный примесью оксида хрома Cr_2O_3 , а сапфир — тот же Al_2O_3 , но окрашенный примесями оксидов титана и железа, состава TiO_2 и Fe_2O_3 .

4.8. Превращения оксида марганца Mn_2O_3 передают реакции:



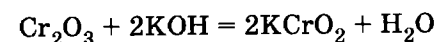
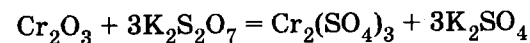
4.9. Желтый оксид — это оксид висмута Bi_2O_3 , а белый — оксид сурьмы Sb_2O_3 . Реакции, протекавшие при исследовании этих оксидов, таковы:



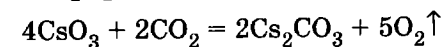
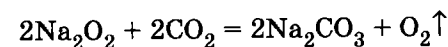
4.10. Зеленый оксид — это оксид хрома Cr_2O_3 , дающий зеленый рисунок на стекле и керамике, а черный — оксид кобальта CoO , превра-

щающийся при обжиге на поверхности стекла в ярко-синий метасиликат кобальта CoSiO_3 .

4.11. Воклен не перепутал образцы веществ, он ошибся в другом. Перед демонстрацией свойств Cr_2O_3 он, по-видимому, слишком сильно прокалил это вещество, чтобы удалить летучие примеси. А сильно прокаленный Cr_2O_3 из-за перестройки своей кристаллической структуры теряет реакционную способность по отношению к растворам кислот и щелочей. Такой Cr_2O_3 можно перевести в соединения, растворимые в воде, только сплавлением с дисульфатом калия или со щелочью:

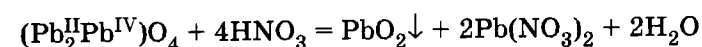


4.12. Удаление диоксида углерода из воздуха произошло в результате реакций:

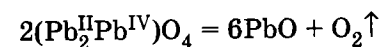
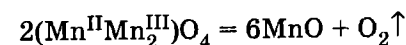
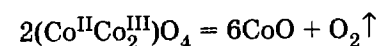
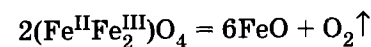


4.13. Оксиды железа, кобальта и марганца имеют следующие формулы: $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})_4\text{O}_4$, $(\text{Co}^{\text{II}}\text{Co}_2^{\text{III}})_4\text{O}_4$ и $(\text{Mn}^{\text{II}}\text{Mn}_2^{\text{III}})_4\text{O}_4$.

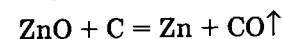
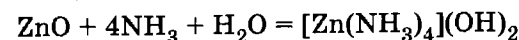
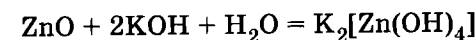
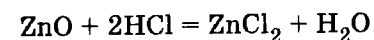
Оксид свинца отвечает формуле $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})_4\text{O}_4$. Он разлагается под действием концентрированной азотной кислоты:



Все указанные оксиды при нагревании разлагаются, выделяя кислород:

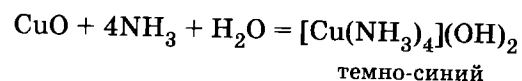
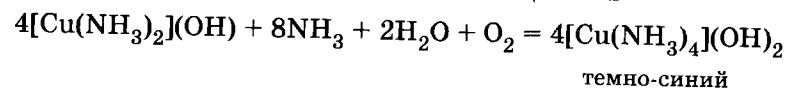
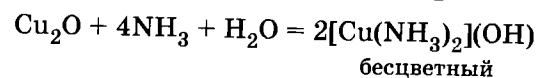
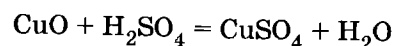
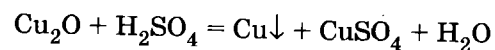
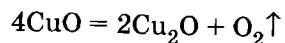


4.14. Это был оксид цинка ZnO . Реакции с его участием таковы:

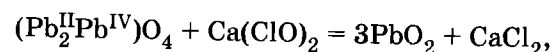


Цинк при сплавлении с медью дает латунь.

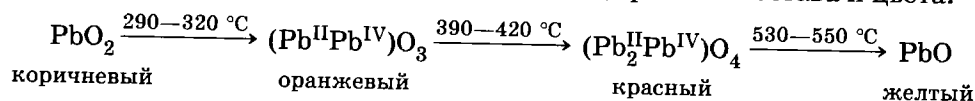
4.15. Это оксиды меди, черный (CuO) и красный (Cu_2O). Реакции с их участием отвечают уравнениям:



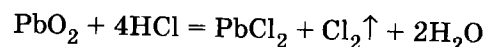
4.16. При обработке красного свинцового сурика ($\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4$) хлорной известью получается диоксид свинца PbO_2 коричневого цвета:



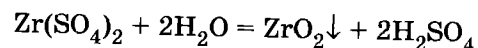
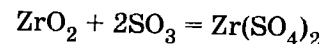
который при нагревании дает оксиды свинца разного состава и цвета:



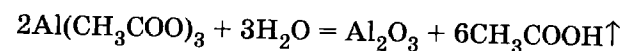
Диоксид свинца реагирует с соляной кислотой с выделением хлора:



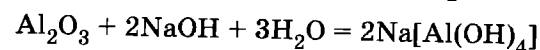
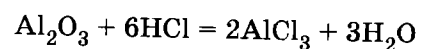
4.17. Чудо-порошок с Цейлона — это диоксид циркония ZrO_2 , который плавится только при 2700°C и реагирует с триоксидом серы:



4.18. При нагревании $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ протекает реакция:

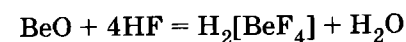
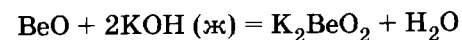
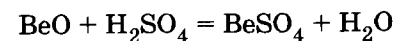


Образовавшийся оксид алюминия реагирует со щелочами и кислотами в водном растворе:

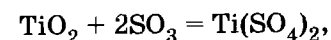
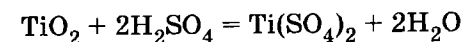


После прокаливания Al_2O_3 теряет химическую активность.

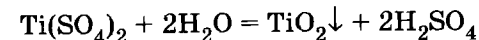
4.19. Лебо исследовал свойства оксида бериллия BeO :



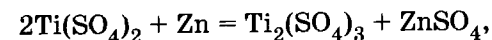
4.20. Клапрот исследовал диоксид нового химического элемента титана (названного так в честь Титании, царицы духов природы — эльфов). Диоксид титана TiO_2 реагирует с концентрированной (96%-ной) серной кислотой и с триоксидом серы с получением сульфата титана(IV):



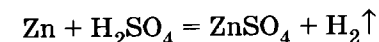
который при контакте с водой выделяет осадок диоксида титана:



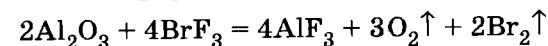
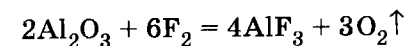
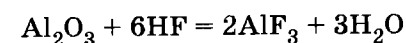
Фиолетовая окраска раствора при внесении в него цинка обусловлена окислительно-восстановительной реакцией:



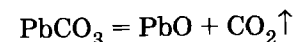
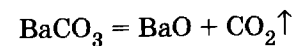
приводящей к образованию катионов титана(III). Одновременно цинк реагирует с серной кислотой:

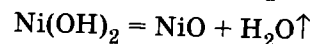
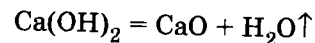
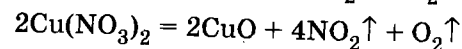
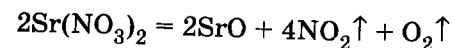


4.21. Нет, это предложение неприемлемо, и вот почему. Рубин обладает всеми химическими свойствами прокаленного оксида алюминия Al_2O_3 , который не реагирует ни с кислотами, ни со щелочами. На него действуют только три вещества — фтор F_2 , газообразный фтороводород HF и трифторид брома BrF_3 . Эти вещества превращают рубин в трифторид алюминия AlF_3 в соответствии с реакциями:

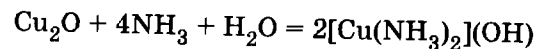


4.22. Оксиды можно получить прокаливанием карбоната бария, карбоната свинца(II), нитрата стронция, нитрата меди(II), гидроксида кальция, гидроксида никеля(II):

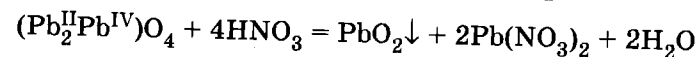
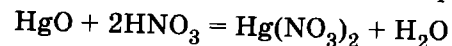




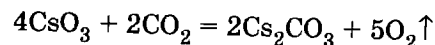
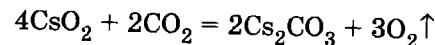
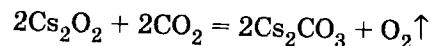
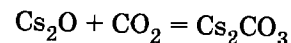
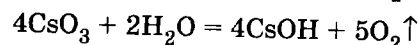
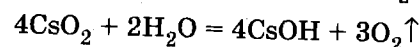
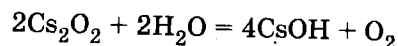
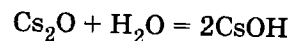
4.23. Чтобы обнаружить оксид меди(I), надо обработать порции каждого из трех веществ раствором аммиака, и Cu_2O растворится, образуя комплекс:



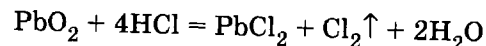
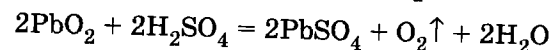
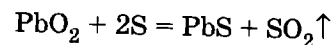
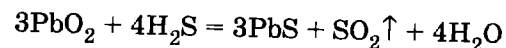
Остальные вещества останутся без изменений. Чтобы различить между собой оксид ртути и оксид свинца, надо обработать их концентрированной азотной кислотой. Оксид ртути превратится в бесцветный, хорошо растворимый нитрат ртути, а свинцовый сурик — в коричневый осадок диоксида свинца и растворимую соль — нитрат свинца:



4.24. Это кислородные соединения цезия Cs_2O , Cs_2O_2 , CsO_2 и CsO_3 , которые реагируют с водой и диоксидом углерода следующим образом:

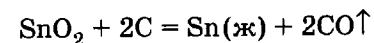
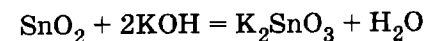


4.25. Белуччо сообщал о диоксиде свинца, проявляющем свойства сильного окислителя:

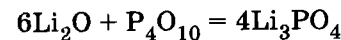
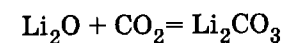
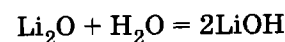


4.26. Это оксид титана(II) TiO , который обладает высочайшей восстановительной способностью и поэтому выделяет водород при контакте с водой, переходя в производное титана(III).

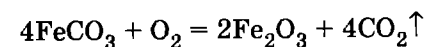
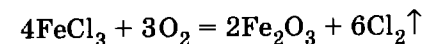
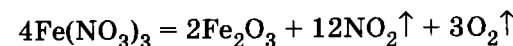
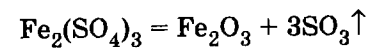
4.27. Был найден минерал касситерит («оловянный камень») состава SnO_2 , который реагирует с расплавами щелочей и восстанавливается до металла при прокаливании с углем:



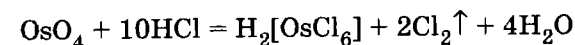
4.28. Арфведсон изучал оксид лития Li_2O , который реагирует с водой, диоксидом углерода и оксидом фосфора(V) следующим образом:



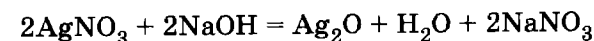
4.29. «Кровавик» — это минерал гематит Fe_2O_3 . Соли железа при прокаливании разлагаются так:



4.30. Элемент «птен» — это, по-видимому, был осмий (металл платиновой группы, открытый в 1804 г. Смитсоном Теннантом). Осмий — единственный элемент, образующий тетраоксид OsO_4 (температура плавления $40,6^\circ\text{C}$, температура кипения $131,2^\circ\text{C}$). Это соединение реагирует с соляной кислотой:



4.31. Гидроксид серебра не существует, при реакции был получен оксид серебра Ag_2O :



4.32. Бесцветные порошки — это могут быть оксид калия K_2O , оксид кальция CaO , оксид магния MgO и оксид бария BaO . При контакте с водой все эти оксиды превращаются в гидроксиды, среда становится сильнощелочной для KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и слабощелочной в случае

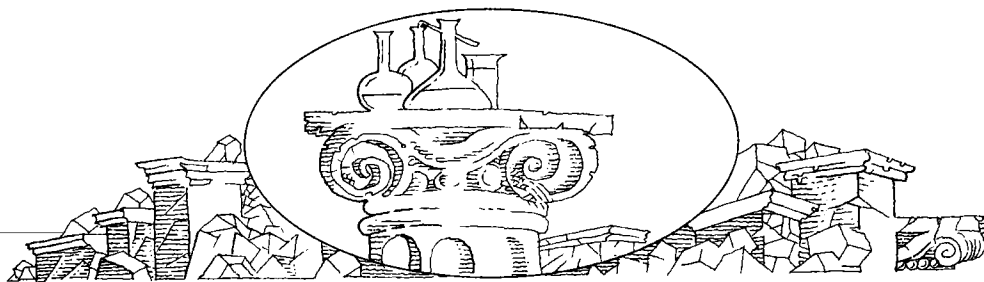
малорастворимого $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Оксид кальция при обработке разбавленной серной кислотой дает осадок сульфата кальция CaSO_4 . Идентификация оксидов может быть дополнена испытанием окраски пламени: при внесении в пламя соединений калия возникает фиолетовое окрашивание, кальция — кирпично-красное, бария — зеленоватое.

4.33. Речь идет о следующих диоксидах: диоксид титана TiO_2 , диоксид марганца MnO_2 , диоксид свинца PbO_2 , диоксид олова SnO_2 .

4.34. Это диоксид марганца MnO_2 .

4.35. Белая краска, которой пользовались в старину живописцы для того, чтобы на их основе, добавив красные, синие, желтые, зеленые красящие вещества — пигменты, получить тончайшие оттенки цвета — это свинцовые белила, имеющие состав $\text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. В настоящее время вместо них используют цинковые белила (из оксида цинка ZnO) и титановые (из диоксида титана TiO_2). В число самых древних красок входит желтая охра — гидратированный оксид железа $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ с примесью глины (алюмосиликатов — природных соединений алюминия и кремния). Охра применялась в иконописи и для росписи фресок в монастырях. По содержанию оксида железа желтые охры делятся на обыкновенные (светло-желтые по цвету), в которых 12—14% Fe_2O_3 , и железисто-оксидные (золотисто-желтого цвета), где уже 70—75% Fe_2O_3 . Существует и красная охра — это железный сурик, тетраоксид дижелеза(III)-железа(II), $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})_2\text{O}_4$. Свинцовый сурик («голубиная кровь») — красная краска, известная уже три тысячи лет; это тетраоксид свинца(IV)-дисвинца(II) $(\text{Pb}^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})_2\text{O}_4$ (см. 4.6). Оранжево-желтая краска с названием «массикот» — это оксид свинца PbO . Наконец, широко известная краска «хромовая зеленая» — это оксид хрома(III) Cr_2O_3 .

4.36. Минералы: пирит FeS_2 , пиролюзит MnO_2 , касситерит SnO_2 , магнетит Fe_3O_4 , гематит Fe_2O_3 , сидерит FeCO_3 и боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.



Глава 5

СОЛИ: ХИМИЧЕСКИЙ ХОРОВОД

«Все соли состоят из какой-либо кислоты и какой-либо щелочи... Из этих двух универсальных принципов составлены все тела мира», — писал немецкий химик и аптекарь Отто Тахений в 1680 г. В реакциях кислот и кислотных оксидов с основаниями и основными оксидами, при многих других обменных взаимодействиях образуются соединения, называемые солями. Соли — это кристаллические вещества, построенные из ионов. В воде и других полярных растворителях соли распадаются (диссоциируют). Если же кристаллическое вещество состоит из молекул, связанных межмолекулярными химическими связями, то оно к числу солей не относится, это молекулярное соединение такого типа, как дихлорид ртути HgCl_2 . Молекулярные соединения, в отличие от солей, в воде ведут себя как слабые электролиты и почти не распадаются на ионы.

Первой известной людям солью была поваренная, или каменная, соль — хлорид натрия NaCl . Позже стали известны нашатырь (хлорид аммония NH_4Cl), сода (карбонат натрия Na_2CO_3), поташ (карбонат калия K_2CO_3), калийная селитра (нитрат калия KNO_3), бура (тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$) и другие соли.

5.1. Цветная соль

Хлорид натрия, выделяясь из водного раствора, образует бесцветные кристаллы кубической формы. А почему поваренная соль бывает розовой? При каких условиях кристаллический хлорид натрия приобретает синий цвет?

5.2. Парадоксальный гидролиз

Известно, что средние (нормальные) соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, включают катион-непротолит и анион-непротолит. Следовательно, они не подвергаются гидролизу. Всегда ли это так?

5.3. Бертолле и его соль

В 1786—1788 гг. французский химик Клод Луи Бертолле занимался изучением действия хлора на водные растворы гидроксида калия. Пропущенная газом через раствор при комнатной температуре, Бертолле ничего особенного не заметил, если не считать того, что газ явно поглощался раствором. Но потом, повторив тот же опыт с горячим раствором КОН, после охлаждения смеси химик обнаружил на дне сосуда бесцветные кристаллы неизвестной соли. Отфильтровав соль и высушив ее на воздухе, Бертолле стал растирать кристаллы в фарфоровой ступке. Раздался сильный взрыв! Ученому обожгло лицо, вырвало фарфоровый пестик из рук... Бертолле провел еще один опыт с неизвестной солью — добавил к ней концентрированную соляную кислоту. Из колбы со смесью стал выделяться хлор. Какие химические реакции осуществил французский химик?

5.4. «Лутчая и сильнейшая соль»

Так М. В. Ломоносов называл железный купорос. В 1763 г. он рекомендовал получать это вещество следующим образом: «Прежде его на огне отжигают, а потом несколько недель на вольный воздух под дождь и солнце рассыпают. И когда рыхл и ржав будет, то, размельчив, вымывают его в чистой воде... Воду вываривают, пока сверху перепонка появится». Расшифруйте эту запись Ломоносова.

5.5. «Что за чертовщина!»

В 1888 г. французский химик Франсуа Рауль заключил пари с другом, тоже химиком, что сможет перенести часть воды из стакана с чистой водой в стакан с водным раствором соли, не поднимая колпака, которым накрыты оба стакана. Оба стакана под колпаком поставили в кладовку и опечатали дверь. Когда через неделю дверь вскрыли, то увидели, что объем чистой воды в стакане уменьшился, а объем раствора соли, наоборот, увеличился. Друг Рауля в изумлении воскликнул: «Что за чертовщина!» Как же объяснить странное явление?

5.6. Соль для кислоты

Русские аптекари времен Ивана Грозного для получения серной кислоты растворяли в воде сульфаты калия и алюминия, упаривали

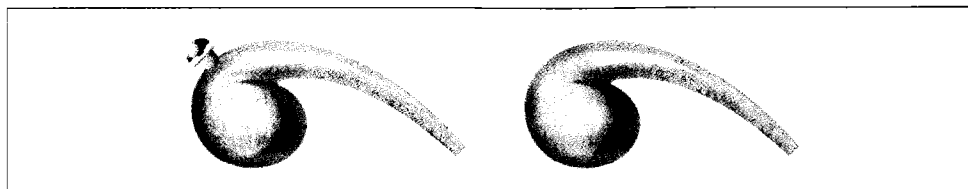


Рис. 6. Реторты

раствор до образования бесцветных кристаллов, отфильтровывали их, сушили, рассыпав кристаллы на противнях, а затем нагревали в ретортах (рис. 6), из которых отгонялся «кислый спирт» (так в то время называли серную кислоту). Объясните все эти операции.

5.7. Кристаллическое электричество

Известно, что статический электрический заряд можно получить трением диэлектриков (например, пластмассы или куска янтаря) о сухую ткань или бумагу. Можно ли механическим путем наэлектризовать соли, кристаллы которых имеют ионную структуру?

5.8. Химические фокусы

Фокусник собрал зрителей — любителей химии и попросил всеобщего внимания. Он показал всем темно-фиолетовые кристаллы хромокалиевых квасцов, растворил их в воде и продемонстрировал фиолетовый раствор. Затем он прилил к этому раствору бесцветную жидкость, и раствор стал изумрудного цвета. Добавив к нему еще одну жидкость, тоже бесцветную, он превратил зеленый раствор в желтый. Затем он превратил желтый раствор в оранжевый, добавив новую бесцветную жидкость... Наконец, к оранжевому раствору была добавлена бесцветная жидкость из числа уже участвовавших в опыте и одновременно — диэтиловый эфир $(C_2H_5)_2O$. И тут все увидели в колбе два слоя жидкости, один из которых был ярко-голубого цвета. Какие же реакции провел фокусник?

5.9. Загадочный дихлорид

Лаборант обнаружил в шкафу химической лаборатории запечатанную банку с кристаллами зеленого цвета. На банке сохранился лишь обрывок этикетки со словом «Дихлорид...». Когда он бросил щепотку кристаллов в воду, то образовался раствор фиолетового цвета и из жидкости начали выделяться пузырьки газа. Спустя несколько секунд жидкость стала зелено-коричневой. При добавлении зеленых кристаллов «дихлорида» в водный раствор сульфата меди(II) $CuSO_4$ выделились крупинки металлической меди, а раствор стал более синим. Какой «дихлорид» был в банке?

5.10. Камень из теста

Ученик штукатура как-то раз услышал, что гипс при смешивании с водой через некоторое время превращается в камень. Он смешал порошок природного гипса — дигидрата сульфата кальция $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, но затвердевания смеси так и не дождался. Старшие друзья объяснили, что затвердевает только алебастр (жженный, или «строительный», гипс). Как это происходит?

5.11. Опасная селитра

На банке с аммиачной селитрой (нитратом аммония NH_4NO_3) была надпись: «Осторожно! Взрывоопасное вещество!» Когда нитрат аммония становится опасным?

5.12. Горькая вода

Пророк Моисей, как повествует Библия (Исход, XIV, 5—21), вел израильтян из Египта через безводную пустыню Сур. Измученные жаждой, они с трудом добрались до местности Мерр, но обнаружили, что вода источников здесь горькая и пить ее невозможно. И возроптали они на Моисея... Но Бог повелел пророку бросить в воду ветки растущего вблизи дерева. И — чудо! — вода стала пригодной для питья! Что же произошло?

5.13. Свинцовое зеркало

Сульфид свинца — практически нерастворимая соль темно-бурого цвета. Однако можно выделить его из раствора с получением зеркальной поверхности. Как это сделать?

5.14. Огнезащитные белила

Если к цинковым белилам добавить соль карбонат цинка ZnCO_3 , эта краска приобретает свойства антипирена (огнезащитного вещества). Чем это обусловлено?

5.15. Намокший образец

На завод органического синтеза привезли вещество в герметично закрытых банках, но без этикеток. Документы на это вещество потерялись по дороге. На склад прислали лаборанта, чтобы взять пробу и определить состав поступившего реактива. Лаборант, вскрыв одну из банок, отсыпал в химический стакан немного белого порошка и отправился в соседний корпус, где располагалась аналитическая лаборатория. Внезапно пошел дождь, и на пробу вещества попало несколько капель воды.

Лаборант почувствовал, как стакан с реактивом стал горячим. Вдруг вещество воспламенилось, от неожиданности лаборант выронил свою нору. Стакан разбился, остатки вещества догорали в луже, оставшейся от дождя, от осколков стекла растекались беловатые струйки. Химику-аналитику пришлось самому сходить на склад и принести порцию неизвестного реактива теперь уже в тщательно закрытой склянке. При поджигании вещество загорелось, остаток после сгорания представлял собой оксид кальция CaO . Какой неизвестный реактив был на складе?

5.16. Кислый остаток

К оранжевому водному раствору дихромата калия добавили бесцветный водный раствор нитрата свинца. Выпал желтый осадок. После того как он полностью опустился на дно сосуда, а жидкость просветлела и стала бесцветной, в раствор погрузили синюю лакмусовую бумажку. И она внезапно покраснела. Объясните наблюдаемые явления.

5.17. Тайна «красной ртути»

«Похищена красная ртуть — ценный стратегический материал и радиоактивный материал!» — заголовки подобного рода пестрели на страницах газет и журналов в середине 90-х гг. XX в. Что же такое «красная ртуть» — выдумка журналистов или реальное химическое вещество?

5.18. Камень Сореля

В 1877 г. французский инженер-химик Жорж Сорель занимался технологией новых сортов цемента. Однажды, проводя синтез хлорида магния, он добавлял к густой водной суспензии оксида магния порциями соляную кислоту. Вдруг его вызвали по срочному делу, и он поехал в банк улаживать свои финансовые проблемы. На следующий день, вспомнив о незаконченном опыте, Сорель поспешил в лабораторию. А там его встретила странная картина: сосуд со смесью треснул, а его содержимое представляло собой белый камень, очень твердый и нерастворимый в воде. Впоследствии оказалось, что этот белый камень — хороший отделочный материал, его можно пилить и сверлить. Что же произошло в лаборатории Сореля?

5.19. Станный запах

На складе удобрений лежал запас карбамида (мочевины) в бумажных мешках. Крыша склада протекала. К концу лета кладовщик почувствовал, что в помещении появился запах аммиака (а карбамид не пахнет!). Не пахнет аммиаком ни суперфосфат, ни известковая мука, кото-

рые тоже хранились на складе... Видимо, виновником аммиачного запаха был карбамид. Что же с ним случилось?

5.20. «Турецкий купорос»

Так называли вещество, которое до 1725 г. ввозили в Россию из заморских стран. В 1725 г. производство «турецкого купороса» было организовано на металлургических заводах Урала. Это вещество получали прокаливанием металла и серы на воздухе. Получали белый твердый продукт. Его обрабатывали водой, упаривали раствор и выделяли голубые кристаллы. Если белый продукт прокаливали, то на воздухе он превращался в черный оксид и выделял газообразный диоксид серы и кислород. Арабские алхимики, добавляя к белому продукту водный раствор аммиака, получали удивительной красоты темно-синие растворы. Немецкий ученый Андреас Либавий считал, что водный раствор «турецкого купороса» «превращает» железные гвозди в медные... Что такое «турецкий купорос»?

5.21. Чудеса очистки

Выпускник химического колледжа получил первое задание — очистить фильтры с пористыми стеклянными перегородками (рис. 7) от осадков диоксида марганца и хлорида серебра. Задание было выполнено успешно. Как это удалось сделать?

5.22. Не спешите!

Чтобы приготовить сульфат железа(II) FeSO_4 без примеси сульфата железа(III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, химик провел реакцию железа с разбавленной серной кислотой, потом выпарил полученный раствор, а влажные кристаллы высушил. Но результат работы оказался неудовлетворительным: при добавлении тиоцианата аммония к раствору пробы вещества жидкость окрасилась в красный цвет — а это признак присутствия $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$! В чем была ошибка химика?

5.23. Круговорот аммиака

В 1840 г. английские инженеры-химики положили начало производству вещества, без которого не могут обойтись многие отрасли про-



Рис. 7. Фильтр с пористой стеклянной перегородкой

мышленности. Инженеры смешали аммиак, диоксид углерода и воду и получили некую кислую соль. Добавив к раствору этой соли хлорид натрия, осадили новую кислую соль, которую затем отделили от жидкости фильтрованием и слегка прокалили. Так получилось то самое вещество, без которого не обойтись в промышленности. Но это еще не все. Жидкость после фильтрования обрабатывали гашеной известью и выделили аммиак, который снова использовали на первой стадии процесса... Какое вещество получали английские химики? Что собой представляли промежуточные продукты — кислые соли?

5.24. «Соленые» названия

Поваренная соль входила в состав самых древних лекарств, ей приписывали целебные свойства, очищающее и дезинфицирующее действие. С давних пор подмечено, что поваренная соль разных месторождений имеет разные биологические свойства: самая в этом отношении полезная — морская. В «Лечебнике-травнике», изданном в России в XVII в., написано: «Две сути соли, одну копали из горы, а другую находили в море, а которая из моря, та лутчи, а кроме морской соли та лутчи, которая бела». А какие географические названия включают упоминание о соли?

5.25. Обнажая металл

Нашатырь используют при пайке металлов для травления их поверхности. На чем основан этот процесс?

5.26. Старинный рецепт

В старинной книге на странице, залитой чернилами, остался следующий текст:

«При кристаллизации из водного раствора бисульфита калия происходит ... (залито) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ + ... (залито) ... Натриевую соль пироксернистой кислоты получают при помощи реакции ... + 2NaHSO_3 (к) = ... + $2\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Выше 100°C соль разлагается: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ = ... (залито)».

Восстановите старинный текст, переведя его на современный химический язык.

5.27. Почему они разного цвета?

Учитель показал на уроке две банки с хлоридом хрома(III): в одной было кристаллическое вещество красно-фиолетового цвета, во второй — зеленые кристаллы. Как, используя только дистиллированную воду, определить, имеют ли кристаллы разного цвета одинаковый состав?

5.28. Тайна пропавшего вещества

У начинающего лаборанта приключилась целая серия неудач. Он поставил в сушильный шкаф кристаллы гидрокарбоната аммония NH_4HCO_3 для сушки, включил нагрев. Через час лаборант открыл шкаф, а там — пустая чашка, вещества как не бывало. Он решил перекристаллизовать нитрит аммония NH_4NO_2 , стал добавлять его к кипящей воде и увидел выделение какого-то газа, неизвестно откуда взявшегося. Израсходовал все запасы соли, а на дне сосуда с кипящей водой — ни кристаллика. После охлаждения нитрит аммония тоже не обнаружился, в сосуде была одна вода. После того поручили лаборанту выделить цианат аммония NH_4NCO из водного раствора и получить его в сухом виде. Он выпарил раствор досуха, а сухой остаток оказался карбамидом $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$. Помогите лаборанту разобраться в причинах неудач.

5.29. Странное исчезновение

В 1890 г. немецкий химик Теодор Курциус изучал химические свойства нитрита натрия NaNO_2 . Однажды он нагрел до кипения водный раствор этой соли и хлорида аммония NH_4Cl . Затем стал его выпаривать до появления первых кристаллов. Когда Курциус проанализировал их, оказалось, что он получил чистый хлорид натрия. Остаток раствора тоже выпарили — и сухой остаток тоже оказался хлоридом натрия! Курциус заметил, что во время нагревания раствора NaNO_2 и NH_4Cl выделялся какой-то газ (видимо, воздух?). Куда же девались нитрит натрия и хлорид аммония?

5.30. Не получилось!

В лаборатории накопилось значительное количество водного раствора хлорида алюминия AlCl_3 . В целях экономии реактивов было решено выделить эту соль, чтобы использовать ее повторно. Сначала раствор выпарили, получив влажные кристаллы хлорида алюминия. Затем влажные кристаллы прокалили в фарфоровой чашке; при этом началось выделение белого дыма (влажная синяя лакмусовая бумажка в этом «дыме» покраснела). Потом белый дым исчез, и при повышении температуры стал выделяться пар, который вызывал посинение безводного сульфата меди(II). Остаток после прокаливания не растворялся в воде, не взаимодействовал с разбавленными растворами кислот и щелочей. Очевидно, это не был хлорид алюминия... Что же за вещество получилось вместо него?

5.31. Неудачный синтез

Как получить сульфид алюминия? О, это просто: стоит только взять раствор хлорида алюминия и добавить сульфид натрия... Так и сделали. Но в колбе выпал белый студенистый осадок, а еще появился крайне неприятный запах сероводорода. Что же произошло?

5.32. И газ, и осадок

Существуют ли соли, реакции которых и со щелочью, и с кислотой дают газообразные продукты? И можно ли найти такую соль, которая выделяет осадок как при взаимодействии со щелочью, так и при обработке нитратом серебра?

5.33. Соль для умывания

В древности люди использовали для стирки и мытья древесный уголь, золу, морской песок, мел... В состав мыла, которым мы пользуемся сегодня, входит хорошо известная соль органической кислоты. Какая именно?

5.34. Раствор для победителя

На практическом туре городской химической олимпиады его участникам было дано задание: приготовить растворы А, Б и В, в которых бы содержались следующие вещества: 5% карбоната калия и 7% сульфата хрома(III)-калия (раствор А), 5% нитрата серебра и 3% хлорида лития (раствор Б), 5% иодида калия и 6% иодата калия (раствор В). К удивлению болельщиков, победителем оказался участник, приготовивший только один раствор. Правильно ли это?

5.35. В чем разница?

Химики XVIII в. с трудом, но все же отличали друг от друга похожие по свойствам вещества. Ни аналитической химии в современном понимании, ни тем более спектроскопических приборов тогда не было. Да и многие обычные реактивы современного химика были неизвестны в те времена. Какими способами могли воспользоваться современники Ломоносова и Лавуазье для того, чтобы различить: а) соду и буру; б) поваренную соль и нашатырь?

5.36. Нюхательная соль

В романах писателей XIX в. то и дело попадаются описания сцен, где дамам, лишившимся чувств от сильного нервного потрясения (или просто от духоты), дают вдохнуть из флакончика с нюхательной солью. Какая это соль?

5.37. Соль против тараканов

Чтобы избавиться от тараканов, часто применяют самодельные приманки, содержащие тетраборат натрия — буру. Трое школьников решили заняться этим полезным делом. Однако вещества, которые они извлекли из двух банок с одинаковыми этикетками «Тетраборат натрия», явно были разными: бесцветные кристаллы, расплывающиеся в жидкую массу при слабом нагревании (уже при 64 °С), и белый порошок, который не плавится при прокаливании (вплоть до 740 °С). Подскажите школьникам, чем отличались друг от друга взятые ими вещества.

5.38. Красота метро и многое другое

Одна из распространенных солей используется для отделки станций метро, а также в повседневной работе школ и институтов. Эту соль применяют, чтобы получить строительный цемент... О какой соли идет речь?

5.39. Соль для теста

Немецкий химик Юстус Либих изобрел не только бульонные кубики, но и порошок для получения пышного теста, названный его именем. Какие соли входили в состав «порошка Либиха»?

5.40. Мнимое фиаско Анри Муассана

Французский химик Муассан
На завтрак кушал круассан
И говорил: «С недавних пор
Меня интересует фтор.
Опасен он и вреден,
Но я умом не беден...
Вчера (увы, какой позор!)
Включил я электролизёр,
Но опыт не удался.
Потом я догадался:
Сырьем служила кислота.
Она слаба и так чиста,
Что не проводит тока!
Но я ведь химик-дока!
Добавил калия фторид,
И вот — упрямый фтор летит!»

С тех пор твердит учебник сказку
Про Муассаново «фиаско»...
Давайте, не дразните,
В чем дело, объясните!

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 5

5.1. Чистая поваренная соль NaCl бесцветна и образует кристаллы кубической формы (рис. 8). «Деликатесная», или «царская», поваренная соль имеет нежно-розовый цвет и приятный аромат. Она содержит микроскопические водоросли, попавшие в нее при кристаллизации из воды соляного озера. Встречается и синяя поваренная соль. В природе каменная соль такого цвета — большая редкость. А в лаборатории получить синий хлорид натрия нетрудно. Для этого в плотно закрытом сосуде нагревают смесь металлического натрия и хлорида натрия. Металл способен растворяться в соли. При этом атомы натрия проникают в кристаллическую решетку, состоящую из ионов Na^+ и Cl^- , и «доставляют» ее, превращаясь в катионы натрия. А освободившиеся электроны размещаются в тех узлах кристаллической решетки, где полагалось бы находиться хлорид-анионам. Такие необычные узлы решетки, занятые электронами, называют вакансиями, или F-центрами (от немецкого слова Farbe — цвет). При охлаждении кристалла некоторые F-центры объединяются, образуя ассоциаты, включающие от 10 до 1000 атомов натрия. В этом и состоит причина появления синей окраски. В природном минерале галите (каменной соли) F-центры образуются под действием излучения, сопровождающего радиоактивные превращения. Интересно, что при растворении синей каменной соли в воде образуется бесцветный раствор хлорида натрия.

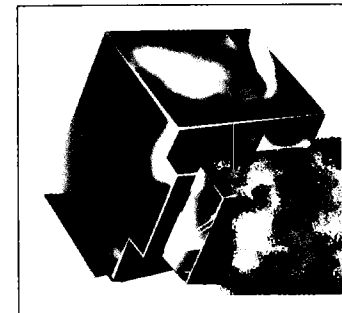
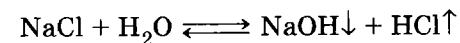


Рис. 8. Кристаллы каменной соли (галита)

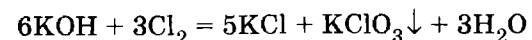
5.2. Если вести обработку такой соли, как хлорид натрия, в жестких условиях (при температуре 500 °С и давлении 1 МПа, с применением воды в виде перегретого пара), то NaCl гидролизуется. Хлороводород начинает удаляться с паром, и парадоксальный гидролиз становится явью:



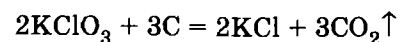
5.3. На холоду идет дисмутация хлора до хлорид- и гипохлорит-иона:



В горячем растворе щелочи реакция дисмутации приводит к образованию хлорида калия KCl и хлората калия KClO_3 (бертолетовой соли):



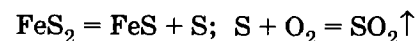
При растирании KClO_3 в ступке, куда могли попасть волокна целлюлозы (фильтровальная бумага — условно углерод), происходит взрыв:



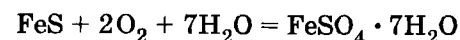
При взаимодействии KClO_3 с HCl выделяется хлор:



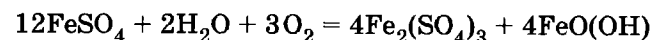
5.4. Отжиг дает возможность удалить из пирита FeS_2 часть серы по реакциям:



Под дождем происходит превращение сульфида железа FeS в сульфат:



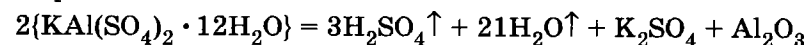
Появление ржавчины — метагидроксида железа $\text{FeO}(\text{OH})$ — признак полного превращения FeS в железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и начала окисления железа(II) до железа(III) по реакции:



Как только обнаруживали ржавчину, извлекали водой сульфат железа(II). Полученный раствор упаривали до начала кристаллизации («появление перепонки») $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

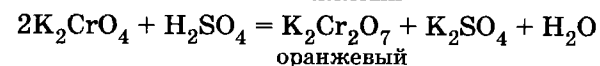
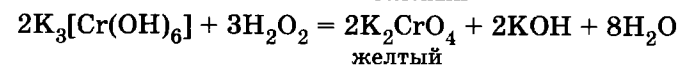
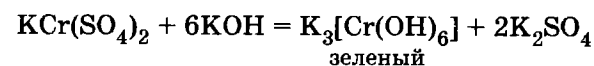
5.5. Давление паров воды под колпаком отвечает давлению паров воды над чистой водой. Поскольку давление паров воды над раствором соли меньше, то часть молекул воды из пара будет переходить в раствор, увеличивая его объем. Убыль молекул воды в паре начнет пополняться новым испарением чистой воды.

5.6. При упаривании раствора, эквивалентного по сульфату калия и сульфату алюминия (содержащего одинаковые количества этих солей, в молях), кристаллизуются алюмокалиевые квасцы — двойная соль состава $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. При нагревании квасцы разлагаются с образованием серной кислоты:

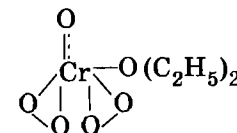


5.7. В некоторых случаях это становится возможным. Например, при раскалывании кристалла фторида лития меньший обломок, как правило, приобретает отрицательный заряд, а больший — положительный.

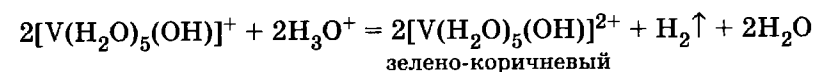
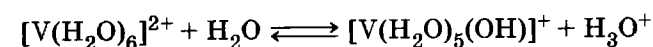
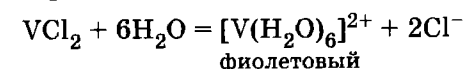
5.8. Фокусник использовал реакции:



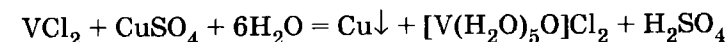
Пероксид водорода реагирует с дихроматом калия в среде эфира и дает пероксокомплекс состава $[\text{CrO}(\text{O}_2)_2\{(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}\}]$ голубого цвета:



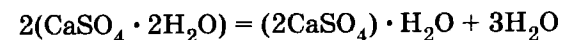
5.9. Из всех известных дихлоридов только дихлорид ванадия VCl_2 образует фиолетовый раствор, из которого выделяется водород:



Дихлорид ванадия — сильный восстановитель, способный выделять медь из раствора CuSO_4 . При этом в растворе появляется ярко-синий катион оксопентаакваванадия(IV) состава $[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_5\text{O}]^{2+}$:



5.10. Природный гипс при нагревании до 170°C частично теряет воду и превращается в «жженный» (строительный) гипс, или алебастр:

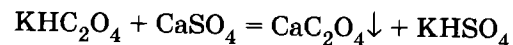


Если порошок алебаstra $(2\text{CaSO}_4) \cdot \text{H}_2\text{O}$ замесить с водой, получается полужидкое тесто, быстро застывающее на воздухе в твердую массу тонковолокнистых кристаллов гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, переплетенных между собой. Гипс состава $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ при замешивании с водой уже не затвердевает.

5.11. Если в кристаллический нитрат аммония попадают органические вещества (волокна целлюлозы от фильтровальной бумаги, гранулы парафина с крышки банки), это вещество способно саморазогреваться и взрываться с выделением теплоты и большого объема газообразных продуктов (азота, кислорода).

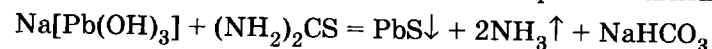
5.12. В окрестностях Мерра и сегодня существует горький источник; вода его насыщена сульфатом кальция. В растительном соке растущих рядом деревьев и кустарников, называемых «эльва́х», содержится много солей щавелевой кислоты — гидрооксалата и оксалата калия KHC_2O_4 и $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Местное население перед использованием воды бросает в нее ветки эльваха, и она теряет свою горечь, так как оксалаты, по-

падающая в воду, осаждают из нее оксалат кальция (оксалат кальция менее растворим, чем сульфат кальция):



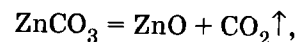
Второй продукт реакции — гидросульфат калия, концентрация которого чрезвычайно мала, — поглощается корой кустарника.

5.13. Свинцово-сульфидное зеркало получают, используя растворимые соли свинца (ацетат или нитрат), гидроксиды натрия или калия и тиокарбамид. Сначала под действием избытка щелочи образуются хорошо растворимые гидроксокомплексы свинца (например, $\text{Na}[\text{Pb}(\text{OH})_3]$), затем к полученному раствору добавляют тиокарбамид и медленно нагревают смесь, пока не начнет выделяться газообразный аммиак:



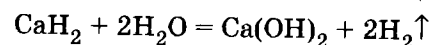
Если эту реакцию вести в тщательно вымытом и обезжиренном сосуде (пробирке, колбе, стакане), то сульфид свинца осаждается на стекле зеркальным слоем. Такой слой сульфида свинца, обладающий толщиной не более $1 \cdot 10^{-6}$ м, является фотоспротивлением (материалом, электропроводность которого при освещении резко возрастает).

5.14. Соль ZnCO_3 при нагревании разлагается, выделяя диоксид углерода:

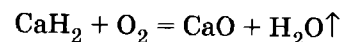


который не поддерживает горения, более того, тушит огонь.

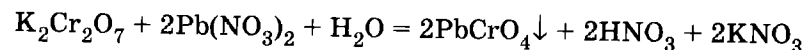
5.15. Это был гидрид кальция CaH_2 , который в воде разлагается с воспламенением и образованием гидроксида кальция и водорода:



При поджигании он сгорает



5.16. В результате реакции выпадает осадок малорастворимого в воде хромата свинца с одновременным появлением в растворе азотной кислоты:

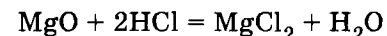


Дихромат свинца не выделяется из-за его более высокой, чем у PbCrO_4 , растворимости.

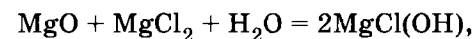
5.17. Ртуть не является радиоактивным простым веществом: все семь ее природных изотопов стабильны. Соединениями ртути красного цвета могут быть иодид ртути(II) HgI_2 или сульфид ртути(II) HgS , кото-

рые не представляют собой ни радиоактивных, ни стратегически ценных либо секретных материалов.

5.18. Сорель случайно получил магниевый цемент, который впоследствии стали называть цементом Сореля. В начале опыта протекала обычная реакция взаимодействия основного оксида магния с соляной кислотой:

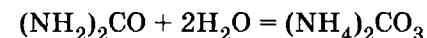


При недостатке кислоты в смеси остается неизрасходованный оксид магния, поэтому протекает реакция образования основной соли:

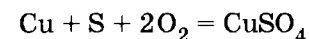


а затем — полимеризация с выделением воды и образованием в структуре переплетающихся цепей типа $-\text{Mg}-\text{O}-\text{Mg}-\text{O}-\text{Mg}-$, между которыми размещаются хлорид-ионы.

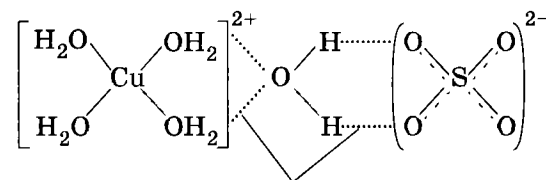
5.19. Карбамид $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ при взаимодействии с водой медленно превращается в карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, который в тепле полностью разлагается с выделением аммиака и диоксида углерода:



5.20. Сульфат меди(II) получали по реакции меди с серой на воздухе:

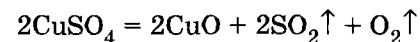


При его кристаллизации из водного раствора образуются голубые кристаллы пентагидрата сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Это упрощенная формула «турецкого», или просто медного, купороса — моногидрата сульфата тетрааквамеди(II) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Четыре молекулы воды в этом соединении удерживаются атомом меди(II) во внутренней сфере комплекса, а пятая образует водородные связи:

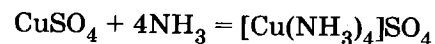
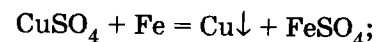


Водородные связи

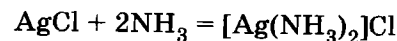
При прокаливании сульфата меди протекает реакция:



В водном растворе CuSO_4 взаимодействует с металлическим железом, выделяя осадок меди, а при смешивании с раствором аммиака дает растворимое комплексное соединение темно-синего цвета — сульфат тетраамминмеди:



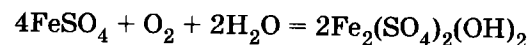
5.21. Стекланные фильтры с осадком хлорида серебра были обработаны раствором аммиака, который переводит AgCl в растворимый аммиачный комплекс:



Фильтры с осадком диоксида марганца были обработаны концентрированной соляной кислотой, которая реагирует с MnO_2 с образованием растворимого хлорида марганца(II):

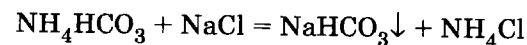
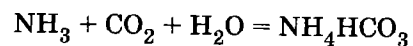


5.22. Ошибка была обусловлена тем, что на воздухе невозможно получить сульфат железа(II) без примеси железа(III) из-за реакции с атмосферным кислородом:

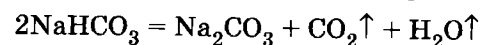


Поэтому синтез сульфата железа(II) ведут в атмосфере азота, аргона или углекислого газа, а с железных опилок предварительно удаляют ржавчину — метгидроксид железа $\text{FeO}(\text{OH})$ кратковременным действием разбавленной серной кислоты. Присутствие примеси железа(III) усугубляют при помощи реакции с тиоцианатами калия или аммония, когда раствор приобретает красный цвет из-за образования тиоцианатного комплекса железа(III) состава $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NCS})_3]$.

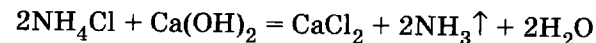
5.23. Английские инженеры-химики вначале получали гидрокарбонат аммония, а затем гидрокарбонат натрия, малорастворимый в воде:



После этого нагреванием разлагали гидрокарбонат натрия:



А фильтрат после обменной реакции гидрокарбоната аммония с хлоридом натрия подвергали обработке гидроксидом кальция:

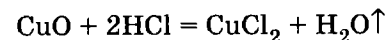
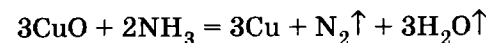


5.24. В названиях множества городов и поселков разных стран мира упоминается соль: Сольвычегодск, Соликамск, Соль-Илецк, Усолье-Сибирское, Солонешное, Солт-Крик, Солтпонд, Солткотс, Зальцбург, Зальцгиттер, Марсель (морская соль), наконец, просто Соль, Солянка и даже Солонка. И этот список можно продолжить.

5.25. Нашатырь — это хлорид аммония NH_4Cl . Его применение для травления (очистки поверхности жала паяльника и спаиваемых поверхностей от оксидов металлов) основано на том, что при повышенной температуре хлорид аммония подвергается разложению на аммиак и хлороводород:

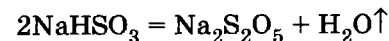


Эти продукты реагируют с оксидом меди на горячей поверхности меди:

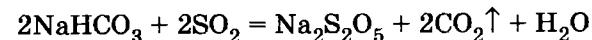


В результате обнажается поверхность металла, которая приобретает способность смачиваться расплавленным оловом или оловянным припоем.

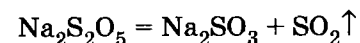
5.26. Бисульфит натрия — это гидросульфит натрия NaHSO_3 , при кристаллизации которого образуется дисульфит натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$:



Это соединение раньше называли пиросульфитом (метабисульфитом) натрия. Его получали реакцией гидрокарбоната натрия с диоксидом серы:

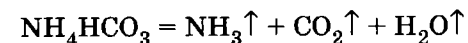


Термическое разложение $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ отвечает реакции:

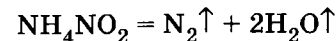


5.27. Красно-фиолетовые кристаллы — это безводный хлорид хрома(III) CrCl_3 , малорастворимый в воде. Темно-зеленые кристаллы — дигидрат хлорида дихлоротетрааквахрома(III) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, который хорошо растворяется в воде.

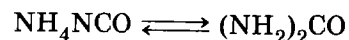
5.28. Гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3 нельзя подвергать сушке, это вещество разлагается уже при комнатной температуре:



Перекристаллизация нитрита аммония NH_4NO_2 из горячей воды невозможна также из-за его разложения:

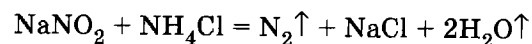


А при выпаривании водного раствора цианата аммония NH_4NCO происходит его превращение в карбамид $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (мочевину):

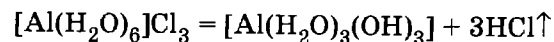


Впервые эту реакцию (синтез органического вещества из неорганического) осуществил немецкий химик Фридрих Вёлер в 1828 г.

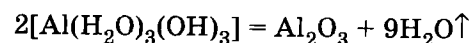
5.29. При нагревании смеси растворов двух солей протекает реакция:



5.30. В водном растворе хлорида алюминия присутствуют ионы $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ и Cl^- . При упаривании раствора кристаллизуется $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ — хлорид гексаакваалюминия. Дальнейшее нагревание приводит к выделению хлороводорода («белый дым») в соответствии с уравнением реакции:

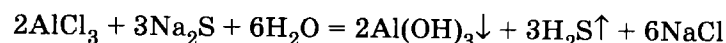


Затем идет разложение тригидроксотриаакваалюминия $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})_3]$:

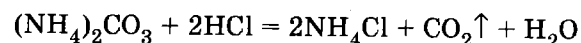
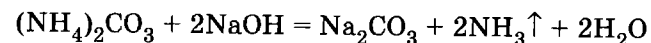


Выделение воды обнаружено по превращению бесцветного CuSO_4 в голубой пентагидрат сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

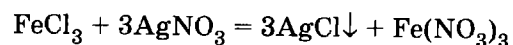
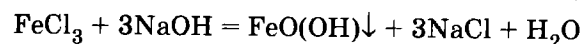
5.31. При сливании растворов AlCl_3 и Na_2S протекает реакция необратимого гидролиза:



5.32. Да, существуют, например, при взаимодействии карбоната аммония со щелочью и с кислотой (при нагревании) получатся газообразные продукты:

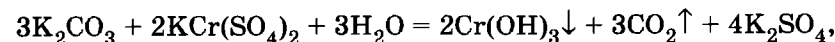


Одна из солей, выделяющих осадок при взаимодействии со щелочью и при обработке нитратом серебра, — это хлорид железа(III):

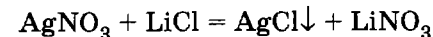


5.33. В составе мыла содержится соль стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, которая в воде подвергается гидролизу. Отсюда щелочная среда раствора и моющий эффект мыла.

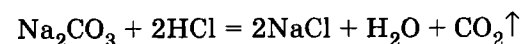
5.34. Успешно приготовить можно только раствор В, содержащий KI и KIO_3 , эти соли при нейтральной среде раствора не реагируют друг с другом. При смешивании K_2CO_3 и $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ в водной среде протекает реакция необратимого гидролиза:



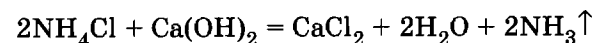
поэтому раствор А приготовить невозможно. При попытке приготовить раствор В будет протекать обменная реакция с выделением осадка хлорида серебра:



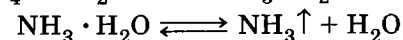
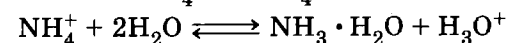
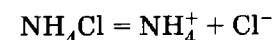
5.35. Для того чтобы отличить друг от друга соду и буру, в старину могли использовать реакцию с соляной кислотой. Карбонат натрия (сода) при этом выделяет газообразный диоксид углерода:



Для того чтобы отличить друг от друга поваренную соль и нашатырь, можно воспользоваться различием в поведении этих веществ при прокаливании с гашеной известью — гидроксидом кальция. Нашатырь при этом выделяет газообразный аммиак:



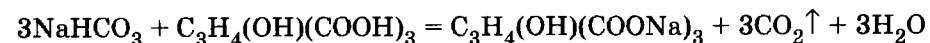
5.36. Нюхательная соль — это нашатырь, который пахнет аммиаком из-за реакции гидролиза, идущей под действием влаги воздуха:



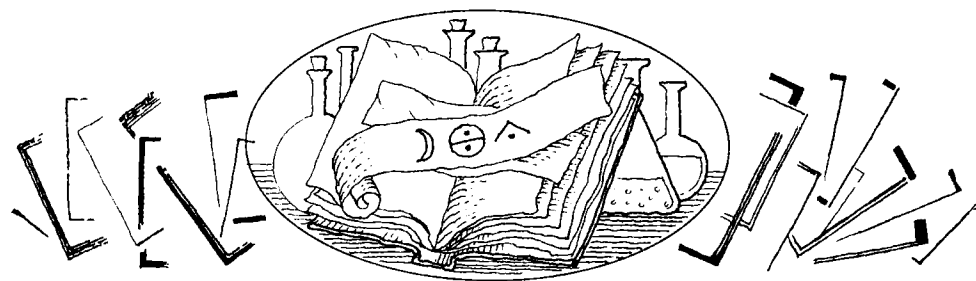
5.37. Тетраборат натрия может быть безводным (с температурой плавления 741°C) и в виде кристаллогидратов состава $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (который начинает обезвоживаться при 320°C) и $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (который плавится в кристаллизационной воде при 64°C , а при 380°C начинает терять кристаллизационную воду).

5.38. Это карбонат кальция CaCO_3 — мел, известняк, мрамор.

5.39. «Порошок Либиха» — это смесь NaHCO_3 и лимонной кислоты, которая при нагревании превращается в цитрат натрия, выделяя CO_2 и воду:



5.40. Добавка фторида калия помогает в проведении электролиза, поскольку эта соль нацело диссоциирует на катионы и анионы и электропроводность смеси становится достаточно большой.



Глава 6

КОМПЛЕКСЫ: ЖИЗНЬ В КВАДРАТНЫХ СКОБКАХ

«Химия идет к своей цели, к своему совершенствованию, разделяя, подразделяя и еще раз подразделяя тела, и мы не знаем, каков будет предел ее успехов. Мы не можем поэтому утверждать, что то, что сегодня признается простым, действительно простое», — написал великий французский химик Антуан Лоран Лавуазье в 1787 г. **Комплексные (или координационные) соединения** — это сложные вещества, построенные из более простых по составу частиц (молекул или ионов), способных к самостоятельному существованию. Среди комплексных соединений есть соли, например тетраиодомеркурат(II) калия $K_2[HgI_4]$; кислоты типа гексахлороплатината(IV) водорода $H_2[PtCl_6]$; основания, такие как гидроксид тетраамминмеди(II) $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$. Существуют и нейтральные комплексы типа тетракарбонилникеля $[Ni(CO)_4]$, не имеющие внешней сферы.

6.1. Явление необычное, но объяснимое

Может ли слабая кислота способствовать образованию сильного основания? Что за абсурдный вопрос! Однако это происходит при добавлении к раствору фторида калия борной кислоты (гидроксида бора). Доказательство можно получить с помощью раствора индикатора фенолфталеина: в исходном фториде калия он приобретает слабо-розовую окраску, а после добавления борной кислоты становится ярко-малиновым. Почему?

6.2. Двойной эффект

Когда к диоксиду кремния, растертому в порошок, прилили раствор фтороводородной кислоты, он постепенно растворился. Образовалась

бесцветная жидкость, над поверхностью которой появился, а потом исчез белый дымок. Эту жидкость решили упарить в платиновой чашке, считая, что избыток летучей фтороводородной кислоты при этом будет удален и останется только синтезированное из диоксида кремния вещество. Однако после удаления жидкости никакого вещества не обнаружилось, чашка оказалась пустой! Что же произошло в растворе?

6.3. Он растворяется!

Гидроксид бериллия $Be(OH)_2$ амфотерен, и при осаждении его из растворов солей следует избегать избытка щелочи, так как может образоваться растворимый гидроксокомплекс $Na_2[Be(OH)_4]$. Поэтому, проводя обменную реакцию получения $Be(OH)_2$ из $BeCl_2$, вместо NaOH решили использовать соду — карбонат натрия: раствор Na_2CO_3 из-за гидролиза тоже имеет щелочную среду. Сначала в колбе появился белый осадок, но потом произошло неожиданное: при введении избытка Na_2CO_3 осадок растворился. В чем была ошибка химиков?

6.4. Мостики и ядра

Безводный хлорид алюминия разительно отличается по свойствам от своего шестиводного «брата» — кристаллогидрата $AlCl_3 \cdot 6H_2O$: он летуч, имеет желтоватый цвет и проявляет каталитическую активность в целом ряде органических реакций. Молярная масса этого соединения оказывается «удвоенной» и отвечает формуле Al_2Cl_6 . Как такое стало возможным?

6.5. «Закомплексованный» иод

В 1813 г. французский химик Жозеф Луи Гей-Люссак был увлечен изучением химии иода, открытого всего два года назад. Он убедился, что иод практически нерастворим в воде. Кристаллы иода могут долго лежать на дне сосуда с водой, не изменяя ее цвета и прозрачности. Но стоит только прилить в этот сосуд раствор иодида калия, как жидкость становится коричневой. Если к части этой жидкости добавить гидроксид калия, то она обесцветится. Коричневую жидкость можно выпарить в вакууме при комнатной температуре. При этом образуются черные кристаллы, которые уже при небольшом нагревании начинают выделять фиолетовые пары иода и становятся бесцветными. Как объяснить наблюдения Гей-Люссака?

6.6. Вода особого рода

Кристаллогидраты сульфата, хлорида и нитрата меди(II) содержат соответственно 5, 2 и 6 моль воды на 1 моль соли. Еще в начале XX в.

химики не представляли себе, что данные соединения — комплексные. Но постепенно туман неопределенности рассеялся. Как связаны молекулы воды в этих комплексах?

6.7. Похищение золота

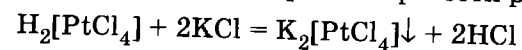
В 1848 г. с одного уральского прииска стало исчезать золото. Это обнаружилось зимой, вскоре после того, как туда завезли банки с цианидом натрия, чтобы травить крыс. Все попытки найти похитителя не увенчались успехом. Охранники тщательно проверили даже вывозимый с прииска мусор, но там, пожалуй, не было ничего подозрительного, кроме бутылей с отработанной кислотой. Найти вора помогла случайность. На скользкой улице поселка старателей сани управляющего заделали работника «пробирной лаборатории», и тот выронил саквояж. Что-то разбилось, повалил дым... Наутро около дома владельца саквояжа нашли пустые бутылки с надписью «отработанная кислота», а в погребе обнаружили целую лабораторию: коробки с цинковой пылью, склянки с соляной кислотой, колбы, воронки и даже... золотой порошок, упакованный и подготовленный к отправке на черный рынок. Эксперт-химик уличил вора. На чем были основаны выводы эксперта?

6.8. Медная радуга

Темно-коричневые кристаллы хлорида меди(II) начали растворять в воде. Цвет раствора сначала был коричневым, потом, по мере разбавления, он стал зеленым, сине-зеленым и, наконец, голубым — точно таким же, как раствор сульфата меди(II). Чем объяснить изменение окраски?

6.9. Загадочная «соль Цейзе»

В 1827 г. датский химик-органик Вильям Кристофер Цейзе решил получить для одной из своих работ тетрахлороплатинат калия $K_2[PtCl_4]$, малорастворимый в этаноле. Чтобы достичь как можно более полного осаждения комплексной соли, Цейзе решил провести реакцию:



в спиртовой среде. Однако вместо красно-коричневых кристаллов $K_2[PtCl_4]$ выпал желтый осадок. Химический анализ показал, что в его состав входят не только хлорид калия и дихлорид платины, но также вода и этилен. Коллеги и современники Цейзе (например, немецкий химик Юстус Либих), увидев формулу $KCl \cdot PtCl_2 \cdot C_2H_4 \cdot H_2O$, объявили ее «плодом больного воображения». Какова на самом деле формула «соли Цейзе»?

6.10. Чугаевские кольца

Русский химик Лев Александрович Чугаев в 1905 г. открыл реактив, носящий теперь его имя, для количественного и качественного определения никеля. Что это за реактив и как он применяется?

6.11. Фиксаж и комплексы

Чтобы закрепить фотографическое изображение на пленке, из нее надо удалить светочувствительные соли — галогениды серебра. Это непростая задача: ведь эти соли малорастворимы. Самые первые «фотоматериалы» были изготовлены Карлом Шееле в 1784 г. и включали хлорид серебра $AgCl$. Для их закрепления использовался раствор аммиака. Однако аммиачный фиксаж не пригодился Луи Дагеру, который в 1839 г. изобрел светочувствительные материалы на основе иодида серебра AgI ; для их закрепления понадобилось использовать раствор гипосульфита — тиосульфата натрия Na_2SO_3 . Почему?

6.12. Ошибка технолога

В цехе получения азотной кислоты один из технологов решил «усовершенствовать» подачу газовой смеси в контактный аппарат, где шло окисление аммиака до оксидов азота. Стеклообразную трубку (колонку) технолог наполнил медными стружками, залил раствором аммиака и подсоединил к газопроводу на входе контактного аппарата. Уже через полчаса после начала пропускания аммиачно-воздушной смеси жидкость в колонке приобрела синий цвет. А из контактного аппарата вместо оксидов азота стали выходить аммиак, пары воды и азот. В чем состояла ошибка горе-изобретателя?

6.13. Зеркало Либиха

В 1836 г. немецкий химик Юстус Либих впервые провел «реакцию серебряного зеркала» и получил блестящее металлическое покрытие на стеклянной поверхности. Для проведения этого процесса он брал нерастворимый в воде оксид серебра(I) и раствор формальдегида (формалин) или глюкозу. Кроме того, требовался реагент, который мог бы перевести Ag_2O в раствор в виде комплексного соединения. Какой реагент использовал Либих для этой цели?

6.14. Квасцы и Мусин-Пушкин

Алюмокалиевые квасцы известны с давних времен. Арабские и европейские алхимики-аптекари использовали эту бесцветную соль как лекарство (в том числе как кровоостанавливающее средство при порезах

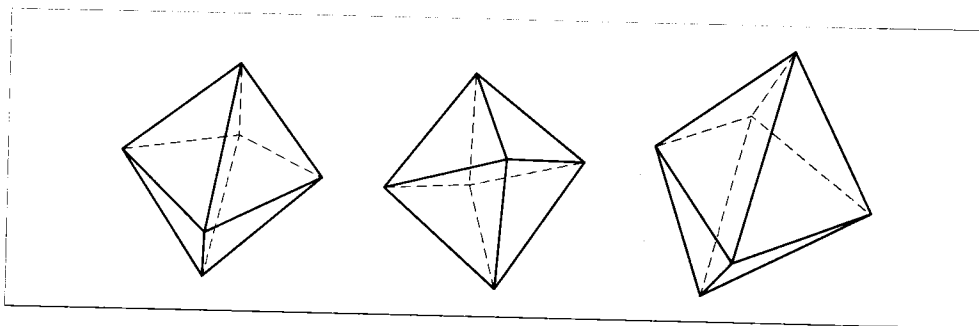


Рис. 9. Кристаллы квасцов имеют октаэдрическую форму

и ранениях). Алюмокалиевые квасцы служили также сырьем для получения серной кислоты. В 1800 г. российский химик и минералог Аполлос Аполлосович Мусин-Пушкин получил другие «квасцы», образующие не бесцветные, а темно-фиолетовые кристаллы октаэдрической формы (рис. 9). Что это за вещество?

6.15. Непослушный иодид меди

В начале XX в. химики много раз пытались получить иодид меди(II) CuI_2 и изучить свойства этого вещества. Казалось бы, это просто: надо всего лишь добавить к раствору CuSO_4 достаточное количество иодида калия KI . Проводя этот опыт, химики получали непрозрачную взвесь (суспензию) цвета кофе с молоком. Взвеси давали отстояться, раствор сливали с осадка и упаривали, и при этом выделялся фиолетовый пар иода. Следовательно, буроватая окраска суспензии — результат присутствия растворимых комплексов иода (полииодоидат-ионов). Чтобы их удалить, надо добавлять тиосульфат натрия. Так и делали, только осторожно и не спеша. Вводя тиосульфат натрия небольшими порциями, химики добивались обесцвечивания раствора и наблюдали, как осадок становится снежно-белым. Но если тиосульфата было слишком много, белый осадок растворялся без следа. Был ли этим способом получен CuI_2 ?

6.16. Медные «щелочи»

Если к оксидам меди(I) и меди(II) добавлять этот реагент, они превращаются в сильные и хорошо растворимые основания. Что это за реагент?

6.17. Трижды три

При реакции хлорида кобальта(II) с пероксидом водорода в присутствии гидрокарбоната калия получается комплексное соединение зеленого цвета, в состав которого входят три катиона калия, три карбо-

нат-иона, три молекулы воды и атом-комплексобразователь — кобальт(III). Это соединение не теряет воду ни при нагревании до 80°C , ни при длительном выдерживании в вакуум-эксикаторе над мощным обезвоживающим средством — оксидом фосфора(V). Как правильно записать формулу комплексного соединения?

6.18. Коварный углекислый газ

Когда к водному раствору хлорида алюминия стали добавлять щелочь, сначала выпал белый студенистый осадок, потом он растворился. В полученный раствор начали пропускать углекислый газ, и неожиданно выделился белый осадок, чувствительный и к щелочам, и к кислотам: при их добавлении он переходил в раствор. Что же произошло?

6.19. Что за наваждение?

Иодид ртути HgI_2 используется в химических лабораториях как антисептик, предотвращающий порчу растворов крахмала — индикатора, указывающего на присутствие иода. Лаборант взял водный раствор нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и начал приливать к нему раствор иодида калия. Вдруг за спиной лаборанта громко хлопнула дверь. Вздвогнув, он вылил остатки раствора иодида калия в колбу со смесью и не поверил своим глазам: уже выпавший было ярко-красный осадок HgI_2 мгновенно растворился. Почему это произошло?

6.20. Металлы нарушают правила

Медь и ртуть находятся в ряду напряжений правее водорода и, следовательно, не взаимодействуют с разбавленными кислотами-неокислителями. Их можно химически растворить только в азотной кислоте либо в концентрированной серной. Но попробуем обработать образец металлической ртути иодоводородной кислотой — и выделится водород! Медную стружку можно заставить выделять водород даже из воды, если в раствор добавить соль — цианид калия. Почему эти металлы «не подчиняются» электрохимическому ряду напряжений?

6.21. Одинаковые краски с разными названиями

В XVIII в. вместо очень дорогого ультрамарина художники стали использовать яркую и устойчивую синюю краску — «берлинскую лазурь». Первым ее получил в 1704 г. берлинский химик Ф. Дисбах, используя железные квасцы и желтую кровяную соль. В 1822 г. немецкий химик Леопольд Гмелин взаимодействием железного купороса и красной кровяной соли получил синюю краску, которую называли «турнбулевой синью» в честь одного из компаньонов фирмы «Артур и Турнбуль».

В конце XX в. химики пришли к выводу, что и «лазурь», и «синь» — одно и то же вещество. На чем основано это заключение?

6.22. Секрет Якоба Вайца

В 1704 г., во время осады Нарвы русскими войсками фельдмаршала Шереметева, комендант крепости шведский генерал Горн получал регулярные донесения разведчиков о перемещениях русских войск. Донесения маскировались под записки незначительного содержания. Горн прикладывал эти записки к кафелю жарко натопленной печи, и между строк проступали синие буквы. Потом секретный текст снова исчезал, так что, кроме генерала Горна, содержания донесений никто не знал. После взятия Нарвы все записки попали в руки Петра I. Он уже хотел было их выбросить, но одну, сильно смятую, решил разглядеть на кафеле горячей печи. Так была раскрыта секретная переписка. Поиски шведского шпиона оказались безуспешными. Только у одной из палаток бивака русских войск обнаружили пузырек с жидкостью слабо-розового цвета... Позднее секретная служба Петра I установила, что шведский аптекарь Якоб Вайц изобрел секретные чернила на основе неизвестного розового вещества. Какое это было вещество?

6.23. Портрет подозреваемого

К бесцветному раствору сульфата цинка по каплям добавляли гидрат аммиака. Сначала выпал белый студенистый осадок, потом он растворился. К полученному раствору добавили индикатор фенолфталеин, и он приобрел малиновый цвет: среда стала сильнощелочной. Как же так? Ведь гидрат аммиака — слабое основание, соль цинка и вовсе не обладает основными свойствами... В чем же дело?

6.24. Растворитель, найденный Глаубером

В 1648 г. в руках немецкого аптекаря-алхимика Иоганна Рудольфа Глаубера оказался серовато-белый порошок хлорида серебра, нерастворимый в щелочах и кислотах. Глаубер все-таки отыскал реагент, который переводил AgCl в раствор: это был аммиак. Какие еще вещества могут превратить хлорид серебра в растворимый комплекс?

6.25. Вещество Шлезингера

Немецкий химик Шлезингер в 1947 г. получил новое вещество. Вот как он описывал его синтез: «В суспензию гидрида лития в диэтиловом эфире я приливал порциями раствор хлорида алюминия в том же растворителе. Выпал белый осадок хлорида лития. Отделив его от раствора,

я удалил эфир из жидкости выпариванием и получил бесцветное кристаллическое вещество, ранее неизвестное химикам. Оно бурно реагировало с водой, выделяя водород (который на воздухе загорелся) и образуя в растворе белые хлопья метаксида алюминия. Интересно, что после окончания реакции красная лакмусовая бумажка, опущенная в полученный раствор, посинела. На основании этих наблюдений уже можно было сделать вывод о составе нового вещества». Какое вещество получил Шлезингер?

6.26. Вода — морс — вода

Руководитель химического кружка, рассказывая о комплексных соединениях железа, превратил «воду» в «клюквенный морс», смешав две почти бесцветные жидкости. Потом «морс» снова обратился в «воду», когда к нему добавили несколько капель бесцветной жидкости. Как это было сделано?

6.27. Три способа

На занятии кружка «Юный химик» школьники получали гидроксид алюминия из соли — хлорида алюминия — и по ошибке добавили слишком много раствора гидроксида натрия. Вместо студенистого осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ получился прозрачный раствор. «Надо было не щелочь брать, а раствор аммиака», — сказала Маша. «Давайте добавим к этому раствору нашатырь», — предложил Дима. А Гена ничего не сказал, просто взял стеклянную трубочку, опустил ее в полученный раствор и стал дуть... Очень скоро появился белый осадок. Кто из юных химиков был прав?

6.28. «Спрятанный» хлор

Известно, что гексагидрат хлорида хрома(III) в зависимости от условий синтеза существует в разных формах. Одна из них образует водные растворы темно-зеленого цвета, вторая — голубовато-зеленые, третья — фиолетовые. Из темно-зеленого раствора с помощью водного раствора нитрата серебра можно осадить в виде AgCl только 1/3 всего содержащегося в исходном соединении хлора. Из голубовато-зеленого раствора осаждается 2/3 всего хлора, а из фиолетового раствора весь хлор переходит в AgCl . В чем причина такого поведения разных форм гексагидрата хлорида хрома(III)?

6.29. Результат одинаковый

Коричневый порошок сульфида олова(II) перевели в раствор действием дисульфида натрия Na_2S_2 , а золотистый порошок сульфида олова(IV) растворили, обрабатывая сульфидом натрия Na_2S . Образовавшие-

ся растворы ничем не отличались друг от друга; при действии соляной кислоты из обоих выделялся газообразный сероводород и выпадал осадок SnS_2 . Каким образом из разных сульфидов олова получился один и тот же продукт?

6.30. «Кухонное» изобретение

Сколько неприятностей доставляет известковый налет на водопроводной арматуре, на раковинах и ваннах! Никакие патентованные средства (порой весьма дорогостоящие!) не позволяют решить проблему так, как это делает белый порошок по имени «Трилон» из хозяйственного магазина или из магазина фотореактивов. Обычно это вещество используется для умягчения воды. Но стоит нанести слой увлажненных кристаллов «Трилона» на очищаемую поверхность, подождать 5—10 минут, и... Что же произойдет?

6.31. Загадка Тассера

В 1798 г. французский химик Тассер, пробуя действие различных реактивов на гексагидрат хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, обнаружил, что газообразный аммиак превращает розовые кристаллы этой соли в красный порошок, нерастворимый в этиловом спирте. Когда Тассер нагрел этот порошок до 65°C , произошло отщепление части аммиака и порошок приобрел синий цвет. И красный, и синий порошки хорошо растворялись в воде, причем в обоих случаях раствор имел розовый цвет и вдобавок издавал запах аммиака. Когда красный порошок был внесен в колбу с соляной кислотой, он перешел в раствор, окрасив его в розовый цвет. Химический анализ этого раствора показал наличие хлорида кобальта и хлорида аммония. Тассер был озадачен, не в силах понять, что же у него получилось. Объясните результаты опытов французского химика.

6.32. Странное открытие Монда

В 1889 г. английский химик и промышленник Людвиг Монд обнаружил, что в теплое время года при пропускании монооксида углерода по никелевым трубопроводам и при хранении этого газа в баллонах из никеля образуется тяжелая, очень летучая, взрывоопасная и ядовитая жидкость неизвестного состава. При нагревании этой жидкости образуется тончайший порошок никеля, вспыхивающий на воздухе, и газообразный CO . Только через 11 лет Монду удалось установить, что опасная жидкость имеет молекулярное строение. Впоследствии выяснилось, что это комплексное соединение. Какое именно?

6.33. Чудеса с иодом

Молекулярный иод реагирует с солями — иодидами, и при этом получают комплексы — полииодоиодат-анионы. Именно за счет такого комплексобразования иод становится «растворимым» в воде и окрашивает жидкость в красно-коричневый цвет в присутствии солей — иодидов (KI , MgI_2 , MnI_2 и т. п.). Но вот химики начали проводить подобного рода «растворение» иода в присутствии иодида кадмия CdI_2 , и жидкость осталась бесцветной. Почему? Ответ был найден в справочнике в таблице устойчивости иодидных комплексов кадмия. Что это за ответ?

6.34. «Силачи» и «слабаки»

Ортокремниевая кислота H_4SiO_4 и борная кислота (гидроксид бора) $\text{B}(\text{OH})_3$ — слабые, а гексафторосиликат водорода $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ и тетрафтороборат водорода $\text{H}[\text{BF}_4]$ — весьма сильные кислоты. Гидроксиды цинка и кадмия $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cd}(\text{OH})_2$ — слабые основания и амфотерные гидроксиды, а гидроксиды тетраамминцинка и гексаамминкадмия $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ — сильные основания. Почему?

6.35. Как правильно?

При реакции дихлорида олова с соляной кислотой образуется ацидокомплекс — комплексный анион, где в качестве центрального атома выступает олово(II), а в роли лигандов — хлорид-ионы. В учебниках приводят его формулы, отвечающие следующим составам: $[\text{SnCl}_3]^-$, $[\text{SnCl}_4]^{2-}$ и даже $[\text{SnCl}_6]^{4-}$. Какая из этих формул наиболее вероятна?

6.36. Как повысить степень окисления?

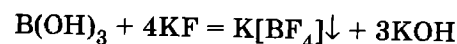
На практическом туре городской химической олимпиады участникам было дано задание: приготовить растворы, содержащие аммиачные комплексы гидроксида меди(II) и хлорида кобальта(III). В качестве исходных реагентов предлагалось использовать оксид меди(I), растворы аммиака, хлорида кобальта(II) и хлорида натрия. Каким образом участники олимпиады выполнили задание?

6.37. Неуловимое серебро

Чтобы выделить серебро, накопившееся в отработанном растворе фотографического фиксажа, юные химики решили провести реакцию осаждения хлорида серебра и добавили большой избыток хлорида натрия. Но осадка AgCl не было обнаружено. В чем состояла ошибка? Предложите способ выделения серебра из данного раствора в виде труднорастворимой соли.

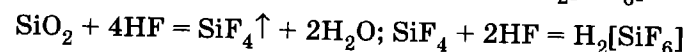
ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 6

6.1. При взаимодействии $\text{B}(\text{OH})_3$ и KF в соответствии с уравнением реакции:

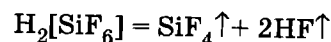


образуется очень устойчивый комплекс — тетрафтороборат-ион $[\text{BF}_4]^-$ и выпадает осадок $\text{K}[\text{BF}_4]$, малорастворимый в воде. Одновременно в растворе появляется гидроксид калия KOH — сильное основание.

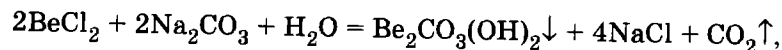
6.2. При действии на SiO_2 фтороводородной кислоты выделяется газообразный тетрафторид кремния SiF_4 («белый дымок»), который с избытком HF реагирует, образуя комплексное соединение со свойствами сильной кислоты — гексафторосиликат водорода $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$:



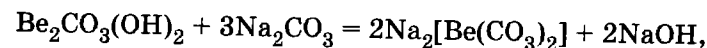
При нагревании $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ полностью разлагается с образованием легколетучих веществ:



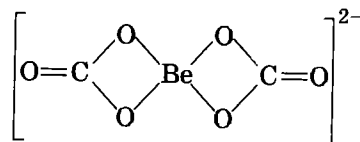
6.3. Сначала протекала реакция выделения гидроксида-карбоната бериллия



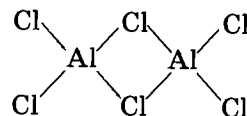
а потом вместо $\text{Be}(\text{OH})_2$ получился растворимый карбонатный комплекс бериллия:



который имеет следующее строение:



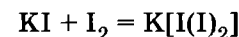
6.4. Безводный хлорид алюминия Al_2Cl_6 — это двухъядерный комплекс:



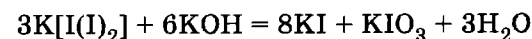
Атомы алюминия(III) (комплексобразователя) имеют координационное число 4. Это значит, что они образуют по четыре связи с лигандами

ми — хлорид-ионами. При этом два мостиковых хлоридных лиганда соединяют атомы алюминия между собой: хлоридные лиганды имеют несколько неподеленных пар электронов, и поэтому Cl^- может играть роль бидентатного (образующего две связи) лиганда.

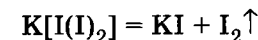
6.5. Иодид калия и иод взаимодействуют с образованием в растворе диiodоiodата(I) калия:



Анион этого комплекса и придает раствору темно-коричневый цвет. Водный раствор KOH разрушает комплекс:

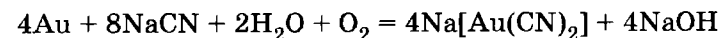


При нагревании комплекс также разрушается:

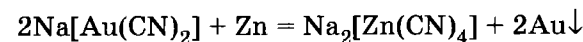


6.6. Кристаллогидраты сульфата, нитрата и хлорида меди содержат часть или даже все молекулы воды во внутренней сфере комплекса. Пентагидрат сульфата меди по современным представлениям — это моногидрат сульфата тетрааквамеди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Гексагидрат нитрата меди — это дигидрат нитрата тетрааквамеди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Дигидрат хлорида меди представляет собой нейтральный комплекс ди-хлородиаквамедь состава $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$.

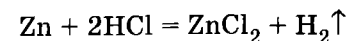
6.7. В 1848 г. еще не получил широкого распространения цианидный метод извлечения золота из бедных руд, предложенный князем Петром Романовичем Багратионом — племянником героя войны 1812 г. Работник пробирной лаборатории, видимо, узнал о цианидном методе из опубликованных работ князя. Золото растворяется в водном растворе цианида натрия при продувании воздуха:



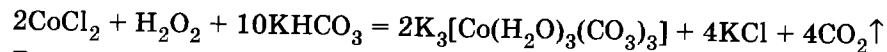
Полученный водный раствор дицианоаурата(I) натрия $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ и перевозили в бутылках на свалку. Оттуда они попадали в подпольную лабораторию, где раствор подвергался обработке цинковой пылью, восстанавливающей золото из цианидного комплекса:



Порошок золота, полученный в результате этих операций, содержит примесь непрореагировавшего цинка (который берется в избытке, чтобы полностью выделить драгоценный металл). Удаление примеси цинка достигается промывкой осадка золота разбавленной соляной кислотой, которая переводит цинк в соль — хлорид цинка:

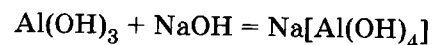
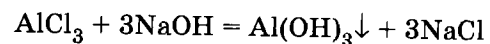


6.17. В реакции был получен трикарбонатотриаквакобальтат(III) калия:

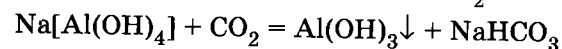


Вода входит во внутреннюю сферу комплекса.

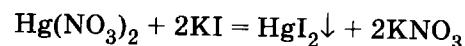
6.18. Вначале получается гидроксид алюминия, затем он превращается в тетрагидроксоалюминат натрия — растворимый гидроксокомплекс:



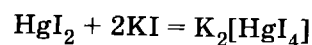
Этот комплекс разрушается под действием CO_2 :



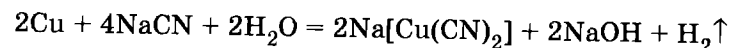
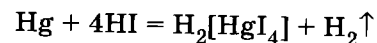
6.19. В реакции нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ с иодидом калия KI вначале выпадает красный осадок иодида ртути HgI_2 :



Затем при введении избытка иодида калия образуется бесцветный, хорошо растворимый в воде тетраиодомеркурат калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$:



6.20. Причина — в образовании весьма прочных комплексов тетраиодомеркурат(II)-иона $[\text{HgI}_4]^{2-}$ и дицианокупрат(I)-иона $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$. Стандартные потенциалы окислительно-восстановительных пар $[\text{HgI}_4]^{2-}/\text{Hg}$ и $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-/\text{Cu}$ имеют значения меньше нуля, и поэтому идут реакции:



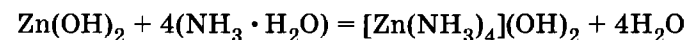
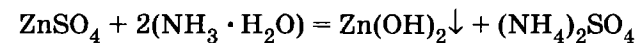
6.21. Химический состав берлинской лазури и турнбулевой сини одинаков.

Долгое время считали, что они различаются степенями окисления железа во внешней и внутренней сфере комплекса: берлинской лазури приписывали формулу $\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$, а турнбулевой сини — $\text{KFe}^{\text{II}}[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$. Однако атомы железа внутренней и внешней сферы в этом соединении способны постоянно обмениваться электронами и менять свои степени окисления.

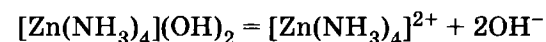
6.22. «Симпатические чернила» Якоба Вайца — это растворы хлорида кобальта(II). Надпись, сделанная таким раствором, не будет замет-

на: хлорид гексааквакобальта $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ бледно-розового цвета. Если его подогреть, комплекс изменяет состав и превращается в синий дихлордиаквакобальт $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2]$. Подышав на листок или подержав его над паром, можно увлажнить бумагу, и изображение снова пропадет.

6.23. Протекают реакции выделения $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и затем — образования комплексного соединения, гидроксида тетраамминцинка $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$:



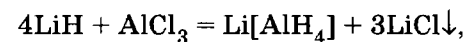
Это соединение в водном растворе диссоциирует нацело, как и полагается сильному основанию:



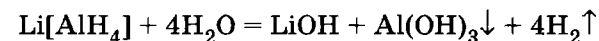
6.24. Кроме аммиака, который превращает хлорид серебра в растворимый хлорид диамминсеребра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, для перевода этого соединения в раствор путем получения прочных комплексов могут быть использованы соли — бромиды, иодиды, цианиды, а также тиосульфаты. Формулы получаемых в результате реакций комплексных ионов таковы:



6.25. Шлезингер получил тетрагидридоалюминат лития $\text{Li}[\text{AlH}_4]$:

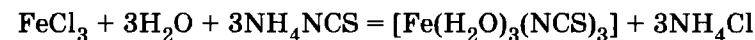


который в воде бурно разлагается:

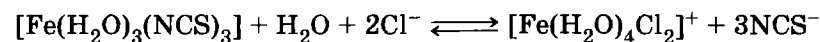


с выделением осадка гидроксида алюминия, газообразного водорода и образованием гидроксида лития, от которого синее лакмусовая бумажка.

6.26. Хлорид железа FeCl_3 , образующий бледно-желтый раствор, взаимодействует с тиоцианатом аммония с образованием комплексного соединения ярко-красного цвета — трис(тиоцианато)триакважелеза(III) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NCS})_3]$ в соответствии с уравнением реакции:

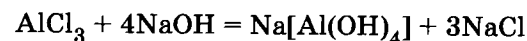


Хлорид-ионы при взаимодействии с этим комплексом железа дают бесцветный дихлордиакваферрат(III)-ион $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$:

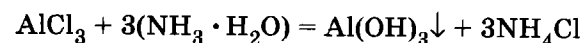


Данная реакция обратима, и повышение концентрации хлорид-ионов смещает ее равновесие вправо. В результате раствор обесцвечивается.

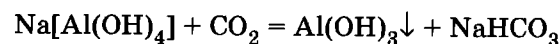
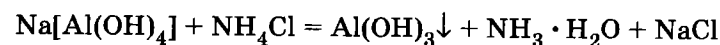
6.27. Правы все трое юных химиков. Действительно, при синтезе амфотерных гидроксидов действием щелочей на соли существует опасность «проскочить» точку эквивалентности и получить растворимый гидроксокомплекс. Например, в случае гидроксида алюминия:



Поэтому чаще всего синтез ведут, используя раствор аммиака (как это предложила Маша):

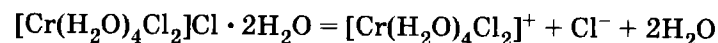
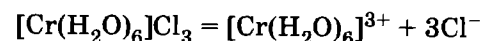


Если уже имеется раствор $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, можно выделить $\text{Al}(\text{OH})_3$ действием хлорида аммония (как предложил Дима) или углекислого газа (как сделал Гена):



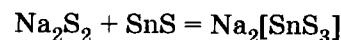
Гидроксокомплексы устойчивы только в сильнощелочной среде, а обе эти добавки слегка подкисляют раствор.

6.28. Темно-зеленый раствор содержит хлорид дихлоротетрааквахрама(III) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, голубовато-зеленый раствор — хлорид хлоропентааквахрама(III) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, а фиолетовый раствор — хлорид гексааквахрама(III) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$. Это три изомера аквакомплекса хрома. Нитрат серебра взаимодействует только с внешнесферными хлоридными анионами, которые отщепляются в растворе:

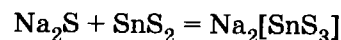


Ионы Cl^- , которые находятся во внутренней сфере, теряют способность к осаждению в виде AgCl .

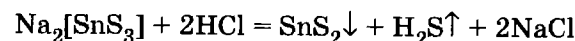
6.29. При действии Na_2S_2 на SnS олово окисляется до степени окисления +IV и образует довольно устойчивый комплекс тритиостаннат(IV) натрия:



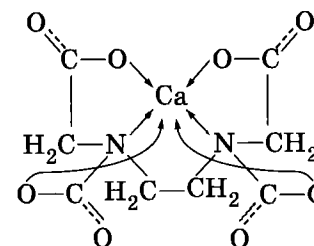
Такой же комплекс образуется в результате реакции Na_2S и SnS_2 :



Под действием кислоты тиокомплекс олова разлагается:

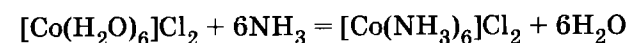


6.30. Трилон (точнее, Трилон Б) — это динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты, в растворе образует гексадентатный лиганд хелатного типа. Это значит, что в комплексных соединениях данный лиганд образует устойчивые замкнутые циклы и присоединяется к атому-комплексобразователю за счет шести неподеленных электронных пар атомов кислорода и азота:

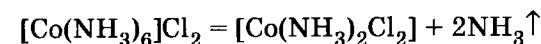


При образовании очень прочных комплексов с катионами кальция и магния, входящими в состав известкового налета, последний растворяется, и поверхность после смывания продуктов реакции становится совершенно чистой.

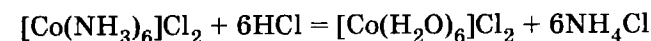
6.31. Тассер впервые осуществил реакцию:



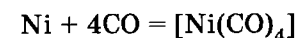
При нагревании в вакууме образуется нейтральный комплекс — синий *транс*-дихлородиаминаминкобальт(II):



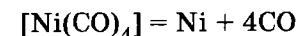
В соляной кислоте оба аммиачных комплекса превращаются в $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$, разлагаясь по реакции:



6.32. Монд получил карбонильный комплекс никеля по реакции:



При нагревании этот комплекс разлагается

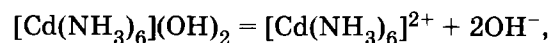
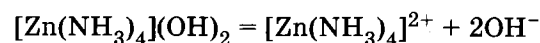


Карбонильные комплексы нашли применение в технологических процессах получения высокочистых металлов.

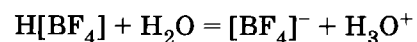
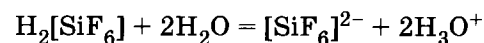
6.33. Иодидные комплексы кадмия: $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_3\text{I}]^+$, $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_2\text{I}_2]^0$, $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})\text{I}_3]^-$ и $[\text{CdI}_4]^{2-}$ обладают высокой устойчивостью. Они и получают при растворении в воде иодида кадмия. Поэтому в водных раство-

рах CdI_2 не обнаруживается иодид-ионов, способных к образованию полииодоидатов.

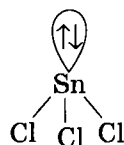
6.34. Между ионами внутренней и внешней сферы комплексных соединений связь чрезвычайно слабая. Поэтому в водных растворах имеет место полная диссоциация гидроксидов комплексных катионов:



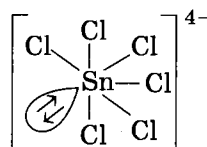
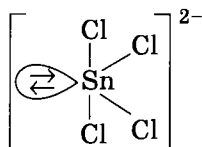
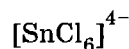
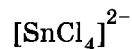
а в растворах кислот с комплексными анионами — необратимый протониз с образованием катионов оксония:



6.35. Наиболее вероятная для такого ацидокомплекса формула — $[\text{SnCl}_3]^-$: геометрия комплексного иона в этом случае отвечает незавершенному тетраэдру (тип гибридизации атомных орбиталей центрального атома sp^3 -) с одной неподеленной парой электронов. В справочниках можно найти сведения об устойчивости комплекса именно этого состава:

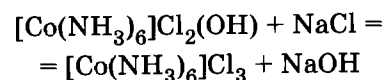
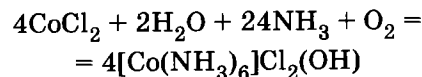
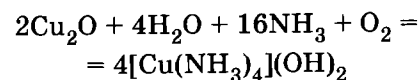


Что касается $[\text{SnCl}_4]^{2-}$ и $[\text{SnCl}_6]^{4-}$, строение которых должно было бы отвечать sp^3d - и sp^3d^2 -гибридизации атомных орбиталей олова (тригональная бипирамида и пентагональная бипирамида):



то их образование маловероятно. Сведения о константах образования комплексов такого состава в литературе отсутствуют.

6.36. Чтобы повысить степень окисления катионов меди и кобальта, достаточно провести реакции получения комплексов, пропуская через смеси реагентов в склянке Дрекслея (рис. 10) атмосферный воздух. При этом будут протекать реакции:



6.37. В растворе фиксажа содержится чрезвычайно прочный комплекс серебра — бис(тиосульфато)аргентат(I) натрия. Этот комплекс не разрушается под действием хлорида натрия. Чтобы выделить трудно-растворимый осадок, надо использовать в качестве реагента сульфид натрия. В этом случае произойдет разрушение комплекса:

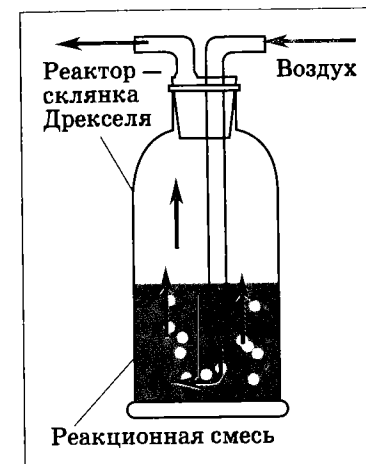
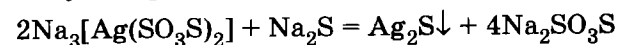
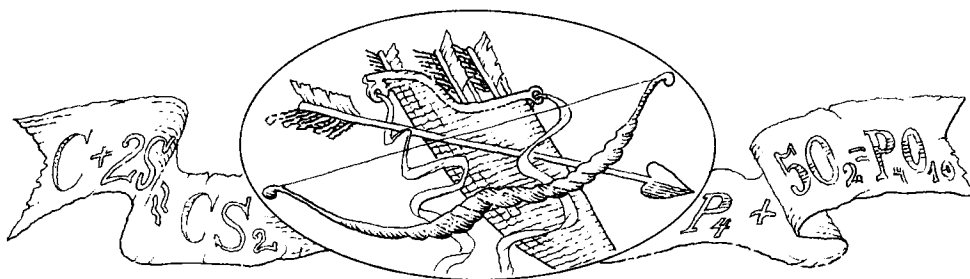


Рис. 10. Склянка Дрекслея для синтеза аммиачных комплексов меди(II) и кобальта(III)



Глава 7

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ: ОХОТНИКИ И ДОБЫЧА

Электрон завоевал физику, а потом и химию, став для этой науки почти идолом. Окислительно-восстановительные реакции находятся во власти электронных переходов от одного атома к другому как внутри молекулы, так и между молекулами. Перемещение электронов сопровождается изменениями степени окисления атомов, участвующих в этих процессах.

7.1. Требуется агрессор

Самый известный из окислителей — кислород. Он главный виновник медленного окисления органических и неорганических веществ (гниение дерева, коррозия металлов) и быстрого окисления (горения). А могут ли быть окислителями другие вещества, например, такие неметаллы, как водород, сера или фосфор?

7.2. Он окисляет воду

Существует газ-окислитель, который сильнее кислорода: в нем горит даже вода. Что получается в результате такого горения?

7.3. Голубое холодное пламя

В 1796 г. немецкий химик и металлург Вильгельм Лампадиус изучал свойства серы. В одном из опытов он пропускал пары серы через слой раскаленного древесного угля, а потом — через холодильник. Он получил бесцветную жидкость с «эфирным» запахом, которая вела себя необычно: она не растворялась в воде, а нагретая стеклянная палочка

вызывала ее воспламенение. Горела жидкость голубоватым пламенем. Когда Лампадиус неосторожно внес в пламя руку, он не почувствовал тепла, а лист бумаги в пламени не загорался. Что это была за странная жидкость?

7.4. Поджигает... вода!

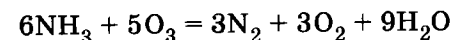
Если смешать порошок металла (цинка или алюминия) с измельченными кристаллами некоторого неметалла, а потом добавить каплю воды, начинается бурная окислительно-восстановительная реакция с выделением теплоты, света и фиолетовых паров. Что это за реакция?

7.5. Первые спички

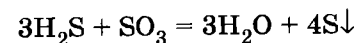
Немецкий химик Ян Каммерер работал учителем химии. В 1820 г. он показал своим ученикам рискованный опыт. Смешав под водой воскообразное белое вещество с бесцветными кристаллами соли, полученной французским химиком Бертолле и названной его именем, он добавил гуммиарабик (клей), а потом погрузил в образовавшееся «тесто» пучок осиновых палочек. Затем палочки были извлечены из смеси и осторожно высушены. Каммерер раздал палочки своим подопечным и попросил провести ими по поверхности стола. Все палочки воспламенились, ученики были в восторге: ведь они держали в руках первые спички. Какие вещества использовал Каммерер?

7.6. Холод тормозит реакции

В 1962 г. американский химик В. Соломон осуществил следующий опыт. Он охладил аммиак до $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$ и затвердевший NH_3 обработал жидким озоном. В результате получился озонид аммония NH_4O_3 — твердый продукт красного цвета, и это было невероятно: хорошо известная реакция между газообразными аммиаком и озоном приводит к воспламенению смеси, а иногда к взрыву:



А вот еще один химический парадокс. При температуре ниже $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$ и в среде диэтилового эфира кристаллический триоксид серы (один из сильнейших окислителей) присоединяет молекулы жидкого сероводорода (сильнейшего восстановителя), образуя соединение $\text{H}_2\text{S} \cdot \text{SO}_3$. В обычных условиях при контакте этих веществ тотчас идет окислительно-восстановительная реакция:



Как это объяснить?

7.7. Горючая смесь для немецких ракет

Горючее для немецких ракет «Фау», которыми фашисты обстреливали Лондон в 1944 г., представляло собой бесцветную, сильно дымящую на воздухе жидкость, хорошо растворимую в воде. В молекулах этого вещества содержались атомы только водорода и азота. Второй компонент горючей смеси немецких ракет («окислитель») — тоже был жидким, но светло-желтого цвета; при комнатной температуре он начинал выделять бурые пары. В составе молекул «окислителя» содержались атомы только азота и кислорода. Смесь «горючего» и «окислителя» самовоспламенялась. Что это за вещества и как они взаимодействуют между собой?

7.8. Химический хамелеон

В XIX в. для химического анализа различных веществ применялся раствор «хамелеона». В исходном состоянии он был фиолетовым, а при реакциях с восстановителями в кислотной среде обесцвечивался. Если реакции протекали при большом избытке щелочи, раствор становился зеленым. А в нейтральной среде восстановители делали «хамелеона» буро-коричневым. О каком веществе идет речь?

7.9. Почему отбеливает «Белизна»?

Раствор для отбеливания с этим названием сильно пахнет хлором, а попадая на руки, разъедает кожу, как щелочь. Какие вещества содержатся в «Белизне»?

7.10. Медные фокусы

В 1928 г. чешский химик И. Друце обнаружил, что, если медные стружки залить концентрированной серной кислотой и нагреть до 200 °С, получается раствор зеленого цвета. При смешивании этого раствора с безводным метанолом (метиловым спиртом) выпадает белый осадок. Друце попытался растворить этот осадок в воде и получил раствор голубого цвета, а на дне сосуда оказались крупинки металлической меди. Какое вещество получил Друце?

7.11. Алюминий подвел!

Железную водосточную трубу закрепили на стене дома хомутами из алюминиевого сплава. Через несколько лет во время сильного дождя труба рухнула на тротуар. Оказалось, что крепежные детали из алюминиевого сплава подверглись сильной коррозии, хотя кровля дома, сделанная из того же сплава, безупречно служила уже полтора десятка лет. Почему так сильно отличалось поведение алюминиевых изделий?

7.12. Электроны-чистильщики

Чтобы очистить и сделать блестящей старую медную (точнее, латунную) монету, ее подвесили на медной проволоке, присоединенной к отрицательному полюсу электрической батарейки, и опустили в разбавленный раствор гидроксида калия. В этот же раствор погрузили графитовый электрод, присоединенный к положительному полюсу батарейки. И действительно, через несколько минут монета стала как новая. Как это получилось?

7.13. Цветная загадка

Какое вещество может реагировать с хлоридом железа(III), выделяя желтый осадок, и взаимодействовать с нитратом свинца(II) с выпадением темно-коричневого осадка? Какое вещество взаимодействует с хлоридом железа(III), окрашивая его раствор в коричневый цвет, и дает желтый осадок, реагируя с нитратом свинца(II)?

7.14. Обновили!..

Серебряные столовые приборы часто украшают «черненым» рисунком. Подобные узоры можно встретить и на мельхиоровых ложках, вилках и ножах. Однажды после званого ужина все ложки, вилки и ножи, залит мыльной водой, оставили в тазике из оцинкованного железа. Наутро оказалось, что все приборы из серебра и мельхиора стали белыми как снег, а столь ценный «черненный» рисунок пропал. Что же произошло?

7.15. Колосс Родосский и затонувшая яхта миллионера

В III в. до н. э. на острове Родос был построен маяк в виде огромной статуи Гелиоса (рис. 11). Колосс Родосский считался одним из семи чудес света, однако он просуществовал всего 66 лет и рухнул во время землетрясения. В 20-е гг. XX в. произошла менее известная катастрофа. Рассказывают, что по заказу одного американского миллионера была построена роскошная яхта «Зов моря». Еще до выхода в открытое море яхта полностью вышла из строя. Ученые считают, что в обоих случаях причиной произошедших событий были окислительно-восстановительные процессы. Какие именно?



Рис. 11. Колосс Родосский (со старинной гравюры)

7.16. Ошибка аппаратчика

На фармацевтическом заводе произошла курьезная история. Недавно принятый на работу аппаратчик по ошибке пустил поток газа, нужного для другой операции, в стеклянный реактор с суспензией иода в воде. То, что произошло, его поразило: черно-фиолетовые частички иода исчезли, на дно и стенки реактора начал оседать желтовато-белый осадок... Проба жидкости от нескольких капель индикатора метилоранжа окрасилась в красный цвет. Немного придя в себя, аппаратчик подошел к другому реактору, где находилась эмульсия брома в воде, и снова открыл не тот кран. В реактор пошел газ, который обесцветил жидкость. В пробе продукта оказались сульфат-ионы. Аппаратчик был расстроен и ждал от начальства строгого взыскания за ошибки. Что же произошло в реакторах?

7.17. «Сундук с электричеством»

Немецкий физикохимик Вальтер Фридрих Герман Нернст в 1889 г. разработал теорию гальванического элемента. В 1906 г. он сформулировал третий закон термодинамики, который связан с понятием об абсолютном нуле температур. Но Вальтер Нернст был не только теоретиком, но и умелым изобретателем: он создал свинцовый аккумулятор. Что это такое?

7.18. Электрод из водорода

При погружении пластинки какого-либо металла в раствор его соли на его поверхности возникает скачок электрического потенциала, значение которого зависит от природы металла и растворителя, концентрации соли и температуры. Абсолютное значение этого потенциала измерить нельзя, возможно лишь измерение разности потенциалов, которая возникает, если соединить в электрическую цепь два электрода, погруженные в растворы. Чтобы сравнивать между собой потенциалы, нужно, чтобы один из электродов всегда был одним и тем же (эталонным). Принято использовать в качестве эталона «водородный электрод», принимая его потенциал за нулевой: $\varphi^\circ(\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ В}$. Но как изготовить водородный электрод? Ведь водород — неметалл, к тому же газообразный!

7.19. Гесс и «солероды»

Российский химик Герман Иванович Гесс в 1831 г. изучал химию «солеродов» (так он называл галогены). Однажды он добавил порошок иода к подкисленному водному раствору бертолетовой соли и с изумле-

нием обнаружил, что выделяется хлор. Химики того времени уже знали, что газообразный хлор вытесняет иод из иодидов щелочных металлов, а не наоборот. Затем Гесс добавил красно-коричневую бромную воду к раствору тиосульфата натрия и получил бесцветную жидкость, где он обнаружил присутствие сульфат-ионов. Когда же он высыпал в раствор тиосульфата натрия порошок иода, то иод растворился и обесцветился, но сульфат-ионы не появились. Как объяснить опыты Гесса?

7.20. Развеселился!

Лаборанту поручили проверить, как идет взаимодействие гидроксида цезия с бесцветным газом, поступающим по трубке из аппарата каталитического окисления аммиака. Он начал пропускать этот газ через склянки, наполненные гранулированным CsOH . Поглощается ли газ твердым гидроксидом цезия, было непонятно; во всяком случае, на выходе из поглотительных склянок тоже пришлось собирать газ в цилиндры. Набрав три или четыре таких цилиндра, лаборант обнаружил, что резиновый шланг на входе поглотительных склянок потрескался; исследуемый газ шел прямо в атмосферу и на глазах становился желто-бурым. Пришлось срочно восстанавливать герметичность установки. Наконец, опыт был закончен. В поглотительных склянках обнаружили расплывающийся на воздухе гигроскопичный нитрит цезия. Настала очередь испытать собранный газ. Когда в один из цилиндров внесли тлеющую лучинку, она ярко вспыхнула. «Кислород!» — подумал лаборант. Он давно мечтал узнать, чем пахнет чистый кислород. И вот, пренебрегая правилами техники безопасности, лаборант приоткрыл пластинку второго газового цилиндра и понюхал собранный газ. Запах был слабый, но приятный. Вдруг лаборант стал судорожно смеяться, прыгать с цилиндром в руках и, приплясывая, выбежал в коридор. Объясните, что произошло.

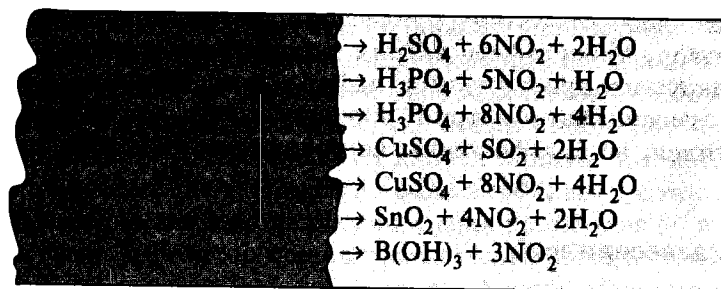
7.21. «Страшилка»

В этой темной-темной комнате, в черном-черном шкафу, на черной-черной полке стояла большая-пребольшая запечатанная бутылка, а в бутылке — смесь двух газов, бесцветного и желто-зеленого. Пришли люди в черной-черной одежде, достали бутылку с полки, поставили на черный-черный стол и... включили свет! Угадайте, что было дальше.

7.22. Химическая «угадайка»

В руки учеников попали обрывки бумаги — черновики учителя, готовившего задания для контрольной работы. Все коэффициенты в урав-

нениях реакций были поставлены правильно. Какие же вещества вступили в реакции, если получились следующие продукты:



7.23. Где идет гидролиз?

Щелочноземельный металл кальций взаимодействует с водой, выделяя газ. При этом получается сильнощелочной раствор гидроксида кальция. При внесении в воду твердых карбида кальция или гидрида кальция тоже выделяются газы, а среда становится сильнощелочной. Какие из перечисленных процессов относятся к окислительно-восстановительным, какие — к обменным (гидролиз)?

7.24. Вот так «изобретение»!

Чтобы обнаружить присутствие в воздухе монооксида углерода — вредного и ядовитого «угарного» газа, часто пользуются индикаторными трубками, наполненными белым порошком оксида иода(V), который под действием CO восстанавливается до черного порошкообразного иода. Подобного же рода реакция с выделением иода идет при пропускании CO в подкисленный раствор иодата натрия NaIO_3 . Некий изобретатель-самоучка решил усовершенствовать процесс определения угарного газа в воздухе и предложил применять в качестве реактива на CO смесь иодата натрия и иодоводородной кислоты. Но эксперты отказали ему в выдаче патента на изобретение. Как вы думаете, почему?

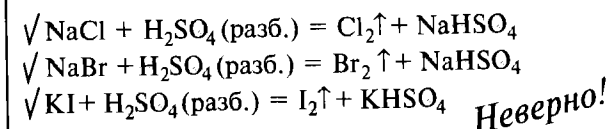
7.25. Многоликий гидроксилламин

В 1865 г. немецкий химик Вильгельм Лоссен открыл новое вещество — гидроксилламин. Это бесцветное кристаллическое соединение сразу повело себя необычно. При действии на его водный раствор диоксида серы появились катионы аммония, при смешивании гидроксилламина с хлорной водой выделялся азот. Но самое удивительное то, что в среде уксусной кислоты гидроксилламин восстанавливал иод до иодид-ионов, а сам превращался в азот, в то время как в концентрированной соляной кислоте он, наоборот, окислял иодид-ионы до иода, превращаясь в кати-

он аммония. Лоссен отчаялся разобраться в существе протекающих реакций. Давайте ему поможем.

7.26. Насмешил!

Студент-первокурсник не утруждал себя подготовкой к занятиям и насмешил всех, когда сделал в трех уравнениях реакций десять ошибок:



Найдите и исправьте эти ошибки.

7.27. Из одной соли — две

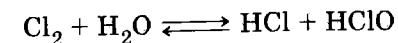
Раствор, приготовленный из гептагидрата сульфита натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, имеет значение водородного показателя $\text{pH} > 7$ (среда щелочная). Если же эту соль прокалить при 600°C , а остаток от прокаливания растворить в воде, то значение pH возрастет и может даже достичь 13. При добавлении к такому раствору соляной кислоты выделится газ с отвратительным запахом, который мгновенно превращает бумажку, пропитанную раствором сульфата меди(II), из голубой в черную. Что же получилось при прокаливании сульфита натрия?

7.28. Открытие Каро

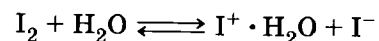
Немецкий химик Генрих Каро в 1898 г. в своей домашней лаборатории изучал поведение концентрированной серной кислоты при электролизе. На никелевом катоде он установил выделение водорода, а около графитового анода образовалось какое-то неизвестное вещество. При упаривании в вакууме анодной жидкости Каро получил бесцветные прозрачные легкоплавкие кристаллы, водный раствор которых превращал сульфат марганца MnSO_4 в марганцовую кислоту HMnO_4 , а сульфат хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ в двуххромовую кислоту $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Слабое нагревание водного раствора полученного им вещества превращало его в смесь пероксида водорода и серной кислоты. Какое вещество образовалось около анода?

7.29. Галогены и вода

Попадая в воду, галогены (хлор, бром и иод) сначала подвергаются гидратации, а потом диспропорционируют, например:



В случае хлора этот процесс протекает в большей степени, чем для брома. А поведение иода необычно: дисмутация практически не наблюдается. Вместо этого наблюдается диссоциация молекул на ионы и гидратация катиона I^+ :



Как вы объясните эту реакцию?

7.30. Ошибка лаборанта

Для получения сероводорода на лекциях использовали аппарат Киппа с кусочками сульфида железа и разбавленной соляной кислотой. Но вот на очередную лекцию лаборант вынес аппарат, все внутренние стенки которого были покрыты беловато-желтым налетом, а вместо прозрачного раствора кислоты пузырилась мутная, слегка желтоватая жидкость. Профессор потребовал немедленно унести аппарат и перезарядить его, так как вместо разбавленной соляной в нем оказалась серная кислота, к тому же концентрированная. Что произошло в аппарате Киппа?

7.31. Цепочка «серебряных» превращений

Химик исследовал поведение иода и серебра в растворах разного состава. Сначала он высыпал порошок иода в нагретый водный раствор гидроксида калия и получил прозрачный бесцветный раствор. После охлаждения он добавил к этому раствору избыток нитрата серебра и получил осадок светло-желтого цвета. Химик фильтрованием отделил от раствора осадок, промыл его водой и обработал избытком раствора аммиака. Он заметил, что только часть осадка перешла в раствор, а оставшаяся часть стала более желтой; этот остаток был перенесен в водный раствор сульфида натрия. Выпал черный осадок, который под действием азотной кислоты пожелтел, и при этом выделился бесцветный газ, буреющий на воздухе.

Каков состав получаемых при этих превращениях веществ и какие реакции здесь протекают?

7.32. Простой вопрос

Смесь цинка и сульфида цинка обработали концентрированной азотной кислотой и увидели выделение красно-бурого газа. К полученному бесцветному раствору добавили хлорид бария, и выпал белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. Какие вещества содержались в растворе над осадком?

7.33. «Разборчивый» гексафторид серы

Всем, кто основательно изучал неорганическую химию, известен гексафторид серы — бесцветный, не имеющий запаха, негорючий газ, химически инертный к растворам щелочей, хлороводорода и фтороводорода. Поэтому под названием «элегаз» его используют в качестве электроизолятора в генераторах высокого напряжения.

Когда баллон с гексафторидом серы временно поставили в лаборатории, никто не возражал, хотя было известно, что вентиль не вполне исправен и немного пропускает газ. Вечером сотрудники лаборатории забыли плотно закупорить склянку с иодоводородной кислотой, а утром их ждал неприятный сюрприз. Комната была заполнена фиолетовым туманом с неприятным запахом тухлых яиц, а в стакане с раствором нитрата свинца плавали черные частички, похожие на сажу. Что же произошло в лаборатории?

7.34. Радуга богини Ванадис

Раствор метаванадата аммония, подкисленный серной кислотой, пропустили через стеклянную колонку, наполненную гранулами амальгамированного цинка (рис. 12), и собрали несколько порций фильтрата в маленькие химические стаканы. Первые порции жидкости были красно-желтого, следующие — голубого, затем — зеленого и, наконец, фиолетового цвета. Поразительно красивые цвета растворов были вызваны присутствием соединений ванадия в степенях окисления +V, +IV, +III и +II. Неудивительно, что данный элемент получил название по имени скандинавской богини весны и красоты Ванадис. Какие соединения ванадия присутствуют в получаемых при восстановлении цинком ярко окрашенных растворах?

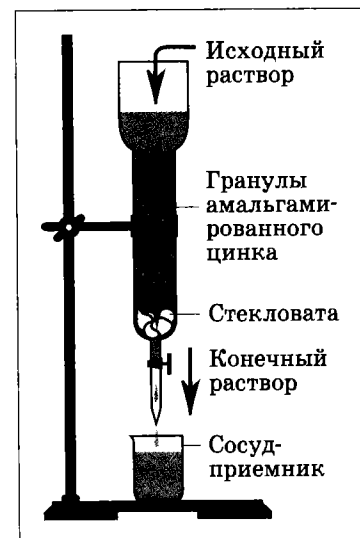


Рис. 12. Редуктор Джонса — стеклянная колонка с гранулами амальгамированного цинка

7.35. Перманганатная «самодеятельность»

В сильнощелочном растворе перманганат калия при кипячении превращается в манганат с переходом фиолетовой окраски раствора в зеленую при одновременном выделении газа. Затем из охлажденного раство-

ра начинает выпадать бурый осадок, и раствор снова становится фиолетовым. Какие реакции отвечают этим процессам?

7.36. Отважный реагент

Студент неосмотрительно оставил на столе в фарфоровой чашке кусочки белого фосфора. Фосфор в скором времени вспыхнул, выделяя густые клубы дыма. Недолго думая, студент схватил первую попавшуюся колбу с голубым раствором и надписью «Отходы» и вылил ее содержимое на горящий фосфор. Пламя исчезло. Что это были за отходы, никто не знал. Однако студент отметил, что на кусочках фосфора, залитого «отходами», появился красно-коричневый налет. А добавление к остатку «отходов» сульфида натрия вызвало появление черного осадка. Помогите установить состав голубого раствора.

7.37. Подсказывает ряд напряжений

Во время очередного занятия преподаватель обратил внимание учащихся на плакат «Электрохимический ряд напряжений» и подчеркнул два металла — кадмий (левее водорода) и ртуть (правее водорода). Он предложил провести опыты с этими металлами: сначала подействовать на них разбавленной серной кислотой, потом в раствор сульфата кадмия внести капельку ртути, а в раствор сульфата ртути — гранулу кадмия. Предскажите результаты этих опытов.

7.38. Эксперимент не удался

В 1961 г. из Японии был привезен и передан в отраслевой институт, занимавшийся получением полупроводникового кремния, образец особо чистого трихлорсилана SiHCl_3 . Однако в лаборатории института образец внезапно исчез. В вытяжном шкафу нашли только осколки стекла от ампулы с трихлорсиланом, а рядом — чашку с активированным углем. Там же стояла установка для гидрохлорирования аморфного кремния, которой раньше не было, и склянка с аморфным кремнием, содержащим примесь меди. На выходе установки в поглотительной склянке находилась мутная жидкость, содержащая соляную кислоту и взвесь диоксида кремния. Эксперту-химику, приглашенному криминалистами, пришлось изрядно поломать голову, чтобы прийти к окончательному заключению о случившемся. Сознался в своем проступке и сотрудник лаборатории. Что произошло?

7.39. Остался один

При растирании в фарфоровой ступке порошка цинка с кристаллами нитрата серебра начинается экзотермическая реакция, приводящая

к расплавлению смеси и выделению красно-бурого газа. По окончании реакции в ступке остается темно-серое вещество, обработка которого серной кислотой превращает его в черный порошок. Какие реакции здесь протекают?

7.40. Командует пиролюзит

В 1818 г. французский химик Луи Жак Тенар открыл пероксид водорода, а позднее он изучил каталитическое действие минерала пиролюзита (природного диоксида марганца) на разложение H_2O_2 до кислорода и воды. С тех пор эта реакция служит эталоном при изучении каталитических процессов. Пиролюзит также помогает выделить кислород из бертолетовой соли. Как это происходит?

7.41. Загадочные смеси

Можно ли приготовить растворы, которые содержали бы одновременно: а) сероводород и перманганат калия; б) нитрит калия и хромат калия; в) иодоводородную кислоту и иодат калия?

7.42. «Антихлор»

После отбеливания требуется обязательная обработка ткани для удаления хлора, иначе ее волокна потеряют прочность. Какие вещества можно использовать как «антихлор»?

7.43. «Антинод»

Если, смазывая порез на пальце, вы капнули иодной настойкой на скатерть или на одежду, появится некрасивое пятно. Как от него можно избавиться химическим путем?

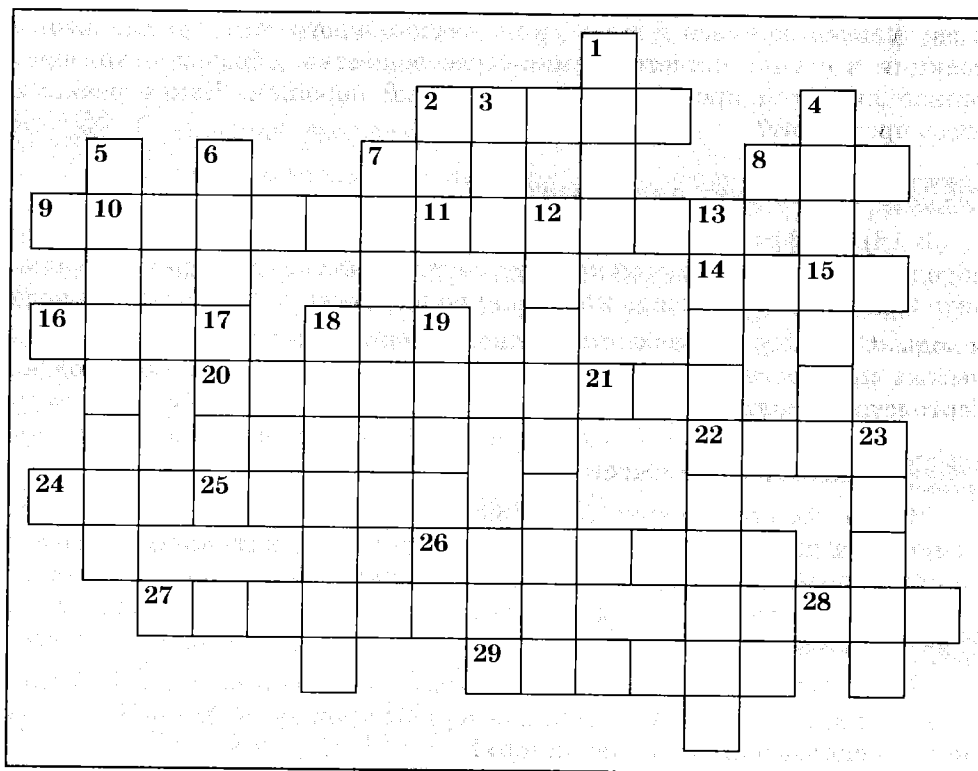
7.44. Три раствора

На практическом туре городской олимпиады по химии школьникам дали задание приготовить три раствора. Первый раствор должен был содержать иодоводородную кислоту и дихромат калия, второй — хромат калия и бромид калия, третий — хлорид железа(III) и иодид калия. Победителем тура стал тот из участников, который приготовил только один раствор. Какой именно раствор он приготовил?

7.45. Кроссворд «29 слов»

По горизонтали:

2. Легкоплавкий металл, составная часть многих сплавов, в том числе бронзы и припоя. 8. Торжественное стихотворение в честь праздника.



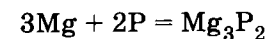
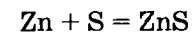
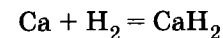
9. Он есть у сома, у кита и у казака. 10. Алхимический знак этого металла — луна. 11. Оно бывает дождевое, кучевое, перистое и даже... «в штанах». 14. Маленький подземный бульдозер. 16. Положительный электрод. 20. «Атом» электричества. 21. И у собаки, и у корабля это передняя часть. 22. Алхимический знак металла, элемента IB-группы. 24. Не в свои ... не садись. 25. Мельчайший зародыш огня. 26. От чего бывает давка на транспорте. 27. Родная страна. 28. Галоген. 29. Слесарный инструмент.

По вертикали:

1. На самолете доставляют адресату ... почту. 3. Лицо выше бровей. 4. Где у атома находится большая часть его массы? 5. Умелый летчик. 6. Красавец наоборот. 7. Краска ...-медянка. 10. Волк — ... леса. 12. Великий химик родом из Холмогор. 13. И кислород, и хлор, и перманганат, и дихромат. 15. Трехатомный кислород. 17. Он впервые получил щелочные металлы электролизом. 18. Взаимодействие реагентов с получением продуктов — это химическая ... 19. Тяжелая потеря. 23. Благородный газ.

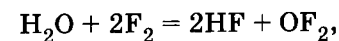
ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 7

7.1. Водород, сера и фосфор, которые в реакциях с кислородом выполняют роль восстановителей, могут быть и окислителями, например, если взаимодействуют с активными в химическом отношении металлами:



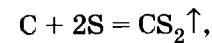
В результате этих реакций получают гидрид кальция, сульфид цинка, фосфид магния.

7.2. При взаимодействии фтора с водой в соответствии с уравнением реакции:

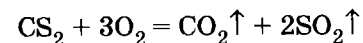


кроме фтороводорода и дифторида кислорода, получают в небольшом количестве озон и фториды кислорода состава O_nF_2 ($n = 1 \div 8$).

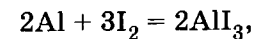
7.3. Лампадиус впервые получил дисульфид углерода CS_2 по реакции:



который горит холодным голубоватым пламенем:



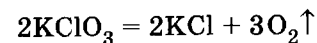
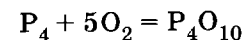
7.4. При смешивании порошкообразного алюминия и тонко измельченных кристаллов иода и внесении в смесь капли воды начинается реакция



которая сопровождается выделением теплоты и частичной возгонкой иода (фиолетовые пары).

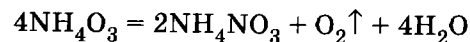
Вода в этой реакции выполняет роль катализатора.

7.5. Каммерер использовал белый фосфор P_4 и бертолетову соль — хлорат калия KClO_3 . Гуммиарабик — природный клей. Воспламенение состава вызвано легкостью возгорания белого фосфора от трения. «Поставщиком» кислорода служит хлорат калия. Уравнения реакций таковы:

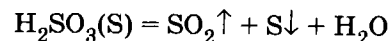


7.6. При низких температурах окислительно-восстановительные реакции находятся в заторможенном состоянии.

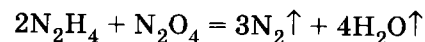
С повышением температуры озонид аммония NH_4O_3 превращается в нитрат аммония:



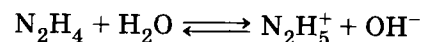
Молекулярное соединение $\text{H}_2\text{S} \cdot \text{SO}_3$ сначала образует тиосерную кислоту $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{S})$, которая выше -10°C разлагается по реакции:



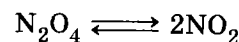
7.7. Топливом ракет был гидразин N_2H_4 , а окислителем — тетраоксид азота N_2O_4 . Их смесь самовоспламеняется:



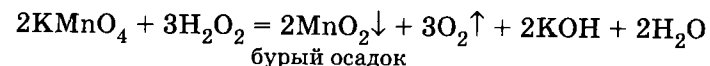
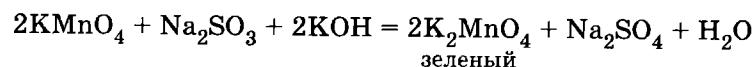
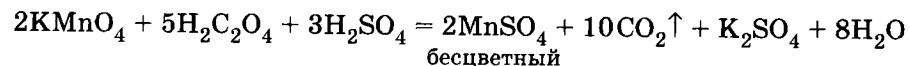
В водной среде гидразин подвергается протолизу как основание:



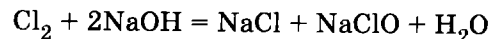
При комнатной температуре жидкий N_2O_4 превращается в бурый газ — NO_2 в соответствии с обратимой реакцией:



7.8. Реакции перманганата калия («хамелеона») со щавелевой кислотой $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, сульфитом натрия Na_2SO_3 и пероксидом водорода H_2O_2 протекают следующим образом:

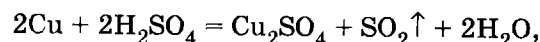


7.9. Этот раствор содержит продукты взаимодействия хлора со щелочью в водной среде:

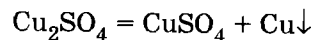


Отбеливающим действием обладает гипохлорит натрия NaClO .

7.10. Друзе получил сульфат меди(I) Cu_2SO_4 :

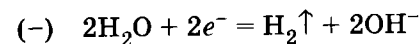


который в водной среде подвергается дисмутации:

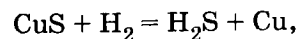
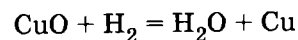


7.11. В местах соприкосновения железа и алюминия образуются «гальванические пары» (см. 7.15). Алюминий как более активный в химическом отношении металл играет роль анода — поставщика электронов, а железо — роль катода, принимающего электроны. Поэтому алюминиевые детали в контакте с железом очень быстро разрушаются, вместе с тем защищая от коррозии железные изделия.

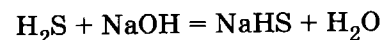
7.12. На монете, как на катоде, протекает реакция:



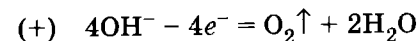
Выделяющийся водород восстанавливает оксид и сульфид меди, которые «зеленят» и «чернят» старую медную (латунную) монету:



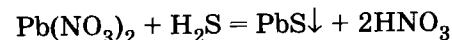
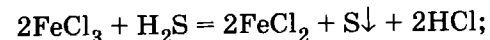
и она становится как новая. Выделяющийся сероводород реагирует с гидроксидом натрия:



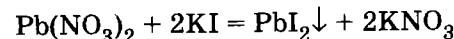
На графитовом аноде протекает реакция:



7.13. Эти вещества — сероводород и иодид калия, которые реагируют с FeCl_3 :

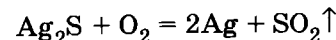


Желтый осадок образует сера, а темно-коричневый — сульфид свинца.

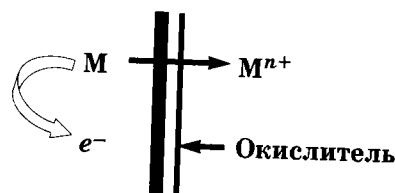
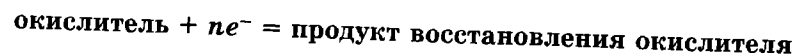


Диодоидат калия $\text{K}[\text{I}(\text{I})_2]$ окрашивает раствор в коричневый цвет, а иодид свинца PbI_2 — осадок ярко-желтого цвета.

7.14. Серебряную «чернь» наносят специально, это сульфидная «патина». В тазике серебро и цинк образовали гальваническую пару, где мыльная вода служила электролитом, цинковая поверхность — катодом, а серебро — анодом. На катоде шло выделение водорода из воды, а на аноде — кислорода. В результате сульфид серебра окислялся и сульфидная патина обесцвечивалась:



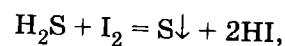
7.15. Два различных металла, которые контактируют друг с другом, образуют так называемую гальваническую пару и обмениваются электронами. В результате в агрессивной среде более активный металл быстро окисляется:



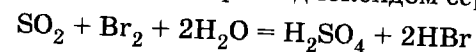
В 1830 г. швейцарский физикохимик Артур де ля Рив обнаружил резкое увеличение скорости выделения водорода при взаимодействии разбавленной серной кислоты с цинком, содержащим примеси железа и меди. В металле было множество «микрогальванических пар», где цинк являлся анодом (и окислялся), а примеси — катодами.

Контактная коррозия весьма опасна в морской воде. Пример — судьба яхты «Зов моря», днище которой было обшито монель-металлом (медно-никелевым сплавом), а рама руля, киль и другие детали изготовлены из стали. Когда яхта была спущена на воду, возник гигантский гальванический элемент, состоящий из катода (монель-металла), стального анода и электролита — морской воды. В результате судно затонуло, не сделав ни одного рейса. Ученые считают, что причиной гибели Колосса Родосского тоже была контактная коррозия: бронзовая оболочка гигантского памятника была смонтирована на железном каркасе. Под действием влажного, насыщенного солями средиземноморского воздуха железный каркас очень быстро разрушился.

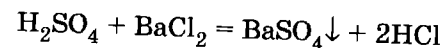
7.16. В первом реакторе произошло восстановление иода сероводородом:



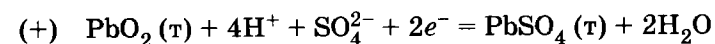
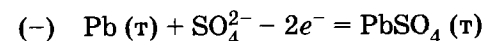
в результате чего раствор стал сильноокислотным. Во втором реакторе прошла реакция восстановления брома диоксидом серы:



Присутствие серной кислоты в растворе установили по осаждению сульфата бария, нерастворимого в кислотах:



7.17. В отличие от гальванических элементов «одноразового действия» электрические аккумуляторы можно подзаряжать, подводя электричество извне и «запасая» его, а потом использовать как источники тока. Самые известные — свинцовые аккумуляторные батареи, которые применяются в автомобилях (рис. 13). На электродах таких аккумуляторов при разрядке идут реакции:



Образующийся сульфат свинца PbSO_4 осаждается на свинцовой пластинке и пластинке из диоксида свинца PbO_2 , поэтому батарея «обратима».

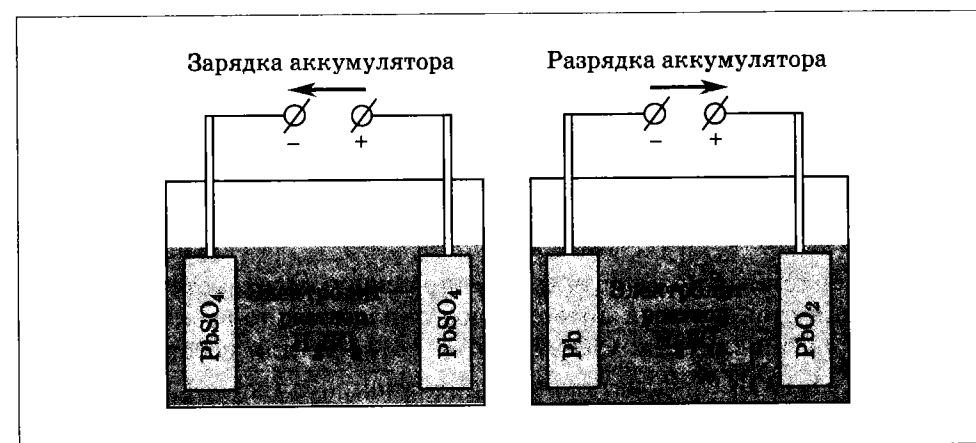
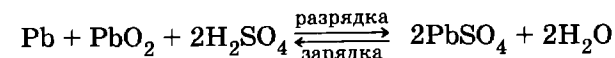
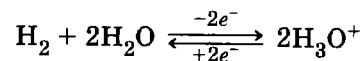


Рис. 13. Схема работы свинцового аккумулятора

Электродвижущая сила одного элемента составляет 2 В. Соединяя последовательно несколько элементов, получают аккумуляторные батареи, дающие 6 или 12 В. При работе аккумулятора электролит (серная кислота) расходуется, и плотность его падает от 1,2 г/мл (30%-ный раствор) до меньшего значения. Зарядить аккумулятор можно, приложив внешнее напряжение, несколько большее его собственного. Тогда электродные реакции пойдут в обратном направлении: свинец и диоксид свинца регенерируются. Это можно повторять многократно. Суммарно процесс может быть описан следующим образом:

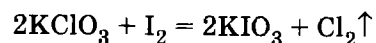


7.18. Водородный электрод (рис. 14), изобретенный Вальтером Нернстом, состоит из платиновой пластинки, покрытой «платиновой чернью» — тончайшим порошком платины, который хорошо поглощает водород. Электрод погружают в раствор кислоты (например, H_2SO_4) с концентрацией катионов H_3O^+ , равной 1 моль/л. В этот раствор под давлением 1 атм и при температуре 298,15 К подают газообразный водород, который как бы «омывает» платиновый электрод. На электроде протекает обратимая реакция:

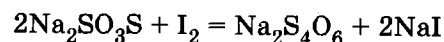
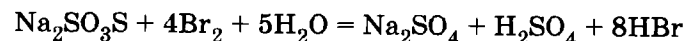


При исследовании электрохимических процессов водородный электрод служит эталоном. Его стандартный потенциал принимают равным 0,00 В.

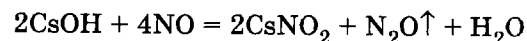
7.19. Гесс осуществил реакцию:



Подтверждением возможности ее самопроизвольного протекания служат значения стандартных потенциалов окислительно-восстановительных пар. Для окислителя: $\text{ClO}_3^-/\text{Cl}_2$ $\varphi^\circ = +1,47$ В, для восстановителя: IO_3^-/I_2 $\varphi^\circ = +1,19$ В. Следовательно, $\Delta\varphi^\circ = \varphi^\circ(\text{ок}) - \varphi^\circ(\text{вс}) = 1,47 - 1,19 = 0,28$ В. Эта разность больше нуля, следовательно, реакция в стандартных условиях может идти самопроизвольно. Взаимодействие галогенов с тиосульфатом натрия описывают уравнения реакций:



7.20. Через поглотительные склянки лаборант пропускал монооксид азота, который, попадая на воздух, окисляется до NO_2 (бурого газа). В склянках протекает реакция:



Собранный в цилиндрах газ — это оксид диазота N_2O , «веселящий газ». Он обладает слабонаркотическим действием, поддерживает горение и служит сильным окислителем:

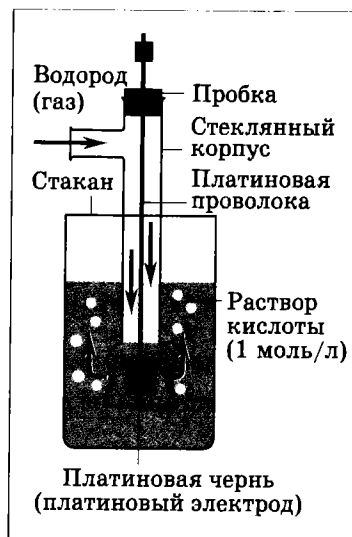
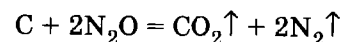
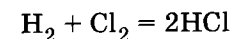
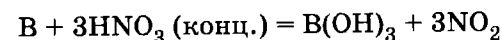
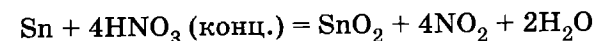
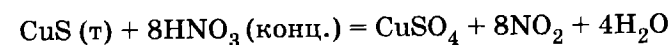
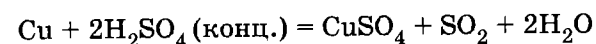
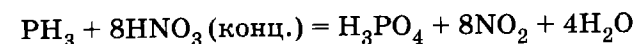
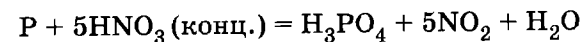
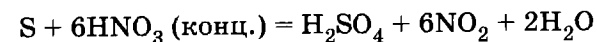


Рис. 14. Водородный электрод

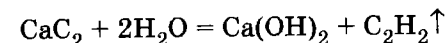
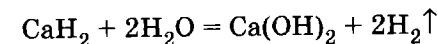
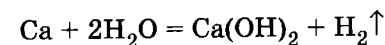
7.21. Смесь газов — хлора и водорода — недаром называют «гремучей»: под действием света в ней идет реакция образования хлороводорода, приводящая к взрыву:



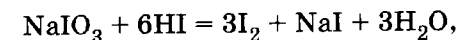
7.22. Вот уравнения этих реакций:



7.23. Окислительно-восстановительные — реакции кальция и гидроксида кальция с водой, а карбид кальция вступает в реакцию необратимого гидролиза:

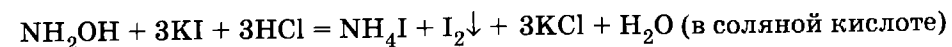
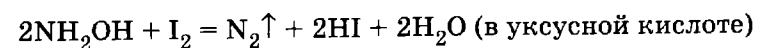
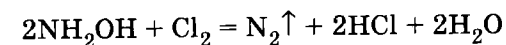
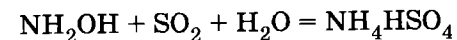


7.24. В смеси иодата натрия NaIO_3 и иодоводородной кислоты HI еще до пропускания CO идет реакция:

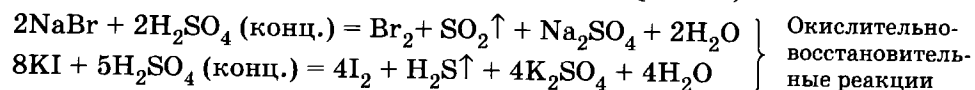
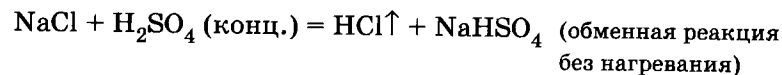


так что реактив для указанной цели становится непригодным еще до начала его применения.

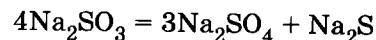
7.25. Реакции, проведенные Лоссеном, таковы:



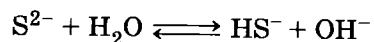
7.26. Правильно будет так:



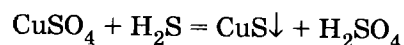
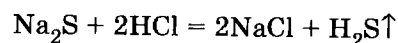
7.27. При прокаливании сульфита натрия идет реакция дисмутации:



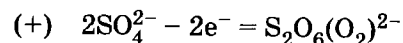
Сульфид-ион обладает более сильными основными свойствами, чем сульфит, поэтому равновесие его протолиза:



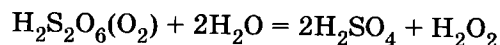
существенно сдвинуто вправо, и среда в растворе сильнощелочная. Добавление соляной кислоты к смеси Na_2SO_4 и Na_2S вызывает обменную реакцию с выделением сероводорода, который реагирует с сульфатом меди, превращая его в черный сульфид меди:



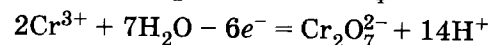
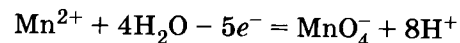
7.28. Около анода образовалась пероксодисерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$:



Это вещество при нагревании разлагается, выделяя пероксид водорода:



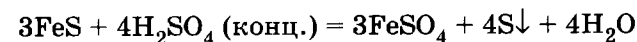
Пероксодисерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ — сильный окислитель (для окислительно-восстановительной пары $\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)^{2-}/\text{SO}_4^{2-}$ значение φ° равно +1,96 В), так что она способна окислить катион марганца(II) до перманганат-иона, а катион хрома(III) — до дихромат-иона:



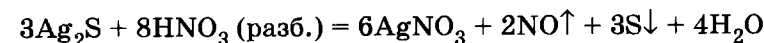
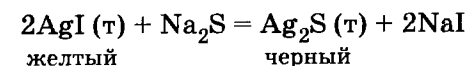
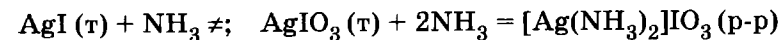
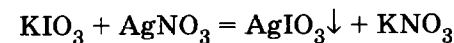
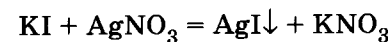
7.29. В ряду от хлора к йоду электроотрицательность элементов-галогенов уменьшается, поэтому в молекулах соединений состава Г—О—Н (Г — галоген) происходит смещение электронной пары химической связи к кислороду и формирование частично ионной связи I—O . Одновременно

увеличивается ковалентность связи O—H , что в конечном счете приводит к разрушению молекулы I—O—H и образованию ионов I^+ и OH^- . Ион OH^- , объединяясь с протонами, дает молекулу воды. Так в растворе появляется моногидрат иода ($+\text{I}$).

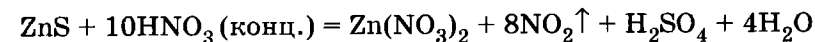
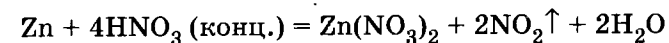
7.30. В аппарате Киппа произошла реакция конмутации с выделением серы:



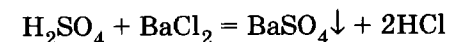
7.31. В «цепочке» превращений протекали следующие реакции:



7.32. При обработке смеси азотной кислотой протекали реакции:

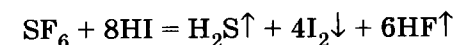


При добавлении хлорида бария выпадает осадок сульфата бария, нерастворимый в кислотах:

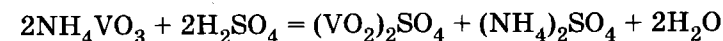


В растворе над осадком остается нитрат цинка $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ и соляная кислота HCl .

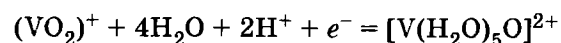
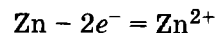
7.33. Гексафторид серы, несмотря на свою химическую инертность, взаимодействует с иодоводородом в соответствии с уравнением реакции:



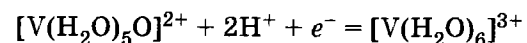
7.34. Красно-оранжевый цвет раствору придает $(\text{VO}_2)^+$ — катион диоксованадия(V), который появляется при добавлении кислоты к раствору ванадата аммония:



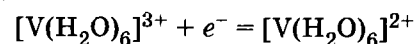
Голубой цвет раствора вызван присутствием катиона оксопентаакваванадия(IV), который получается в результате восстановления $(VO_2)^+$ цинком:



Зеленый цвет появляется у раствора с образованием аквакатиона ванадия(III):



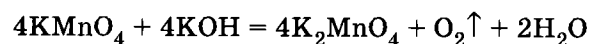
Наконец, фиолетовый цвет обязан своим существованием катиону гексаакваванадия(II):



Этот катион — один из сильнейших восстановителей, он быстро окисляется даже водой:



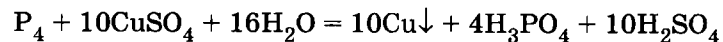
7.35. При кипячении $KMnO_4$ со щелочью фиолетовый цвет, присутствующий перманганат-ионам, сменяется зеленым:



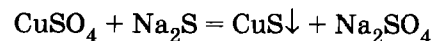
После охлаждения раствор меняет цвет; выпадает черно-бурый осадок:



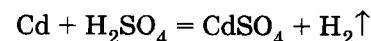
7.36. В колбе находился водный раствор сульфата меди(II), который обезвреживает белый фосфор (окисляет его до H_3PO_4). При этом идет реакция:



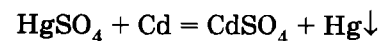
Добавление сульфида натрия к раствору $CuSO_4$ ведет к выпадению черного осадка CuS :



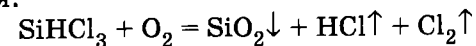
7.37. Ртуть с разбавленной серной кислотой не взаимодействует, а кадмий участвует в реакции:



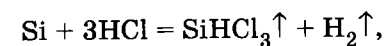
В водном растворе $CdSO_4$ ртуть остается без изменений. В растворе $HgSO_4$ кадмий покрывается мельчайшими капельками ртути, образуя амальгаму (сплав ртути и кадмия):



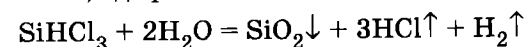
7.38. Сотрудник, вскрывавший ампулу, не учел, что пары $SiHCl_3$, придя в контакт с активированным углем, могут воспламениться, а ампула — взорваться:



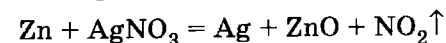
Чтобы избежать скандала, сотрудник попытался получить новый образец трихлорсилана на установке для гидрохлорирования, используя реакцию:



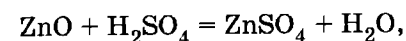
катализатором которой служит порошок меди. Но полученный $SiHCl_3$ оказался сильно загрязнен примесями, и его пришлось выбросить. О том, что установку пускали в ход, свидетельствовала мутная жидкость в поглотительной склянке, где разлагался остаток трихлорсилана:



7.39. Здесь протекает реакция:

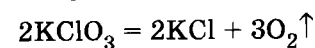
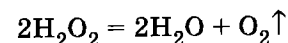


Получаемый серый порошок — смесь Ag и ZnO . Оксид цинка реагирует с H_2SO_4 :

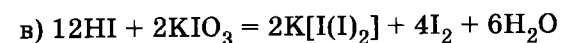
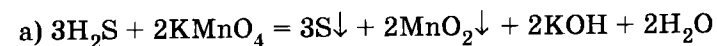


а черный порошок серебра в разбавленной кислоте не растворяется.

7.40. Катализатор диоксид марганца способствует протеканию реакций:

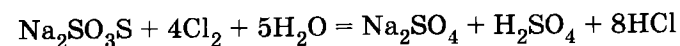
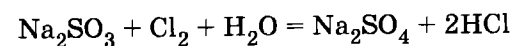


7.41. При попытке приготовить растворы а) и в) будут протекать реакции:

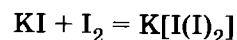
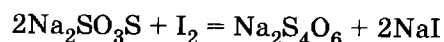
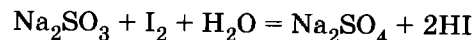


Только компоненты раствора б) — нитрит калия и хромат калия — не реагируют между собой.

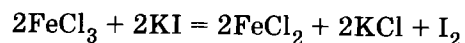
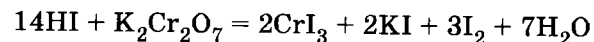
7.42. В качестве «антихлора» можно использовать сульфит натрия или тиосульфат натрия, которые реагируют с хлором следующим образом:



7.43. Удалить пятно от иода можно с помощью сульфита или тиосульфата натрия либо раствором иодида калия. При этом будут идти реакции:



7.44. Можно приготовить только один из указанных растворов, а именно хромата калия и бромиды калия. Компоненты двух других растворов реагируют между собой следующим образом:



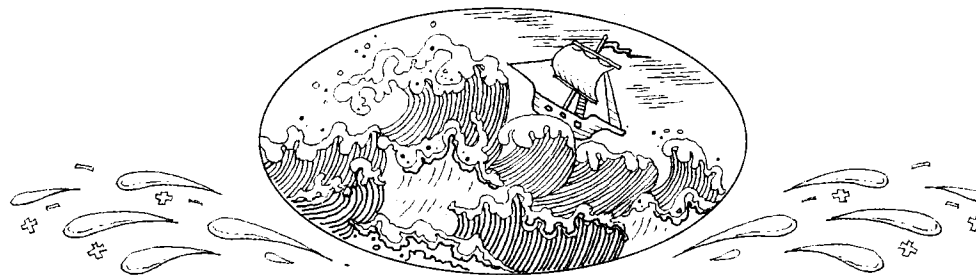
7.45. Ответы к кроссворду.

По горизонтали:

2. Олово. 8. Ода. 9. Ус. 10. Серебро. 11. Облако. 14. Крот. 16. Анод. 20. Электрон. 21. Нос. 22. Луна. 24. Сани. 25. Искра. 26. Теснота. 27. Родина. 28. Иод. 29. Сверло.

По вертикали:

1. Авиа. 3. Лоб. 4. Ядро. 5. Ас. 6. Урод. 7. Ярь. 10. Санитар. 12. Ломоносов. 13. Окислитель. 15. Озон. 17. Дэви. 18. Реакция. 19. Утрата. 23. Аргон.



Глава 8

ГИДРОЛИЗ: АТАКУЕТ ВОДА

«Нет искусства столь же трудного, как искусство наблюдения: это свойство образованного трезвого ума и большого опыта, который приобретает только практикой», — писал немецкий химик Юстус Либих в 1865 г. Реакции гидролиза были в числе первых химических процессов, которые мог наблюдать человек. Гидролизом называют обменное взаимодействие вещества с водой, причем в результате реакции меняется концентрация катионов оксония и гидроксид-ионов в растворе. Степени окисления атомов при гидролизе не меняются. Ковалентные соединения при гидролизе непосредственно взаимодействуют с водой. Те из солей, которые подвержены гидролизу, сначала диссоциируют на ионы, а полученные при этом ионы-протолиты (среди которых могут быть как слабые основания, так и слабые кислоты) обмениваются протонами с молекулами воды.

8.1. Дым спугнул вора

Случилось так, что ночью вор забрался в лабораторию, где, как ему сказали, в вытяжном шкафу находилась коробка с платиновой посудой. Перед коробкой стояла закупоренная колба с бесцветной жидкостью. Вор задел эту колбу, она покачнулась, ударилась о штатив, разбилась сама и разбила стоявшую рядом склянку с раствором аммиака. Лабораторию заполнил густой дым с удушливым запахом. Вору стало не до платины, он бежал... Утром обнаружилось, что осколки колбы и все склянки в вытяжном шкафу покрыты белым налетом, анализ которого показал: это гексахлоростаннат(IV) аммония. Какая жидкость могла быть в колбе?

8.2. Титановые белила

На смену свинцовым белилам (гидроксиду-карбонату свинца) сначала пришли цинковые (оксид цинка), а потом титановые (диоксид титана). Диоксид титана в виде тончайшего порошка получают из тетрахлорида титана. Как это делается?

8.3. Хитрый тетраборат

Приготовив раствор буры — тетрабората натрия, химик добавил в колбу индикатор фенолфталеин и обнаружил, что среда сильнощелочная. Однако в растворе обнаружили еще молекулы гидроксида бора (борной кислоты). Как же записать уравнение гидролиза $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$?

8.4. Мифические карбонаты

Если вы будете просматривать справочники, учебники, научные статьи по неорганической химии, то не найдете никаких упоминаний о синтезе карбонатов алюминия или железа(III). Нет сведений об этих веществах и в «Химической энциклопедии» 1988—1997 гг. Почему они оказались забытыми?

8.5. Один шаг до «пятерки»!

Студент на экзамене получил задачу: найти pH водного раствора сульфата хрома(III) с концентрацией 0,002 моль/л и рассчитать концентрации ионов $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ и $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$. Константа кислотности K_K для пары $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}/[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ оказалась равна $1,12 \cdot 10^{-4}$. Помогите студенту получить отличную оценку.

8.6. Нитриды, но какие?

Перед вами — склянки с порошками нитридов магния Mg_3N_2 , кремния Si_3N_4 , меди Cu_3N и лития Li_3N . Надо определить, какие из нитридов являются солеобразными и имеют ионную кристаллическую решетку с анионами N^{3-} , а какие из них — ковалентные соединения. Предложите, как это сделать проще всего.

8.7. Альгароттов порошок

В XIV в. итальянский врач-алхимик Витторио Альгаротто из Вероны пытался получить лекарство из хлорида сурьмы(III). Когда он добавил к бесцветным кристаллам, дымящим на воздухе, немного воды, то получил бесцветный раствор, из которого вскоре выпал белый осадок

(«альгароттов порошок»). Через 400 лет немецкий минералог Густав Розе получил пентахлорид сурьмы в виде бесцветной жидкости. Смешивание ее с водой также вызвало выделение белого осадка. Когда Розе добавил к жидкости равный объем концентрированной соляной кислоты, осадка не получилось: раствор остался бесцветным и прозрачным. В 1856 г. французский химик Анри Бодримон слил эквимольные количества трихлорида и пентахлорида сурьмы и получил темно-коричневый раствор, состав которого ему определить не удалось. Когда он добавил к этому раствору хлорид цезия, начали появляться темно-фиолетовые кристаллы необычного соединения — гексахлоростибата(IV) цезия $\text{Cs}_2[\text{SbCl}_6]$. Объясните наблюдения химиков.

8.8. Проказы медного купороса

Садоводы и огородники борются с грибковыми заболеваниями растений с помощью медного купороса, готовя его 0,5%-ный раствор для опрыскивания грядок. Медный купорос хорошо растворим в воде, но раствор указанной концентрации всегда оказывается мутным. Почему?

8.9. Вонючая реакция

В 1855 г. немецкий химик Юстус Либих получил от своего коллеги Роберта Бунзена небольшой слиток алюминия. Бунзен просил Либиха исследовать химическое поведение этого металла, который считался редким и был очень дорогим. Либих смешал равные массы алюминиевых опилок и порошкообразной серы и нагрел смесь в графитовом тигле. Реакция протекала бурно, смесь даже воспламенилась, а в результате получился желтый порошок. Либих перенес этот порошок в колбу с водой, чтобы определить его растворимость. И тут же он почувствовал отвратительный запах сероводорода, который шел из колбы! Вода стала мутной, на стенках колбы появился серовато-белый осадок. Что же случилось?

8.10. Это тоже кислота

Для школьного опыта срочно понадобилось получить немного водорода. Цинк в виде гранул имелся в достаточном количестве, но, как на грех, не оказалось ни одного миллилитра кислоты. Что же делать? Выход был найден, когда ученики обнаружили в шкафу склянку с хлоридом алюминия. Как им удалось получить водород?

8.11. «Ярь-медянка»

Римские художники времен античности умели получать превосходную краску действием уксусной кислоты на металлическую медь.

В результате получалась сине-зеленая краска «ярь-медянка» состава $\text{CuO} \cdot 2\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Какие реакции лежат в основе получения этой краски?

8.12. Неуловимый иодоводород

Иодоводородную кислоту получить непросто. Обменная реакция соли — иодида калия с серной кислотой не поможет: вместо нее идет окислительно-восстановительный процесс. Прямой синтез из иода и водорода тоже не подойдет: реакция обратимая, равновесие достигается долго, выход продукта мал. А если провести гидролиз? Но... гидролиз какого вещества?

8.13. Дымовая завеса

Эта история произошла во время Первой мировой войны. Английский крейсер вел преследование поврежденного в бою немецкого эсминца. Цель почти была достигнута, как вдруг между кораблями появилось плотное облако дыма. Экипаж крейсера почувствовал удушливый запах, раздражающий горло и легкие. Крейсер был вынужден дать задний ход и выйти из дымового облака. Однако моряки успели взять на анализ пробу дыма. Химики обнаружили в нем присутствие кремния и хлорида аммония. Пострадал и корабль: на латунных деталях появился белый налет (это был хлорид цинка), а стальные части покрылись бурой коростой ржавчины. После чистки весь металлический такелаж будто покрыли оспины... Как могло быть получено химическое дымовое облако?

8.14. Хлорид дает две кислоты

В лаборатории, изучавшей кислородные кислоты фосфора, кончились запасы всех реактивов, кроме трихлорида и пентахлорида фосфора. Тем не менее требовалось, не дожидаясь новых поставок, закончить начатую работу. Тогда решили получить нужные кислоты из жидкого PCl_3 и кристаллического PCl_5 . Сначала каждый из этих хлоридов смешали с водой, а потом подвергли полученные растворы перегонке в вакууме. Какие кислородные кислоты фосфора удалось получить этим способом?

8.15. Бургундский ядохимикат

Французские виноградары широко использовали «бургундскую смесь» — ядохимикат для защиты плантаций от грибковых болезней растений. Эта смесь получила название от имени французской провинции, а ее приготовление основано на реакции гидролиза. Что это за смесь?

8.16. Странная пропажа

Цианид калия — один из самых сильных ядов, и хранят его обязательно под замком. Но однажды утром лаборант, вынув из сейфа банку с надписью KCN, обнаружил, что крышки нет, характерный слабый запах миндаля исчез, а между тем объем содержимого не уменьшился... Анализ показал, что вещество в банке вовсе не цианид калия. Кто виноват в пропаже?

8.17. Секреты карбида и цианамид

Карбид кальция CaC_2 получают прокаливанием оксида кальция с коксом. В 1898 г. немецкий химик Ф. Роте обнаружил, что при нагревании в атмосфере азота до 1100°C карбид кальция начинает самопроизвольно превращаться в цианамид кальция CaCN_2 . Когда Роте погрузил гранулы карбида кальция и цианамид кальция в воду, то увидел выделение газа только в случае CaC_2 . Но в обоих случаях красные лакмусовые бумажки в жидкости посинели, а на дне сосудов выпали белые осадки. Твердое вещество, выпавшее в сосуде с CaCN_2 , под действием соляной кислоты начало выделять углекислый газ. Раскройте секрет взаимодействия карбида и цианамид кальция с водой.

8.18. Происхождение малахита

Необычайно эффектный поделочный камень густо-зеленого цвета, минерал малахит — продукт реакции гидролиза. Как происходит этот гидролиз?

8.19. Загадочное предписание

Когда химики растворяют в воде бесцветные кристаллы дихлорида олова, то обязательно добавляют соляную кислоту, а в склянку с готовым раствором бросают несколько гранул металлического олова. Зачем это делают?

8.20. Существенное различие

Тетрахлориды олова и свинца — жидкие вещества. Одно из них бесцветное, другое — желтого цвета. Они весьма сильно различаются своим отношением к воде. В чем состоит это различие?

8.21. Галоген плюс азот равняется — чему?

Бесцветный газообразный трифторид азота NF_3 химически довольно устойчив. И он не менял своего названия и формулы в последние 30 лет, в отличие от темно-желтого жидкого, похожего на масло, взры-

воопасного соединения нитрида трихлора Cl_3N , который раньше называли «трихлоридом азота» (NCl_3). Каким образом реакции гидролиза подсказали правильную формулу этого вещества?

8.22. Ионы в кристаллах

Французский химик Поль Лебо в 1895 г. впервые получил карбид бериллия при взаимодействии оксида бериллия с углем. Лебо спрессовал из смеси BeO и C таблетки и нагрел их в атмосфере водорода при 1900°C . По окончании реакции образовались красивые кирпично-красные кристаллы Be_2C . Позднее, в 1924 г., другой французский химик — Жан Дюран, пропустив сухой ацетилен над нагретым до 450°C порошком бериллия, получил черные кристаллы карбида бериллия другого состава — BeC_2 . Впрочем, черный цвет скорее всего был вызван примесью углерода, который одновременно выделялся при термическом разложении ацетилена. Позже установили, что карбид Лебо содержит в кристаллической решетке ионы Be^{2+} и C^{4-} , а карбид Дюрана — ионы Be^{2+} и C_2^{2-} . Как эти карбиды будут реагировать с водой?

8.23. Дождь помог

В 1852 г. немецкий химик Фридрих Вёлер пытался выделить металлический кальций из карбоната кальция (известняка), прокаливая его с древесным углем. Он получил спекшуюся массу сероватого цвета, в которой не обнаружилось никаких признаков металла. С огорчением Вёлер выбросил эту массу на свалку во дворе лаборатории. Во время дождя лаборанты заметили, что каменистая масса выделяет неизвестный газ. Что это за газ?

8.24. Гадание на воде

Две бесцветные, сильно дымящие на воздухе жидкости — оксид-трихлорид фосфора PCl_3O и оксид-дихлорид серы SCl_2O — вылили в воду. Образовались два раствора. При нагревании раствор, полученный из PCl_3O , выделил летучее вещество, окрасившее синюю лакмусовую бумажку в красный цвет, а при взаимодействии с нитратом серебра образовавшее белый осадок. Раствор, полученный из SCl_2O , обесцветил перманганат калия, а затем при добавлении хлорида бария выделил белый осадок. Что же произошло?

8.25. Сода-вредительница

Почему посуду из алюминиевых сплавов нельзя мыть средствами, содержащими соду?

8.26. «Смущенный» ацетат

К раствору ацетата натрия добавили фенолфталеин, а потом нагрели. Раствор окрасился в малиновый цвет, как будто покраснел от смущения. Однако после охлаждения все признаки «смущения» исчезли, раствор обесцветился. Почему это произошло?

8.27. Неизвестное вещество

Сульфид бериллия можно получить только прямым взаимодействием металла с серой, но никогда не удастся выделить в водной среде обменной реакцией солей бериллия с растворимыми солями-сульфидами. Почему?

8.28. Кислые и дают «кислый спирт»

В 1547 г. Иван Грозный поручил немцу Шлитте ехать посланником в Немецкую землю и вывезти оттуда «мастера для варения квасцов». Но сделать это не удалось: Шлитте был схвачен и заключен в тюрьму во владениях Ливонского ордена. Алюмокалиевые квасцы (додекагидрат сульфата алюминия-калия $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$) широко использовались в медицине и для производства серной кислоты, которую в то время называли «кислым спиртом». Вот как М. В. Ломоносов описывал квасцы: «Квасцы от своего кислого воздуха на российском языке и имя себе весьма правильно имеют, ибо кроме того, что оне очень кислы, еще и через перегонку из реторты дают весьма кислый спирт, который с купоросной кислотой одной натуры». Что происходит с квасцами при растворении в воде и при нагревании?

8.29. Чужой!

Американский химик Г. Классен в 1962 г. первым получил тетрафторид ксенона XeF_4 . Когда он внес в воду очень небольшую порцию этого белого, очень гигроскопичного вещества, самого по себе невзрывоопасного, произошла бурная реакция. Содержимое сосуда было выброшено чуть ли не в лицо Классену. В продуктах реакции он установил присутствие триоксида ксенона, газообразного ксенона, кислорода и фтороводорода. Тогда химик решил провести реакцию при более низкой температуре. Он охладил лед до -80°C и посыпал его порошкообразным XeF_4 . Через некоторое время на поверхности льда появился светло-желтый продукт, в молекуле которого содержался один атом кислорода, а пленка жидкости, стекавшая со льда, представляла собой жидкий фтороводород. Какое из проведенных Классеном превращений было реакцией гидролиза?

8.30. Ионы-соперники

В воде растворили карбонат аммония, а к полученному раствору добавили несколько капель индикатора метилоранжа. Предскажите окраску раствора, если известны константы кислотности K_K для пар $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$, равные соответственно $5,8 \cdot 10^{-10}$ и $4,7 \cdot 10^{-11}$.

8.31. Удивительная соль — «Персоль»

Известный каждой хозяйке порошок для отбеливания при стирке «Персоль» — пероксокарбонат натрия состава $2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}_2$ — в кипящей воде выделяет кислород и обесцвечивает загрязнения. Можно ли считать, что действие персоли основано на реакциях гидролиза?

8.32. Задание: осветлить и умягчить

С помощью сульфата алюминия, который применяется на станциях городского водоснабжения, можно провести осветление и умягчение воды. Как это происходит?

8.33. «Паяльная кислота»

Зачастую перед спаиванием металлических деталей их поверхность очищают от оксидной пленки, обрабатывая «паяльной кислотой» — раствором хлорида цинка. Как же получилось, что эта соль действует и применяется как «кислота»?

8.34. Гидролиз в кипятке

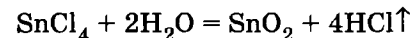
Правда ли, что при длительном кипячении раствор хлорида аммония становится более кислым, а раствор сульфида натрия — более щелочным? Почему это происходит?

8.35. Кислотная или щелочная?

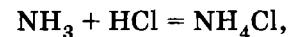
Предскажите, какой (кислотной или щелочной) будет среда в растворах дифосфата натрия и дигидродифосфата натрия при одинаковых молярной концентрации и температуре.

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 8

8.1. В колбе был тетрахлорид олова(IV) SnCl_4 , который на воздухе, содержащем влагу, подвергается гидролизу:

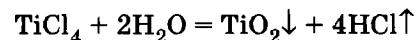


В присутствии аммиака протекают реакции:



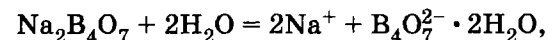
приводящие к образованию «дыма».

8.2. Для получения диоксида титана самой высокой чистоты используют необратимый гидролиз тетрахлорида титана — бесцветной жидкости состава TiCl_4 . Процесс ведут при нагревании, летучий газообразный хлороводород удаляется из сферы реакции, а белоснежный, не содержащий примесей диоксид титана выделяется в осадок:

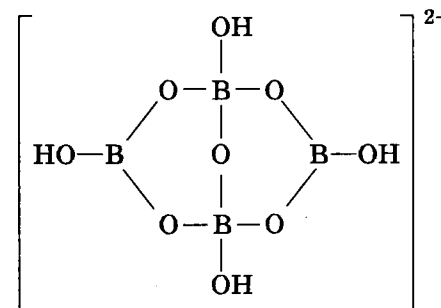


Этот способ получения диоксида титана дает возможность выделить очень чистый продукт. Исходный тетрахлорид титана можно подвергнуть дополнительной очистке перегонкой, а этот способ отделения примесей — самый эффективный.

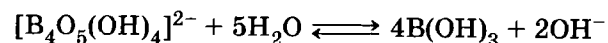
8.3. Щелочная среда в растворе тетрабората натрия обусловлена гидролизом этой соли. Диссоциация ведет к образованию катионов натрия и гидратированного тетраборат-иона $\text{B}_4\text{O}_7^{2-} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$:



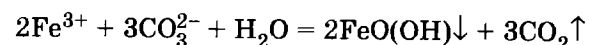
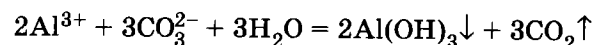
который имеет циклическое строение, более точно выражаемое формулой $[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4]^{2-}$:



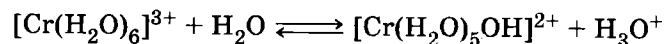
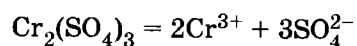
Этот ион при дальнейшем взаимодействии с водой превращается в молекулы гидроксида бора (борной кислоты), и в растворе появляются гидроксид-ионы:



8.4. Синтез карбонатов алюминия и железа(III) в водной среде невозможен из-за реакций необратимого гидролиза:



8.5. Чтобы решить задачу, надо сначала составить уравнения реакций гидролиза, а именно:



Равновесные концентрации $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ и H_3O^+ равны между собой и рассчитываются по формуле: $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(0,004 \cdot K_K)} = \sqrt{(4,48 \cdot 10^{-7})} = 6,7 \cdot 10^{-4}$ моль/л, а $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] = 3,17$. Равновесную концентрацию иона $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ находят по разности:

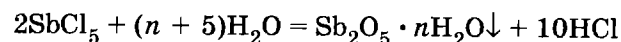
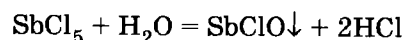
$$(0,004 - 0,00067) = 0,00333 \text{ моль/л.}$$

8.6. Солеобразными (ионными) являются нитриды лития, магния и меди. Если подействовать на них водой, то будет протекать реакция необратимого гидролиза с выделением аммиака, например:

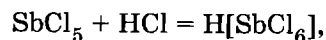


Ковалентные нитриды, такие как Si_3N_4 , гидролизу в обычных условиях не подвергаются.

8.7. Хлориды сурьмы подвергаются гидролизу:



В присутствии HCl пентахлорид сурьмы образует растворимый комплекс гексахлорстибат(V) водорода:

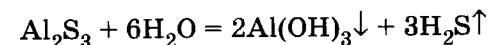


а смесь SbCl_3 и SbCl_5 образует необычное соединение — тетрахлорид сурьмы SbCl_4 , образующий с хлоридом цезия кристаллы комплекса:



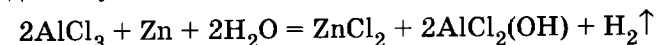
8.8. В растворе идет реакция гидролиза, приводящая к выпадению основных солей меди. Поскольку водопроводная вода обычно содержит соли жесткости (карбонаты и гидрокарбонаты кальция и магния), выпадает осадок дигидроксида-карбоната меди(II) $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$.

8.9. Либих впервые наблюдал необратимый гидролиз полученного им сульфида алюминия:

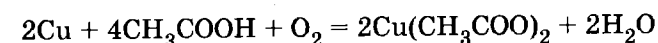


с выделением сероводорода и гидроксида алюминия. Гидролиз делает синтез сульфида алюминия в водной среде невозможным.

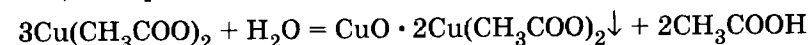
8.10. Хлорид алюминия подвергается гидролизу, и полученный раствор взаимодействует с цинком:



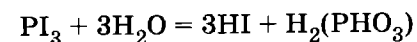
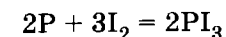
8.11. «Ярь-медянку», порошок зеленого или голубого цвета, обычно получали из меди и уксусной кислоты при участии кислорода воздуха:



При кипячении полученного раствора ацетата меди идет реакция гидролиза, и «ярь-медянка» выпадает в осадок:



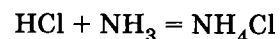
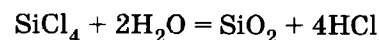
8.12. Необратимый гидролиз позволяет получить иодоводородную кислоту следующим образом. Кристаллический иод I_2 смешивают с красным фосфором, смоченным небольшим количеством воды; при этом протекает реакция, приводящая к образованию трииодида фосфора PI_3 , а полученный галогенид разлагается водой на две кислоты — фосфористую $\text{H}_2(\text{PHO}_3)$ и иодоводородную HI :



Эта реакция дает почти стопроцентный выход иодоводородной кислоты.

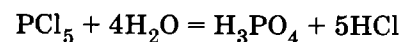
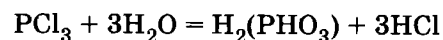
8.13. Маскировочное облако — дымовую завесу — немецкий эсми-нец создал, одновременно выпустив в воздух жидкий тетрахлорид крем-

ния и аммиак. В результате гидролиза SiCl_4 образовались хлороводород и мельчайшие частички диоксида кремния; одновременно получился аэрозоль хлорида аммония:

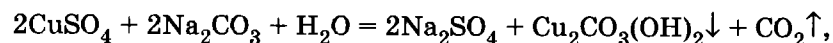


Мельчайшие капельки хлороводородной кислоты вызвали коррозию металлических деталей английского корабля.

8.14. В остатке от перегонки в одном сосуде оказалась фосфористая кислота, а во втором — ортофосфорная. Обе кислоты образовались в результате необратимого гидролиза хлоридов фосфора:

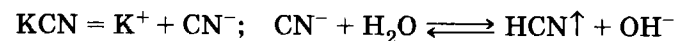


8.15. «Бургундскую смесь» стали готовить, когда в Европе появилась дешевая сода — карбонат натрия. «Бургундскую смесь» получают по реакции гидролиза, смешивая растворы медного купороса и соды:

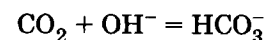


и используют в виде водной суспензии — взвеси в воде.

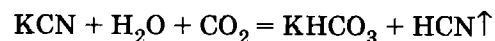
8.16. Виновники пропажи цианида калия — диоксид углерода и влага воздуха. Чем дольше банка была открытой, тем быстрее шли процессы, связанные с гидролизом цианида калия — ведь эта соль гигроскопична (поглощает влагу из атмосферного воздуха). В результате обратимого гидролиза получались летучий циановодород HCN и гидроксид-ионы:



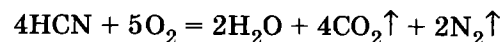
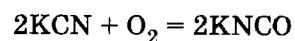
Диоксид углерода реагирует с гидроксид-ионами:



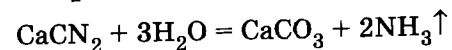
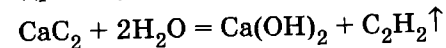
Суммарно взаимодействие цианида калия с воздухом выглядит так:



Кроме того, цианид калия постепенно окисляется до цианата, а циановодород превращается в азот, воду и диоксид углерода:

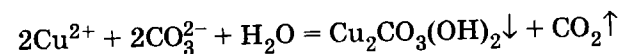


8.17. И карбид, и цианамид кальция реагируют с водой, подвергаясь необратимому гидролизу:

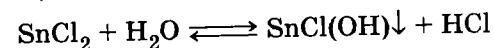


Выделяющийся по второй реакции аммиак растворяется в воде и создает щелочную среду, а осадок карбоната кальция реагирует с кислотами, выделяя газ — диоксид углерода.

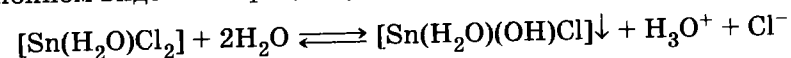
8.18. Природный малахит — спутник месторождений медных руд. Подземные воды вымывают катионы меди из медной руды и карбонат-анионы — из залежей известняка, а при реакции их совместного гидролиза получается дигидроксид-карбонат меди(II) — $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$:



8.19. Дихлорид олова (как, впрочем, и другие соединения олова в степени окисления +II) очень сильно подвергается гидролизу. Если к кристаллам дихлорида олова добавить воду, то сразу же выпадет белый осадок состава $\text{SnCl}(\text{OH})$, а раствор станет сильнокислотным:

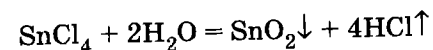


В ионном виде этот процесс условно изображают так:

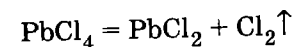


На самом деле состав продукта гидролиза гораздо сложнее: в осадок выпадает многоядерное (т. е. включающее несколько атомов олова) комплексное соединение. Сдвинуть равновесие гидролиза влево можно, приливая HCl ; при этом осадок растворяется. К раствору рекомендуют добавлять металлическое олово, чтобы предотвратить окисление олова(II) до олова(IV).

8.20. При контакте с водой тетрахлорид олова подвергается гидролизу:

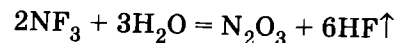


Тетрахлорид свинца в присутствии воды выделяет хлор и превращается в хлорид свинца(II) — идет окислительно-восстановительная реакция:



8.21. Гидролиз — это обменное взаимодействие вещества с водой, при котором меняется кислотность среды, но степени окисления атомов

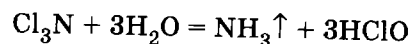
остаются неизменными. В случае трифторида азота на холоду гидролиз приводит к образованию фтороводорода и оксида азота(III)



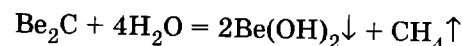
При повышении температуры N_2O_3 разлагается до азотной кислоты и монооксида азота, так что суммарная реакция взаимодействия NF_3 с водой при температуре кипения такова:



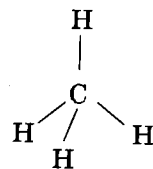
Нитрид трихлора гидролизуеться иначе: в результате реакции получают аммиак и хлорноватистая кислота:



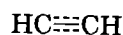
8.22. Гидролиз двух карбидов бериллия протекает в соответствии с уравнениями реакций:



Таким образом, Be_2C относится к числу метанидов — производных метана CH_4 , а BeC_2 — один из ацетиленидов (производных ацетилена C_2H_2).

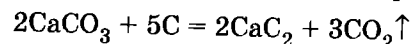


метан

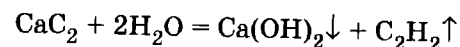


ацетилен

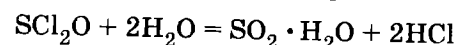
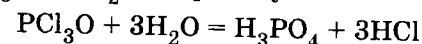
8.23. Вёлер синтезировал карбид кальция по реакции:



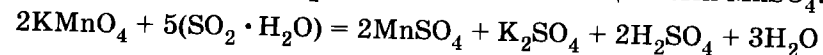
Во время дождя CaC_2 подвергся гидролизу с выделением ацетилена:



8.24. В воде PCl_3O и SCl_2O гидролизуются:



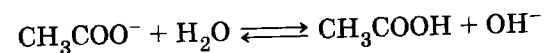
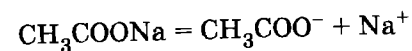
При нагревании смеси H_3PO_4 и HCl хлороводород улетучивается вместе с парами воды; их конденсат — водный раствор HCl — осаждает хлорид серебра AgCl из раствора AgNO_3 . Перманганат калия реагирует с продуктами гидролиза SCl_2O , превращаясь в бесцветный MnSO_4 :



Добавление к этому обесцвеченному раствору хлорида бария дает осадок BaSO_4 , нерастворимый в кислотах.

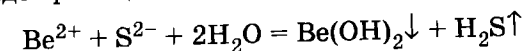
8.25. Сода (карбонат натрия Na_2CO_3) в водной среде в значительной степени подвергается гидролизу, создавая щелочную среду. А активный в химическом отношении металл алюминий в обычных условиях не реагирует с водой из-за наличия на его поверхности тончайшей оксидной пленки. В щелочной среде эта пленка разрушается, и изделие из алюминия приходит в негодность.

8.26. Ацетат натрия CH_3COONa диссоциирует в водном растворе; в результате получают катион натрия Na^+ (непротолит) и ацетат-ион CH_3COO^- , который затем в воде будет вести себя как слабое основание:

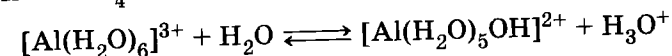


В результате гидролиза среда становится щелочной ($\text{pH} > 7$). Если раствор ацетата натрия нагреть, то значение pH увеличится. Гидролиз — процесс эндотермический, он протекает с поглощением теплоты. Поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье равновесная система стремится компенсировать изменившиеся условия — поглотить теплоту. Следовательно, равновесие смещается в сторону продуктов гидролиза. В растворе окажется больше гидроксид-ионов, чем до нагревания. Если к раствору ацетата натрия заранее добавить индикатор фенолфталеин, то при нагревании его розовая окраска станет ярко-малиновой. Но после охлаждения раствора до комнатной температуры окраска индикатора станет прежней, бесцветной.

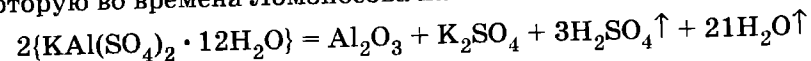
8.27. При смешивании солей бериллия и растворимых сульфидов в водной среде идет реакция необратимого гидролиза:



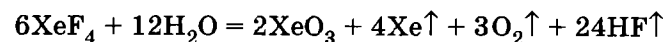
8.28. Квасцы при растворении в воде образуют гидратированные ионы K^+ , Al^{3+} и SO_4^{2-} . Аквакатион алюминия подвергается гидролизу:



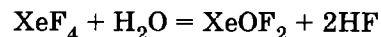
Наличие в водном растворе ионов H_3O^+ обуславливает его кислый вкус. При нагревании квасцы разлагаются с выделением серной кислоты, которую во времена Ломоносова называли «кислым спиртом»:



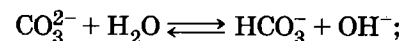
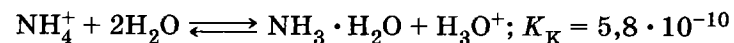
8.29. В переводе с греческого ксенон значит «чужой». Разложение XeF_4 при комнатной температуре отвечает окислительно-восстановительной реакции:



Очень низкая температура (порядка -80°C) препятствует переносу электронов между атомами, и вместо окислительно-восстановительного процесса идет реакция гидролиза:



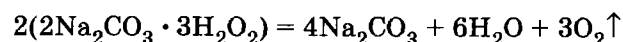
8.30. Катионы аммония и карбонат-ионы, образующиеся в результате диссоциации исходной соли, подвергаются протолизу, равновесие которого описывается константой кислотности K_K в случае катиона NH_4^+ и константой основности K_O в случае аниона CO_3^{2-} :



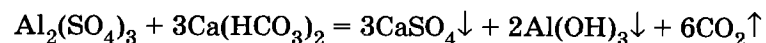
$$K_O = K_B/K_K = 1 \cdot 10^{-14}/(4,7 \cdot 10^{-11}) = 5,6 \cdot 10^{-4}$$

Поскольку $K_O > K_K$, среда в растворе будет щелочной, $\text{pH} > 7$.

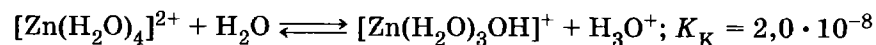
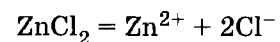
8.31. Нет, нельзя. При нагревании пероксокарбонат натрия разлагается, выделяя кислород. Это окислительно-восстановительная реакция:



8.32. В жесткой или загрязненной воде гидролиз солей алюминия приводит в конечном счете к выделению гидроксида алюминия. Мало-растворимый $\text{Al}(\text{OH})_3$, похожий на студень, захватывает и удаляет из воды глинистые частицы и колонии микроорганизмов. Вода становится прозрачной. Поэтому сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ используют для «осветления» воды на станциях водоочистки. Кроме того, добавка сульфата алюминия умягчает воду, так как сульфат кальция выпадает в осадок по реакции:

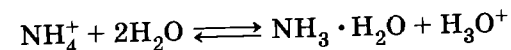


8.33. Раствор хлорида цинка имеет кислотную среду из-за гидролиза ZnCl_2 :

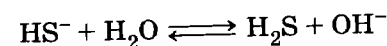
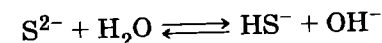


Это значит, что pH раствора хлорида цинка с концентрацией 1 моль/л равняется 3,8. Такой кислотности среды вполне достаточно, чтобы оксиды железа или меди химически растворились, превратившись в соли.

8.34. Кипячение способствует удалению из раствора хлорида аммония аммиака, образующегося при гидролизе этой соли. Равновесие гидролиза:

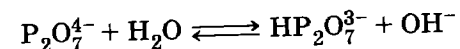
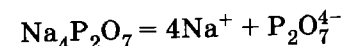


смещается в сторону продуктов, и раствор становится более кислотным. В случае сульфида натрия кипячение удаляет из раствора сероводород, который может образоваться в результате второй стадии гидролиза:



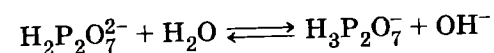
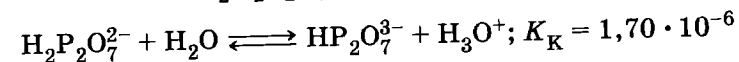
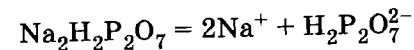
В связи с этим в растворе накапливается большее количество гидроксид-ионов, щелочность среды растет.

8.35. В растворе $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ протекают реакции гидролиза:



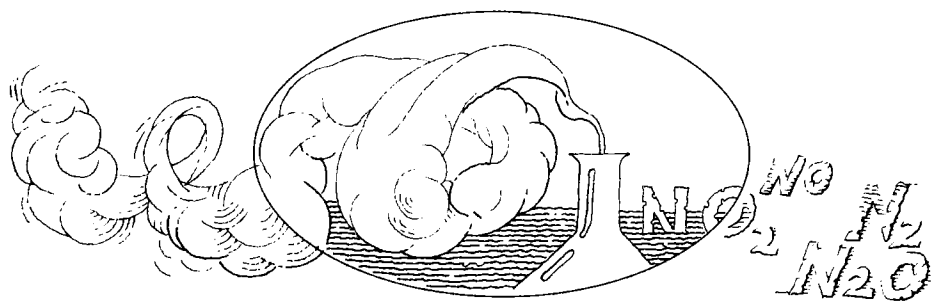
$$K_O = K_B/K_K = 1 \cdot 10^{-14}/(6,03 \cdot 10^{-9}) = 1,66 \cdot 10^{-6},$$

которые приводят к возникновению щелочной среды ($\text{pH} > 7$). В растворе $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ после диссоциации соли появляется анион-амфолит $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$.



$$K_O = K_B/K_K = 1 \cdot 10^{-14}/(3,24 \cdot 10^{-2}) = 3,09 \cdot 10^{-13}$$

Поскольку $K_K > K_O$, в растворе $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ среда кислотная ($\text{pH} < 7$).



Глава 9

ГАЗЫ: ЭФИРНЫЕ СОЗДАНИЯ

До нашей эры понятия «газ» не существовало. Первым газом (конечно, помимо воздуха), с которым столкнулся человек, вероятнее всего, был аммиак. О нем знали египетские жрецы за две-полторы тысячи лет до нашей эры. В памятниках древнерусской письменности, начиная с X в. н. э., встречается слово «гас», очевидно, произошедшее от «гасить» — т. е. «тушить», например свечу, выдувая из легких «гас».

Понятие «газ» впервые ввел в науку в 1609 г. голландский врач и алхимик Ян Баптист ван Гельмонт. Проводя научные опыты, он сжег однажды 62 фунта (около 20 кг) угля и получил один фунт золы. Тогда он сделал вывод: «Следовательно, остальной уголь (61 фунт) превратился в лесной дух. Этот дух я называю новым именем — газ».

Итак, газ — это летучее вещество, не имеющее собственной формы. Газ обычно распространяется по всему объему сосуда или помещения, в котором находится. От этого объема и температуры сильно зависит давление вещества в газообразном состоянии.

9.1. Четвертый

В 1774 г. французский химик Антуан Лоран Лавуазье провел опыты с нагреванием оксида ртути HgO и обнаружил образование какого-то газа, в среде которого вспыхивал тлеющий уголек. Это был, по-видимому, четвертый по счету газ после воздуха, аммиака и диоксида углерода, с которым познакомился человек. Лавуазье назвал его «чрезвычайно чистым воздухом». В этом же году английский химик Джозеф Пристли повторил опыт Лавуазье и убедился, что новый газ не имеет ничего общего с диоксидом углерода. Пристли назвал полученный им газ «дефлогисти-

рованным воздухом». Примерно тогда же Лавуазье получил от шведского аптекаря Карла Шееле письмо с сообщением об открытии им «райского воздуха». Позднее Лавуазье показал, что открытый им газ способен горению фосфора и серы. Какой газ открыли Лавуазье, Пристли и Шееле?

9.2. Смутное начало — флогистон

М. В. Ломоносов писал в 1745 г.: «При растворении какого-либо неблагородного металла, особенно железа, в кислотных спиртах из отверстия склянки вырывается горючий пар, который представляет собой не что иное, как флогистон». Термин «флогистон» в переводе с греческого означал «воспламеняющийся», «горючий». Переведите слова Ломоносова на современный язык.

9.3. Место рождения: болото

Болотный газ, пузырьками выделяющийся из тинистой пучины, пугал своим поведением. Если в месте выделения газ поджигали, то по болоту начинали блуждать огоньки. В 1777 г. итальянский физик Алессандро Вольта, взрывая смеси болотного газа с воздухом, пытался выяснить сущность происходящих процессов, но потерпел неудачу. Химики разных стран пытались получить болотный газ искусственным путем. Впервые это удалось сделать французскому химику Марселену Бертло только в 1856 г. путем пропускания смеси сероуглерода и сероводорода через трубку с раскаленной медной стружкой. Много позже болотный газ выделили, действуя водой на карбид алюминия или нагревая смесь ацетата и гидроксида натрия. Каков состав болотного газа?

9.4. Старый знакомый

На кристаллы сульфата натрия действовали серной кислотой и обнаружили, что идет выделение бесцветного газа с резким запахом. Когда в поток газа ввели влажную лакмусовую бумажку, она покраснела. При смешивании газа с влажным сероводородом появился желтоватый туман. О каком газе здесь идет речь?

9.5. Сатанинские огни

Чтобы посмотреть на привидения, о которых давно толковали в селе, двое мальчишек забрались ночью на старое кладбище. Когда их глаза привыкли к темноте, они заметили, как вспыхнул и тут же погас огонек над одной из могил. Затем такие же огоньки появились в других местах. Над могилами, где гасли огоньки, появлялись и быстро исчезали

ли белесые очертания неведомых существ. Чем было вызвано появление этих «привидений» и блуждающих огней?

9.6. Элегаз

В помещении высоковольтного трансформатора внезапно вспыхнул пожар. Дежурный электрик не глядя схватил баллон со щита противопожарного оборудования, нажал на клапан и стал гасить пламя, все время ожидая короткого замыкания... Но беды не произошло, пожар был потушен. Только тогда электрик обратил внимание, что на баллоне было написано «элегаз». Каковы свойства этого необычного газа?

9.7. Вспышка на воздухе

Для получения полупроводникового кремния применяют бесцветное газообразное вещество, которое окисляется кислородом воздуха со вспышкой даже в жидком состоянии при температуре ниже $-150\text{ }^{\circ}\text{C}$. Этот газ устойчив в кислых и нейтральных растворах, но легко взаимодействует с водой в присутствии даже очень малого количества щелочей, выделяя при этом водород. С фтором и хлором ему лучше не встречаться — неизбежен взрыв! Что это за газ?

9.8. Пахучий

В 1785 г. голландский химик Мартин ван Марум установил, что воздух под действием электрического разряда изменяется, у него появляется специфический запах и он «приобретает способность лишать ртуть ее блеска». Это наблюдение пригодилось в 1840 г. немецкому химику Кристиану Шёнбейну. Он повторил опыты ван Марума и обнаружил, что после электрического разряда воздух вызывает появление фиолетовой окраски у подкисленного раствора MnSO_4 , а бесцветный раствор KI делает коричневым. Шёнбейн назвал полученный с помощью электричества воздух греческим словом, означающим «пахучий». Какое вещество образовалось в опытах ван Марума и Шёнбейна?

9.9. Где больше?

В четырех закрытых сосудах емкостью по 1 л находятся газы азот, неон, водород и гелий. Давление в сосудах равно 1 атм, а температура $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. В каком из сосудов молекул газа больше?

9.10. Удобный способ

На уроке химии показывали простой опыт: плавление серы в пробирке. Вдруг все почувствовали запах тухлых яиц. Откуда взялся посторонний газ?

9.11. Капризы одного газа

В 1874 г. русский химик Александр Базаров изучал свойства газообразного трифторида бора BF_3 . Вначале он пропустил этот газ через жидкий фтороводород в надежде получить новое соединение бора. После насыщения фтороводородом он стал испарять полученный раствор, но нового вещества выделить не удалось: улетучилось все, что было в чашке. Тогда Базаров решил пропустить BF_3 через водный раствор фтороводорода. Осторожно выпаривая жидкость, он выделил очень сильную кислоту. Какое вещество получил Базаров?

9.12. Снова флогистон

Шведский химик-аптекарь Карл Шееле в 1774 г. провел опыт (рис. 15), который описал так: «Я поместил смесь черной магнезии с muriевой кислотой в реторту, к горлышку которой присоединил пузырь, лишенный воздуха, и поставил реторту на песчаную баню. Пузырь наполнился желтым газом». Далее Шееле сообщал, что при первой попытке проведения опыта пузырь лопнул и лаборатория наполнилась неведомым газом, который сильно раздражал глаза и перехватывал дыхание, так что ему пришлось выбежать на свежий воздух. Полученный газ он назвал «дефлогистированной muriевой кислотой». Опишите опыт Шееле современным химическим языком.

9.13. Негорючий газ

В 1903 г. в американском штате Канзас из нефтяной скважины внезапно забил фонтан газа. К великому изумлению нефтяников, газ оказался негорючим. Новая встреча с неведомым газом припала на годы

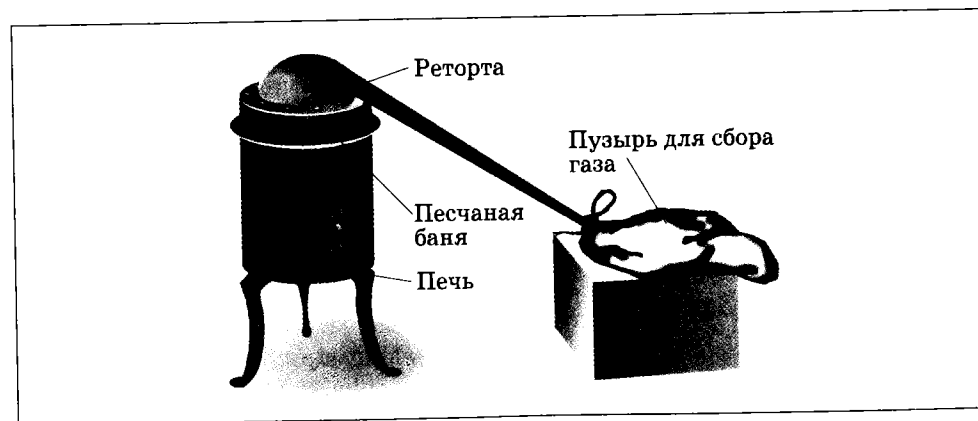


Рис. 15. Опыт Карла Шееле

Первой мировой войны. В немецкий дирижабль, сбрасывавший бомбы на Лондон, попал зажигательный снаряд, но дирижабль не вспыхнул. Медленно истекая газом, он улетел прочь. Секретные службы Англии переполошились: до этого немецкие дирижабли сгорали и взрывались от снарядов, так как были наполнены водородом. Эксперты-химики вспомнили, что задолго до войны немецкие пароходы зачем-то везли в качестве балласта монацитовый песок из Индии и Бразилии. Какой это был газ?

9.14. Его открывали многократно...

С этим газом химики имели дело очень с давних пор, но его природу установить долго не удавалось. Полагают, что впервые этот газ получил голландский изобретатель, механик и алхимик Корнелиус Дреббел в 1602 г. нагреванием селитры. В 1615 г. Дреббел построил первое подводное судно, наполнил его газом, в котором человек мог спокойно дышать, и вместе с командой из 12 человек опустился на три часа на дно Темзы близ Лондона. В этой экспедиции участвовал и король Англии Джеймс (Яков I). Позднее, в 1678 г., датский ученый Оле Борх, а в 1721 г. священник Стивен Гейлс повторили опыт Дреббела. В 1772 г. шведский аптекарь Карл Шееле выделил тот же газ реакцией «черной магнезии» с серной кислотой и назвал его «райским воздухом». Что это был за газ?

9.15. Веселящий газ

Американский химик Джеймс Вудхауз в 1800 г. изучал взаимодействие серы с нагретым раствором нитрита натрия NaNO_2 в формамиде HCONH_2 . Внезапно началась бурная реакция с выделением какого-то газа со слабым приятным запахом. Вудхаузу вдруг стало весело, и он пустился в пляс, распевая песни... На другой день, вернувшись в лабораторию, он обнаружил в колбе, где шел опыт, кристаллы тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$. Почти в то самое время английский химик Гемфри Дэви проводил термическое разложение нитрата аммония NH_4NO_3 . Как потом он вспоминал, помощник слишком близко наклонился к установке и несколько раз вдохнул газ с приятным запахом, выходящий из реторты. Вдруг помощник разразился беспричинным смехом, стал судорожно двигаться, опрокидывая стулья, а потом свалился в углу комнаты и тут же уснул. Какой газ получили Вудхауз и Дэви?

9.16. Батарея Захарова

В 1803 г. крестьяне подмосковных деревень приходили подивиться на «установку» русского химика Якова Захарова, где он получал некий газ. «Установка» представляла собой печь, в которую были вмазаны пятнадцать чугунных труб, заполненных железными опилками. Через

трубы, раскаленные докрасна, Захаров пропускал водяной пар из стоявшего тут же котла с кипящей водой. Образовавшийся в трубах газ проходил затем через сосуды с водой и водной суспензией гашеной извести — гидроксида кальция. Какой газ получал Захаров и зачем нужна была гашеная известь?

9.17. «Испорченный газ»

Почти одновременно в 1772 г. три химика — Карл Шееле в Швеции, Генри Кавендиш в Англии и Даниель Резерфорд в Шотландии — поставили один и тот же опыт. Они пропускали воздух через раскаленный уголь, а потом через водный раствор щелочи — гидроксида натрия. Оставшуюся непоглощенную часть воздуха они собрали в сосуды и отметили, что в нем гасли горящие лучины. Химики посчитали, что раскаленный уголь «испортил» воздух, и назвали полученный газ «удушливым воздухом», «ядовитым воздухом» и даже «насыщенным флогистоном». Какой это был газ?

9.18. Рудничный газ

В 1812 г. на шахте близ Ньюкасла в Англии взрывом рудничного газа за несколько секунд было убито более ста шахтеров, а сотни остались калеками. Власти обратились к известному химику Гемфри Дэви. После многочисленных опытов, от которых у Дэви и его помощника Майкла Фарадея лица и руки покрылись ссадинами, было предложено защищать пламя горняцких ламп металлической сеткой (рис. 16). Что такое рудничный газ и зачем в лампах нужна сетка?

9.19. Ядовитый сюрприз

В 1830 г. французский химик Эжен Суберан попытался выделить мышьяк из As_2O_3 , действуя на него цинком в среде соляной кислоты. Во время опыта Суберан почувствовал неприятный чесночный запах, а когда он поджег выходящий из реторты газ, то вместо почти бесцветного горящего водорода увидел бледно-синее пламя неизвестного происхождения. При этом выходное отверстие реторты почернело. Мышьяк получить так и не удалось. Через шесть лет английский химик-аналитик Джеймс Марш, используя открытие Суберана, предложил метод обнаружения мышьяка в различных объектах, который применяется до сих пор. Для этого исследуемый

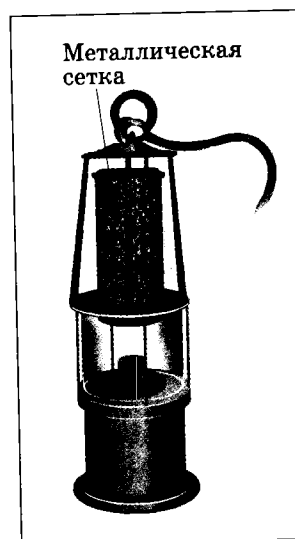


Рис. 16. Рудничная лампа

образец подвергают действию водорода (образующегося при взаимодействии цинка с соляной кислотой), а полученные газообразные продукты пропускают через нагретую стеклянную трубку. Соединения мышьяка при повышенной температуре разлагаются, и на холодных частях трубки появляется бурое черное «зеркало». Эта проба на мышьяк носит название «реакция Марша». Какие процессы лежат в ее основе?

9.20. Невидимый враг

Геологическая партия вела разведку радиоактивных руд и минералов и остановилась на ночевку в небольшой пещере гористой местности в Алтайском крае. Все трое геологов и дозиметрист так устали, что легли спать, не разводя огня. А утром всех начал мучить кашель. Осмотревшись, геологи обнаружили, что из щели в стене пещеры сочится какой-то газ без цвета и запаха. Внесенная в струю газа горящая спичка погасла. Дозиметрист ужаснулся, когда обнаружил, что этот газ чрезвычайно радиоактивен. Вся команда геологов немедленно покинула пещеру, захватив с собой склянку с образцом газа. Какой это был газ?

9.21. «Вздуватели»

Две полусферы — заготовки теннисных мячей соединяют, предварительно положив внутрь таблетки, сделанные из смеси нитрита натрия и хлорида аммония. А потом, склеив полусферы, нагревают их. Что создает в мячах повышенное давление?

9.22. Газ-оборотень

На медь подействовали кислотой и получили бесцветный газ, который при контакте с воздухом стал красно-бурым. Когда его превратили в жидкость, она оказалась бесцветной со слабо-желтым оттенком. При внесении в эту жидкость небольшого количества воды она стала синей. Когда воды добавили больше, получили бесцветную сильную кислоту; одновременно снова выделился бесцветный газ. Какой это газ?

9.23. Чужак

Некий газ Э, взаимодействуя со фтором, дает ряд производных: дифторид ЭF_2 , тетрафторид ЭF_4 и гексафторид ЭF_6 . Гексафторид ЭF_6 подвергается гидролизу с образованием ЭO_3 , который переходит в раствор в виде кислоты состава $\text{H}_2\text{ЭO}_4$. Выделенный из раствора ЭO_3 мгновенно взрывается, превращаясь в Э и кислород. Действие на $\text{K}_2\text{ЭO}_4$ озона, а затем концентрированной серной кислоты позволяет получить производные Э в степени окисления +VIII, а именно $\text{K}_4\text{ЭO}_6$ и ЭO_4 . Какой газ и какой химический элемент скрываются под буквой Э?

9.24. Рожденный светом

В 1811 г. английский химик Гемфри Дэви провел следующий опыт. Он смешал в прозрачном стеклянном сосуде два газа и выставил сосуд на яркий солнечный свет на двое суток. По истечении этого срока желто-зеленая окраска исчезла, смесь газов обесцветилась. Чуть приоткрыв сосуд, Дэви слегка помахал около него ладонью и ощутил удушливый запах прелого сена и опавшей листвы. Когда Дэви влил в сосуд водный раствор щелочи и взболтал его, запах исчез, а в жидкости обнаружили карбонат и хлорид натрия. Какие газы смешивал Дэви и что из них получилось во время опыта?

9.25. Тощий? Жирный?

Среди горючих газов выделяют болотный, рудничный, водяной, коксовый... А какие газы носят название «тощий» и «жирный»?

9.26. Расчет для водолаза

Старинный водолазный колокол — это стальной или медный цилиндр, закрытый сверху и открытый внизу. Внутри колокола расположена скамейка для отдыха водолазов. Вода не может проникнуть в колокол, так как этому препятствует давление находящегося в нем воздуха. Водолаз, сидящий в колоколе с объемом воздуха 8000 л (или 650 моль смеси азота и кислорода), решил опустить в нем уровень воды, чтобы было теплее ногам. Он рассчитал, что для этого надо довести объем воздуха в колоколе до 10 000 л. Какое количество (моль) смеси азота и кислорода надо ввести в колокол, чтобы довести объем сухой части колокола до заданного?

9.27. А он опасен!

В 1929 г. немецкий химик Отто Руфф, действуя фтором на хлорид кобальта CoCl_2 , получил светло-коричневый порошок нового вещества. Когда он стал нагревать его в струе диоксида углерода, чтобы защитить продукт от действия кислорода и влаги, выделился какой-то светло-желтый газ. Руфф собрал его в две прозрачные кварцевые пробирки. В одну он высыпал стружку алюминия, которая тотчас же вспыхнула, и пробирка разлетелась на мелкие осколки. Другую пробирку с неизвестным газом Руфф закрыл пробкой и оставил до завтра. Утром он увидел, что стенки пробирки стали матовыми, а внесенная в нее тлеющая лучинка вспыхнула. Через 20 лет немецкий химик В. Клемм подверг действию фтора гранулы марганца и получил вещество голубого цвета. Чтобы лучше его рассмотреть, Клемм поднес ампулу с полученным веществом к окну, но задел

рукой за какой-то предмет и уронил ампулу. Она разбилась, а вещество высыпалось в чашку с керосином, стоявшую на подоконнике. Раздался сильный взрыв. Какие вещества синтезировали Руфф и Клемм?

9.28. Опыты Каблукова

Российский химик Иван Каблуков славился своими чудачествами. Например, он подписывался не иначе как «Каблук Иван». В 1882—1888 гг. он преподавал на Высших женских курсах в Москве, а с 1884 г. — в Московском университете. Однажды он показал студентам удивительный опыт с четырьмя газометрами, наполненными ртутью, где хранились четыре разных газа — два бесцветных, а другие два — красно-бурого цвета. Каблуков поочередно пропускал эти газы через трубки с раскаленной медной стружкой и показывал, что вне зависимости от состава исходного газа получаются одни и те же продукты: оксид меди(I) Cu_2O и азот N_2 . Студенты терялись в догадках — как такое стало возможно? Помогите найти объяснение опытам Каблукова.

9.29. Странный газ

В 1912 г. немецкий химик Альфред Шток получил бесцветный газ, обладающий необычными свойствами. Он самовоспламенялся на воздухе с образованием белого «дыма», состоящего из частичек оксида бора B_2O_3 . В воде новый газ разлагался с выделением водорода. Гранулы гидроксида калия, помещенные в этот газ, покрывались белой корочкой гидроксотригидридобората калия, который в воде превращался в тетрагидроксобо́рат калия, выделяя водород. Какой газ получил Шток?

9.30. Коварное вещество

Это произошло в самом начале 1900-х гг. В одной из университетских лабораторий в Москве изучали действие оксида фосфора(V) на муравьиную кислоту. Время было зимнее, а вытяжная вентиляция работала с перебоями. Хотя в помещении не ощущалось никаких посторонних запахов, все работники лаборатории стали жаловаться на сильнейшую головную боль, одна из лаборанток даже упала в обморок. Тогда вызвали врача-токсиколога, и он, пропустив пробу воздуха через трубочку с белыми кристаллами оксида иода(V), увидел, как они почернели. Врач сказал, что в воздухе чрезвычайно много... Чего?

9.31. Загадка для аспиранта

Аспиранты технического университета, собравшись за чашкой кофе, задавали друг другу каверзные вопросы. Вот один из них: «В бледно-зеленом газе при комнатной температуре воспламенилась стеклова-

та. Когда тот же газ пропустили в воду, началась бурная реакция с выделением фтороводорода, хлора и дифторида кислорода. Какой это газ?» А ведь вопрос не такой уж сложный!

9.32. Загадка голубого алмаза

В доме лондонского ювелира исчез алмаз необычного голубого цвета. Срочно приглашенный в дом знаменитый сыщик Шерлок Холмс обратил внимание на баллон с хлором, отводная трубка от которого была погружена в колбу с раствором пероксида водорода. «Где хранился алмаз?» — спросил Холмс. «В маленьком алюминиевом футляре, который стоял вот здесь», — ответил ювелир и показал на серую кучку пепла рядом с включенной паяльной горелкой. «Алмаза вам уже не вернуть», — заметил Шерлок Холмс. Что заставило его сделать такой вывод?

9.33. Битва анионов

В каких случаях диоксид углерода, пропускаемый через раствор соли, выделяет из нее газ?

9.34. Пушкин — химик?

...Тогда услышал я (о, диво!) запах скверный,
Как будто тухлое разбилось яйцо,
Иль карантинный страж курил жаровней серной.
Я, нос себе зажав, отворотил лицо...

Это отрывок из стихотворения А. С. Пушкина, написанного в 1832 г. О каких газах писал поэт?

9.35. Маслородный газ

Немецкий алхимик и врач Иоганн Бехер в 1669 г., прибавив к серной кислоте этиловый спирт, наблюдал, как раствор сильно вспенился, выделяя неизвестный газ, похожий на метан. Однако в отличие от метана новый газ горел коптящим пламенем и обладал слабым чесночным запахом. Бехер назвал новый газ «маслородным», так как его соединение с хлором $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ представляло собой маслообразную жидкость, которую с 1795 г. называли «маслом голландских химиков». Какой газ открыл Бехер?

9.36. Зеленый туман

Первая мировая война, 1918 год. Уже второй раз на позиции французских войск со стороны немецких войск ползет зеленый туман. Это ядовитый газ! На этот раз солдаты готовы: их марлевые маски пропитаны «антихлором». Какое вещество (точнее, вещества) выполняли роль «антихлора»?

9.37. Газ-солерод

В 1859—1863 гг. французский химик Марселен Бертло изучал взаимодействие угля с водородом при высоких температурах. В одном из опытов получался бесцветный газ, который горел сильно коптящим пламенем. Однажды в сосуд с этим газом попала примесь воздуха, и при поджигании произошел взрыв. Взрывы вообще стали преследовать Бертло. Так, пропуская новый газ через растворы нитрата серебра и хлорида диамминмеди(I), химик получил соответственно белый и красно-коричневый осадки. Отфильтровав их от раствора, Бертло высушил выделенные вещества, а потом решил измельчить в ступке. Одно за другим эти вещества взорвались, и он сам едва уцелел. Какой газ получал Бертло?

9.38. Экзо- и эндогаз

Защитные газы — это контролируемые газовые среды, используемые в различных производствах (радиоактивных материалов, полупроводников, химически активных металлов и сплавов и др.). Если эти газы используют в противопожарных целях, в них должно быть очень низкое содержание кислорода, а если для хранения пищевых продуктов, допускается присутствие 2—15% O_2 . Сжиганием природного газа получают защитные «экзогаз» и «эндогаз». Что это такое?

9.39. Изобретение Гемфри Дэви

Гемфри Дэви писал стихи,
Бывал на приемах в высшем свете,
Дарил жене цветы и духи,
Но прославился он не этим.
Гемфри Дэви любил прогресс,
Был горд достижениями своими,
Имел к электричеству интерес,
А по профессии был он химик.
Приверженец лучшей из всех наук
Даже в отпуске, на курорте,
Возил с собой походный сундук:
Набор реактивов, весы, реторты...
Дэви открыл веселящий газ,
Много химических элементов.
Даже утратив от взрыва глаз,
Не бросил опасных экспериментов.
В Англии каждый трудяга-шахтер
Сэру Гемфри был благодарен;
Все говорили: «Хотя он — лорд,

Но химик Дэви — отличный парень;
Ведь он изобрел такой предмет
Вместе с помощником Фарадеем!!!»
Дайте скорей на вопрос ответ:
Что для шахтеров Дэви сделал?

9.40. Правила безопасности

В рекомендации по получению пирофорного (т. е. воспламеняющегося на воздухе) железа из его оксалата или цитрата указано, что процесс обязательно надо вести в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. В результате термического разложения этих солей получается вполне безвредный диоксид углерода. Но почему требуются такие строгие меры безопасности?

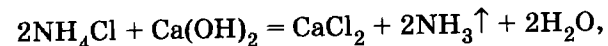
9.41. Закон для газов, но не только

И жаркое лето, и осень закончились вроде.
Зима. На термометре ноль.
И каждого газа объемы на равных в природе,
Когда их количества — равные (в моль).

Какой из законов химии отражает это стихотворение?

9.42. Особенности эксперимента

Газообразный аммиак впервые получил в 1774 г. английский химик Джозеф Пристли. Он смешал порошки хлорида аммония NH_4Cl (нашатырь) и гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ (гашеной извести) и внезапно ощутил резкий запах нового вещества. Этот запах усиливался при нагревании смеси. Когда Пристли попытался собрать летучий продукт реакции:

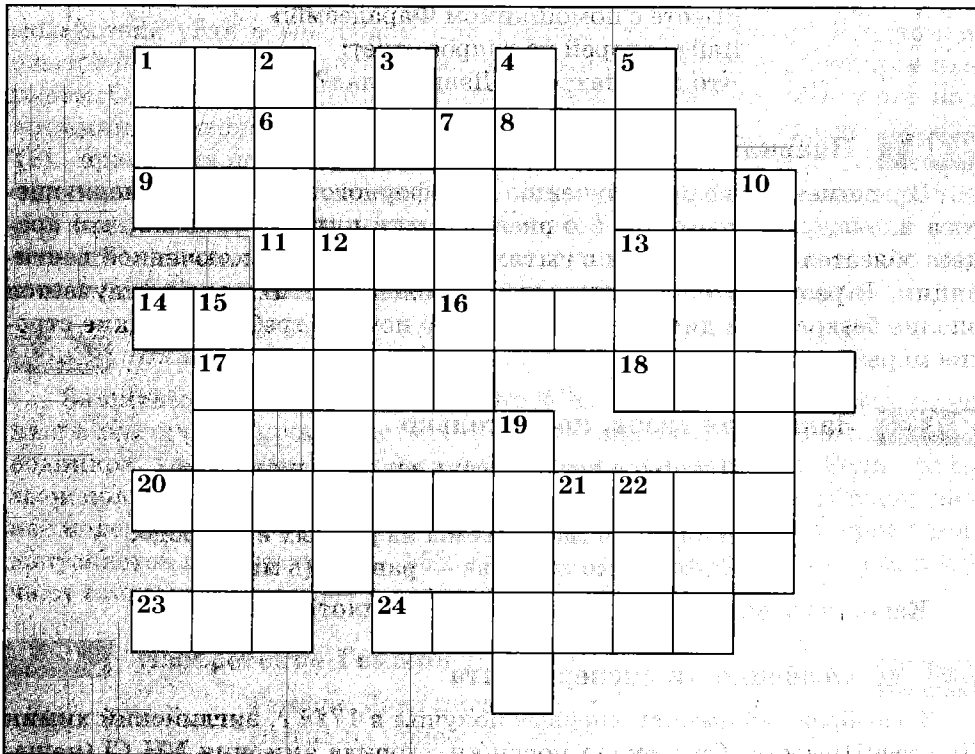


вытесняя им воду из перевернутого сосуда, то выяснилось, что новый газ тотчас растворяется в ней. Как Пристли все-таки смог собрать газообразный аммиак?

9.43. «Новый воздух»

Однажды Пристли оставил рядом две незакупоренные склянки с реактивами. На следующий день он обнаружил на горловине одной из склянок белый налет, а над ней — курящийся белый дымок. Пристли крикнул жене: «Мэри, смотри, из склянки выделяется новый воздух!» Какой «новый воздух» получил Пристли?

9.44. Кроссворд



По горизонтали:

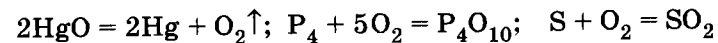
1. Ветла, верба и ракита. 6. «Эх, дороги, пыль да ...!» 8. Второй из благородных газов. 9. Десятью десять. 11. Ядовитый лондонский туман. 13. Полосатая воздухоплавательница. 14. Нота. 16. Трехатомный кислород. 17. Болотный газ. 18. Из него на 78% состоит воздух. 20. Жизненно необходимый газ и самый распространенный неметалл. 21. Он исследовал свойства «веселящего газа» и определил его химический состав. 23. Глаз. 24. Железная емкость для газа.

По вертикали:

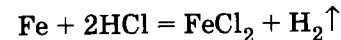
1. Латинская буква, которой обозначают ось абсцисс. 2. Один из мушкетеров в книге Дюма «Три мушкетера». 3. Интеллект. 4. Местоимение. 5. Рассеянная птица. 7. «Химический мертвец». 10. Краситель из моркови. 12. Если он активный, то реагирует с разбавленными кислотами, выделяя водород. 15. «Щелочной воздух» Джозефа Пристли. 19. Английский физик и химик, первооткрыватель одного из газовых законов. 22. Оно повторяет звуки в лесу.

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 9

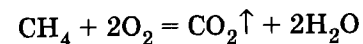
9.1. Лавуазье, Пристли и Шееле открыли кислород. Опыты Лавуазье описывали химические реакции:



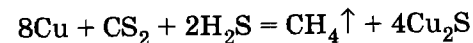
9.2. Ломоносов писал о получении водорода, который он называл «горючим паром», или «флогистоном». При действии кислот («кислотных спиртов») на железо шла реакция:



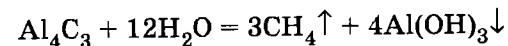
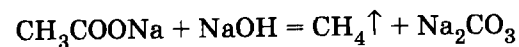
9.3. Болотный газ — это метан CH_4 , образующийся при разложении органических веществ без доступа воздуха. Горение метана отвечает реакции:



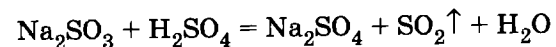
Реакция Бертло такова:



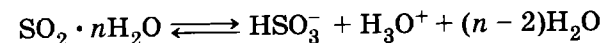
Метан получается также по реакциям:



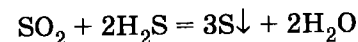
9.4. Этот газ — диоксид серы, получаемый по реакции:



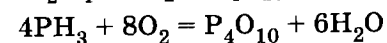
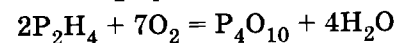
Диоксид серы образует кислоту — полигидрат диоксида серы:



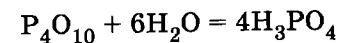
При взаимодействии SO_2 с сероводородом выделяется сера:



9.5. Появление «сатанинских огней» вызвано самовоспламенением газов, выделяющихся при разложении фосфорсодержащих органических веществ — дифосфана P_2H_4 и фосфина PH_3 :



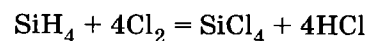
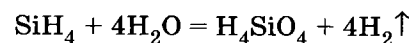
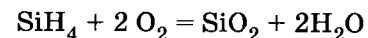
Горение водородных соединений фосфора сопровождается образованием оксида фосфора(V), который с влагой воздуха дает туман, состоящий из мельчайших капелек ортофосфорной кислоты:



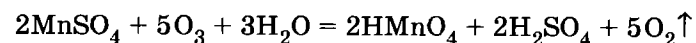
Этот туман и есть «привидения».

9.6. «Элегаз» — газообразный гексафторид серы. Это вещество — отличный гаситель пламени, газообразный диэлектрик, бесцветный, нетоксичный, лишенный запаха газ. Он негорюч и химически инертен.

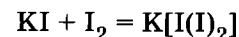
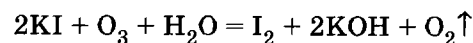
9.7. Этот газ — силан SiH_4 , участвующий в реакциях:



9.8. Это был озон O_3 («озон» по-гречески значит «пахучий»). Под действием O_3 на поверхности ртути появляется тонкий слой оксида ртути HgO , а сульфат марганца(II) превращается в марганцовую кислоту HMnO_4 :

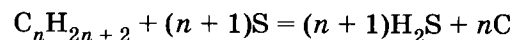


Из иодида калия озон выделяет иод, который реагирует с иодидом калия и окрашивает раствор в коричневый цвет:



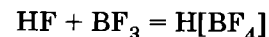
9.9. В соответствии с законом Авогадро равные объемы газов при одинаковых температуре и давлении содержат одинаковое число молекул.

9.10. В пробирку с серой попали кусочки парафина. Смесь парафина с серой при нагревании выделяет сероводород:

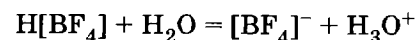


Чем сильнее нагревать смесь, тем большее количество сероводорода выделяется. Если прекратить нагревание, реакция прекращается.

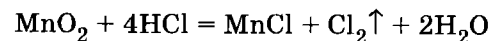
9.11. Жидкий фтороводород — ковалентное соединение и не реагирует с трифторидом бора, а только растворяет его. В водном растворе фтороводорода имеется некоторое количество фторид-ионов, образующих с BF_3 комплексное соединение тетрафтороборат водорода $\text{H}[\text{BF}_4]$:



Это соединение, впервые полученное А. Базаровым, в водном растворе нацело подвергается протолизу, т. е. ведет себя как сильная кислота:



9.12. Шееле открыл новый химический элемент хлор и получил газообразный Cl_2 . Черная магнезия — минерал пиролюзит MnO_2 (диоксид марганца), а «муриевая кислота» имеет состав HCl :



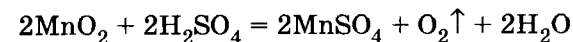
Современное название элементу дал французский химик Жозеф Луи Гей-Люссак. «Хлор» в переводе с греческого значит «желто-зеленый».

9.13. Это был гелий. В монацитовом песке, который долгое время являлся главным гелийсодержащим сырьем, содержится радиоактивный элемент торий, при распаде которого образуется гелий. Гелий — самый легкий (после водорода) газ, к тому же он негорюч и химически инертен.

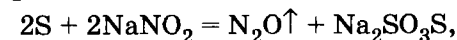
9.14. Это был кислород. Дреббел получал его термическим разложением нитрата калия:



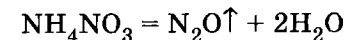
Шееле получил кислород действием серной кислоты на диоксид марганца:



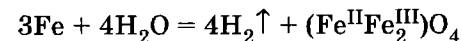
9.15. Вудхауз и Дэви первыми получили оксид диазота N_2O — «веселящий газ», который обладает слабыми наркотическими свойствами. Вудхауз получил N_2O по реакции:



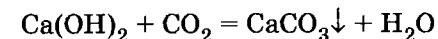
а Дэви использовал термическое разложение NH_4NO_3 :



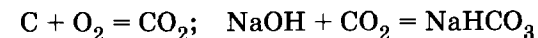
9.16. Захаров получал водород для заполнения воздушного шара, используя реакцию:



Вода и гидроксид кальция были нужны для удаления из водорода примесей, прежде всего диоксида углерода:



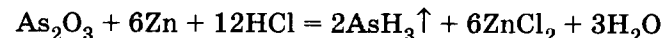
9.17. Горящий уголь извлекал из воздуха кислород, а раствор гидроксида натрия — диоксид углерода:



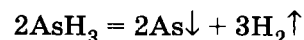
Оставались только азот и аргон — газы, не поддерживающие горения и непригодные для дыхания.

9.18. Рудничный газ — это метан CH_4 . Метан проникает вместе с воздухом через металлическую сетку к пламени горняцкой лампы, взрывается и тушит пламя, но через сетку взрыв не передается наружу, так как продукты взрыва охлаждаются и воспламенение метана за пределами лампы становится невозможным.

9.19. Суберан впервые получил арсин AsH_3 , крайне ядовитый газ, состав которого был установлен позднее. Он использовал реакцию:

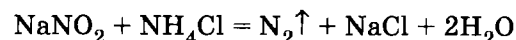


В соответствии с реакцией Марша на холодной части трубки осаждается мышьяк:

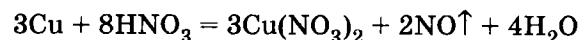


9.20. Радиоактивный газ — радон. Вероятно, геологи и дозиметрист провели долгое время в госпитале, освобождаясь от последствий облучения.

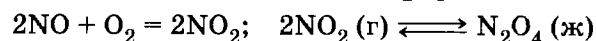
9.21. Повышенное давление внутри теннисных мячей создает азот, который получается при термическом разложении солей по реакции:



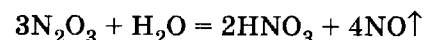
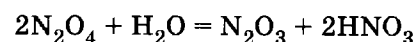
9.22. Бесцветный газ — монооксид азота, получаемый по реакции:



При контакте с воздухом он окисляется до бурого газа — диоксида азота. Последний при охлаждении димеризуется, превращаясь в бесцветную жидкость — тетраоксид диазота N_2O_4 :

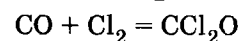


Добавление воды к N_2O_4 приводит к образованию синей жидкости — оксида азота(III), а затем азотной кислоты:

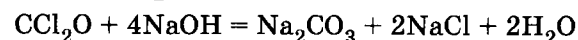


9.23. Буквой Э обозначен ксенон (в переводе с греческого «чужой, посторонний»).

9.24. Дэви смешал хлор и монооксид углерода, которые на свету образовали новый газ фосген (в переводе с греческого «рожденный светом») — оксид-дихлорид углерода CCl_2O :



В щелочной среде CCl_2O разлагается:



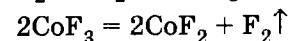
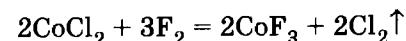
Фосген — ядовитый газ, он был использован в этом качестве во время Первой мировой войны.

9.25. Природные горючие газы — это естественные смеси углеводородов различного строения. Если углеводородов с тремя и более атомов углерода в цепи в газе содержится меньше 150 г/м^3 , газ считается «то-

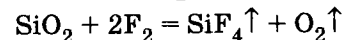
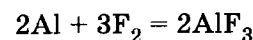
щим», если от 150 до 300 г/м^3 — газом «средней жирности», если больше 300 г/м^3 — «жирным» газом.

9.26. Из уравнения состояния идеального газа $pV = nRT$ следует, что при постоянных температуре и давлении $V_1/V_2 = n_1/n_2$, или $n_2 = (n_1 V_2)/V_1$. Отсюда $n_2 = (10\,000 \cdot 650)/8000 = 813$ моль. Таким образом, надо добавить еще $813 - 650 = 163$ моль смеси азота и кислорода. Для решения задачи не имеет значения, является ли газ чистым или представляет собой смесь азота и кислорода.

9.27. Руфф синтезировал трифторид кобальта CoF_3 , который при нагревании разлагается в соответствии с уравнением реакции:

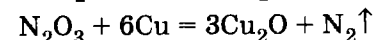
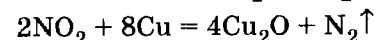
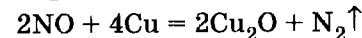
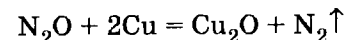


Выделившийся при этом фтор реагирует с алюминием и диоксидом кремния (кварцем) следующим образом:

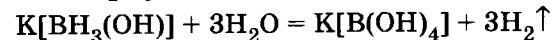
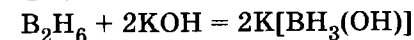
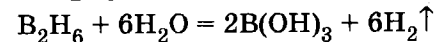
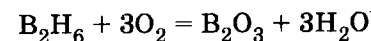


В результате второй реакции получается кислород, поэтому лучинка вспыхивает. Клемм получил тетрафторид марганца MnF_4 , сильный окислитель, который вызвал вспышку керосина.

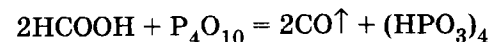
9.28. Газометры были наполнены оксидами азота состава N_2O (бесцветный), NO (бесцветный), NO_2 (бурый) и N_2O_3 (при комнатной температуре на 90% разлагается до NO и NO_2 , поэтому тоже приобретает бурый цвет). Все эти газы реагируют с медью, превращая ее в Cu_2O :



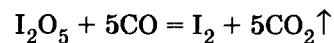
9.29. Шток получил диборан B_2H_6 , который реагирует с кислородом, водой и щелочами следующим образом:



9.30. Воздух был отравлен монооксидом углерода CO , «угарным газом», не имеющим вкуса и запаха. Он выделялся по реакции:



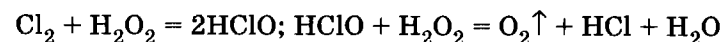
Присутствие угарного газа в воздухе определили по реакции:



9.31. Ответ на вопрос аспиранта таков: необычным газом был трифторид хлора ClF_3 , который реагирует с диоксидом кремния и водой следующим образом:

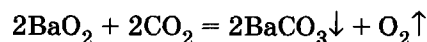
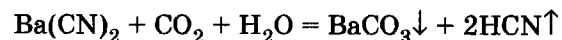


9.32. Ювелир, по-видимому, не до конца закрыл кран баллона с хлором, и начались реакции:



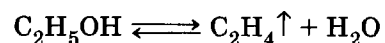
Выделяющийся кислород способствовал возгоранию алюминиевого футляра. При высокой температуре сгорел и алмаз; от камня и футляра остался только серый пепел.

9.33. Диоксид углерода может реагировать с цианидом бария или пероксидом бария, выделяя газообразные циановодород и кислород:



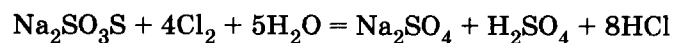
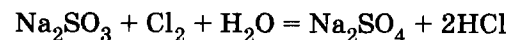
9.34. Пушкин упоминал о сероводороде, известном своим отвратительным запахом, и о диоксиде серы, который с глубокой древности использовали для дезинфекции, окуривая помещения горячей серой.

9.35. Бехер открыл этилен C_2H_4 , образующийся по реакции:

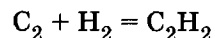


При этом серная кислота служит водоотнимающим средством.

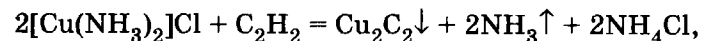
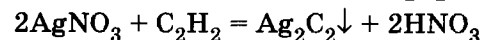
9.36. В роли «антихлора» могут выступать сульфит натрия или тиосульфат натрия, которые реагируют с хлором так:



9.37. Бертелло получил ацетилен по реакции



Ацетилен образует ацетилениды серебра Ag_2C_2 и меди Cu_2C_2 :

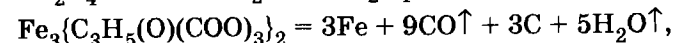
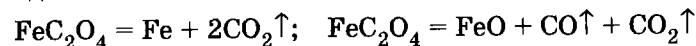


которые разлагаются со взрывом.

9.38. Сжигание углеводородов при большом избытке воздуха дает защитный «экзогаз», содержащий 5—11% CO_2 , 10—11% CO , 15—21% H_2 , до 1% CH_4 , 70—86% N_2 . При каталитическом сжигании природного газа и дополнительном подводе теплоты извне получается «эндогаз» (0—0,5% CO_2 , 19—20% CO , 39—40% H_2 , до 1% CH_4 , около 40% N_2). Эндогаз постепенно заменяется экзогазом, очищенным от CO_2 .

9.39. Изобретение Дэви и Фарадея — безопасная шахтерская лампа (см. 9.18).

9.40. При термическом разложении этих солей наряду с диоксидом углерода выделяется ядовитый монооксид углерода:



поэтому необходимы меры предосторожности, а именно — хорошая вытяжная вентиляция.

9.41. Это закон Авогадро, который применительно к газам звучит так: в одинаковых объемах любых газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. В нормальных условиях — при давлении, равном 1 атм (760 мм рт. ст., или $1,01325 \cdot 10^6$ Па), и температуре 0 °C (или 273,15 К), 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

9.42. Пристли собирал аммиак над жидкой ртутью Hg, в которой этот газ практически нерастворим.

9.43. Газ, который обнаружил Пристли, — аммиак. Водные растворы аммиака понемногу выделяют NH_3 , который образует с парами кислот (например, с хлороводородом), всегда присутствующими в воздухе химических лабораторий, белый налет, состоящий из солей аммония (например, хлорид аммония NH_4Cl). Пристли назвал аммиак «щелочным воздухом»: все получаемые газы — кислород, оксиды азота, серы и углерода — он считал «новым воздухом».

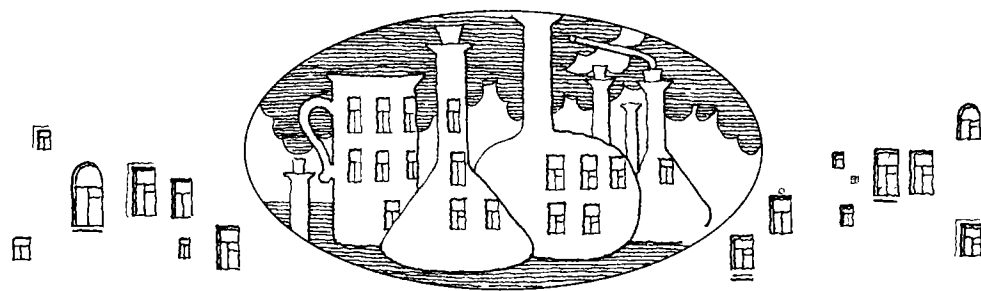
9.44. Ответы к кроссворду.

По горизонтали:

1. Ива. 6. Туман. 8. Неон. 9. Сто. 11. Смог. 13. Оса. 14. Фа. 16. Озон. 17. Метан. 18. Азот. 20. Кислород. 21. Дэви. 23. Око. 24. Баллон.

По вертикали:

1. Икс. 2. Атос. 3. Ум. 4. Он. 5. Ворона. 7. Аргон. 10. Каротин. 12. Металл. 15. Аммиак. 19. Бойль. 22. Эхо.



Глава 10

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА: ХИМИЧЕСКИЙ ДОМ И ЕГО ОБИТАТЕЛИ

Периодическая («естественная») система химических элементов, предложенная Д. И. Менделеевым в 1869 г., несет в себе очень много информации. Она помогает предсказывать химические свойства недостаточно изученных простых веществ и соединений элементов, используя закономерности разных видов периодичности. Таблица Менделеева позволяет определять электронную конфигурацию атомов химических элементов, характер заселения электронами атомных орбиталей и устанавливать максимальные степени окисления атомов в молекулах. По расположению химического элемента в таблице мы можем узнать, какие из оксидов элементов имеют кислотный, какие — основной характер, какие из простых веществ окажутся в реакциях восстановителями, какие — окислителями. Периодическая система помогает различить ионные и ковалентные соединения элементов и т. п.

10.1. Старое и новое

Известнейший философ античности Аристотель, учитель Александра Македонского, основал в 335 г. до н. э. в Афинах философскую школу Ликей. Он полагал, что первоосновой всего сущего являются четыре элемента: земля, огонь, вода и воздух. Аристотель уже знал о существовании семи металлов (золота, серебра, ртути, свинца, олова, меди и железа) и двух неметаллов (угля и серы). Позднее стали считать, что как слова состоят из букв, так и вещества — из элементов. Но даже великий французский химик Антуан Лоран Лавуазье принимал термины «элемент» и «простое вещество» как равнозначные. Только Д. И. Менделеев

начал различать эти понятия. Что же такое «химический элемент» и «простое вещество»?

10.2. Смысл слова «номер»

Термин «порядковый номер элемента» впервые ввел в употребление английский химик Джон Ньюлендс в 1875 г. Поначалу порядковый номер элемента не имел отношения к Периодической системе Менделеева. Термин «атомный номер элемента» появился позднее — в 1913 г. Английский физик Эрнест Резерфорд настойчиво внедрял его в употребление вместо «порядкового номера». Какому из этих терминов следует отдать предпочтение? Каков физический смысл порядкового номера элемента?

10.3. Триады

Шел 1817 год. У министра Веймарского герцогства, поэта и философа Иоганна Вольфганга Гёте собрались за вечерним чаем его друзья и родственники. Среди них были Иоганн Дёберейнер, профессор химии, жена сына герцога Мария Павловна — сестра русского царя Александра I и другие влиятельные лица. Спорили о разном, в том числе и о химии. Дёберейнер сказал, что если все известные химические элементы сгруппировать по сходству их свойств и расположить по три в ряд по возрастанию атомных масс, то обнаружится нечто удивительное. Мария Павловна заметила: «Бог троицу любит...» Что же удивительного обнаружил Дёберейнер?

10.4. Бракованная, но какая?

Когда пришло время изучать в школе химию, родители купили сыну две открытки с изображением Периодической системы Д. И. Менделеева. Но они оказались разными. На одной открытке было 8 групп элементов да еще какие-то «подгруппы» — у всех групп по две, а у VIII — даже 4! На другой открытке в таблице было целых 32 группы, причем среди них было 14, содержащих всего по 2 элемента. Уж не попала ли в продажу таблица с полиграфическим браком?

10.5. Задача без расчетов

В начале XX столетия геологи зашифровывали на картах места открытия руд ценных металлов при помощи координат химических элементов в Периодической системе. Арабской цифрой указывали номер периода, а римской — номер группы. Кроме того, в записях были еще буквы русского алфавита — А или Б. На одной из старых карт нашли обозначения: 4VIB, 4VIIIБ2, 6IB, 6IIБ. Расшифруйте записи геологов.

10.6. Как предсказать?

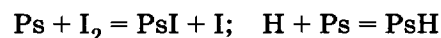
Найдите в таблице Менделеева элементы второго периода и предскажите, какие из них будут обладать самыми высокими значениями первой энергии ионизации атомов — иначе говоря, какие из этих элементов труднее всего отдают в реакциях первый электрон.

10.7. Фиаско

В 1803 г. в одной лондонской газете появилось объявление, будто в магазине торговца минералами Форстера можно приобрести новый металл, близкий по свойствам к платине. Надо сказать, что в это время из всех шести металлов семейства платины была известна только сама платина. Английский химик Ричард Ченевикс был возмущен и раздосадован настолько, что купил небольшой образец «нового» металла, чтобы публично высмеять анонимного химика, якобы открывшего новый элемент. Ченевикс вскоре сообщил, что в руках у него всего-навсего сплав платины с ртутью. Однако другие химики не подтвердили этого вывода: новый металл был мягче платины, плавился при более низкой температуре, реагировал с концентрированной азотной кислотой, не выделяя оксидов азота. Соединение нового элемента с кислородом было темно-красным (а не черным, как у платины). Ченевикс, оправдываясь, утверждал, что всему виной примеси ртути в сплаве... В чем причина заблуждений Ченевикса?

10.8. Две частицы

В 1945 г. английский физик Поль Дирак предсказал существование частиц необычного строения и даже дал им название: позитроний Ps. В 1951 г. были получены первые доказательства существования позитрония. Жизнь позитрония очень коротка — всего 10^{-8} с. Позитроний восстанавливает катионы железа(III) до железа(II), выделяя положительно заряженный электрон (позитрон). Позитроний замещает атомы иода в молекуле и присоединяет атом водорода:



Что представляет собой «атом позитрония»?

10.9. Диады

В первом периоде таблицы Менделеева — два элемента, во втором и третьем — по восемь, в четвертом и пятом — по 16, в шестом и седьмом — по 32 элемента. Чем объяснить существование парных периодов?

10.10. Бездомный

В какую группу Периодической системы надо поместить водород? Может быть, в IA-группу — ведь у него, как и у щелочных элементов, один валентный электрон, который он теряет, переходя в катион? Но водород не металл! Или в VIIA-группу — водород, как и элементы-галогены, существует в виде двухатомного газа, склонен принимать один электрон и образовывать анион с зарядом -1 , входя в состав гидридов? Однако электроотрицательность водорода отнюдь не выше электроотрицательности фтора, над которым он мог бы располагаться в таблице; водород скорее типичный восстановитель, чем типичный окислитель. Где же место водорода в Периодической системе?

10.11. Электронные секреты

Археолог-коллекционер хранил свои сокровища в нескольких маленьких сейфах, вмонтированных в стену. На дверцах были надписи, которые показывали, из какого материала состоят находки археолога: $[\text{Xe}]6s^14f^{14}5d^{10}$, $[\text{He}]2s^22p^2 + [\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^2$, $[\text{Kr}]5s^14d^{10}$, $[\text{Kr}]4d^{10}$. Сам-то он легко ориентировался в этих загадочных символах, но когда в комнату проник вор... Растерявшийся преступник не мог понять, где же находятся золотые изделия древних мастеров, и наудачу вскрыл сейф с самой длинной надписью. Но там оказались только куски угля. Сработала сигнализация, вор бежал, оставшись без добычи. В каком из сейфов было золото?

10.12. Легче водорода

Менделеева удручало, что первый период его таблицы одинок и не имеет периода-«напарника». Он считал, что в естественной системе элементов должны обязательно присутствовать «диады» периодов — так, как это имеет место для 2 и 3, 4 и 5-го периодов. Поэтому Менделеев предполагал, что должен существовать некий легчайший элемент «ньютоний», пока что не обнаруженный в природе. Он инертен химически и обладает величайшей проникающей способностью. Специально для ньютония Менделеев ввел в таблицу «нулевой» период. Какую из элементарных частиц можно было бы считать за гипотетический сверхлегкий элемент?

10.13. Если бы...

Российский физикохимик Яков Кивович Сыркин любил задавать студентам неожиданные, часто парадоксальные вопросы. И тех, кто успешно справлялся с этими химическими загадками, профессор Сыркин осво-

бождал от экзамена и ставил отличную оценку по физической химии. Один из его вопросов звучал так: «Предположим, что электрон в атоме может иметь три значения спинового квантового числа m_s : $+1/2$, 0 и $-1/2$. Если все остальные квантовые числа сохраняют прежние разрешенные для них значения, сколько неспаренных электронов должно быть в атоме азота? И какой вид приобретет Периодическая система химических элементов, если осуществится мое предположение относительно спинового квантового числа?» Как ответить на вопрос профессора Сыркина?

10.14. Активная пара

В конце первого периода и почти в самом начале второго периода находятся химические элементы гелий и бериллий, имеющие очень похожие электронные конфигурации: He $1s^2$ и Be $1s^2 2s^2$. Атомы обоих элементов содержат по паре электронов на внешней s -орбитали, но гелий и бериллий обладают совсем разными свойствами. Гелий — самый инертный из всех химических элементов (до сих пор не получено ни одного его соединения), а бериллий — металл, образующий оксид, гидроксид, многочисленные соли и комплексные соединения. Почему же два элемента столь различны по свойствам?

10.15. «Химический мертвец»

В 1894 г. английский химик Уильям Рамзай открыл новый химический элемент аргон. Этот благородный газ не взаимодействовал ни с какими известными к тому времени элементами, получил прозвище «химический мертвец» и задал химикам немало загадок. В Периодической системе места для него не было, ведь атомная масса аргона больше, чем у калия, и меньше, чем у кальция. Рамзай считал, что аргон следует поместить в Периодическую систему после хлора и он должен предшествовать калию, но это была только догадка, в то время ничем конкретным не подтвержденная. Предложение Рамзая разместить аргон и открытые им вслед за этим элементом другие благородные газы в VIII группе поначалу не встретило поддержки Менделеева — ведь у этих «химических индивидуумов» не было известно ни одного соединения. Только в 1900 г. Рамзай и другой английский химик Трэверс убедительно доказали, что аргон и другие благородные газы образуют отдельную группу химических элементов между галогенами и щелочными металлами. Как они это сделали?

10.16. Вакантные места?

К началу XX в. первый период таблицы Менделеева все еще оставался загадкой. Он включал всего два химических элемента — водород и гелий. Поскольку в то время водород помещали в I, а гелий — в VIII группу, то между ними оставалось много вакантных мест для размещения

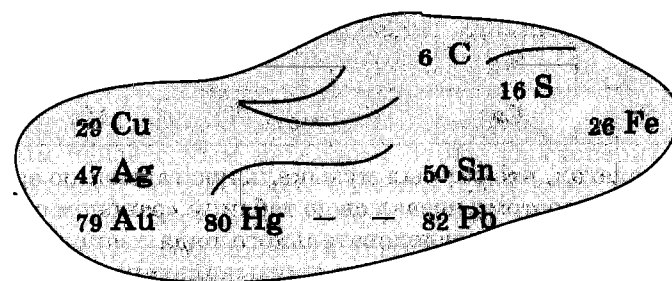
неизвестных химических элементов. Даже сам Менделеев считал, что рядом с гелием «должен находиться галоид с атомным весом около 3, который, возможно, найдется в природе». Некоторые химики прогнозировали существование новых элементов, которые легче углерода, азота и кислорода. Могут ли существовать химические элементы, место которых в Периодической системе — между водородом и гелием?

10.17. Загадочный восемьдесят седьмой

В 1870 г. Д. И. Менделеев предсказал существование нового химического элемента «экацезия» с порядковым номером 87, расположенного в IA-группе Периодической системы. Долго этот элемент не могли найти в природе. Только в 1929 г. химики напали на след «экацезия», но его никак не могли отделить от примесей других элементов. Одно ошибочное открытие следовало за другим. Как только не называли «экацезий»: виргинием, молдавием, руссием, алкалинием... Но вот в 1939 г. за эту проблему взялась Маргерит Пере, ученица Марии Склодовской-Кюри. Она обнаружила, что «экацезий» рождается в результате α -распада ядер актиния (элемента, следующего в Периодической системе за радием и возглавляющего семейство актиноидов). Пере занялась очисткой препаратов актиния от примесей, и скоро пришел успех: был открыт новый радиоактивный элемент, названный в честь ее родной страны францием Fr. Маргерит Пере стала первой женщиной Франции, удостоенной звания академика. Используя закономерности изменения свойств элементов по группе таблицы Менделеева, запишите формулы оксида, гидроксида и гидроксида франция, его солей — оксалата и хлорида, составьте уравнения реакций взаимодействия металла с кислородом и водой.

10.18. Пергамент Элюара

Зная о высоких ценах на археологические находки, Жан Элюар, владелец антикварной лавки в Париже, решил разбогатеть. Он нанес на старинный пергамент фрагменты Периодической системы химических элементов, а затем «состарил» его (обработал так, чтобы придать ему вид древнеегипетского манускрипта). Получилось следующее:



После этого ему оставалось только инсценировать находку пергамента в песках у одной из египетских пирамид в присутствии толпы американских туристов. Элюар заявил, что им найден вариант самой древней Периодической системы, и эту сенсацию охотно подхватили бульварные газеты. Но эксперт, приглашенный на аукцион в Париже, где была выставлена находка Элюара, сразу же объявил манускрипт грубой фальшивкой. Чем руководствовался эксперт, делая свое заключение?

10.19. Химическая диагональ

Можно ли предсказать свойства бериллия и его соединений, исходя из совокупности свойств алюминия и его производных?

10.20. Что под кляксами?

На записи в ученической тетради попала вода, и часть текста была испорчена. Восстановите пропавшие слова.

Атом _____ ама содержит в ядре _____ протонов и _____ нейтронов. Число электронов в электронной оболочке равно числу протонов, а также равно _____ элемента. Число энергетических уровней определяется номером _____ и равно _____. Число внешних электронов определяется номером _____ и равно _____.

10.21. Музыкальная таблица Ньюлендса

Английский химик-аналитик Джон Александер Рейна Ньюлендс в 1865 г., расположив известные к тому времени химические элементы в порядке возрастания их атомных масс, заметил, что в этой последовательности каждый восьмой элемент напоминает по свойствам первый. Так, хлор напоминает фтор, фосфор близок по свойствам к азоту, калий подобен натрию и т. д. Октавы Ньюлендса таковы:

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

Ньюлендс полагал, что открыл музыкальную гармонию среди химических элементов, и поэтому назвал свою таблицу «законом октав». Ведь октава — восьмая ступень последовательного ряда звуков, а Ньюлендс сопоставлял каждые восемь элементов с музыкальными октавами.

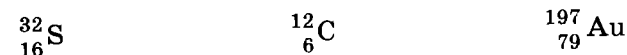
В начале марта 1861 г. Ньюлендс представил «закон октав» Лондонскому химическому обществу, но был встречен недоброжелательно. Более того, профессор физики Г. Фостер предложил расположить химические элементы в алфавитном порядке, по заглавным буквам их названий... Эта реплика оскорбила Ньюлендса. Какие недостатки на самом деле присущи закону октав?

10.22. Угадай... элемент!

Один из химических элементов был выделен еще в XVI в. немецким химиком и металлургом Георгиусом Агриколой. В «Алхимическом словаре» Руланда (1612) он отнесен к металлам и назван «легчайшим, бледнейшим и дешевлешим свинцом». Вплоть до XVIII в. данный элемент путали со свинцом, сурьмой и оловом. В России его называли то «нимфой», то «глаурой», то «демогоргоном». Происхождение современного названия элемента тоже покрыто тайной. Одни считают, что оно происходит от арабских слов «би исмид» — похожий на сурьму. Другие предполагают, что название элемента древнегерманского происхождения и означает «белый металл». Третьи утверждают, что название произошло от двух немецких слов — «визе» («луг») и «мутен» («рудник»), поскольку в немецкой Саксонии элемент, о котором идет речь, издавна добывали в рудниках, расположенных среди лугов округа Шнееберг. Добавим, что атомы элемента имеют электронную конфигурацию $[\text{Xe}, 4f^{14}, 5d^{10}]6s^26p^3$. Что это за элемент?

10.23. Сколько?

Изотопы химических элементов обозначают так:



Назовите число нейтронов, протонов и электронов в атомах каждого из этих изотопов.

10.24. Невероятное золото

В XVIII в. в Трансильвании и Тироле нашли золотосодержащую руду, прозванную «парадоксальным золотом». В 1782 г. горный инженер Ференц Мюллер выделил из руды хрупкое, серебристо-белое вещество с металлическим блеском, похожее на сурьму, которое, как он полагал, было новым неизвестным металлом. Чтобы удостовериться в своем открытии, Мюллер послал пробу металла шведскому химику-аналитику Торнберну Улафу Бергману, который в это время был тяжело болен. Бергман все-таки успел провести анализ присланного образца и установить, что он не отличается по химическим свойствам от сурьмы. Однако

вскоре Бергман умер. Прошло четыре года, и «парадоксальное золото» снова заинтересовало ученых. Наконец, в 1798 г. немецкий химик Мартин Клапрот выступил в Берлинской академии наук с докладом о свойствах нового элемента. Оказалось, что по свойствам он больше похож не на сурьму, а на серу. На воздухе он горит голубоватым пламенем с зеленой каймой, образуя белый дым, частички которого не взаимодействуют с водой, но растворяются в щелочах. Какой же это был элемент?

10.25. Уровень, подуровень, орбиталь

Энергетические диаграммы атомов иногда сравнивают с лестницами, а атомные орбитали — с квартирами в многоэтажном доме. Электроны по определенным правилам «заселяют» этот «дом». В таком случае с чем можно было бы сравнить энергетические уровни и подуровни в атоме?

10.26. Причуды орбитального числа

Когда уже задано значение главного квантового числа n , орбитальное квантовое число l может принимать разные целочисленные значения, начиная от 0 до $(n - 1)$. Если бы орбитальное число могло принимать максимальное значение, равное n , внешний вид Периодической системы изменился бы. Как именно?

10.27. Другие варианты

Как бы выглядела Периодическая система химических элементов, если бы при переходе от каждого элемента к следующему в ядре его атома прибавлялся не один протон, а одна альфа-частица — ядро атома гелия?

10.28. Химия и астрономия

Какой из химических элементов сначала был найден астрономами, а уже позже его открытие подтвердили химики?

10.29. Необходимая поправка

Чтобы поместить элемент бериллий на отведенное ему место в «Естественной системе химических элементов» (рис. 17), Менделееву пришлось существенно (с 14 до 9, почти в полтора раза) исправить значение его атомной массы. Почему?

10.30. Самое яркое впечатление

Придумывая химические названия, ученые порой принимали во внимание необычные свойства нового элемента. Какие элементы получили названия по цвету и запаху простых веществ или соединений?

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.

основанной на ихъ атомномъ вѣсѣ и химическомъ сходствѣ .

	Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
	V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
	Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
	Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
	Fe = 56	Ru = 104,4	Jr = 198.
	Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199.
H = 1	Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
Be = 9,4	Mg = 21	Zn = 65,2	Cd = 112
B = 11	Al = 27,4	? = 68	Ur = 116
C = 12	Si = 28	? = 70	Sh = 118
N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122
O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?
E = 19	Cl = 35,5	Br = 80	J = 127
Li = 1	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4
			Cs = 133
			Tl = 204
	Ca = 10	Sr = 87,6	Ba = 137
	? = 15	Ce = 92	Pb = 207
	?Er = 56	La = 91	
	?Yt = 60	Di = 95	
	?In = 75,6	Th = 118?	

Д. Менделѣевъ.

Рис. 17. Первоначальный вариант Периодической системы (1869)

10.31. «Минеральные» элементы

Какие химические элементы обязаны своими названиями минералам, в которых они были найдены?

10.32. Химия и география

Многие первооткрыватели химических элементов увековечили в названиях химических элементов свои родные места. Какие это элементы?

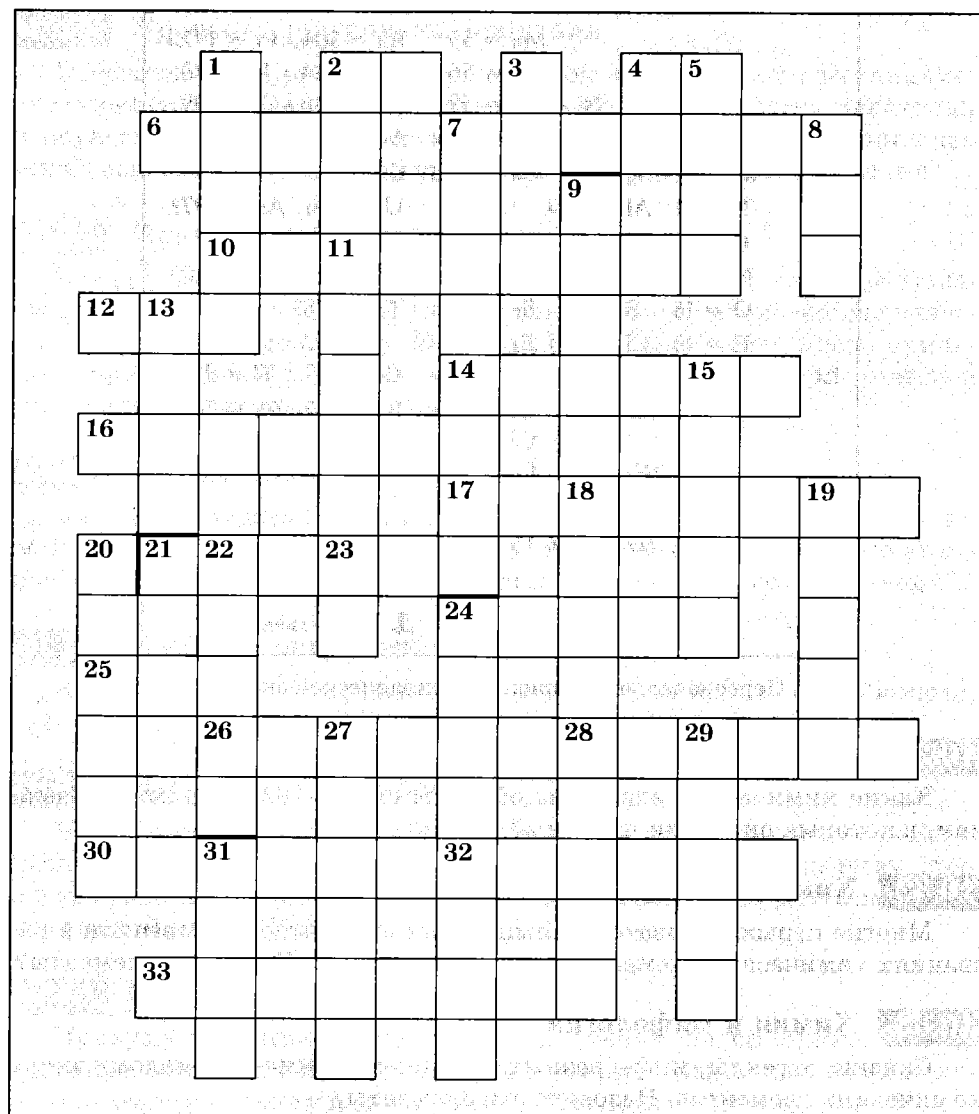
10.33. Химия и мифология

Сказки, легенды, мифы разных народов дали имена немалому числу химических элементов. Назовите эти элементы.

10.34. Попасть в таблицу...

Великой чести дать свое имя новому химическому элементу удостоились очень немногие ученые и исторические личности. Какие это элементы?

10.35. Кроссворд «33 синонима»



По горизонтали:

2. Английское «нет» или лошадиное «поехали!». 4. Местоимение мужского рода единственного числа или английское «нет» наоборот. 6. «О ..., ...! Кто тебя усеял белыми костями?» Но оно бывает также электрическим, магнитным и гравитационным. 7. Химический индивидуум, жилец клетки менделеевской таблицы, а также часть целого. 10. Его именем называют ученого с разносторонними интересами. 12. «Кто идет?» по-лягушачьи, или кусок от латинской «воды». 14. Китайская мафия по недоразумению называется так же, как система химических элементов, придуманная Деберейнером. 16. Бывает атомный (и тогда опасный) и химический. 17. Вертикальная ось (на плоскости) по Декарту, она же ось Y. 21. Бывает атомное, легкоатлетическое, у ореха, а в старину — и у артиллериста. 23. Лига Наций по-современному, или UN. 24. Номер два, он же «солнечный». 25. Вообще-то дерево, но применительно к человеку — обидное слово. 26. Интуиция и обоняние — оба качества полезны как химику, так и его собаке. 27. «Рождающие медь» и к тому же расположенные в VIA-группе Периодической системы. 30. Есть такой свирепый зверь, есть и птица — но все в Африке. 32. Экаалюминий, он же элемент Лекока де Буабодрана. 33. «Серебро из глины», или галлий без «эка».

По вертикали:

1. Если это она, то у корабля, а если они — то на ферме в кормушке. 2. Частица, обозначающая отрицание плюс местоимение мужского рода единственного числа и к тому же благородный газ. 3. Он может летать, а может лежать на дне пруда. 4. Этот модный молодежный журнал сродни единице электрического сопротивления. 5. Он чувствует боль и стресс. 7. Самый маленький «кусочек» электричества, а по-гречески — «янтарь». 8. Числительное, от которого бывает дырка. 9. Отрезок времени или горизонтальный ряд элементов в Периодической системе. 11. Протон, но без заряда, или дейтерий, но без электрона и протона. 13. Антипольза, она же — ущерб, урон, убыток. 15. Главная река многих стран Европы, а по-старославянски просто «река». 18. С одной стороны, «занятие», с другой стороны — предприятие. 19. Он бывает во влажном воздухе и перед глазами. 20. Колымага, она же — драндулет. 22. Подмосковный город физиков и дубовых рощ. 24. «Солероды», они же — «жильцы» VIIA-группы Периодической системы. 27. Большой и благоустроенный дом или великолепное жилище. 28. Английский «потасиум» или третий из щелочных металлов. 29. Надо же, простая грязь и в то же время ценное сырье для [33] и еще много для чего. 31. Она бывает поваренная, нормальная, кислая, основная, комплексная, «аттическая» и даже... Земли!

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 10

10.1. Химический элемент — это один атом или их совокупность с одним и тем же зарядом ядра. Простое вещество — форма существования конкретного химического элемента в том или ином агрегатном состоянии. Как писал Д. И. Менделеев: «Углерод есть элемент, а уголь, графит и алмаз суть тела простые».

10.2. «Порядковый номер» и «атомный номер» элемента — синонимы. В Периодической системе элементы расположены в порядке возрастания зарядов их ядер, начиная с водорода (заряд ядра +1 и порядковый номер 1, в ядре атома — один протон). Поскольку Периодическая система — это система элементов, а не система атомов, в настоящее время предпочитают использовать термин «порядковый номер».

10.3. Дёберейнер установил, что в «триаде», состоящей из трех элементов, близких по химическим свойствам и расположенных по возрастанию их атомных масс, эта характеристика для второго элемента оказывается примерно равной среднеарифметическому значению от атомных масс первого и третьего элементов. Это правило действует для «триад» литий — натрий — калий, хлор — бром — иод, кальций — стронций — барий и др.

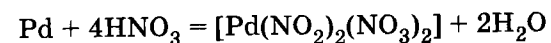
10.4. Две таблицы — две формы изображения Периодической системы. Таблица с восемью группами — короткопериодная форма, таблица прошлого века, времен Менделеева. Число восемь означает полное заселение s - и p -орбиталей. Длиннопериодная форма Периодической системы — современное табличное изображение Периодического закона. В ней каждая группа содержит элементы с однотипным строением электронной оболочки атомов. Число 32 отвечает полному заселению электронами s -, p -, d - и f -орбиталей ($2 + 6 + 10 + 14 = 32$).

10.5. Координаты 4VIB в Периодической системе означают 4-й период и VIB-группу, элемент хром; 4VIIIB2 — 4-й период, VIIIB2-группу, элемент никель; 6IB — 6-й период, IB-группа, элемент золото; 6IIB — 6-й период, IIB-группа, элемент ртуть.

10.6. Самые высокие значения первой энергии ионизации атомов у бериллия, с полностью заселенной электронами $2s$ -орбиталью — $[\text{He}] 2s^2$; у азота с наполовину заселенными электронами $2s$ - и $2p$ -орбиталями — $[\text{He}] 2s^2 2p^3$; у неона с полностью заселенными электронами $2s$ - и $2p$ -орбиталями — $[\text{He}] 2s^2 2p^6$.

10.7. Металл палладий Pd был получен в 1803 г. химиком Уильямом Вулластоном, который предложил торговцу образцы этого металла для продажи, с тем чтобы проверить, как отнесутся другие химики к его

открытию и сумеют ли подтвердить его. Среди платиновых металлов палладий — самый реакционноспособный. Он взаимодействует с азотной кислотой следующим образом:



10.8. «Атомы» позитрония не имеют нуклонного ядра. Они состоят из электрона e^- и позитрона e^+ , вращающихся вокруг общего центра. Столкновение позитрона и электрона ведет к аннигиляции — их взаимному уничтожению с выделением кванта энергии.

10.9. В первом периоде может быть только два элемента, что отвечает заселению $1s$ -подуровня, где могут находиться только два электрона. Во втором периоде идет заселение $2s$ - и $2p$ -подуровней, в третьем периоде — $3s$ - и $3p$ -подуровней, где максимально могут размещаться восемь ($2 + 6$) электронов. Следовательно, во втором и третьем периодах по восемь элементов. В четвертом и пятом периодах заселяются $4s$ -, $3d$ - и $4p$ -подуровни и $5s$ -, $4d$ - и $5p$ -подуровни. Число электронов, которые могут быть здесь размещены, равно 18 ($2 + 6 + 10$). Соответствующее число элементов (32) будет в 4 и 5 периодах таблицы Менделеева.

10.10. Водород не принадлежит ни к одной из групп Периодической системы. Находясь в первом периоде, он обладает в той или иной степени свойствами элементов всех групп от IA до VIIA включительно.

10.11. Электронные формулы отвечают атомам следующих химических элементов: золота — $[\text{Xe}]6s^1 4f^{14} 5d^{10}$, смеси углерода — $[\text{He}]2s^2 2p^2$ и германия — $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^2$, серебра — $[\text{Kr}]5s^1 4d^{10}$, палладия — $[\text{Kr}]4d^{10}$. Куски угля, хранившиеся в одном из сейфов, содержали примесь редкого элемента германия.

10.12. Элементов легче водорода не существует. Электронное строение атома водорода отвечает формуле $1s^1$: $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2$. Значений главного квантового числа n , меньших чем 1, не бывает. Таким образом, в первом периоде (с $n = 1$) могут находиться только 2 химических элемента — водород и гелий. «Ньютоний» Менделеева — это открытый позднее нейтрон, частица, входящая в состав ядер всех химических элементов (кроме изотопа водорода — протия ${}^1_1\text{H}$).

10.13. Азот имел бы один неспаренный электрон, а его электронная конфигурация была бы такой: $1s^3 2s^3 2p^1$. А в Периодической системе существовал бы первый период с тремя элементами, второй и третий периоды — с 12 элементами, четвертый и пятый — с 27 элементами и т. д.

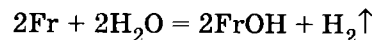
10.14. У гелия пара электронов очень устойчива из-за близости к ядру атома. Разъединить их пока не удалось, так как ближайшая атом-

ная орбиталь находится по шкале энергий слишком далеко. А пара электронов, занимающая $2s$ -орбиталь у бериллия, значительно удалена от ядра и, кроме того, экранирована от его притяжения парой электронов, находящейся на $1s$ -орбитали. Близкой по энергии к $2s$ -орбитали является $2p$ -орбиталь, на которую легко переходит один из электронов разъединенной пары.

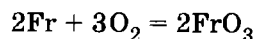
10.15. К 1900 г. уже значительная часть химиков считала, что не атомная масса, а порядковый номер элемента (или заряд ядра его атомов) является основой для периодической классификации. Определение зарядов ядер показало, что между хлором (номер 17) и калием (номер 19) должен находиться элемент с зарядом ядер и порядковым номером, равным 18 (аргон). Вместе с другими благородными газами аргон располагается в VIIIA-группе.

10.16. Нет, между водородом и гелием не может быть других элементов. Электронные конфигурации водорода и гелия — $1s^1$ и $1s^2$ — исключают появление между ними других химических элементов из-за возможности совпадения тех или иных квантовых чисел и нарушения принципа Паули.

10.17. У франция, как и у цезия, существует пероксид, имеющий состав Fr_2O_2 , озонид FrO_3 , гидроксид FrOH , гидрид FrH , оксалат $\text{Fr}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и хлорид FrCl . Металлический Fr должен взаимодействовать с водой со взрывом:



и с кислородом воздуха с воспламенением и образованием озонида:



Металлический франций — сильнейший восстановитель. В водных растворах существуют катионы Fr^+ .

10.18. Никто не знает, как именно обозначали жрецы Древнего Египта известные им семь металлов и неметаллов. В X—XV вв. алхимики использовали в своих записях только им известные значки (рис. 18). Впервые символы химических элементов ввел в употребление шведский химик Йёнс Якоб Берцелиус в 1814 г. Цифры перед символами — по-

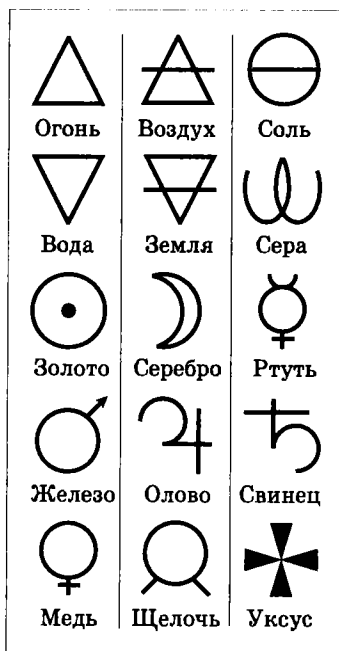


Рис. 18. Алхимические символы

рядковые номера элементов были введены намного позже. Таким образом, была опознана подделка.

10.19. В силу диагональной периодичности оксид бериллия BeO будет обладать высокой температурой плавления и не будет взаимодействовать с водой. Гидроксид бериллия $\text{Be}(\text{OH})_2$ — соединение амфотерное, соли — сульфат и хлорид бериллия растворяются в воде, подвергаясь сильному гидролизу. С водой бериллий не взаимодействует, но реагирует с разбавленной серной кислотой с выделением водорода.

10.20.

Атом брома содержит в ядре 35 протонов и 45 нейтронов. Число электронов в электронной оболочке равно числу протонов, а также равно порядковому номеру элемента. Число энергетических уровней определяется номером периода и равно четырем. Число внешних электронов определяется номером группы и равно 7.

10.21. В столбцы таблицы попали элементы, далекие по свойствам от тех, которые расположены над ними: хром, титан, марганец и железо. В таблице Ньюлендса не было мест для размещения еще не открытых элементов, отсутствовало деление элементов на группы и периоды, поэтому непонятен физический смысл рядов и столбцов. Тем не менее классификация элементов по октавам Ньюлендса была полезной, и ее принял во внимание Менделеев.

10.22. Элемент-путаник — это висмут, легкоплавкий диамагнитный металл красновато-белого цвета, последний по номеру элемент Периодической системы, не обладающий естественной радиоактивностью. Висмут в свободном виде впервые выделил в 1739 г. немецкий химик Иоганн Генрих Потт.

10.23. Внизу слева у символа химического элемента указывают порядковый номер элемента в Периодической системе (Z). Он равен заряду ядер его атомов или, иначе, числу протонов в ядре и электронов в нейтральном атоме. Верхним индексом слева от символа элемента указывают массовое число A . Разность $(A - Z)$ равна числу нейтронов в ядре атома элемента. Итак, в атоме серы 16 электронов, а в ядре атома — 16 протонов и 16 нейтронов. В атоме углерода 6 электронов, а в его ядре 6 протонов и 6 нейтронов. В атоме золота 79 электронов, в его ядре 79 протонов и 118 нейтронов.

10.24. Это был элемент теллур Te , названный так в честь нашей планеты: «теллус» — латинское имя древнеримской богини, мате-

ри-Земли. «Парадоксальное золото» оказалось теллуридом золота AuTe_2 . При горении теллура получается диоксид теллура TeO_2 , который взаимодействует со щелочами с образованием солей-теллуридов типа Na_2TeO_3 .

10.25. Энергетические уровни и энергетические подуровни — это «этажи» в многоэтажном доме, с которым можно сравнить энергетическую диаграмму атома.

10.26. В этом случае в первом периоде было бы не 2, а 8 элементов, во втором — не 8, а 18 и т. д.

10.27. При этом условии в первом периоде оказался бы только один элемент, во втором — четыре и т. д.

10.28. Это элемент гелий (от греческого «гелиос» — солнце), открытый астрономами Ж. Жансеном и Н. Локьером, а также химиками У. Рамзаем и П. Клеве.

10.29. До открытия Менделеевым Периодического закона бериллий считался элементом — аналогом алюминия. Его оксиду приписывали формулу $\text{Э}_2\text{O}_3$, а гидроксиду — $\text{Э}(\text{OH})_3$. Менделеев утверждал, что «величина атомного веса элемента иногда может быть исправлена, зная его аналогии». Расположив бериллий по диагонали от алюминия, Менделеев догадался, что бериллий должен попасть в одну группу с магнием, и исправил атомную массу бериллия с 14,0 сначала на 9,4, а потом на 9,0.

10.30. Многие химические элементы названы по цвету простых веществ и соединений: сера S (от индийского «сира» — светло-желтый цвет), хлор Cl (от греческого «хлорос» — зеленый), иод I (от греческого «иодес» — фиолетовый). Название хром Cr образовано от греческого «хрома» — окрашенный, из-за разнообразной окраски соединений этого элемента. Есть и другие «цветные» названия, связанные со спектральной характеристикой элементов (например, таллий, цезий, празеодим и др.). Названия бром Br и осмий Os происходят от греческих слов «бромос» и «осме», означающих «зловоние», «запах»; понятно, что именно обоняние химиков вдохновило их на эти названия.

10.31. Очень многие элементы имеют названия, происходящие от содержащих их минералов (бор B от «буры», кремний Si от «кремня», бериллий Be от минерала берилла, который более известен в виде изумруда или аквамарина, наконец, литий Li от «литое» — по-гречески просто «камень» и торий Th от «торйорд» — по-шведски тоже «камень»).

10.32. Географическое происхождение у символов элементов натрия Na (от «Натрум» — имени соленого озера в Африке, где в древности

добывали природную соду, карбонат натрия), меди Cu (латинское «купрум» — Cyprium образовано от названия острова Кипр с его богатыми медными приисками). Элементы галлий Ga, германий Ge, скандий Sc, полоний Po, европий Eu, америций Am, рутений Ru, хассий Hs, берклий Bk, калифорний Cf, дубний Db и многие другие названы в честь стран и частей света, где жили их первооткрыватели, городов и даже деревень, где они были найдены.

10.33. В Периодической системе элементов можно найти имена богов и героев Древней Греции, которыми называли элементы титан Ti, ниобий Nb, тантал Ta, прометий Pm, и скандинавской богини весны Ванадис (элемент ванадий V), названия планет Солнечной системы (элементы нептуний Np и плутоний Pu) и имя самого Солнца (гелий He — от греческого «гелиос» — солнце).

10.34. Это гадолиний Gd, самарий Sm, кюрий Cm, эйнштейний Es, фермий Fm, менделевий Md, борий Bh, сиборгий Sg, мейтнерий Mt.

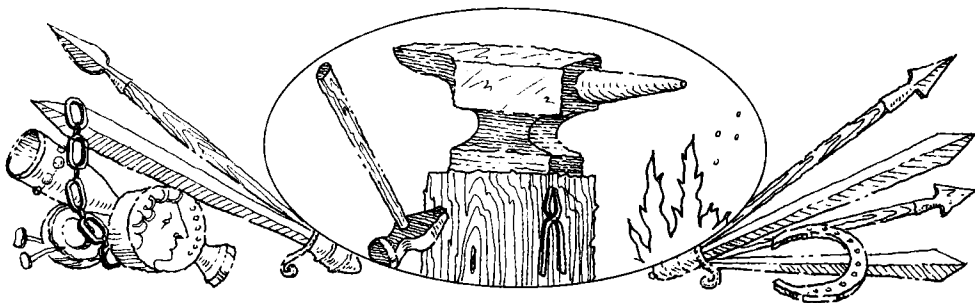
10.35. Ответы к кроссворду.

По горизонтали:

2. Но. 4. Он. 6. Поле. 7. Элемент. 10. Менделеев. 12. Ква. 14. Триада. 16. Реактор. 17. Ордината. 21. Ядро. 23. ООН. 24. Гелий. 25. Дуб. 26. Нюх. 27. Халькогены. 30. Носорог. 32. Галлий. 33. Алюминий.

По вертикали:

1. Корма. 2. Неон. 3. Ил. 4. Ом. 5. Нерв. 7. Электрон. 8. Три. 9. Период. 11. Нейтрон. 13. Вред. 15. Дунай. 18. Дело. 19. Туман. 20. Рыдван. 22. Дубна. 24. Галогены. 27. Хоромы. 28. Калий. 29. Глина. 31. Соль.



Глава 11

МЕТАЛЛЫ: СВЕТЛОЕ ТЕЛО, КОТОРОЕ КОВАТЬ МОЖНО

«Ртуть есть не что иное, как жидкое серебро, которому надо возвратить твердость», — считали алхимики раннего средневековья. В те времена им было известно только семь металлов — золото, серебро, медь, железо, олово, свинец и ртуть. Сегодня из 113 химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева 89 относят к металлам.

М. В. Ломоносов определял металлы как «светлое тело, которое ковать можно». Металлы — вещества, обладающие металлическим блеском и пластичностью, высокой электрической проводимостью и теплопроводностью. Важнейшим признаком металла считается понижение электропроводности при нагревании. А само слово «металл», по-видимому, происходит от греческого «металлон», что значит «шахта», «копи».

11.1. Электрон в сверкающих одеждах

В 1864 г. немецкий химик Генрих Вилль в одном из опытов добавил немного металлического натрия в сосуд Дьюара с бесцветным и прозрачным жидким аммиаком. Последний немедленно приобрел интенсивно-синюю окраску. Затем химик опустил в сосуд большее количество металла, и на поверхности синей жидкости появилась прослойка бронзового цвета с металлическим блеском. Через некоторое время весь жидкий аммиак окрасился в бронзовый цвет. Раствор натрия в жидком аммиаке обладал металлической проводимостью и парамагнитными свойствами. Вилль испарил весь аммиак, и на дне сосуда нашел все то количество натрия, которое использовал для опыта. Как объяснить результаты опыта Вилля?

11.2. Небесно-голубой

В 1860 г. немецкие ученые химик Роберт Бунзен и физик Густав Кирхгоф обнаружили в спектре соединений нового элемента-металла две небесно-голубые линии. По цвету спектральных линий и получил имя этот элемент. При анализе минерала поллуцита, проведенном впервые еще в 1846 г. немецким химиком К. Платтнером, оказалось, что суммарное содержание всех химических элементов составляло только 93%. Только в 1864 г. итальянский химик Ф. Пизани установил, что остальные 7% массы поллуцита приходятся на долю недавно открытого «небесно-голубого» металла. На самом деле этот металл с голубыми линиями в спектре соединений в свободном состоянии имеет золотисто-желтый цвет. Он легко плавится: достаточно подержать запаянную ампулу с этим металлом в ладони, как он становится жидким. А на воздухе металл немедленно воспламеняется и сгорает. Его «общение» с водой и даже льдом приводит к взрыву. Какой это металл?

11.3. Черное и красное

Византийский император Константин VII Багрянородный (905—959 гг. н. э.) любил собирать при дворе философов и алхимиков, слушать их и задавать им вопросы. Однажды некий арабский алхимик принес три черные металлические пластинки и три сосуда с бесцветными жидкостями. Затем он показал императору четыре опыта с ними. Вначале он сильно нагрел на жаровне одну пластинку, и она после охлаждения стала розово-красной. Вторую пластинку он опустил в сосуд с жидкостью, и эта жидкость стала голубой. Третью черную пластинку алхимик погрузил в сосуд со второй жидкостью; жидкость приобрела интенсивно-синий цвет, а пластинка стала розово-красной. Эта же пластинка в сосуде с третьей жидкостью покрылась пузырьками газа. Алхимик попросил привести бродячую собаку и, вынув третью пластинку с пузырьками из сосуда, дал лизнуть ее собаке, которая тут же упала замертво. «Знает ли император, из какого металла сделаны эти три пластинки?» — спросил алхимик, но Константин в ответ только покачал головой. Что же это за металл?

11.4. Одно из свойств серебра

В IV в. до н. э. войска Александра Македонского вторглись в Индию. На берегах реки Инд в войсках разразилась эпидемия желудочно-кишечных заболеваний, которая, как ни странно, не затронула ни одного военачальника. Оказалось, что простые воины пользовались оловянной посудой, а их командиры — серебряной. Тогда и вспомнили, что персидский царь Кир II Великий (VI в. до н. э.) во время военных походов при-

казывал хранить питьевую воду только в серебряных сосудах. Много позже римские легионеры стали носить панцири, наколенники и поножи, изготовленные из серебра. Почему этот металл пользовался такой популярностью?

11.5. Черные, цветные... малые

Многочисленные известные людям металлы химии делят на четыре типа в соответствии с электронным строением: *s*-металлы (щелочные, щелочноземельные, магний и бериллий), *p*-металлы (алюминий, галлий, индий, таллий, олово, свинец, сурьма, висмут, полоний), *d*- и *f*-металлы (которые иногда объединяют термином «переходные металлы»). А какие металлы относятся к черным, цветным и малым?

11.6. Различие есть

В одном из технических колледжей Лондона во время конкурсного экзамена на должность лаборанта претендентам предложили, пользуясь химическими методами, отличить друг от друга внешне очень похожие пластинки из бериллия и магния. Гранулы этих металлов легко сгорали на воздухе, реагировали с разбавленными кислотами — серной, соляной, азотной. Победителем конкурса оказался тот из соискателей должности, который использовал для выполнения задания концентрированный раствор щелочи и фтороводородную кислоту. Почему он выбрал эти реагенты?

11.7. Журналист не ошибся

В очерке о новых достижениях космической технологии мелькнула фраза об использовании в конструкции солнечных батарей «органических» металлов. Разве такие металлы существуют?

11.8. Утраченный и обретенный вновь

Этот металл был известен давно. Он входил в состав латуни, производство которой в древнем мире было довольно распространенным, так что сведения об этом восходят к II в. до н. э. Потом и латунь, и сам металл были надолго забыты. Европа вновь узнала о них только в средние века. В сочинениях врача и химика Теофраста Парацельса, относящихся к 1528 г., имеется запись о том, что привезенный из других стран «нековкий металл содержит большое количество ртути, благодаря чему легко превращается в жидкость». Металл, о котором идет речь, впервые в Европе подробно описал в 1721 г. саксонский металлург и химик Иоганн Фридрих Генкель, учитель М. В. Ломоносова. Пары металла воспламенялись на воздухе с образованием густого белого дыма. Нагре-

тый чуть выше 100 °С металл становился очень ковким и тягучим, а при более высокой температуре делался хрупким и легко растирался в порошок. Металл реагировал со всеми кислотами-неокислителями, щелочами в водном растворе и аммиаком, всякий раз выделяя водород. Какой же это металл?

11.9. Кто первый

В воде растворены две соли: хлорид меди CuCl_2 и хлорид цинка ZnCl_2 , причем концентрация каждой соли равна 1 моль/л, а температура 25 °С. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы φ° катионов и анионов имеют следующие значения: $\varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ В}$, $\varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ В}$, $\varphi^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ В}$. Какой металл при электролизе данного раствора выделится на катоде первым и при каком напряжении?

11.10. Рецепты арабских алхимиков

В сочинениях римского врача и алхимика Диоскорида Педания (I в. н. э.), а также в книге «Ступень Мудреца», относящейся к 1020 г. и написанной неизвестным арабским алхимиком, можно найти следующий рецепт получения красного и желтого оксида одного из металлов (М). «Надо взять немного природного жидкого серебра, налить его в горшок и поставить на очень слабый огонь так, чтобы можно было касаться горшка руками. Нагревать горшок следует четыре дня и четыре ночи, а затем отворотить его. Жидкое серебро нацело превратится в красный порошок, мягкий на ощупь. Если нагревать горшок сильнее, то красный порошок станет желтым». Желтый порошок — оксид того же состава MO — выделялся из водного раствора нитрата металла М под действием щелочи. О каком металле шла речь в сочинениях древних мудрецов?

11.11. Беззащитный

В 1845 г. французский химик Анри Сент-Клер Деви́ль получил серебристый металл, восстанавливая натрием комплексную соль — тетра-хлорометаллат натрия. Об этом узнал племянник Наполеона Бонапарта — Наполеон III. Несмотря на высокую цену металла, который был дороже золота и серебра, он заказал химику нагрудники и каски из «нового серебра» для гвардейцев своей личной охраны. Большого количества металла в лабораторных условиях получить не удалось, его хватило только на десять кирас и брошь для графини — фаворитки Наполеона III. С брошью произошла загадочная история. Кто-то посоветовал графине увеличить блеск броши путем амальгамирования. Это дело поручили

ювелиру, ничего не знавшему о новом металле. Когда он погрузил брошь в раствор нитрата ртути, на ее поверхности образовалась амальгама — сплав ртути с металлом. Затем брошь положили на черную бумагу и с изумлением увидели, как она стала покрываться белыми хлопьями какого-то вещества, и вскоре брошь превратилась в серовато-белый порошок. Отчаянию графини не было предела, а ювелир даже заболел. Что за чудо-металл получил Сент-Клер Деви́ль?

11.12. Зеленая ветка

В 1861 г. английский физик Уильям Крукс, проводя спектральный анализ отходов сернокислотного производства, нашел в спектре новую линию зеленого цвета, которая не могла принадлежать ни одному известному химическому элементу. Новый элемент, металл (обозначим его М), получил название, которое в переводе с греческого означало «молодая зеленая ветвь». В том же году французский химик Клод Огюст Лями получил и сам металл М, который оказался белого цвета с голубоватым оттенком, похожим на свинец, но еще более мягким. На воздухе металл быстро окислялся и темнел, покрываясь черной коркой оксида состава M_2O . С водой этот оксид реагирует, превращаясь в сильное основание MOH . Вода на металл не действовала, азотная и серная кислоты легко реагировали с ним, а соляная кислота образовывала на его поверхности слой малорастворимого хлорида. Какой металл открыли Крукс и Лями?

11.13. Металлы в «доспехах»

В 1743 г. российский ученый М. В. Ломоносов обнаружил, что холодная концентрированная азотная кислота лишает железо способности к взаимодействию с разбавленными кислотами, т. е. «пассивирует» металл. Более детально это явление в 1836 г. изучил английский химик Майкл Фарадей. В чем его причина?

11.14. Один из самых древних

Мягкий, очень тяжелый металл (дадим ему символ М) люди широко использовали еще до нашей эры. В средневековье самая известная тюрьма Венеции, соединенная «Мостом вздохов» с Дворцом дождей, имела наверху камеры под самой крышей, сделанной из этого металла. Зимой здесь было невыносимо холодно, а летом узники изнывали от жары и духоты. Темно-коричневый оксид данного металла, имеющий состав MO_2 , при действии концентрированной соляной кислоты выделяет из нее хлор, а при растирании с серой вызывает ее воспламенение. Сильно охлажденная смесь MO_2 и HCl превращается в тяжелую желтую жид-

кость MCl_4 , дымящую на воздухе. Добавление к этой жидкости нескольких капель воды вызывает выделение хлора. Оксид MO_2 получается из оксида $(M_2^{II}M^{IV})O_4$, имеющего красный цвет, под действием концентрированной азотной кислоты. Назовите металл М.

11.15. Царица эльфов

Существует некий серебристо-белый металл, тугоплавкий, легкий, стойкий на воздухе и в морской воде. Его название связано с именем царицы эльфов из старинных германских сказок. Он пластичен, хорошо подвергается ковке, прокатке в листы и даже в фольгу. Примеси кислорода, азота, углерода и водорода делают металл хрупким, лишают его пластичности, а заодно снижают его химическую активность. В чистом виде металл реагирует с фтороводородной и (при нагревании) с соляной кислотой, образуя фиолетовые растворы. Стружка металла способна загораться от спички, а порошок его вспыхивает от искры и пламени. В пылевидном состоянии металл на воздухе может даже взорваться и превращается при этом в диоксид. В присутствии окислителей (например, нитрата калия) металл реагирует с расплавами щелочей. Какой это металл?

11.16. Чемпион псевдонимов

Алхимики XIV в. описывали один металл как «легчайший, бледнейший и дешевлеший свинец». На самом деле металл имел красновато-белый цвет и невысокую температуру плавления, он был хрупок и легко истирался в порошок. Этот металл диамагнитен и довольно тяжел (плотность $9,79 \text{ г/см}^3$), хотя и легче свинца, имеющего плотность $11,34 \text{ г/см}^3$. Он — последний нерадиоактивный металл в Периодической системе Д. И. Менделеева. При обычной температуре металл на воздухе устойчив, но высокая температура вызывает его воспламенение. Он горит синеватым пламенем, образуя желтый оксид M_2O_3 . С хлором металл соединяется со вспышкой, превращаясь в трихлорид MCl_3 , а азотная кислота легко переводит его в нитрат состава $M(NO_3)_3$. Металл называли по-разному: свинцовой золой, глаурой, белым марказитом, демогоргоном и другими столь же экзотическими именами. Какой это металл?

11.17. Мягкое и жесткое

На выставке в павильоне металлургии посетителям демонстрировали две тонкие серебристо-белые пластинки из хрома. Одна не сгибалась, а другая была пластична, как резина. Но однажды, во время очередной экскурсии не удалось согнуть ни ту ни другую пластинку: обе стали твердыми. Что же произошло?

11.18. Разноцветный

Серебристо-белый металл отличается тугоплавкостью. Кислоты-окислители на холоду пассивируют, а при нагревании переводят его в раствор, например, в виде нитрата $M(NO_3)_3$. С кислотами-неокислителями металл реагирует с выделением водорода и образованием гексааквакатионов $[M(H_2O)_6]^{2+}$, придающих раствору голубой цвет. На воздухе этот раствор быстро становится зеленым из-за окисления. Металл реагирует с расплавом гидроксида калия в присутствии окислителей с образованием соединений желтого цвета, имеющих состав K_2MO_4 . Какой это металл?

11.19. Магnezий или манганий?

В 1774 г. шведскому химику Юхану Гану удалось получить королек металла прокаливанием смеси его диоксида (природного минерала) с углем. Металл оказался химически более активным, чем цинк, и разлагал кипящую воду с выделением водорода и образованием гидроксида металла(II). Правда, этот гидроксид тут же окислялся кислородом воздуха до продукта коричневого цвета. Металл реагировал с кислотами-неокислителями, а холодная азотная кислота пассивировала его поверхность. Вскоре было установлено, что диоксид металла реагирует с соляной кислотой, выделяя хлор. Какой металл получил Ган?

11.20. Он не стал ни ильмением, ни дэвием

В 1846 г. российский химик Иосиф Рудольфович Германн сообщил об открытии нового элемента — металла «ильмения» — в минерале ильмените. Через 30 лет другой российский химик Станислав Керн известил об открытии нового металла «дэвия», похожего по свойствам на металл Германна. В Западной Европе эти сообщения были проигнорированы всеми учеными-химиками, и впоследствии он был открыт снова Вальтером Ноддаком и Идой Такке.

Новый металл, тяжелый и тугоплавкий, внешне был похож на платину. На него не действовали кислоты (кроме азотной), но он химически растворялся в перексиде водорода. Загораясь на воздухе, порошкообразный металл превращался в летучий оксид состава M_2O_7 . Какой это металл?

11.21. Рейтинг металлов

Какие металлы самые распространенные на Земле и входят в первую пятерку элементов? в первую десятку?

11.22. «Ароматный»

Этот серебристо-белый металл — самый тяжелый из всех: если бы удалось достать полулитровую банку с порошком этого металла (заметьте, весьма редкого и дорогого), то она весила бы больше, чем 10-литровое ведро с водой. Порошок этого металла на воздухе стораает, превращаясь в легкоплавкий и летучий тетраоксид с отвратительным запахом. То же соединение получается при реакциях металла с кислотами-окислителями. Какой же это металл?

11.23. Металл Ренея

В 1925 г. английский химик М. Реней приготовил сплав металла с алюминием, взяв оба компонента в эквимольных количествах (равных по числу молей). Затем, измельчив сплав, он обработал его избытком раствора щелочи. Получился черный порошкообразный металлический порошок, Реней промыл его водой и оставил сушить на столе, а сам ушел обедать. Вернувшись из кафе позже, чем обычно, химик обнаружил, что вся лаборатория в дыму — загорелся деревянный лабораторный стол, как раз в том месте, где он оставил фильтровальную бумагу с черным порошком. Что же произошло?

11.24. Соседи

Эти металлы — элементы-соседи по Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. В свободном состоянии они довольно схожи между собой, но как только речь идет об их соединениях, сразу заметны различия. С монооксидом углерода оба элемента образуют карбонильные комплексы, но разного состава. У одного из элементов гидроксид розового цвета, у второго — яблочно-зеленого. Один из элементов предпочитает принимать в соединениях степень окисления +II, а второй +III... Какие это металлы?

11.25. Как решето...

Кварцевую колбу наполнили водородом и закрыли металлической крышкой, а потом стали нагревать. Скоро обнаружилось, что металл крышки пропускает водород наружу. Снова наполнили колбу водородом и ввели в нее кубик из металла, а горловину соединили с манометром. Давление водорода начало снижаться, а металлический кубик вспучился и растрескался. Удивительный металл! Его соль (дихлорид) довольно часто используют в газоанализаторах, реагирующих на монооксид углерода: в присутствии CO указанная соль чернеет из-за выделения металла. Какой это металл?

11.26. Чудеса «черни»

Немецкий химик Иоганн Дёберейнер в 1823 г. случайно обнаружил, что тончайший чёрный порошок («чернь») этого металла способствует возгоранию водорода на воздухе без всяких спичек, и сконструировал прибор — «огниво Дёберейнера» (рис. 19). Английский химик Эдмонд Дэви, племянник знаменитого Гемфри Дэви, тоже занимался изучением «черни» и даже открыл реакцию каталитического окисления этилового спирта до уксусной кислоты с помощью этого порошка. Какой металл образовывал «чернь»?



Рис. 19. Огниво Дёберейнера

11.27. «Серебришко»

Так презрительно называли в Испании этот благородный металл, который был похож на серебро, но не обладал полезными свойствами последнего — легкоплавкостью и ковкостью. На этот металл не действовали ни азотная, ни серная кислоты, даже концентрированные и при нагревании. Он поддавался только реакции с царской водкой. Какой же это металл?

11.28. Опасный металл

Существует металл, от которого стоит держаться подальше: он ядовит, сильно радиоактивен и получается в атомном реакторе. Какой это металл?

11.29. Золотисто-желтый сплав

За три тысячи лет до нашей эры в Египте один из жрецов бога Сераписа нашел в хранилище два разбитых сосуда с иберийским касситеритом и малахитом, привезенными из Эллады. Содержимое сосудов перемешалось, и не было никакой возможности разделить минералы. В поисках «камня жизни» жрец добавил к смеси уголь и попытался ее прокалить. Внезапно из печи показался ручеек золотисто-желтого расплавленного металла, который жрец принял за чистое золото. Когда расплав затвердел, наступило разочарование: это была бронза, и она не выдерживала испытаний азотной кислотой. Бронза, однако, оказалась тверже меди. Из нее стали отливать статуи, изготавливать оружие и доспехи. Это был бронзовый век... Что представляет собой бронза и какие бронзы существуют в наши дни?

11.30. «Дымящий спирт Либавия»

В 1590 г. немецкий алхимик и врач Андреас Либавий провел следующий опыт. Нагревая в длиннгорлой колбе (алембике) сулему HgCl_2 с амальгамой (сплавом с ртутью) некоего металла М, он получил бесцветную жидкость состава MCl_4 , которая сильно дымила на воздухе. Когда Либавий добавил к ней немного воды и охладил смесь, выпали блестящие кристаллы (впоследствии оказалось, что они имеют состав $[\text{M}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$). При пропускании через жидкий MCl_4 сухого хлороводорода и охлаждении также выпали бесцветные блестящие кристаллы (определение их состава, проведенное много позже, указало на формулу $\text{H}_2[\text{MCl}_6]$). Либавий назвал MCl_4 «спиртом сулемы», а его современники стали считать MCl_4 «дымящим спиртом Либавия». Какое это соединение?

11.31. Засекреченный

В серебряных копиях Чехии, в Рудных горах часто встречались тяжелые камни со смоляным блеском. Ни серебра, ни свинца из них выплавить не удавалось, поэтому горняки называли их «смоляной обманкой».

В 1789 г. немецкий химик Мартин Клапрот при спекании смоляной обманки с углем получил черную массу с блестками, похожими на металл. Но это был не сам металл, а его диоксид. Это соединение принимали за металл более 50 лет, пока в 1841 г. французский химик Эжен Пелиго не обнаружил, что металлический калий реагирует с тетрахлоридом этого металла. Реакция восстановления металла протекала весьма бурно, он получался в виде гранул серебристо-белого цвета и медленно окислялся на воздухе. Тонкий порошок этого металла самовоспламенялся на воздухе. Позже оказалось, что его соли радиоактивны (как, впрочем, и сам металл, и все его соединения) и светятся в темноте. В середине XX в. сведения о добыче этого металла и его руд стали секретными. Какой это металл?

11.32. Металлы с «графитовыми» названиями

Два элемента-металла благодаря своим свойствам, схожим со свойствами графита, получили сходные названия. Какие это металлы?

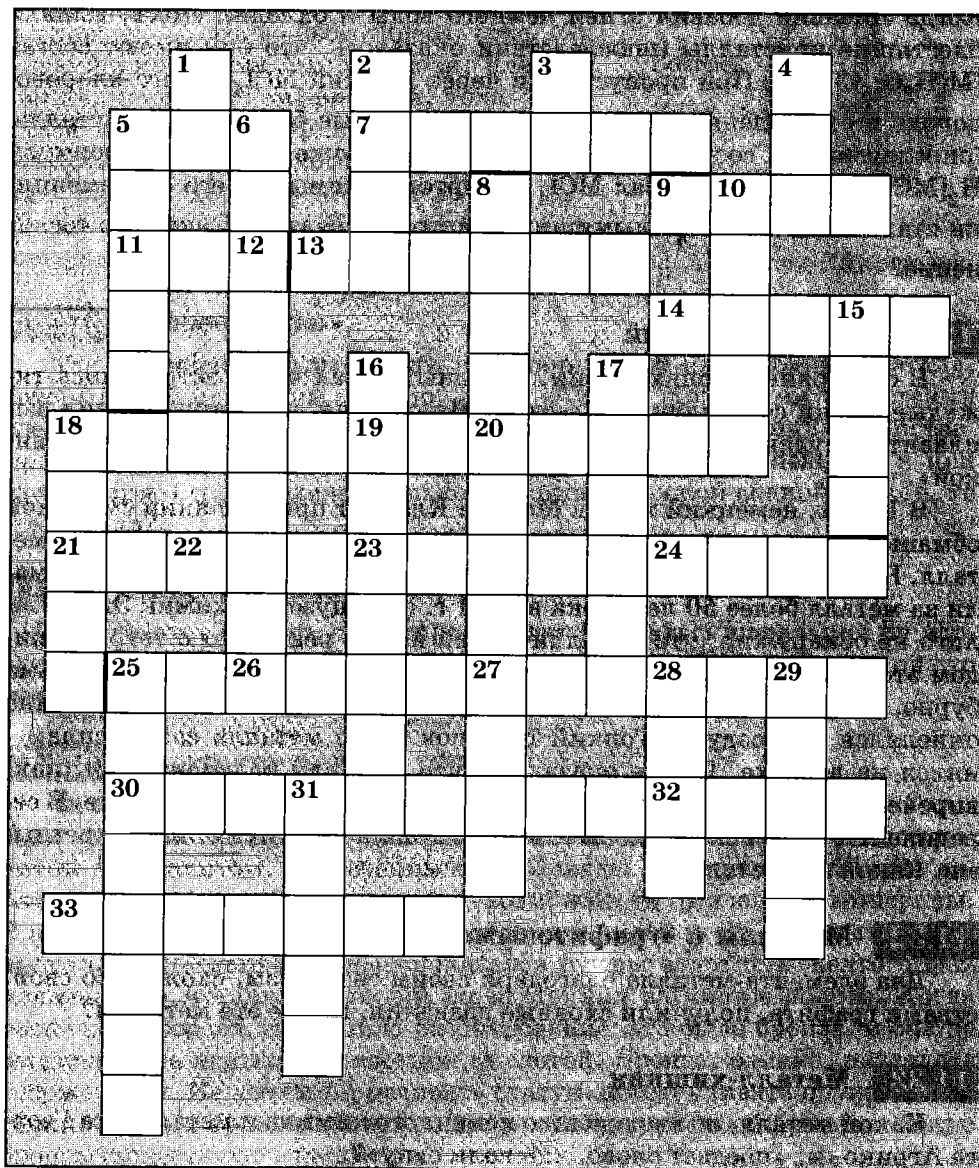
11.33. Металл-хищник

Какой металл, по выражению немецкого химика и металлурга Георга Агриколы, «поедает олово, как волк овцу»?

11.34. Кроссворд «33 вопроса»

По горизонтали:

5. Элемент номер 5. 7. Элемент «имени Франции». 9. Радиоактивный элемент, с которым имел дело Беккерель. 11. Минерал, облицовочный материал. 13. Металл из VB-группы, 6 периода. 14. Элемент IIIA-группы, 5 периода. 18. Преграда. 19. «Российский» платиновый металл. 21. Бесправный человек (в Древнем Риме). 22. Жидкий галоген. 23. Светлое тело, которое ковать можно. 24. Ночное светило. 25. Роса на лбу у работяги. 26. Металл из IVB-группы, 4 периода. 27. Баба яга — костяная ... 28. Мельчайшая частица химического элемента, составная часть молекулы. 30. Учебное занятие в школе. 31. Металл имени злого гнома. 32. Царский стул. 33. Профессионал, государственный или общественный деятель.



По вертикали:

1. Река в Италии. 2. Она бывает детская, спортивная, компьютерная и карточная. 3. Отечественный самолет. 4. Возглас радости. 5. Углеводород состава C_4H_{10} . 6. Коралловый ... 8. Начало. 10. Металл имени немецкой реки. 12. Жидкость, пропущенная через фильтр. 15. Лососевая, осетровая, кабачковая и баклажанная. 16. Металл от слова «цвет». 17. Тот, кто похож. 18. Щелочноземельный и тяжелый, но нерадиоактивный. 20. Тот же, что 26 по горизонтали. 23. Подземный транспорт. 25. Актиноид номер 94. 27. Характер. 28. «Против» по-гречески. 29. Легкоплавкий металл, «плюмбум альбум». 31. Отрицательный электрод.

11.35. Побратим

Довольно вам меня дразнить!
Я не родня глаголу «лить».
У греков «литос» значит «камень» —
Вот от кого мое название.
Но у меня есть побратим,
Он тоже с именем таким,
Что от камней, не от коряг —
Но не от греков, от варяг!
Скорей придумайте ответ:
Откройте имени секрет.

11.36. Четыре земляка

Небольшой населенный пункт в Швеции дал имя четырем химическим элементам-металлам. Каким?

11.37. Чума оловянная и водородная

Что такое «оловянная чума», достаточно хорошо известно: это переход белого олова в другую модификацию — серое олово, который особенно быстро происходит при низких температурах. В равновесных условиях температура этого перехода отвечает $13,2^\circ\text{C}$. В результате такого перехода изделия из олова разрушаются и приходят в негодность. А что такое «водородная чума»?

11.38. Металл-помощник

Среди металлов есть один, удивительные свойства которого помогают людям извлекать из руды серебро и золото, собирать газы, реагирующие с водой, получать из каменной соли щелочь — гидроксид натрия. Этот металл очень пригодился Джозефу Пристли и Антуану Лавуазье, когда они почти одновременно открыли кислород... Что это за металл?

11.39. Премудрости иодидов

С помощью иода, оказывается, можно провести глубокую очистку тугоплавких металлов — таких, как ванадий, вольфрам, молибден. Как это сделать?

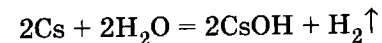
11.40. Новые термометры?

Известно, что ртуть используют в термометрах, потому что она остается жидкой при комнатной температуре. Как вы думаете, почему в термометрах ртуть не заменяют на цезий или галлий (при температуре человеческого тела они тоже жидкие)?

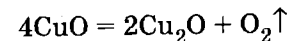
ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 11

11.1. В разбавленном растворе жидкого аммиака натрий, как и другие щелочные металлы, диссоциирует, образуя катион натрия Na^+ и «анион» — электрон, сольватированный молекулами аммиака. Эти заряженные частицы и вызывают металлическую проводимость и парамагнитные свойства продукта реакции. Синяя окраска вызвана светопоглощением с максимумом 1500 нм. Раствор бронзового цвета иногда рассматривают как жидкий натрий, в котором электроны ведут себя как в металле, но атомы натрия «раздвинуты» молекулами аммиака.

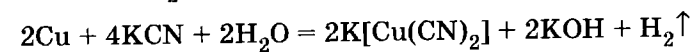
11.2. Этот металл — цезий (в переводе с латыни — небесно-голубой). Цезий сгорает с образованием Cs_2O , содержащим примеси других кислородных соединений цезия. Температура плавления цезия $28,7^\circ\text{C}$. Металл взаимодействует с водой:



11.3. Загадочный металл — это медь, пластинки из которой были черными, так как их поверхность была покрыта оксидом меди CuO . При прокаливании CuO превращается в оксид меди(I) Cu_2O (красного цвета):



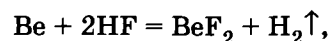
В растворе кислоты CuO превращался в сульфат меди CuSO_4 (голубого цвета), а в растворе аммиака — в темно-синий комплекс гидроксид тетраамминмеди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$. Ядовитый раствор содержал цианид калия KCN , который превращал металлическую медь в дицианокупрат(I) калия $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$. Одновременно выделялся водород:



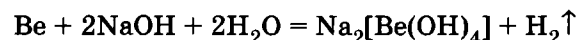
11.4. Серебро обладает бактерицидными свойствами. При хранении в серебряных сосудах в воде появляется до $1 \cdot 10^{-5}$ мг/л катионов Ag^+ . Этого количества достаточно, чтобы убить все микроорганизмы. Поэтому, например, при контакте с серебряными пластинами раны на теле у римских легионеров заживали без нагноений.

11.5. В рамках технической и геохимической классификаций все металлы подразделяются на черные (железо), тяжелые цветные (медь, свинец, цинк, никель и олово), к которым примыкают так называемые «малые металлы» (кобальт, сурьма, висмут, ртуть, кадмий), легкие металлы (алюминий, магний, кальций и т. п.), драгоценные и платиновые (золото, серебро, палладий и др.), легирующие или ферросплавные (марганец, хром, вольфрам, молибден, ванадий и т. д.), редкие и радиоактивные металлы (уран, торий, семейства лантаноидов и актиноидов).

11.6. С фтороводородной кислотой взаимодействует только бериллий:

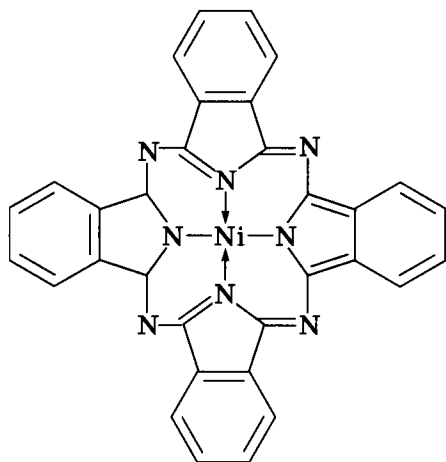


но не магний, на поверхности которого образуется плотная пленка фторида магния MgF_2 , малорастворимого в кислоте. С водой в присутствии щелочи также взаимодействует только бериллий (он амфотерен):

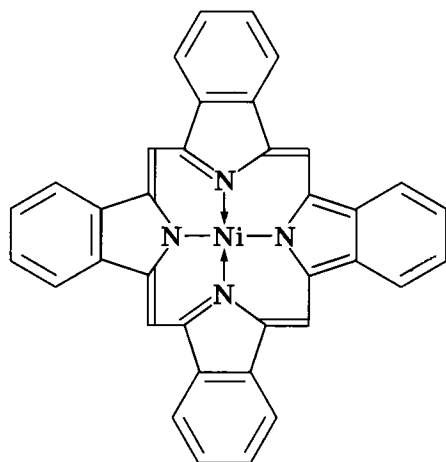


Отличить бериллий от магния также можно, сжигая их на воздухе; магний горит ослепительно белым пламенем.

11.7. «Органические», или «синтетические», металлы действительно существуют. Это органические соединения, обладающие металлической проводимостью. К их числу относятся мономерные и полимерные (высокомолекулярные) соли и комплексные соединения, например, иодированный полиацетилен, поли(тиофен)тетрафтороборат, комплексы тетратиофульвалена, производные металлофталоцианинов и металлобензопорфиринов, например:



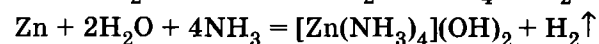
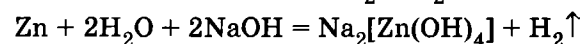
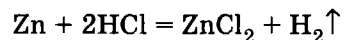
металлофталоцианин



металлобензопорфирин

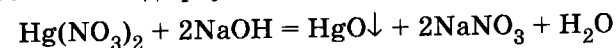
В кристаллической структуре «органических» металлов обязательно должны присутствовать «слои», «стопки», «цепочки», состоящие из доноров и акцепторов электронов.

11.8. Это цинк, который реагирует с кислотами, щелочами и аммиаком в водной среде следующим образом:

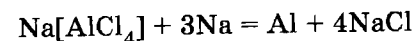


11.9. Напряжение, при котором начинается электролитическое выделение металла из раствора его соли, вычисляют по разности значений стандартного электродного потенциала для аниона и катиона. В случае хлорида цинка это напряжение составит $E^\circ = \varphi^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) - \varphi^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = +1,36 - (-0,76) = +2,12 \text{ В}$, а для хлорида меди $E^\circ = \varphi^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) - \varphi^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +1,36 - (+0,34) = +1,02 \text{ В}$. Следовательно, в первую очередь на катоде начнет выделяться медь, поскольку потенциал электролитического разложения ее хлорида меньше, чем у хлорида цинка. После выделения меди начнется осаждение на катоде цинка.

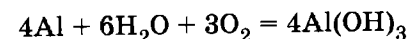
11.10. «Жидкое серебро» (Hydrargirum) — это ртуть. При слабом нагревании на воздухе она превращается в оксид HgO красного цвета. Сильное прокалывание превращает красный оксид ртути в желтый крупнокристаллический порошок. Обработка раствора нитрата ртути щелочью ведет к выделению оксида ртути в соответствии с уравнением реакции:



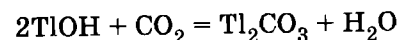
11.11. Сент-Клер Девилль получил алюминий, используя реакцию:



При амальгамировании алюминиевой поверхности снимается защитная пленка, пассивирующая металл, и алюминий начинает активно взаимодействовать с кислородом и влагой воздуха, образуя серовато-белые хлопья гидроксида алюминия:



11.12. Это элемент таллий (от греческого «таллос» — зеленая ветка). Оксид таллия(I) Tl_2O взаимодействует с водой, а получающийся при этом взаимодействии гидроксид таллия(I) TlOH , будучи сильным основанием, реагирует с диоксидом углерода, превращаясь в карбонат таллия(II):



Соляная кислота образует на поверхности металла слой малорастворимого TlCl , а с азотной кислотой таллий реагирует следующим образом:



11.13. Фарадей пришел к выводу, что на поверхности металла (железа, алюминия и др.) возникает защитный слой, чаще всего состоящий из оксида металла (рис. 20). Металл лишается возможности контактировать

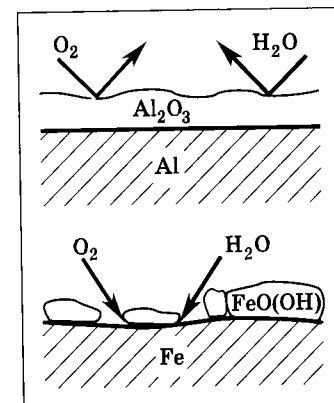
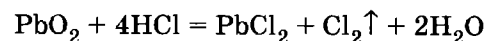


Рис. 20. Оксидный слой на поверхности алюминия и железа

с окислителями. Если пассивирующая пленка разрушается (например, при обработке щелочами, горячим раствором азотной кислоты, действием ртути), металл вступает в реакции с окислителями.

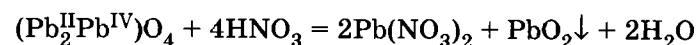
11.14. Металл М — это свинец. Диоксид свинца PbO_2 — сильный окислитель, он реагирует с HCl :



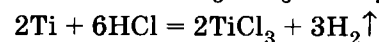
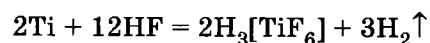
Тетрахлорид свинца в присутствии воды разлагается, выделяя хлор:



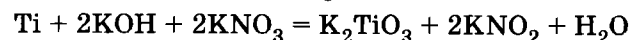
Свинцовый сурик $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4$ под действием азотной кислоты выделяет осадок диоксида свинца, а в растворе появляется нитрат свинца(II):



11.15. Царицу эльфов звали Титания, отсюда, вероятно, и имя элемента — титан. Реагируя с фтороводородной кислотой, титан образует гексафтортитанат(III) водорода, а с соляной кислотой и другими кислотами-неокислителями — соли титана(III) и водород:



Сгорая на воздухе, титан превращается в диоксид титана TiO_2 , а в расплаве щелочи, содержащем KNO_3 , переходит в титанат(IV) калия:

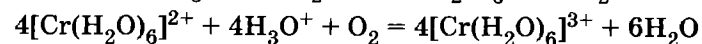
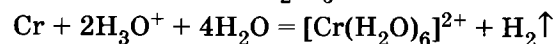


11.16. Это металл висмут, который при сгорании на воздухе переходит в желтый оксид Bi_2O_3 . С хлором металл реагирует, превращаясь в $BiCl_3$, а с азотной кислотой — в $Bi(NO_3)_3$:

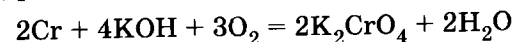


11.17. Хром становится пластичным, если он тщательно очищен от примесей кислорода, азота, углерода, кремния и водорода. Такой металл получают, перегоняя в высоком вакууме электролитически выделенный хром. При хранении на воздухе пластина из высокочистого хрома поглощает микроколичества перечисленных примесей и теряет пластичность.

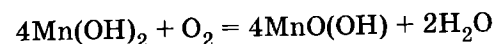
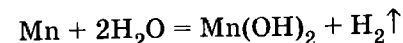
11.18. Это металл хром, который реагирует с азотной кислотой, переходя в нитрат $Cr(NO_3)_3$. Разбавленные кислоты-неокислители переводят металл в гексааквакатион $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$, который быстро окисляется:



В расплаве гидроксида калия в присутствии окислителей идет реакция:



11.19. Это оказался марганец, который реагирует с кипящей водой, образуя гидроксид марганца(II), на воздухе мгновенно переходящий в метаксид состава $MnO(OH)$:



Диоксид марганца реагирует с концентрированной соляной кислотой:



11.20. Ида Такке и Вальтер Ноддак открыли элемент рений Re.

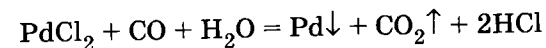
11.21. Расположив все химические элементы в порядке убывания их физической распространенности в земной коре (в массовых %), получим следующий ряд: 1) кислород (49,50%); 2) кремний (25,80%); 3) алюминий (7,57%); 4) железо (4,70%); 5) кальций (3,38%); 6) натрий (2,63%); 7) калий (2,41%); 8) магний (1,95%); 9) водород (0,88%); 10) титан (0,41%). Таким образом, самый распространенный металл — алюминий. В первую пятерку входят металлы Fe и Ca, в первую десятку — еще Na, K, Mg и Ti. Если рассчитывать химическую распространенность элементов на Земле (в атомных долях), то в первую пятерку вместо Ca и Fe попадет Na, а в первой десятке — Al, Na, Ca, Fe, Mg, K и Ni.

11.22. Это металл осмий Os (от греческого «осме» — запах). Неприятным и резким запахом обладает тетраоксид осмия OsO_4 .

11.23. Тонкоизмельченный порошок никеля Ni, так называемый никель Ренея — пирофорный металл (т. е. самовоспламеняется на воздухе). Кроме того, он обладает каталитическими свойствами и способствует окислению органических веществ.

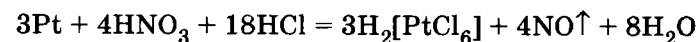
11.24. Кобальт и никель — соседние элементы в VIIIБ-группе Периодической системы. Тем не менее их свойства довольно сильно различаются: карбонильный комплекс никеля имеет состав $[Ni(CO)_4]$, а кобальта — $[Co_2(CO)_8]$. Гидроксид $Co(OH)_2$ розового цвета, а $Ni(OH)_2$ — зеленый. Наконец, у кобальта более устойчивы комплексные соединения для степени окисления +III, а у никеля +II.

11.25. Пробка была изготовлена из палладия, который для водорода легко проницаем. Реакция хлорида палладия с монооксидом углерода такова:



11.26. Это платина Pt, образующая «платиновую чернь».

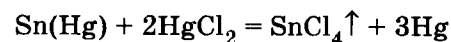
11.27. Это платина, реагирующая с «царской водкой» следующим образом:



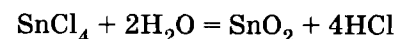
11.28. Это плутоний Pu.

11.29. Бронза — сплав меди и олова, содержащий до 19% олова. Касситерит, или «оловянный камень», — минерал состава SnO_2 , а малахит имеет состав $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. В настоящее время, кроме «оловянистой», выплавляют «свинцовистую» бронзу (она идет на вкладыши подшипников), алюминиевую и даже бериллиевую бронзу (которые используются в авиационной технике).

11.30. «Дымящий спирт Ливавия» — это SnCl_4 . Ливавий использовал для опытов амальгаму олова и получил жидкий тетрахлорид олова по реакции:



На воздухе это вещество подвергается необратимому гидролизу:



При добавлении небольшого количества воды к тетрахлориду олова гидролиз протекает частично с образованием хлорида хлоропентаакваолова(IV) состава $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$, а сухой хлороводород превращает SnCl_4 в гексахлоростаннат(IV) водорода $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$.

11.31. Это был уран. Мартин Клапрот дал название этому радиоактивному элементу-металлу в честь недавно открытой планеты Уран.

11.32. Это молибден (от греческого «молибдос» — оставлять черту, минералом молибденитом MoS_2 действительно можно рисовать и чертить) и свинец.

11.33. Это вольфрам W (от немецкого «вольф» — волк и «рам» — взбитые сливки). При выплавке олова примесь минерала вольфрамит в руде дает много шлака и снижает выход олова.

11.34. Ответы к кроссворду.

По горизонтали:

5. Бор. 7. Галлий. 9. Уран. 11. Туф. 13. Тантал. 14. Индий. 18. Барьер. 19. Рутений. 21. Раб. 22. Бром. 23. Металл. 24. Луна. 25. Пот. 26. Титан. 27. Нога. 28. Атом. 30. Урок. 31. Кобальт. 32. Трон. 33. Политик.

По вертикали:

1. По. 2. Игра. 3. ИЛ. 4. Ура. 5. Бутан. 6. Риф. 8. Старт. 10. Рений. 12. Фильтрат. 15. Икра. 16. Хром. 17. Аналог. 18. Барий. 20. Титан. 23. Метро. 25. Плутоний. 27. Нрав. 28. Анти. 29. Олово. 31. Катод.

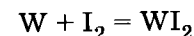
11.35. Это металл торий Th, название которого происходит от шведского слова «торйорд» — камень, горная порода, что, в свою очередь, связано с именем Тора (в древнескандинавской мифологии бог грома и бури, неприменный атрибут которого — каменный молот в руке). Элемент был открыт в камне, минерале торите состава ThSiO_4 .

11.36. Шведское селение Иттербю дало названия редкоземельным металлам иттрию Y, иттербию Yb, тербию Tb и эрбию Er.

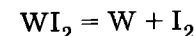
11.37. «Водородная чума» — причина разрушения стальных аппаратов при высоком давлении, она долгое время не позволяла осуществить промышленный синтез аммиака из водорода и азота. При давлении свыше 300 атм и высокой температуре железо приобретает способность поглощать водород; при этом оно теряет механическую прочность.

11.38. Это ртуть, которая легко образует жидкие сплавы — амальгамы с золотом, серебром, натрием и другими металлами. Лавуазье и Пристли использовали свойство ртути образовывать оксид HgO , который при сравнительно невысокой температуре разлагается с выделением кислорода и превращается в металл.

11.39. Метод «иодидного рафинирования» позволяет вести очистку тугоплавких металлов, превращая их в летучие иодиды, например:

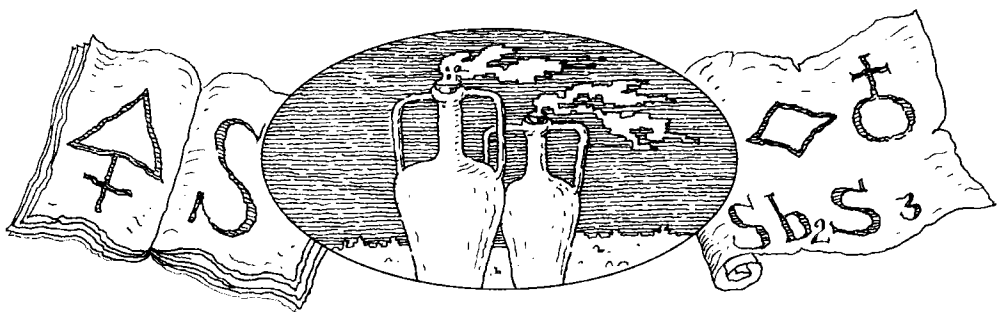


Газообразный иодид очищаемого металла, перейдя в высокотемпературную зону реактора, подвергается там разложению до металла:



Выделяющийся при этом иод возвращается на стадию иодирования. Такой процесс относится к способам глубокой очистки химических веществ от нелетучих примесей методом «транспортных реакций».

11.40. В случае Hg температура плавления $-39,86^\circ\text{C}$, температура кипения $+356,66^\circ\text{C}$; для Cs соответственно $+28,7^\circ\text{C}$ и $+667,6^\circ\text{C}$; для Ga $+29,78^\circ\text{C}$ и $+2403^\circ\text{C}$. При комнатной температуре ($20-25^\circ\text{C}$) цезий и галлий находятся в твердом виде. Однако интервалы температур, отвечающие жидкому состоянию, достаточно широки. Но применению их в качестве рабочего тела термометров препятствует не только высокая стоимость этих редких металлов и (в случае цезия) пожароопасность. В отличие от ртути цезий и галлий «смачивают» поверхность стекла и не образуют выпуклого мениска. Поэтому наблюдать за уровнем жидкого металла в капилляре термометра невозможно.



Глава 12

НЕМЕТАЛЛЫ: ЭЛЕКТРОНАМ ХОДА НЕТ

К неметаллам относят простые вещества с низкой тепло- и электропроводностью и склонностью к образованию кислотных оксидов. В твердом состоянии почти все неметаллы — хрупкие вещества. Распространенное свойство элементов-неметаллов — аллотропия и образование ковалентных химических связей. В обычных условиях из 22 известных нам неметаллов половина — газообразные вещества, а одно даже жидкое (бром).

Земная кора, включая атмосферу и гидросферу, на 76,7% состоит из таких неметаллов, как кислород, кремний, водород, хлор, фосфор, углерод, сера и азот. В морской воде — колыбели жизни на Земле — господствуют три неметалла: кислород, водород и хлор. Их общее содержание в морской воде составляет 99%.

12.1. Буротвор

Французские химики Жозеф Гей-Люссак и Луи Тенар в 1808 г. провели следующий опыт. Они нагрели в фарфоровом сосуде борную кислоту (гидроксид бора). Это вещество расплавилось, а затем стало пениться и, наконец, превратилось в стеклообразную массу. Ее растерли в фарфоровой ступке, добавили металлический калий и нагрели в медной пробирке. Началась бурная реакция, в ходе которой из пробирки показались языки зеленого пламени, а потом получился темно-коричневый порошок, нерастворимый в воде. Что это было?

12.2. Мемуары химиков

Немецкий химик Фридрих Вёлер в своем дневнике описал опыт, выполненный им совместно с французским коллегой Анри Сент-Клер Де-

виллем в 1856 г. Они смешали оксид неметалла состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ с порошком алюминия и нагрели смесь в платиновом тигле. Началась бурная реакция с выделением большого количества теплоты. Однако при осмотре содержимого тигля искомого неметалла Э в нем не обнаружилось. Девилль уже собрался выбросить остатки веществ от опыта (как ему показалось, неудачного), но осторожный Вёлер решил прежде обработать алюминиевый спёк соляной кислотой. После растворения оксида алюминия и остатка непрореагировавшего металла химики увидели на дне сосуда черные блестящие кристаллики неметалла. Какого именно?

12.3. Почти как алмаз

Полиция одного из немецких городов напала на след подпольной фирмы, изготавливавшей фальшивые алмазы для технических целей. Это были блестящие черные кристаллы, по твердости близкие к настоящим алмазам, но химически более стойкие. В частности, на фальшивые алмазы не действовали кислород и хлор при температурах ниже 1000°C , пары воды разрушали их только при 900°C , превращая их в белый оксид состава $\text{Э}_2\text{O}_3$ и углерод. Эксперты полиции выяснили, что фальшивые алмазы имели состав $\text{Э}_4\text{C}$, а получали их, прокаливая в электропечи при 2000°C смесь оксида с углеродом. Какой неметалл скрывается под буквой Э? Каков состав фальшивых алмазов?

12.4. Ошибка властителя Лахора

Властитель индийского города Лахора по имени Ранжит-Сингх в 1811 г. хвастался перед другими владыками Индии, Персии и Афганистана, что его голубой алмаз не подвержен действию никаких жидких веществ. Афганский шах Шуджа сказал, что готов поспорить (а ставка в споре — сам голубой алмаз), что его придворный факир-алхимик может за сутки уменьшить массу алмаза, погрузив его в жидкий «алкагест» (мифический универсальный растворитель). Предложение было принято, и придворные двух властителей уселись вокруг сосуда с «алкагестом», куда был погружен алмаз. Вскоре стало заметно, что камень покрывался пузырьками, а жидкость стала желтой. По истечении суток алмаз снова взвесили, и оказалось, что он потерял в весе около 1 карата (0,2 г). К огорчению Ранжит-Сингха, алмаз пришлось отдать шаху Шудже. Правда, через два года силой оружия алмаз был возвращен в Лахор, но это уже другая история... Какой состав имел «алкагест»?

12.5. Тот, который не разбивается

Среди всех твердых веществ алмаз обладает наибольшей твердостью. Философы древности Тит Лукреций Кар (99—53 гг. до н. э.) и

Плиний Старший (23—79 гг. н. э.) считали, что алмаз не только не горит, но его также нельзя расколоть ударом молота. Само слово «алмаз» на санскрите означало «тот, который не разбивается». В 1476 г. во время сражения солдаты Людовика XI ворвались в пустую палатку бургундского герцога Карла Смелого и увидели множество бриллиантов (ограненных алмазов). Невежественные вояки решили проверить, подлинные ли это драгоценности, и начали крушить их молотом. Видя, как бриллианты превращаются в порошок, солдаты приняли их за фальшивки. В чем разгадка этой истории?

12.6. Решетка без замков

В 1941 г. немецкий химик В. Рюдорф проделал такой опыт. Он поместил 1 г некоего неметалла Э в открытом сосуде в эксикатор, где также находилась чашка с жидким бромом (рис. 21). Через несколько часов оказалось, что масса сосуда с неметаллом увеличилась примерно на 0,8 г, а цвет и внешний вид неметалла почти не изменились. Анализ показал, что химик получил соединение состава $\text{Э}_8\text{Br}$, а формулу следует писать так: $(\text{Э}_8)^+ \text{Br}^-$. Позднее установили, что атомы брома входят в кристаллическую решетку Э и располагаются между ее слоями, поэтому в парах брома неметалл Э «набухает». Какой неметалл обладает описанными свойствами?

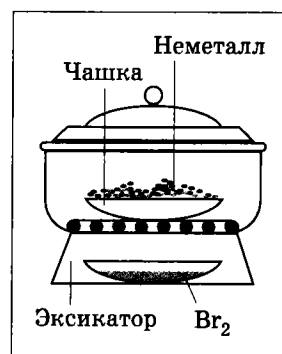


Рис. 21. Опыт В. Рюдорфа

12.7. Неметалл захотел стать бронзой

С начала XX в. многие химики занялись синтезом нитридов щелочных металлов. Было известно, что самый легкий щелочной металл литий уже при комнатной температуре на воздухе покрывается темно-зеленой коркой нитрида состава Li_3N . Однако другие щелочные металлы преподносили химикам сюрпризы... Так, в 1926 г. немецкий химик К. Фриденхаген расплавил металлический калий и выдержал расплав в атмосфере азота в течение нескольких часов. Серебристо-белый расплав остался неизменным, а вот внутренние стенки тигля, изготовленного из неметалла Э, приобрели «бронзовый» цвет. «Что это за вещество?» — подумал химик и решил исследовать его состав. Но на воздухе «бронзовый» порошок загорелся, а при контакте его с водой выделился водород. Химический анализ показал, что формула «бронзового» порошка KЭ_8 . Какой неметалл был использован в качестве материала для тигля?

12.8. Запоздалое открытие

Соединения неметалла Э были известны с доисторических времен, но сам неметалл Э был получен только в 1823 г. шведским химиком Йёнсом Берцелиусом по реакции ЭF_4 с металлическим калием. Неметалл этот оказался коричневым порошком, на который в обычных условиях не действовали никакие кислоты, кроме смеси концентрированных азотной и фтороводородной, которые переводили его в раствор в виде комплексного соединения состава $\text{H}_2[\text{ЭF}_6]$. Соляная кислота реагировала с Э, только когда его смешивали с медным порошком, а потом нагревали, и в результате получалось соединение ЭHCl_3 . Более охотно Э взаимодействовал со щелочами в водной среде; в результате получалась соль $\text{Na}_4\text{ЭO}_4$ и выделялся водород. Какой же это неметалл?

12.9. Рецепт активности

Вот задачка для смекалистых химиков. Обычно неметалл Э при комнатной температуре не реагирует с водой и любыми кислотами. Но можно приготовить его в аморфном (и, добавим, химически активном) состоянии, так что он будет взаимодействовать и с водой, и даже со спиртом. Вот как это делается: порошок соединения данного неметалла с кальцием состава CaЭ_2 в среде жидкого тетрахлорида углерода подвергают действию газообразного хлора при слабом нагревании. В результате реакции выпадает осадок Э в виде коричневого порошка. Если нагреть этот порошок до 400—500 °С и обработать водяным паром, то получится водород и ЭO_2 . При аналогичной реакции со спиртом тоже выделится водород, а твердый продукт ЭO_2 приобретет черный цвет из-за выделения углерода... Что же это за неметалл Э?

12.10. Здесь нужен кругозор

Пять знаменитых химиков XVIII в. дали некоему неметаллу, который в виде простого вещества представляет собой газ и состоит из двухатомных молекул, пять разных имен. В 1772 г. шотландский химик, ботаник и врач Даниел Резерфорд назвал его «ядовитым воздухом». Английский химик Джозеф Пристли в том же году назвал его «дефлогистированным воздухом». В 1773 г. шведский химик-аптекарь Карл Шееле дал этому газу имя «испорченный воздух». А английский химик Генри Кавендиш в 1774 г. назвал его «удушливый воздух». Наконец, в 1776 г. французский химик Антуан Лавуазье установил, что все названные выше газы — одно и то же вещество, и предложил свое название, в переводе означавшее «безжизненный воздух». Каково сейчас название этого неметалла?

12.11. Откройте его имя!

В обычном состоянии этот неметалл с формулой Э_2 — бесцветный газ, не имеющий запаха и вкуса, негорючий и малорастворимый в воде, не поддерживающий горение и вообще химически весьма инертный. Только с литием он уже при комнатной температуре образует соединение $\text{Li}_3\text{Э}$, а при нагревании реагирует с магнием, окисляя его до $\text{Mg}_3\text{Э}_2$. Получить Э_2 в лаборатории можно из его соединения ЭН_3 (действуя бромной водой) или термическим разложением соли состава $(\text{ЭН}_4)(\text{ЭО}_2)$. Что такое Э_2 ?

12.12. Осторожно с крышкой!

Красный фосфор не обладает способностью самовоспламеняться на воздухе. Поэтому считают, что работа с ним не представляет при комнатной температуре особой пожароопасности. Но однажды при вскрытии банки с красным фосфором произошел несчастный случай: это вещество внезапно воспламенилось, наделав много бед. Почему же это произошло?

12.13. Библейское чудо

Во время осады Вавилона в 538 г. до н. э. персидским царем-завоевателем Киром вавилонский царь Валтасар устроил большое пиршество. В самом разгаре веселья таинственная рука начертала на стене зала роковые слова: «Мене, текел, упарсин». Одновременно вспыхнули светильники, окружавшие жертвенник. Призванный на пиршество пророк Даниил объяснил значение слов и предсказал скорую гибель Валтасара. Так и случилось: город был оставлен без охраны, и персы беспрепятственно вошли в него, предав мечу опьяневшего Валтасара со свитой и всех жителей. Некоторые историки считают, что уже в те давние времена мудрецы Вавилона владели секретом получения некоего неметалла (открытие которого в Европе датируется на 21 век позже). И они могли использовать этот неметалл для того, чтобы предостеречь Валтасара — правда, тот не внял пророчеству... Какой это неметалл?

12.14. «Пластин»

Расплавив желтый неметалл, школьники осторожно вылили его из пробирки в холодную воду. Получилась коричневая масса, похожая на пластилин. Но школьники не успели ничего из нее слепить: так быстро эта масса затвердела и превратилась в желтые хрупкие кристаллы. Какой это был неметалл?

12.15. Красный незнакомец

В 1803 г. в лаборатории французского химика Клода Бертолле произошла занятная история. Один из учеников знаменитого химика обнаружил склянку с неизвестным красным порошком и спросил, как поступить с этим веществом. «Конечно, прежде всего надлежит испытать его!» — воскликнул Бертолле. Ученик взял щепотку красного порошка и попытался растереть его с недавно полученной новой солью, получившей имя Бертолле. Лучше бы он этого не делал — в лаборатории прогремел взрыв. Однако ученик не пострадал и смело продолжил испытания. Внеся красный порошок в азотную кислоту, он отметил выделение красно-бурого газа (диоксида азота); порошок при этом растворился. А при поджигании красного порошка появилось ослепительное пламя, а потом — белый дым. Бертолле похвалил ученика: задание было выполнено правильно. Какое вещество находилось в склянке?

12.16. Порошок для наследников

В 1840 г. вся Франция с напряженным вниманием следила за судебным процессом по делу Мари Лафарж, которая была заподозрена в убийстве. Мари вышла замуж, польстившись на богатство будущего супруга. Однако вскоре выяснилось, что у Шарля Лафаржа нет никакого состояния. Наоборот, путем женитьбы он надеялся поправить свои финансовые дела... Развод был тогда невозможен, и молодая женщина воспользовалась «порошком для наследников» — оксидом неметалла состава $\text{Э}_2\text{O}_3$. Это был белый порошок без вкуса и запаха, а симптомы отравления напоминали признаки холеры. Когда Шарль умер от порошка, который понемногу добавляла ему в пищу жена, родственники заподозрили неладное и потребовали рассмотреть дело в суде. Эксперт-химик, проводивший анализы, использовал реакцию Марша и установил факт отравления. Что же представлял собой «порошок для наследников» и каким образом реакция Марша помогает установить наличие неметалла Э?

12.17. Доказательство

Какое из простых веществ — сурьма, висмут или мышьяк — является типичным неметаллом, а какое — амфотерным элементом? Чтобы ответить на вопрос, следует привести реакции этих веществ с концентрированными азотной и серной кислотами.

12.18. Металл или неметалл?

В 1855 г. английский химик Гор решил получить электролизом 25%-ного раствора ЭCl_3 в концентрированной соляной кислоте простое

вещество. Э. Гор заметил, что на платиновом катоде осаждается графитоподобная масса. Снятая с электрода масса после промывки водой и сушки на воздухе стала серебристо-белой и приобрела металлический блеск. Когда химик попытался собрать ее с фильтровальной бумаги, серебристая масса с легким хлопком распалась, выделяя белый «дым». Остатки ее Гор обработал концентрированной азотной кислотой и увидел выделение красно-бурого газа. В результате у химика получился светло-желтый порошок состава $\text{Э}_2\text{O}_5$. Что за вещество получил Гор?

12.19. Ошибка алхимика

Чешский писатель Ярослав Гашек в рассказе «Камень жизни» по-своему изложил старинную легенду о происшествии в одном из монастырей в Баварии. Занявшись поисками «философского камня», игумен получил серебристо-белое хрупкое вещество. Остатки веществ, использованных в его опытах, охотно пожирались свиньями, которые, как заметил игумен, при этом быстро прибавляли в весе. Игумен решил сделать монахов своей обители более упитанными и стал добавлять им в еду новое серебристое вещество. Но произошло неожиданное — все монахи умерли в страшных мучениях. Что в этой истории правда, а что вымысел, сказать трудно. Заметим, что вещество, о котором идет речь, реагирует с хлором, образуя трихлорид, а при действии концентрированной азотной кислоты превращается в оксид элемента в степени окисления +V. Как называется вещество, которое убило монахов баварской обители?

12.20. Парамагнитный газ

После ряда неудачных опытов Джозеф Пристли 1 августа 1774 г. получил, наконец, неизвестный газ. Позже было установлено, что молекула этого газа состоит из двух атомов. Чтобы его выделить, можно было воспользоваться несколькими способами. Например, шведский химик и аптекарь Карл Шееле получал этот газ, прокаливая соединение элемента-неметалла со ртутью, свинцовый сурик, нитрат калия или перманганат калия либо действуя на пиролюзит серной кислотой. Какой это газ?

12.21. «Греческий огонь»

Около 680 г. н. э. в морском бою против арабов византийцы впервые применили новое ужасное оружие — «греческий огонь». Галеры византийцев выбрасывали на неприятельские суда заранее подожженную смесь из «пифонов» — установок, подобных огнеметам. Суда пылали как факелы, а огонь нельзя было потушить водой. Смесь горела на морских волнах, прилипала к корпусам судов и одежде людей: это было не-

что вроде современного напалма. В 941 г. под стенами Царьграда «греческим огнем» был уничтожен флот киевского князя Игоря. Строки летописи в переводе на современный язык звучат так: «Словно молнию, которая в небе, греки имеют у себя и пускают ее, сжигая нас, поэтому мы не одолели их». В состав «греческого огня» входили битум или нефть, а также неметалл Э. Этот неметалл на воздухе горит красивым сине-голубым пламенем, выделяя удушливый и едкий газ. При обработке концентрированной азотной кислотой неметалл Э превращается в сильную кислоту $\text{H}_2\text{ЭO}_4$. При кипячении неметалла с солью состава $\text{Na}_2\text{ЭO}_3$ в растворе появляется другая соль, состава $\text{Na}_2\text{ЭO}_3\text{Э}$. Назовите неметалл Э.

12.22. Обман

Химик синтезировал оранжево-желтые кристаллы нитрида неметалла состава $\text{Э}_4\text{N}_4$ и решил изучить его свойства. Поручив лаборанту растереть кристаллы в порошок, он ушел по делам. А лаборант решил, что лучше всего растереть вещество ударами пестика. Недолго думая, он так и сделал. Раздался взрыв, а самого «умельца» обсыпало с ног до головы желтым порошком. Собрав этот порошок, лаборант скрыл от химика случай с взрывом. Удивленный химик обнаружил, что свойства нитрида ничем не отличаются от свойств исходного Э. Какое вещество в данном случае скрывается за символом Э?

12.23. Самый, самый...

Первые исследователи, пытавшиеся получить неметалл Э₂ путем электролиза, жестоко поплатились своим здоровьем. Как только этот неметалл вступал в контакт с водородом, происходили сильные взрывы, в нем «горела» даже вода. А любые органические вещества (например, ткань, из которой были сделаны защитные перчатки экспериментаторов или вазелиновая смазка пришлифованной аппаратуры) в атмосфере опасного неметалла вспыхивали и загорались... Какой это неметалл?

12.24. Утраченный талисман

Некий химик, подражая Пушкину, завел себе сердоликовый перстень и постоянно носил его на указательном пальце, не снимая этот талисман даже во время работы в лаборатории. Однажды ему довелось исследовать свойства светло-желтой жидкости состава BrЭ_3 (Э — неметалл), которая сильно дымила на воздухе. Случилось так, что перстень-талисман, соскользнув с пальца, упал прямо в эту жидкость. Она бурно вспенилась, а перстень разом исчез — и камень-сердолик, и серебряная оправа. Как объяснить причину этого исчезновения?

12.25. Кто первый?

Студент Гейдельбергского университета Карл Левиг в 1825 г. изучал воды минеральных источников Германии. Одна из приготовленных им проб воды обладала интересной особенностью — она желтела под действием хлора. Левиг извлек неизвестное вещество, придававшее желтый цвет воде, с помощью диэтилового эфира, а после испарения эфира обнаружил красно-бурую жидкость с резким неприятным запахом. Студент уже собрался опубликовать результаты своих опытов, но научный руководитель посоветовал повременить. Решено было выделить новое вещество в большем количестве, чтобы иметь возможность детально исследовать его свойства. Но именно в это время 23-летний лаборант-химик Антуан Балар из Монпелье во Франции получил то же самое вещество и сразу отправил его образец в Парижскую академию наук. Известные химики Жозеф Гей-Люссак и Луи Тенар подтвердили открытие нового элемента (Балар назвал его «муридом»), но переменили название на производное от греческого «зловонный». Какой неметалл открыли Левиг и Балар?

12.26. Галоген-хамелеон

Французский химик Жозеф Гей-Люссак в 1813 г. дал химическому элементу номер 53 имя «иод» (от греческого «фиолетовый»). Действительно, пары иода имеют такой цвет; растворы его в тетрахлориде углерода, хлороформе и бензоле тоже фиолетовые. Почему же растворы иода в этиловом спирте и диэтиловом эфире красно-коричневого цвета?

12.27. Иод — пособник грабителей

С золотого прииска в ЮАР исчезло около 1 кг добытого металла. Охрана заявила, что никто из рабочих не мог пронести столько золотого песка за ограждение. Следствие зашло в тупик, но потом охранники вспомнили, что на территорию не так давно был привезен мешок иодида калия и банки с иодом для проведения химических анализов. Следы этих реактивов обнаружили в цехе переработки золотоносной породы и в сточных трубах, и экспертам вскоре стал ясен хитроумный замысел преступников. Какую роль в хищении золота сыграли иод и иодид калия?

12.28. Убийца в солонке

В начале 1915 г. около городка Ипр на западе Фландрии впервые был использован отравляющий газ-неметалл. Он проникал во все щели и укрытия. Газовая атака привела к гибели 5 тысяч французскими английских солдат, более 15 тысяч стали калеками. История этого враждебного всему живому газа начинается с 1668 г., когда голландский химик Иоганн Баптист ван Гельмонт едва не погиб, нагревая смесь некоей

соли с азотной кислотой. А шведский химик и аптекарь Карл Вильгельм Шееле надыхался этого вредного газа, изучая реакцию минерала пиролюзита с муриевой кислотой. Какой это неметалл?

12.29. Красно-бурый

В 1826 г. в лабораторию немецкого химика Юстуса Либиха поступили для анализа сразу два образца: датский физик Ханс Кристиан Эрстед прислал блестящие металлические шарики, а немецкий химик Леопольд Гмелин — ампулу с красно-бурой жидкостью. Эти образцы поставили рядом, на виду, чтобы они были под рукой. Однако вскоре произошла неприятная неожиданность: лаборант случайно толкнул и разбил ампулу с жидким веществом. Через несколько секунд над образцами появилось красно-бурое пламя и едкий дым, так что всем пришлось на время покинуть лабораторию. Когда горение прекратилось, а помещение было проветрено, в стакане вместо металлических шариков (впервые полученного Эрстедом алюминия) обнаружили золотистые кристаллы неизвестного вещества. Что же представляла собой красно-бурая жидкость?

12.30. Кто его поймал?

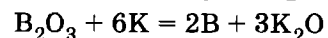
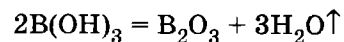
Получение неметалла Э_2 первым осуществил в 1745 г. М. В. Ломоносов. Он действовал на железные опилки жидкостью состава $\text{Э}_2\text{SO}_4$, разбавленной водой. Образовавшийся неметалл Ломоносов называл то «флогистоном», то «горючим паром». Этот же способ выделения Э_2 применил в 1783 г. английский химик Генри Кавендиш. Антуан Лавуазье в этом же году получил Э_2 , продувая струю газообразного оксида этого неметалла через нагретый до красного каления ружейный ствол. Позднее химики разных стран стали использовать для получения этого неметалла реакции алюминия или кремния со щелочами в водной среде или взаимодействие бинарных соединений этого неметалла и кальция с водой. Какой это неметалл?

12.31. Неприятный запах

Шведский химик Йёнс Берцелиус в 1817 г., получая серную кислоту из халькопирита, обратил внимание, что в отдельных частях его установки накапливается какой-то налет («шлам») красного цвета. Анализ показал, что это новый неметалл с молекулярной формулой Э_8 . В парообразном состоянии этот неметалл имел красный цвет и обладал запахом редьки. На воздухе он горел синим пламенем, образуя диоксид, а в азотной кислоте превращался в кислородную кислоту. В темноте Э_8 очень слабо проводил электрический ток, зато на свету его электропроводность возрастала примерно в 1000 раз. Какой это неметалл?

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 12

12.1. Французские химики получили новый неметалл бор (в аморфном состоянии). При этом протекали реакции:

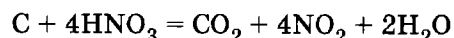


Все соединения бора окрашивают пламя в зеленый цвет. Названия элемента бора в русской химической литературе в начале XIX в. — «буротвор», «бурон» или «бурацин».

12.2. Неметаллом Э был кристаллический бор, который образует с алюминием твердый раствор. Кристаллический бор не реагирует с галогеноводородными кислотами, в том числе с фтороводородной.

12.3. Это был карбид бора B_4C , очень твердое кристаллическое вещество черного цвета, химически инертное вплоть до 1000°C .

12.4. На алмазы разрушительно действует концентрированная азотная кислота. При этом алмаз медленно превращается в диоксид углерода. Желтый цвет жидкости («алкагесту») придает диоксид азота:



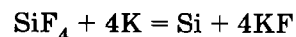
12.5. Алмаз тверд, но хрупок. Он не раскалывается только при воздействии на него постепенно возрастающего давления. Если давление постепенно довести до 60 атм, то алмаз начнет входить в самую твердую сталь как в масло.

12.6. Этот неметалл — графит, который образует с бромом соединение состава $\text{Э}_8\text{Br}$, формулу которого следует писать как $(\text{Э}_8)^+\text{Br}^-$.

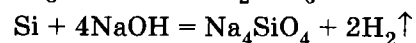
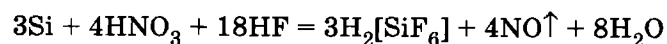
12.7. Тигель был изготовлен из графита. Атомы калия внедрились в межслоевое пространство кристаллической решетки графита и отдали свои электроны атомам углерода, образовав соединение состава $(\text{K}^+)(\text{C}_8^-)$, что не мешало им сохранить свойства, присущие металлу. Поэтому KC_8 реагирует с водой практически так же, как металлический калий:



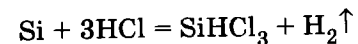
12.8. Этот неметалл — кремний Si, который Берцелиус получил по реакции:



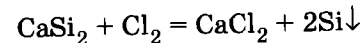
Кремний реагирует со смесью азотной и фтороводородной кислот, а также со щелочами:



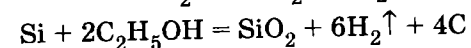
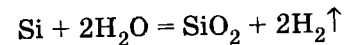
Медь является катализатором получения трихлорсилана при контакте кремния с соляной кислотой:



12.9. Этот неметалл — кремний. В результате реакции силицида кальция с хлором:

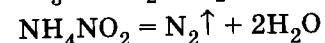
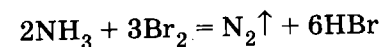


получается аморфный кремний, который реагирует с водяным паром и с этанолом в соответствии с уравнениями реакций:



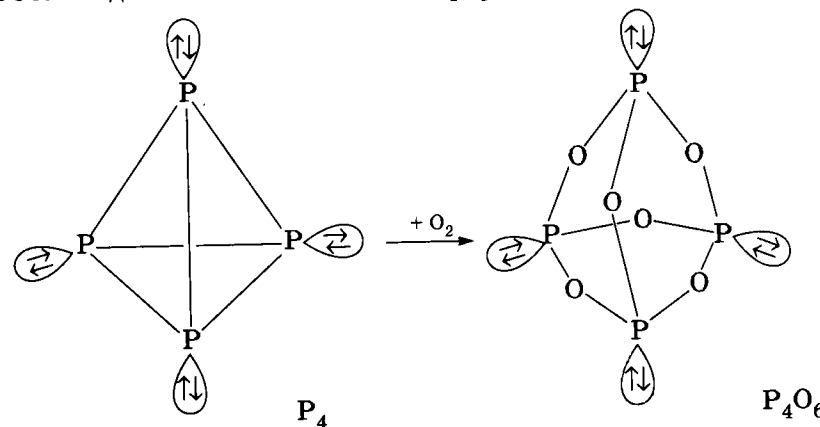
12.10. Это неметалл азот. Название газообразному азоту дал Лавуазье от греческого «а» — не и «зоз» — жизнь (т. е. «азот» — значит «безжизненный»).

12.11. Неметалл Э — азот, который реагирует с литием на холоду, а с магнием — при нагревании на воздухе, образуя нитрид лития Li_3N и нитрид магния Mg_3N_2 . Для получения азота в лаборатории действительно можно обработать аммиак бромной водой или провести термическое разложение нитрита аммония:



12.12. Иногда при хранении влажного красного фосфора могут образоваться фосфин и дифосфан, которые на воздухе самовоспламеняются. Кроме того, не исключено, что в банке с красным фосфором находилась примесь белого фосфора, который может самовоспламениться.

12.13. Этот неметалл — белый фосфор P_4 , который светится на воздухе за счет медленного окисления до P_4O_6 по реакции:



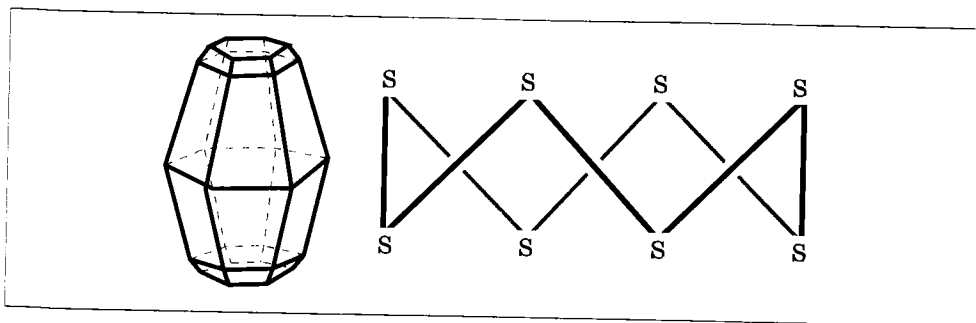
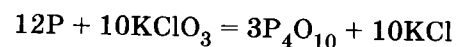


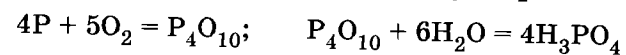
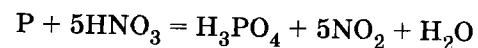
Рис. 22. Форма кристалла ромбической серы и строение молекулы S_8

12.14. Это неметалл сера. При плавлении и быстром охлаждении получается пластическая сера — модификация коричневого цвета с полимерными молекулами, которые весьма быстро превращаются в молекулы обычной (ромбической) серы (рис. 22), имеющие состав S_8 .

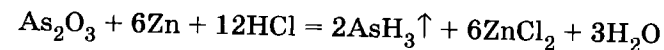
12.15. Это был красный фосфор, который при контакте с хлоратом калия и механическом воздействии (растирании!) реагирует со взрывом:



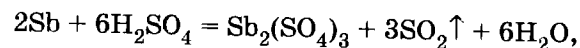
Азотная кислота превращает красный фосфор в ортофосфорную кислоту, а на воздухе он горит, превращаясь в белый «дым» — частички оксида фосфора(V), который гигроскопичен и мгновенно реагирует с влагой воздуха с образованием мельчайших капелек ортофосфорной кислоты:



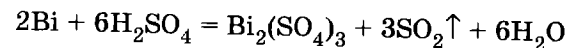
12.16. Неметалл Э — мышьяк, а «порошок для наследников» — оксид мышьяка состава As_2O_3 . В основе реакции Марша по определению следов мышьяка и его соединений в различных объектах лежит реакция:



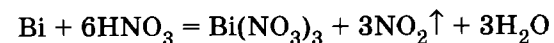
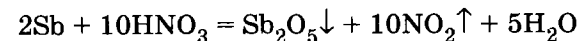
12.17. С концентрированной серной кислотой на холоду взаимодействует только сурьма:



а мышьяк и висмут в этих условиях подвергаются пассивированию. Однако висмут медленно реагирует с 40% -ной серной кислотой:



Реакции мышьяка, сурьмы и висмута с азотной кислотой ведут к образованию мышьяковой кислоты, гидратированного оксида сурьмы(V) и соли — нитрата висмута(III):



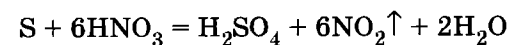
Таким образом, типичным неметаллом является мышьяк, типичным металлом — висмут, а сурьма — амфотерный элемент.

12.18. Ответ на этот вопрос был получен только в 1933 г. нидерландским химиком Хендриком Принсом и вошел во все современные учебники по неорганической химии. Гор получил аморфно-стекловидную модификацию сурьмы, которая включает в свой состав анионы Cl^- и катионы $SbCl_2^+$. При трении происходит кристаллизация этого вещества и превращение в обычную модификацию сурьмы, что сопровождается выделением теплоты, распылением сурьмы («белый дым») и даже небольшим взрывом. Поэтому данную модификацию иногда называют «взрывчатой сурьмой».

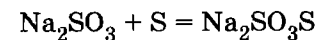
12.19. Этот неметалл — сурьма. В книге «Триумфальная колесница антимония», относящейся к 1604 г., сочинение которой приписывают легендарному монаху-алхимику Василию Валентину, описано получение сурьмы и ее соединений. «Антимониум» по-латыни значит «средство против монахов». Сурьму также называли «металлом антимонием».

12.20. Газ-неметалл — это кислород O_2 .

12.21. В состав «греческого огня» обязательно входила сера. Она реагирует с концентрированной азотной кислотой, превращаясь в серную кислоту:



При реакции серы с сульфитом натрия получается:



12.22. Этим неметаллом была сера. При ударе S_4N_4 распадается на серу и азот.

12.23. Этот чрезвычайно агрессивный неметалл —

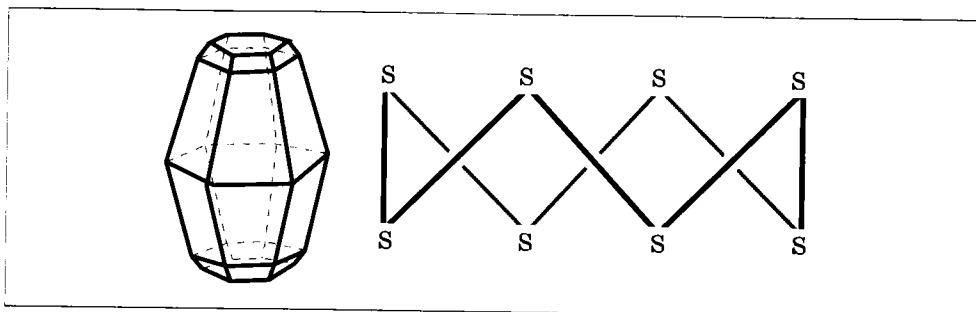
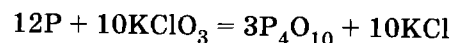


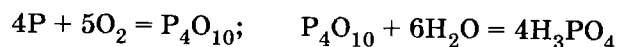
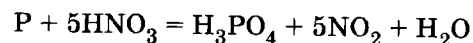
Рис. 22. Форма кристалла ромбической серы и строение молекулы S_8

12.14. Это неметалл сера. При плавлении и быстром охлаждении получается пластическая сера — модификация коричневого цвета с полимерными молекулами, которые весьма быстро превращаются в молекулы обычной (ромбической) серы (рис. 22), имеющие состав S_8 .

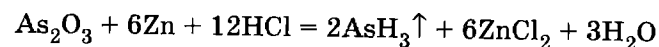
12.15. Это был красный фосфор, который при контакте с хлоратом калия и механическом воздействии (растирании!) реагирует со взрывом:



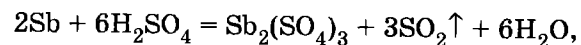
Азотная кислота превращает красный фосфор в ортофосфорную кислоту, а на воздухе он горит, превращаясь в белый «дым» — частички оксида фосфора(V), который гигроскопичен и мгновенно реагирует с влагой воздуха с образованием мельчайших капелек ортофосфорной кислоты:



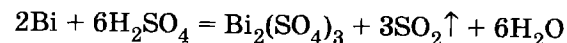
12.16. Неметалл Э — мышьяк, а «порошок для наследников» — оксид мышьяка состава As_2O_3 . В основе реакции Марша по определению следов мышьяка и его соединений в различных объектах лежит реакция:



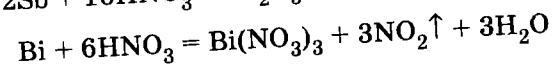
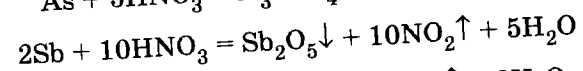
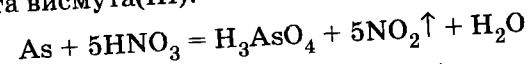
12.17. С концентрированной серной кислотой на холоду взаимодействует только сурьма:



а мышьяк и висмут в этих условиях подвергаются пассивированию. Однако висмут медленно реагирует с 40%-ной серной кислотой:



Реакции мышьяка, сурьмы и висмута с азотной кислотой ведут к образованию мышьяковой кислоты, гидратированного оксида сурьмы(V) и соли — нитрата висмута(III):



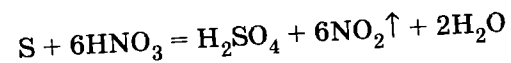
Таким образом, типичным неметаллом является мышьяк, типичным металлом — висмут, а сурьма — амфотерный элемент.

12.18. Ответ на этот вопрос был получен только в 1933 г. нидерландским химиком Хендриком Принсом и вошел во все современные учебники по неорганической химии. Гор получил аморфно-стекловидную модификацию сурьмы, которая включает в свой состав анионы Cl^- и катионы $SbCl_2^+$. При трении происходит кристаллизация этого вещества и превращение в обычную модификацию сурьмы, что сопровождается выделением теплоты, распылением сурьмы («белый дым») и даже небольшим взрывом. Поэтому данную модификацию иногда называют «взрывчатой сурьмой».

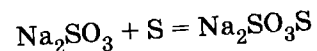
12.19. Этот неметалл — сурьма. В книге «Триумфальная колесница антимония», относящейся к 1604 г., сочинение которой приписывают легендарному монаху-алхимику Василию Валентину, описано получение сурьмы и ее соединений. «Антимониум» по-латыни значит «средство против монахов». Сурьму также называли «металлом антимонием».

12.20. Газ-неметалл — это кислород O_2 .

12.21. В состав «греческого огня» обязательно входила сера. Она реагирует с концентрированной азотной кислотой, превращаясь в серную кислоту:



При реакции серы с сульфитом натрия получается тиосульфат натрия:



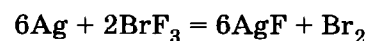
12.22. Этим неметаллом была сера. При ударе нитрид серы состава S_4N_4 распадается на серу и азот.

12.23. Этот чрезвычайно агрессивный неметалл — фтор F_2 .

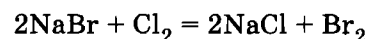
12.24. Элемент-неметалл Э — фтор, а жидкость, растворившая перстень, — трифторид брома BrF_3 . Сердолик — природная разновидность кварца (диоксида кремния), полудрагоценный камень красного цвета. Причиной исчезновения камня была реакция:



Серебряная оправа также не устояла в агрессивной среде:



12.25. Левиг и Балар открыли бром. Воды некоторых соляных болот и озер содержат NaBr , который при обработке хлором превращается в Br_2 :

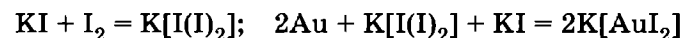


По-гречески «бромос» значит «зловонный».

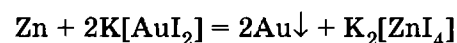
12.26. В неполярных растворителях иод слабо сольватирован (сольватация — образование связей между частицами растворенного вещества и растворителя).

В растворителях полярных иод находится в виде так называемых «комплексов с переносом заряда», которые и придают растворам красно-коричневую окраску. Например, в этиловом спирте присутствуют частицы типа $(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}^+) \cdot (\text{I}_2^-)$.

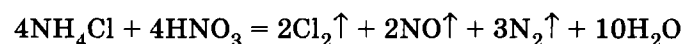
12.27. При взаимодействии иодида калия с иодом образуется диоидат калия, который затем легко превращает золото в растворимый комплекс:



Раствор, содержащий этот комплекс, сливали по сточным трубам за территорию завода, а потом обрабатывали порошком цинка, восстанавливая золото в соответствии с уравнением реакции:



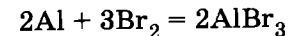
12.28. Этот опасный газ — хлор. Иоганн ван Гельмонт для его получения использовал реакцию хлорида аммония с азотной кислотой:



А Шееле проводил реакцию соляной кислоты с диоксидом марганца:

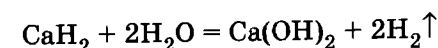
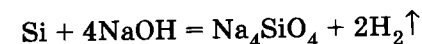
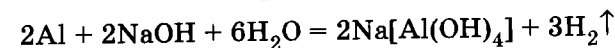
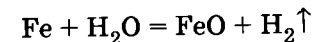


12.29. Лаборант испортил образец впервые полученного брома. При контакте с ним алюминий воспламеняется:

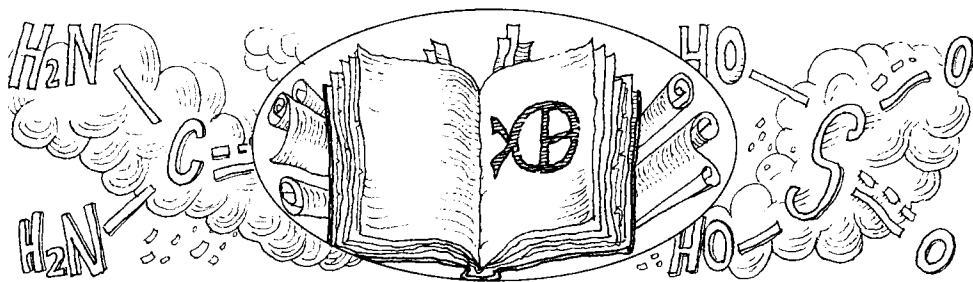


Образуются золотистые кристаллы AlBr_3 .

12.30. Это неметалл водород, получаемый по реакции паров воды с раскаленным железом, алюминия или кремния с водой в щелочной среде или взаимодействием гидрида кальция с водой:



12.31. Это неметалл селен, химический аналог серы.



Глава 13

ХИМИЧЕСКАЯ НОМЕНКЛАТУРА: ИМЯ, ФАМИЛИЯ, ПРОЗВИЩЕ

Невозможность отделить номенклатуру от науки и науку от номенклатуры объясняется тем, что каждая естественная наука необходимо состоит из ряда фактов, которые составляют науку, представлений, их вызывающих, и слов, их выражающих. «Слово должно рождать представление, представление должно отображать факт. Это три оттиска одной и той же печати», — писал Антуан Лоран Лавуазье в 1787 г. Номенклатура неорганических и органических веществ — язык химиков. Она состоит из формул и названий, которые однозначно, по строго определенным правилам описывают состав вещества. Названия веществ зачастую многократно менялись, а химическая номенклатура складывалась мучительно долго, в течение столетий.

13.1. Купоросы всех цветов радуги

Купоросы — одно из самых древних, постепенно вымирающих названий группы веществ, которые были известны людям еще до нашей эры. У алхимиков символом купороса была звезда (рис. 23). В делах русского Аптекарского приказа за 1644 г. встречается название «купорос зеленый». Учебник химии, изданный в 1782 г., дает такое определение купоросов: «Купорос есть минералическая соль и в самом основании своем не что иное, как серный спирт, одетый в металлическое или минералическое тело». А в одной из московских торговых книг 1725 г. было записано о покупке «турецкого купороса — один фунт за гривну». От современных строителей-отделочников и мастеров, ведущих ремонт жилых помещений, можно услышать, что они собираются «купоросить» потолки. Какие же вещества до сих пор называют купоросами?

13.2. Купоросное масло и кислый спирт

В 1260 г. алхимик и епископ Альберт Великий (Альберт фон Больштедт) в поисках «эликсира молодости» решил попытаться выделить его из железного купороса. Засыпав в реторту порошок купороса, он стал ее нагревать. Вначале из реторты пошел белый «дым», а потом в сосуд-приемник начали поступать бесцветные прозрачные капли неизвестной жидкости. Епископ собрал немного этой жидкости и размешал ее оструганной деревянной палочкой; палочка вскоре почернела. Капля этой жидкости попала на сутану епископа, и вечером он увидел на этом месте отверстие в ткани... Пить полученную жидкость, употребляя как «эликсир», очевидно, было опасно. Альберт Великий назвал полученную жидкость «купоросным маслом». Позднее, в 1590 г., немецкий алхимик и врач Андреас Либавий, тоже пытаясь отыскать «эликсир», смешал серу и селитру, а потом нагрел смесь в длиннгорлой колбе-алембике, отводя выходящий из нее «дым» в сосуд с водой. Когда в колбе осталась только коричневая сплавленная масса, он закончил опыт и стал испытывать содержимое сосуда с водой, где поглощался «дым». Капнул немного этой жидкости на кусок железа, и она зашипела и запузырилась; нанес ее на свинцовую пластину — осталось белое пятно. Но свинец не поддавался «кислому спирту», как назвал полученную жидкость Либавий. Как теперь называют купоросное масло и кислый спирт?

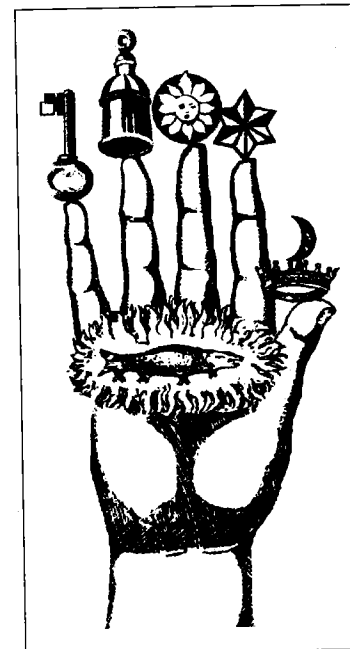


Рис. 23. «Рука философов» с символами, обозначающими селитру (корона), медный купорос (звезда), нашатырь (Солнце), квасцы (фонарь), поваренную соль (ключ), ртуть и серу (рыба в огне)

13.3. «Спиритус салис»

Так называли в старину некую кислоту, которой в разное время давали и другие имена, например «соляный спирт», «морская кислота» и даже «хлорнота». В XIV—XV вв. эту кислоту получали, прокаливая в реторте смесь железного купороса и каменной соли. При этом из горловины реторты вырывался какой-то «дым» — «дух из солей», вызывающий кашель и хорошо растворимый в воде (он мог даже втянуть воду из чаши в сосуд, где этот «дым» собирался в значительном количестве). Раствор «духа из солей» в воде реагировал с железом, но не действовал

на золото и медь. Позднее, уже в 1658 г., немецкий химик и аптекарь Иоганн Глаубер сумел получить «дух из солей» — «спиритус салис» нагреванием купоросного масла с каменной солью и назвал раствор этого «духа» в воде «соляным спиртом». Как теперь называют это вещество?

13.4. «Крепкая водка»

Монах-алхимик Бонавентура (Джованни Фиданца) в 1270 г. в поисках универсального растворителя («алкагеста») решил нагреть смесь железного купороса с селитрой. Сосуд, в котором была смесь, вскоре наполнился красно-бурым «дымом». Монах в изумлении застыл, затем убрал огонь и увидел, как в колбу-приемник стала капать желтоватая жидкость. Она действовала на все металлы, даже на серебро и ртуть. Многие алхимики — современники Бонавентуры думали, что сидящий в жидкости рыжий дым является демоном, управляющим одной из стихий природы — водой. Поэтому желтоватую жидкость называли «крепкой водой» или «крепкой водкой». Это название сохранилось до времен М. В. Ломоносова. Что это за жидкость и каково ее современное название?

13.5. Рожденная в яме

В 1819 г. в безводной пустыне Атакама на севере Чили нашли на поверхности почвы бесцветное кристаллическое вещество с примесями хлорида и сульфата натрия, а также сульфата магния. Это вещество называли «чилийской селитрой». В Индии также обнаружили сходное по виду и составу вещество, получившее имя «индийской селитры». Позднее в Норвегии геологи наткнулись на залежи бесцветного кристаллического минерала, похожего на первые два. Ему дали название «норвежская селитра». В России до XIX в. селитру получали, закладывая в ямы различные отходы, бытовой мусор, растительные остатки и навоз. После выдерживания в ямах в течение двух-трех лет водой извлекали из перегной растворимые вещества и выпаривали раствор до кристаллов сухого остатка — так называемого «ямчуга». Что это были за соединения и как их называют теперь?

13.6. Глауберова соль

В 1629 г. немецкий химик Иоганн Глаубер изучал состав воды минерального источника в Нойштадте и получил после выпаривания кристаллы неизвестной соли горько-соленого вкуса. Склянку с кристаллами он передал для испытания аптекарю Айснеру. Однажды, когда Айснер пригласил к себе гостей, произошел неприятный инцидент. Кухарка перепутала склянку Глаубера с кухонной солонкой и посолила суп и жар-

кое кристаллами неизвестной соли. Во время званого обеда никто из гостей не подал вида, что кушанье горчит, да и сам хозяин недоумевал, откуда этот необычный вкус. Еще больше Айснер удивился, когда после ужина и он сам, и его гости почувствовали недомогание. Проверив свою догадку, Айснер на следующий же день принял натошак немного соли Глаубера и вскоре убедился в ее сильном слабительном действии. Он сообщил коллеге Глауберу о своих наблюдениях, и тот назвал неизвестные кристаллы красивым именем «салис мирабиле» — чудесная соль. Айснер назвал новую соль глауберовой. Под этим именем ее до сих пор продают в аптеках. Что это за соль?

13.7. Соль Бульриха

Впервые это соединение получил в чистом виде французский химик, физик, ботаник и врач Анри-Луи Дюамель де Монсо в 1760 г. Вещество представляло собой белый порошок с солено-щелочным привкусом. При действии разбавленных кислот, даже слабых, оно шипело, выделяя какой-то газ. Дюамель, а позднее, в 1845 г., немецкий врач Бульрих заметили, что это соединение легко устраняет изжогу — жжение в пищеводе при чрезмерной кислотности желудочного сока. Первое время данное вещество называли «солью Бульриха», но потом врача забыли и стали называть соль, полученную Дюамелем, просто пищевой содой (или пищевой содой). Какое это вещество?

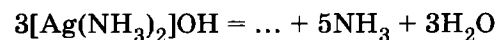
13.8. Чтобы не горело дерево

Квасцы были известны давно. Еще в V—VI вв. до н. э. их применяли в Древней Греции для дубления кож и крашения шерсти. Архелай, один из полководцев царя Митридата VI Евпатора (132—63 гг. до н. э.), обнаружил, что дерево, опущенное на некоторое время в водный раствор квасцов, а затем высушенное, становится огнеупорным. Название этой соли происходит от слова «квас», означающее в славянских языках кислый вкус (отсюда также «квасить», «квашение»). М. В. Ломоносов писал: «Квасцы... через перегонку делают весьма кислый спирт». Что же такое квасцы?

13.9. «Погремушка» Плантамур

Существует очень опасное соединение серебра, о составе которого первооткрыватели не имели никакого представления. В 1857 г. швейцарский химик Филипп Плантамур получил гидроксид диамминсеребра(I) и оставил его раствор в закрытом сосуде на лабораторном столе. Плантамур уехал на съезд химиков и вернулся не скоро. Только через несколько недель он вспомнил об оставленном веществе и обнаружил на

стенках сосуда темную, почти черную корку какого-то осадка. Когда Плантамур стал выливать из сосуда жидкость, раздался взрыв. Осколки стекла сильно поранили лицо и руки химика. Плантамур назвал коварный осадок «гремучим серебром»: при малейшем прикосновении это вещество взрывалось. Точного состава его Плантамур так и не установил. Впоследствии выяснилось, что оно образуется в ходе реакции:



Определите состав «гремучего серебра», используя приведенное уравнение реакции.

13.10. Тионил и сульфурил

В 1857 г. итальянский химик Гуго Шифф, изучая взаимодействие диоксида серы с пентахлоридом фосфора, получил легкокипящую жидкость состава SCl_2O , которую он назвал «хлористым тионилом» (от греческого «тейон» — сера). Примерно в это же время французский химик Анри Виктор Реньо, облучая ярким солнечным светом смесь двух газов — диоксида серы и хлора, получил бесцветную жидкость состава SCl_2O_2 — «хлористый сульфурил» (от латинского «сульфур» — сера). Как назвать эти вещества на современном химическом языке?

13.11. Поташ

Моющее действие золы растений было известно древним грекам и египтянам за 2000 лет до н. э. А в X—XI вв. люди научились извлекать из золы серое гигроскопичное (притягивающее влагу из воздуха) вещество, которому дали название «поташ» (вероятно, от немецких слов «потт» — горшок и «аш» — зола). Раствор, получаемый после обработки древесной золы горячей водой, выпаривали досуха и прокаливали в горшках. Для получения поташа сжигали древесину только определенных пород — сосну, клен и березу. Но самой богатой поташом была зола подсолнечника. О количестве производимого и вывозимого за границу русского поташа, который славился высоким качеством, можно судить по сохранившимся записям в «Книге икрной и поташной отдачи», относившейся к 1653—1654 гг. Иностранцам было продано в тот период 520 бочек поташа (около 418 т). Как называется этот ценный продукт в настоящее время?

13.12. Вещества Траубе и Рашига

В 1892 г. немецкий химик Вильгельм Траубе реакцией хлористого сульфурита SCl_2O_2 с аммиаком NH_3 получил бесцветные, не имеющие вкуса, хорошо растворимые в воде кристаллы вещества, имеющего со-

став $\text{H}_4\text{N}_2\text{SO}_2$. А в 1887 г. другой немецкий химик Фридрих Рашиг взаимодействием мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ — карбамида и пирсерной (ди-серной) кислоты $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ получил бесцветные негигроскопичные кристаллы сильной кислоты с составом H_3NSO_3 . Вещество Траубе называли сульфамидом, сульфурамидом, амидом сульфаниловой кислоты, диами-досульфоновой кислотой, а вещество, полученное Рашигом, — сульфаминовой кислотой, амидом сульфокислоты, амидом сульфоновой кислоты. Неразбериха в «именах» двух веществ существует до сих пор. Как же их называть?

13.13. Спирты на любой вкус

Вплоть до конца XIX в. к «спиртам» относили целый ряд легколетучих жидкостей, и это неудивительно: ведь слово «спирт» происходит от латинского «спиритус» — дух. Обычными были такие названия, как соляный, серный или кислый спирты, селитряный и древесный, мочевого, муравьиный, борный, винный, салициловый спирты. Однако современные химики-органики называют спиртами соединения, в молекулах которых присутствует карбинольный фрагмент $-\text{C}-\text{OH}$. Расшифруйте имена указанных «спиртов».

13.14. Извести, но такие разные...

Порой даже химики-профессионалы испытывают затруднения, когда встречают технические названия веществ — такие, как известь и известняк, воздушная, гашеная и негашеная известь, натронная известь, известь-кипелка, известь-пушонка, известковое молоко и известковая вода. Что же это такое?

13.15. Странное золото

Найдя в шкафу школьного химического кабинета склянку с надписью «сусальное золото», ученик обнаружил внутри золотистые листочки. Оказалось, что при нагревании это «золото» превращается в серовато-белую массу, совсем непохожую на драгоценный металл. Какое вещество было найдено в шкафу?

13.16. Вещество Вильямсона

В 1865 г. английский химик Александр Вильямсон реакцией хлороводорода с триоксидом серы получил жидкое вещество состава HSClO_3 — «хлористый сульфоксил» (от латинского «сульфур» — сера и греческого «ксилон» — дерево). Жидкость Вильямсона сильно дымила на воздухе и

при контакте с водой бурно разлагалась на серную кислоту и хлороводород. Менделеев назвал это вещество хлорсерной кислотой, другие химики — хлорсульфоновой кислотой. Какое из названий более правильное?

13.17. Удивительные сочетания атомов

Химики получили три жидких легкокипящих вещества А, Б и В. Молекула вещества А включает атом брома, атом серы, атом фосфора и атом хлора, а вещества Б — 5 атомов кислорода, 2 атома серы, 4 атома фосфора и 6 атомов хлора. В молекуле вещества В содержится атом углерода, атом водорода, атом фтора, атом брома и атом хлора. Попробуйте дать этим веществам названия и изобразить их формулы.

13.18. Хлор и азот дают опасные продукты

Бесцветный газ по имени «хлористый азот», который при растворении в тетрахлориде углерода дает желто-оранжевый раствор, имеет состав N_3Cl . При малейшем изменении давления этот газ взрывается. Темно-желтое летучее маслообразное вещество с резким запахом — «треххлористый азот» NCl_3 — еще более опасное вещество: капля этого «масла», упав на деревянную доску, пробивает ее насквозь даже при толщине дерева 7 см. Как правильно написать формулы этих соединений и назвать их на современном химическом языке?

13.19. Ангельский порошок

В XIV в. итальянский врач из Вероны Витторио Альгаротто, смешав трихлорид сурьмы с соляной кислотой, получил белый порошок, который он назвал «ангельским» и стал применять в качестве лекарства от всех болезней. Состав этого порошка, установленный много позднее, отвечал формуле $Sb_4Cl_2O_5$. Д. И. Менделеев упоминал «альгароттов порошок» в своем учебнике «Основы химии». В перечне современных лекарственных средств «альгароттов порошок» отсутствует. Дайте этому веществу современное название.

13.20. Каломель и сулема

Эти два вещества стали известны за 500—300 лет до н. э. Название «каломель» происходит от греческих слов «калон» и «мелас» и означает «прекрасный черный». Действительно, если подействовать на белую блестящую массу кристалликов каломели, малорастворимых в воде, водным раствором аммиака, то она приобретает глубокий черный цвет из-за выделения мельчайших капелек ртути. Название «сулема», видимо, связано со словом «сублимация» (возгонка). В старину это вещество

действительно получали, нагревая смесь сульфата ртути с поваренной солью, причем сулема возгонялась — переходила в газообразное состояние без плавления, а при охлаждении паров образовывала бесцветные прозрачные кристаллы лучистой формы. В воде сулема растворима, но практически не распадается на ионы. Сулема — один из сильнейших ядов, но издавна применялась как лекарство-антисептик. В 1733 г. во время правления в России императрицы Анны Иоанновны был издан указ, запрещающий торговать сулемой «в рядах, лавках и торжках». Каковы состав и современные названия сулемы и каломели?

13.21. «Новатистые» кислоты

Азотноватистая кислота, впервые полученная в 1893 г. немецким химиком Иоганном Вислицениусом, образует бесцветные гигроскопичные кристаллы, которые разлагаются на воздухе уже при комнатной температуре до оксида азота и воды. Серноватистая кислота в обычных условиях не получена. Только в 1956 г. немецкому химику Макс Шмидту удалось выделить ее в виде бесцветной маслянистой жидкости при температуре $-83^\circ C$, действуя триоксидом серы на сероводород, растворенный в диэтиловом эфире. Фосфорноватистая кислота впервые была получена в 1816 г. французским химиком Пьером Луи Дюлонгом. Это легкоплавкое бесцветное кристаллическое вещество, которое выше $50^\circ C$ разлагается на фосфин, фосфор, ортофосфорную кислоту и водород. Хлорноватистая кислота существует только в водном растворе, причем ее содержание не может превышать 20%. Какой химический состав имеют все эти «новатистые» кислоты и каковы их систематические названия?

13.22. Стибаты или антимонаты?

Современное латинское название химического элемента сурьмы — «стибий». А несколько веков назад благодаря усилиям монахов-алхимиков, использовавших соединения сурьмы как лекарство для очистки человеческого организма «от вредоносных начал» (см. 2.19), бытовало другое название сурьмы — «антимониум» («противомонашеский»). Это название элемента сурьмы сейчас практически не используется, хотя лет 50 назад оно еще было в ходу. Как назвать на современном химическом языке соединения состава $Na[Sb(OH)_6]$ и $H[SbF_6] \cdot H_2O$?

13.23. Роза и сера

Определяя температуру плавления вещества, известного под названием «роданид калия», химик стал его нагревать в атмосфере газа аргона. Сначала соль расплавилась, а потом... посинела! Растирая получен-

ный продукт в порошок, химик ощутил запах горького миндаля и заподозрил недоброе: ведь именно такой запах у смертельно ядовитой соли — цианида калия. Как называется «роданид» по современной химической номенклатуре?

13.24. Преципитаты

Названия веществ, включающие слово «преципитат», произошли от латинского «преципитатум» — осадок. Какие вещества понимали химики в старину под терминами «плавкий белый преципитат» и «неплавкий белый преципитат»?

13.25. Сахар-сатурн и «свинцовый уксус»

«Свинцовый сахар», или сахар-сатурн, как его называли в XVIII в., — это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде и обладающее сладким, немного вяжущим вкусом, но весьма ядовитое. Пропитанная раствором этого вещества и затем высушенная фильтровальная бумага при поджигании не горит, а только тлеет. «Свинцовый уксус» — это водный раствор «свинцового сахара», к которому добавлен порошкообразный оксид свинца(II), в результате чего получают основные соли разного состава, которые образуют суспензию или коллоидный раствор (в медицинской практике его знают как «свинцовую примочку»). Каково название формулы «свинцового сахара» и основных солей, образующих с водой «свинцовую примочку»?

13.26. Эльбор или боразон

В начале XX в. на международном рынке алмазов произошло событие, из-за которого многие горнодобывающие фирмы лишились спокойствия. И было от чего: в продаже появились мелкие разноцветные кристаллы для технических целей, не уступающие по твердости настоящим алмазам, превосходящие их в термостойкости и ударопрочности и вдобавок по сравнительно низкой цене. Инструмент для скоростной обработки стали и чугуна с режущими кромками из новых кристаллов служил дольше, чем инструмент с обычными алмазами, которые с течением времени при контакте с раскаленной сталью постепенно превращались в графит. «Новые алмазы» не реагировали с кислородом, хлором, кислотами и щелочами. Только фтороводородная кислота превращала их в комплексную соль тетрафтороборат аммония, да водяной пар при 700 °C разлагал их на аммиак и оксид бора. Однако ювелирных бриллиантов из «новых алмазов» не получалось, и рынок постепенно успокоился. Каков состав «новых алмазов» и как их называть на современном химическом языке?

13.27. Вещество Макера

В 1749 г. французский химик Пьер Макер впервые получил вещество, которому никак не могли придумать подходящего названия. Вещество представляло собой кристаллы желтого цвета, растворимые в воде и образующие с раствором хлорида железа(III) темно-синий раствор и такого же цвета осадок. Макер назвал вещество «флогистизированной щелочью» (термин «флогистон» означал горючее начало, по представлениям тех времен присутствующее в любом веществе). Затем это вещество стали называть «желтое синь-кали» или просто «синь-кали». Есть у него и другие имена: «железистосинеродистый калий», а также «желтая кровавая соль». Каково современное название соли Макера?

13.28. Цемент, цементит и цементация

Попробуйте ответить на два простых вопроса: участвует ли цемент в цементации и содержится ли цемент в цементите?

13.29. Шёниты и соль Мора

В 1852 г. немецкий фармацевт Карл Мор предложил использовать двойной сульфат железа(II)-аммония для приготовления стандартных растворов, используемых в химическом анализе. Соль оказалась такой удобной, что вскоре ее стали называть только «соль Мора» — и не иначе. Это соединение входит в группу двойных солей-шёнитов. Что это такое? Какова формула соли Мора?

13.30. Соль Анджели

Итальянский химик Анджело Анджели в 1896 г. синтезировал соединение неизвестного состава. Это были бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде, но быстро окисляющиеся в растворе до нитрита натрия. Итальянский химик назвал полученную им соль своим именем — «соль Анджели». Затем это соединение получило название «оксигипонитрит натрия» или «нитрогидроксиламид натрия». Как теперь называют соль Анджели?

13.31. Загадочная соль

В 1665 г. алхимик и аптекарь Эли Сеньет получил вещество, которое стали впоследствии называть сенъетовой или сегнетовой солью. При механическом сжатии или растяжении кристаллы этой соли приобретают электрические заряды на противоположных гранях. Наоборот, при наложении на такие кристаллы электрического поля происходит изменение их размеров. Применяли сегнетову соль в микрофонах, телефо-

нах, адаптерах, слуховых аппаратах, ультразвуковых локаторах. Каковы состав и химическое название сегнетовой соли?

13.32. Пруссиды

Пруссиды — это групповое название комплексных соединений общего состава $M_x[FeL(CN)_5] \cdot nH_2O$, где L — CO, NO, H_2O , M — щелочной металл или аммоний. Атомы железа в пруссидах имеют степень окисления +II. Название этих соединений происходит от английских слов prussic acid (циановодородная, или синильная, кислота HCN) или prussiate (цианид). В 1850 г. было получено первое комплексное соединение из «семьи» пруссидов — нитропруssid железа, — которое имело состав $Na_2[Fe(NO)(CN)_5] \cdot 2H_2O$ и представляло собой рубиново-красные кристаллы. Как следует назвать это вещество по современным правилам?

13.33. Кислота Каро

Немецкий химик Генрих Каро в 1898 г. изучал взаимодействие $HSClO_3$ и H_2O_2 и получил раствор двух кислот — HCl и H_2SO_5 . Чтобы выделить из раствора H_2SO_5 , пришлось его сильно охладить. При этом появились бесцветные кристаллы красивой формы, очень гигроскопичные. При малейшем контакте H_2SO_5 с органическими веществами (например, бензолом или этанолом) происходит взрыв. Кислота Каро (иначе ее называли надсерной кислотой или сульфомоноперкислотой) — сильный окислитель. Сейчас у этой кислоты осталось только одно, вполне правильное и современное имя. Какое?

13.34. Аммоний и аминий

При взаимодействии аммиака с кислотами получаются соли аммония, содержащие катион аммония NH_4^+ . То же самое происходит, если с кислотами будут реагировать органические амины, например метиламин, диэтиламин или трифениламин. Но как следует называть получаемые при этом продукты, содержащие катион протонированного органического амина? Как называется вещество, которое получается при обработке кислотами еще одного родственного соединения — гидроксиламином NH_2OH ?

13.35. От Вёлера до Штока

В 1857 г. немецкий химик Фридрих Вёлер подействовал соляной кислотой на силицид магния и увидел выделение какого-то газа, который при контакте с воздухом самовоспламенился с треском, как маленький фейерверк. Химический состав газа Вёлеру определить не уда-

лось. В 1916 г. другой немецкий химик Альфред Шток дал взрывоопасному газу название, которое используют и теперь. Какое это название?

13.36. Ангидр... а дальше что?

У химиков до сих пор бытуют в разговоре термины «ангидрид», «ангидрит» и «ангидрон». Чем они сходны и чем различаются?

13.37. Соль Эрмана

Немецкий химик Отто Эрман в 1834 г., получая новые комплексные соединения кобальта, смешал растворы хлорида кобальта(II), нитрита натрия, хлорида аммония и аммиака, поместил смесь в колбу, а потом в течение полутора часов продувал через жидкость воздух. Из раствора начал выпадать осадок желтого цвета — мелкие кристаллики ромбической формы. Анализ осадка показал, что его состав отвечает брутто-формуле $Co(NO_2)_3 \cdot NH_4NO_2 \cdot 2NH_3$. Это комплексное соединение стали называть солью Эрмана. Впоследствии выяснилось, что во внешней сфере комплекса находятся только катионы аммония. Напишите формулу комплексной соли и дайте ей современное название.

13.38. Зеленая соль Магнуса

В 1818 г. немецкий химик Генрих Магнус изучал действие различных реагентов на хлорид платины(II). Однажды он пропускал аммиак через нагретый раствор $PtCl_2$ в соляной кислоте и при охлаждении жидкости обнаружил, что образовались ярко-зеленые игольчатые кристаллы. Впоследствии их анализ показал, что в кристаллах присутствуют комплексные катионы $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$ и анионы $[PtCl_4]^{2-}$. Этот аммиакат платины получил название зеленой соли Магнуса. Еще позже выяснилось, что плоскоквадратные катионы и анионы, чередуясь, образуют «стопки», где присутствуют также связи $-Pt-Pt-Pt-$. При нагревании комплекс превращался в неэлектролит состава $[Pt(NH_3)Cl_2]$. Каково современное название соли Магнуса и продукта, который получается при его нагревании?

13.39. Лутео- и празео-

Пропускание воздуха через водный раствор, содержащий хлорид кобальта(II), хлорид аммония и аммиак, вызывает выделение оранжево-желтых кристаллов состава $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, получивших название «лутеохлорида» (от латинского «лутеус» — желтый). Весь содержащийся в этом комплексе хлор немедленно осаждается в виде хлорида серебра при

действию AgNO_3 . Изучение электропроводности данного комплекса показало, что в водных растворах он распадается на четыре иона. Из водного раствора, содержащего те же реагенты, что в случае лутеохлорида, при пропускании воздуха можно получить зеленые кристаллы соли состава $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, в которых два из трех атомов хлора входят во внутреннюю сферу комплекса. Это соединение получило название «празеохлорид» (от греческого «празинос» — зеленый). Названия «лутеохлорид» и «празеохлорид» сохранились до середины XX в. Запишите формулы обоих комплексов и назовите их по современной химической номенклатуре.

13.40. «Водородосерная»

Впервые «водородосерную» кислоту $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ (точнее, ее раствор) получил в 1880 г. немецкий химик Август Бернтсен. Когда он попытался упарить раствор, произошло разложение $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ с выделением серы и образованием газообразного диоксида серы. Раньше, в 1852 г., натриевую соль этой же кислоты получил другой немецкий химик Кристиан Шёнбейн. Неустойчивая кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ получала разные названия — дитионистая, тиосернистая, гидросульфатная... А как ее можно назвать сегодня, по современным правилам?

13.41. Гидроорто...

Соли, в названиях которых присутствует этот фрагмент — «гидроорто», — образуются при неполной нейтрализации таких кислот, как ортофосфорная, ортотеллуровая, ортоиодная... Приведите примеры таких солей (формулы и названия).

13.42. Алкаль

«Едкая щелочная соль», иначе «алкаль», «каустик» или «каустическая сода» — так называли в разные времена в России одно и то же вещество. Какое же?

13.43. Азиды и нитриды

Очевидно, и азиды, и нитриды содержат в электроотрицательной (анионной) части формулы атомы азота. В чем заключаются различия между азидами и нитридами?

13.44. Белая и черная магнезия

«Белую магнезию» применяют с древних времен и до наших дней как средство для подсушивания кожи и уменьшения потоотделения. Она

входит в состав порошка, которым пользуются гимнасты и тяжелоатлеты, выходя на помост для соревнований. «Жженую магнезию» применяют в производстве огнеупорных материалов. А «черная магнезия» — отличный катализатор, сырье для изготовления гальванических батареек и, кроме того, осветляющая добавка для расплавленного стекла («стекольное мыло»). О каких веществах здесь идет речь?

13.45. Силан, селан и сульфан

Такие похожие названия, но скрываются за ними совершенно разные вещества. Какие именно?

13.46. Серные шалости

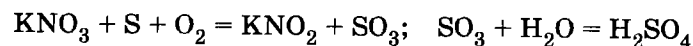
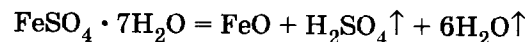
Чтоб места не было обидам,
Сульфит не путайте с сульфидом:
Сульфиды — сероводороду
Родня. В них нету кислорода!
В сульфитных ионах, посмотри,
Есть кислород. Да сразу три!
Добавив кислородный атом,
Сульфит становится сульфатом!

Прочитав этот стишок, действительно легко запомнить различие между разными серосодержащими анионами. Но существуют еще тиосульфаты, тетратионаты, «пиросульфаты» (дисульфаты), «персульфаты» (пероксодисульфаты) и даже полисульфиды. Каковы их формулы и строение?

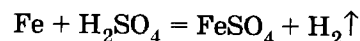
ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 13

13.1. Термин «купоросы» появился в конце XVI в. и сохранился до наших дней. Он объединяет кристаллогидраты сульфатов некоторых металлов, например марганца(II) $\text{MnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, меди(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, железа(II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, никеля(II) $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, кобальта(II) $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и др.

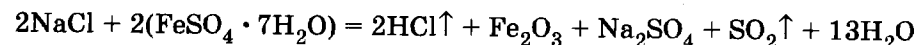
13.2. Это была концентрированная серная кислота, которую долгое время называли «купоросным маслом». Получение ее из железного купороса, из селитры и серы отвечало следующим уравнениям реакций:



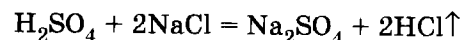
Со свинцом серная кислота не взаимодействует, так как сульфат свинца малорастворим. Поэтому кислота только оставляет на поверхности свинца белое пятно PbSO_4 . При действии на железо разбавленная серная кислота выделяет водород:



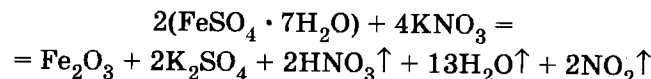
13.3. Это хлороводород HCl . Концентрированный раствор его в воде называется соляной кислотой, разбавленный — хлороводородной кислотой. Алхимики получали хлороводород по реакции:



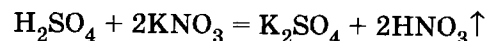
Глаубер получал хлороводород по-другому:



13.4. Так раньше называли азотную кислоту HNO_3 . Бонавентура использовал для получения HNO_3 реакцию:



Красно-бурый дым — это диоксид азота NO_2 . С 1720 г. в России HNO_3 получали более простым способом, основанным на взаимодействии селитры и серной кислоты:



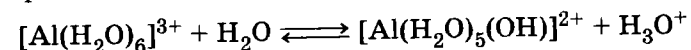
13.5. Селитры — это нитраты щелочных и щелочноземельных элементов и аммония. Они образуются в природе при гниении органических веществ. Чилийская селитра — нитрат натрия NaNO_3 , веществ-

во весьма гигроскопичное; индийская селитра — это негигроскопичный нитрат калия KNO_3 ; норвежская селитра — нитрат кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. «Ямчуг» — это смесь KNO_3 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

13.6. Глауберова соль — это декагидрат сульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

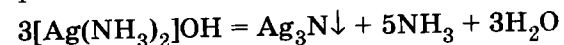
13.7. Это гидрокарбонат натрия NaHCO_3 .

13.8. Квасцы — групповое название двойных солей состава $\text{M}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, где М — калий К, рубидий Rb, цезий Cs, аммоний NH_4 , а Э — алюминий Al, хром Cr, железо Fe и другие элементы — металлы в степени окисления +III, дающие при диссоциации солей трехзарядные катионы. Современное (систематическое) название квасцов, например алюмокалиевых (отвечающих формуле $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), — додекагидрат сульфата алюминия-калия. Водные растворы квасцов имеют вяжущий кисловатый вкус и кислотную реакцию из-за гидролиза, например:



При нагревании квасцы сначала плавятся в содержащейся в них воде, а затем эту воду теряют, образуя безводные соли. Дальнейшее нагревание превращает квасцы в смесь оксидов металлов, при этом выделяется серная кислота.

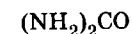
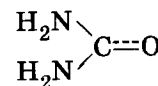
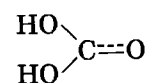
13.9. «Гремучее серебро» Плантамура — это нитрид серебра Ag_3N , а реакция его образования такова:



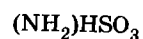
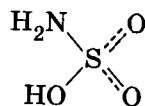
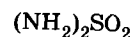
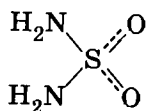
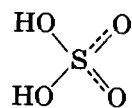
13.10. «Хлористый тионил» SCl_2O — оксид-дихлорид серы, «хлористый сульфурил» SCl_2O_2 — диоксид-дихлорид серы.

13.11. Поташ — карбонат калия K_2CO_3 .

13.12. Начнем с химического названия мочевины, имеющей состав $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$. Это соединение — производное угольной кислоты H_2CO_3 , в молекуле которой два гидроксидных фрагмента (ОН) замещены амидными (NH_2). Название такого соединения — диамидаугольная кислота, или карбамид:



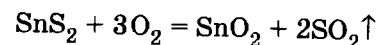
При замещении двух гидроксидных фрагментов в молекуле серной кислоты на амидные получается диамидсерная кислота, или сульфамид $(\text{NH}_2)_2\text{SO}_2$ (вещество Траубе), а при замещении только одного гидроксида амидом образуется молекула моноамидсерной кислоты $(\text{NH}_2)\text{HSO}_3$ (вещество Рашига):



13.13. «Настоящие» спирты — это древесный — метанол (метильный спирт), винный спирт — этанол (этиловый спирт). Соляной спирт — концентрированная соляная кислота, серный или кислый спирты — разбавленная серная кислота, селитряный спирт — концентрированная азотная кислота. Мочевой спирт — это устаревшее название нашатырного спирта, 10%-ного водного раствора аммиака. Муравьиный, борный, салициловый спирты — это медицинские препараты, растворы муравьиной, борной, салициловой кислот в этиловом спирте.

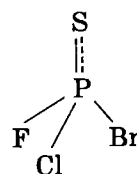
13.14. Известняк, мел и мрамор представляют собой природный карбонат кальция CaCO_3 . Негашенная известь, или «известь-кипелка» (оксид кальция) CaO , получается при прокаливании CaCO_3 , а гашеная — гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — при обработке CaO водой. При хранении на воздухе гашеная известь поглощает диоксид углерода и превращается в «воздушную» известь, или «известь-пушонку». Известковое молоко — это суспензия $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде, а известковая вода — прозрачный (разбавленный) водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$, реактив на присутствие в воздухе диоксида углерода. Натронная известь — это смесь 80—90% $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и 20—10% NaOH .

13.15. Сусальное золото (от старославянского «сусало» — лицо) — техническое название дисульфида олова SnS_2 , имеющего вид золотисто-желтых чешуек. Это вещество используется как пигмент в «золотой» краске. При нагревании на воздухе оно окисляется:

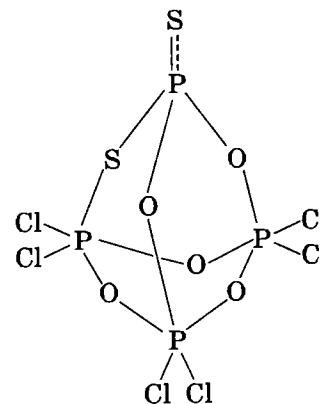


13.16. Оба названия неправильные. Современное систематическое название вещества состава HSClO_3 — триоксохлоросульфат(VI) водорода, хлорпроизводное серной кислоты.

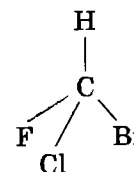
13.17. В соответствии с правилами современной химической номенклатуры в формулах веществ символы элементов перечисляются в порядке роста их электроотрицательности. Поэтому для вещества А формула будет PSBrClF (фторид-хлорид-бромид-сульфид фосфора), для вещества Б — $\text{P}_4\text{S}_2\text{Cl}_6\text{O}_5$ (пентаоксид-гексахлорид-дисульфид тетрафосфора(V)). В случае вещества В формула молекулы CHBrClF (это фтор-хлорбромметан):



А



Б

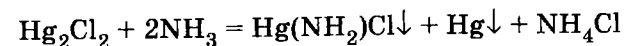


В

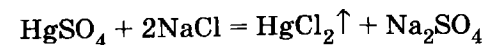
13.18. Азид хлора ClN_3 (соль слабой кислоты HN_3 — азида водорода) и нитрид трихлора Cl_3N (бинарное соединение, содержащее азот в степени окисления -III) содержат атомы хлора в степени окисления +I. Этим объясняется высокая реакционная способность этих соединений.

13.19. Формальное (по составу) название соединения $\text{Sb}_4\text{Cl}_2\text{O}_5$ — пентаоксид-дихлорид тетрасурьмы. Изучение строения вещества Альгаротто показало, что в его структуре имеются катионы $(\text{Sb}_4\text{O}_5)^{2+}$ и анионы Cl^- . Катионы группируются в бесконечные слои, причем половина атомов сурьмы имеет координационное число 4, а другая половина — координационное число 3. В соответствии со строением соединения его формулу можно изображать следующим образом: $(\text{Sb}_4\text{O}_5)\text{Cl}_2$, а называть хлорид пентаоксотетрасурьмы(III).

13.20. Каломель — это дихлорид ртути Hg_2Cl_2 . При действии аммиака на это соединение протекает реакция:



Сулема — дихлорид ртути HgCl_2 , раньше ее получали по реакции:

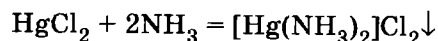


13.21. Старые названия этих кислот вытесняются новыми: вместо «серноватистой» и «фосфорноватистой» появились названия «тиосерная кислота» для $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ и «фосфиновая кислота» для $\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$. Для азотноватистой $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ и хлорноватистой HClO кислот рекомендуются систематические названия диоксонитрат(I) водорода и оксохлорат(I) водорода.

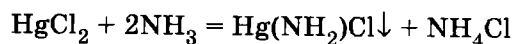
13.22. Современные названия соединений: $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ — гексагидроксотибат(V) натрия, $\text{H}[\text{SbF}_6] \cdot \text{H}_2\text{O}$ — моногидрат гексафторостибата(V) водорода.

13.23. Старинное название соли «роданид калия» происходит от греческого слова «родон» — роза: при реакции с солями железа(III) происходит образование комплексов ярко-красного цвета. Современное название соли KNCS — тиоцианат калия.

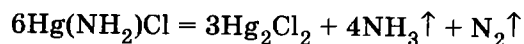
13.24. При пропускании на холоду аммиака через водный раствор дихлорида ртути с добавлением хлорида аммония выпадает белый кристаллический осадок хлорида диаминртути(II) $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$:



Это вещество плавится при нагревании без разложения, поэтому оно получило у алхимиков название «плавкий белый преципитат». Если же аммиак вводить в водный раствор дихлорида ртути в отсутствие хлорида аммония, выпадает белый кристаллический осадок — хлорид-амид ртути(II) $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$, темнеющий на воздухе, который алхимики называли «неплавкий белый преципитат»:



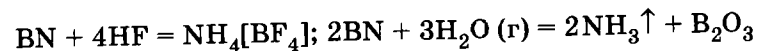
Это вещество не плавится при нагревании, а сразу разлагается:



Хлорид-амид ртути(II) $\text{Hg}(\text{NH}_2)\text{Cl}$, который ввел в медицинскую практику еще Парацельс, применяется до сих пор как компонент антисептических и противовоспалительных средств — мазей и присыпок. Не стоит забывать еще об одном «преципитате»; именно так называют фосфорное удобрение состава $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — малорастворимый дигидрат гидроортофосфата кальция.

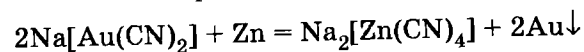
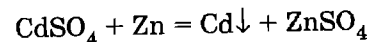
13.25. Тригидрат ацетата свинца(II) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO}) \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — «свинцовый сахар», гидроксид-ацетат свинца(II) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})(\text{OH})$ и тетрагидроксид-диацетат свинца(II) $\text{Pb}_3(\text{CH}_3\text{COO})_2(\text{OH})_4$ — основные соли.

13.26. «Новый алмаз» — это β -модификация нитрида бора BN , рыночное название которого «эльбор», или «боразон». Нитрид бора реагирует с фтороводородом и перегретым (800°C) водяным паром так:



13.27. Макер синтезировал тригидрат гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

13.28. Под цементацией понимают различные процессы. В одном случае цементацией называют процесс насыщения углеродом и азотом поверхностного слоя металла. Его ведут, нагревая металлические изделия в присутствии угля или газообразного монооксида углерода и азотсодержащих веществ. В результате поверхностный слой металла толщиной 0,2—2,0 мм приобретает повышенную твердость. В цветной металлургии термин «цементация» применяют к процессам выделения (восстановления) металлов из растворов их солей цинком, например кадмия из раствора сульфата кадмия или золота из раствора дицианоаурата(I) натрия:



Цементит — это очень твердый карбид железа состава Fe_3C , наличие которого в чугунах и сталях сообщает им высокую механическую прочность. Нужен ли цемент для цементации и для образования цементита? Вопрос надо воспринимать не иначе как шутку: ведь строительный цемент — это смесь силикатов и алюминатов кальция, которая при смешивании с водой превращается в гидраты силикатов кальция и затвердевает в прочную массу. Цемент — это составная часть бетонов и строительного раствора, который используется в кирпичной кладке стен.

13.29. Соль Мора имеет формулу $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и называется гексагидрат сульфата железа(II)-аммония. Все шениты отвечают общей формуле $\text{M}\text{Э}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, где М — щелочные элементы, таллий Тl или аммоний NH_4 , а Э — железо Fe, магний Mg, марганец Mn, кобальт Co, никель Ni и другие элементы в степени окисления +II.

13.30. Соль Анджели $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_3$ — триоксодинитрат(II) натрия.

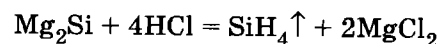
13.31. Сегнетова соль — двойная калийно-натриевая соль винной кислоты, тетрагидрат тартрата натрия-калия $\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$.

13.32. Современное систематическое номенклатурное название комплексной соли $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{NO})(\text{CN})_5] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат пентацианонитрозилийферрата(II) натрия. Лиганд NO^+ имеет положительный заряд.

13.33. Кислота Каро — это пероксомоносерная кислота $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$, в молекулах которой присутствует пероксидный фрагмент $-\text{O}-\text{O}-$. Водородный атом, связанный с пероксидным фрагментом, не участвует в протоллизе и не замещается металлами, так что кислота Каро — одноосновная.

13.34. По правилам современной номенклатуры катионы получают окончание «-ий»: метиламиний $[(\text{CH}_3)\text{NH}_3]^+$, диэтиламиний $[(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2]^+$ или трифениламиний $[(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{NH}]^+$, а также гидроксиламиний NH_3OH^+ .

13.35. Вёлер получил силан SiH_4 (от латинского «силициум» — кремний) по реакции, отвечающей уравнению:



13.36. «Ангидрид» — старое название кислотного оксида, при взаимодействии которого с водой образуется кислота. Например, при реакции триоксида серы SO_3 («серного ангидрида») с водой образуется серная кислота. «Ангидрит» — это безводный сульфат кальция CaSO_4 , который получается при прокаливании природного гипса, дигидрата сульфата кальция $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. «Ангидрон» — это прекрасное водоотнимающее средство, которое используется для осушки газов, перхлорат магния состава $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$.

13.37. Соль Эрдмана $\text{NH}_4[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ — это тетранитродиаминаминкобальтат(III) аммония.

13.38. Зеленая соль Магнуса $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ — это тетрахлороплатинат(II) тетраамминплатины(II). Неэлектролит состава $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ называется дихлородиамминплатина(II).

13.39. «Лутеохлорид» — это хлорид гексаамминкобальта(III) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, а «празеохлорид» — хлорид дихлоротетраамминкобальта(III) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.

13.40. «Водородосерная» кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ — тетраоксодисульфат(III) водорода.

13.41. Ортофосфорная кислота имеет формулу H_3PO_4 , а ее кислые соли, например Na_2HPO_4 и NaH_2PO_4 , носят название «гидроортофосфат

натрия» и «дигидроортофосфат натрия». Ортотеллуровая кислота с формулой H_6TeO_6 образует кислые соли, например $\text{K}_4\text{H}_2\text{TeO}_6$ — дигидроортотеллурат калия. Ортоиодная кислота отвечает формуле H_5IO_6 и образует, например, тригидроортопериодат серебра $\text{Ag}_2\text{H}_3\text{IO}_6$.

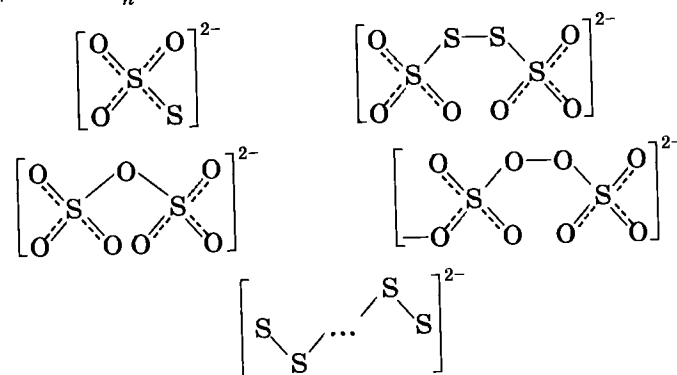
13.42. Это гидроксид натрия NaOH , который до сих пор называют «едкий натр».

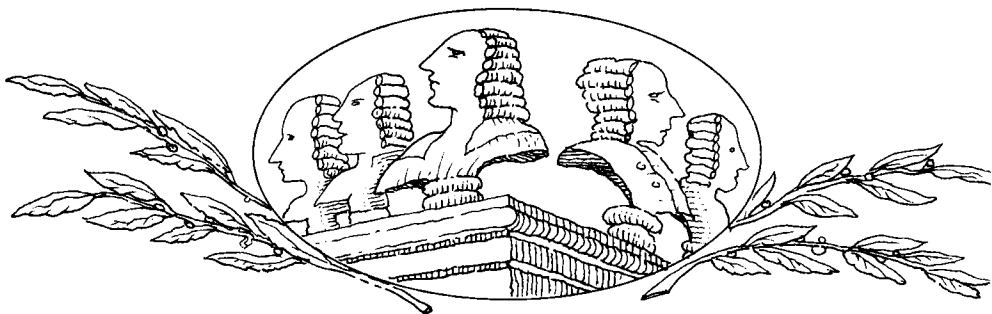
13.43. Азиды представляют собой соли слабой кислоты — азиды водорода HN_3 (например, азид натрия NaN_3 , азид серебра AgN_3). Нитриды можно рассматривать как производные аммиака. Это бинарные соединения с атомом азота в степени окисления $-III$ (например, нитрид лития Li_3N , нитрид магния Mg_3N_2). Растворимые азиды, как соли слабой кислоты, в водной среде подвергаются обратимому гидролизу. Нитриды в воде гидролизуются необратимо с выделением аммиака и образованием гидроксидов.

13.44. «Белая магнезия» — это карбонат магния MgCO_3 и оксид магния MgO , который получается при прокаливании MgCO_3 («жженная магнезия»). «Черная магнезия» — диоксид марганца MnO_2 .

13.45. Силан SiH_4 , селан H_2Se_n , сульфан H_2S_n — водородные соединения неметаллов кремния, селена и серы.

13.46. Тиосульфат-ион имеет формулу SO_3S^{2-} , тетратионат-ион — $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, дисульфат-ион — $\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$, пероксодисульфат-ион — $\text{S}_2\text{O}_8(\text{O}_2)^{2-}$, полисульфид-ион — S_n^{2-} :





Глава 14

ВЕЛИКИЕ ИМЕНА: ТВОРЦЫ ХИМИЧЕСКОЙ НАУКИ

Науку химию создавали люди необычной судьбы — вначале алхимики, затем врачи и аптекари и, наконец, собственно химики. Они верили в свое предназначение и не щадили здоровья, а порой и жизни в стремлении открыть двери в неизведанное, получить новые вещества, необходимые людям. Проследить путь их исканий, узнать подробности их жизни — не только интересно, но и полезно. Это помогает лучше понять, как совершаются научные открытия, как порой трудно и мучительно познается истина.

14.1. Похвала науке

Это был великий русский ученый — химик, физик, технолог, литератор. Он создал первую в России химическую лабораторию. По его инициативе в 1755 г. был открыт Московский университет. Он много занимался русским языком, грамматикой и стихосложением. Одной из главных тем его поэзии была восторженная похвала науке, в том числе химии:

В земное недро ты, Химія,
Проникни взора остротой,
И что содержит в нем Россия,
Драги сокровища открой...

Как звали этого русского ученого?

14.2. Открытие великого закона

Этот русский химик, уроженец сибирского города Тобольска, был человеком разносторонних знаний, талантов и занятий. Кроме химиче-

ских, он уделял много времени физическим, агрономическим и метеорологическим исследованиям. Он инспектировал заводы, прииски и сыроварни, читал лекции студентам, написал один из лучших отечественных учебников «Основы химии». Среди многочисленных заслуг и достижений этого ученого — открытие одного из фундаментальных законов химии. Кстати, по поводу этого открытия ему писал другой русский химик: «Очень, очень хорошо, премного отличных сближений, даже весело читать, дай Бог Вам удачи в опытном подтверждении Ваших выводов. Искренне Вам преданный и глубоко Вас уважающий Н. Зинин». А сам он в 1905 г. написал: «По-видимому, этому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает». Действительно, вскоре были открыты новые химические элементы, свойства которых практически полностью совпали с предсказанными на основании открытого закона. Кто был этот химик?

14.3. Достижения фантазера

В 1780 г. в Германии родился фантазер-химик, которому до всего было дело. Химическое образование он получил, работая помощником аптекаря. Юноша раздражал своих наставников назойливыми вопросами и тайными химическими опытами, от которых не раз возникал пожар. В один прекрасный день он сумел купить небольшую фабрику медикаментов. Почти всю прибыль от выпуска лекарств молодой человек пустил на химические исследования и быстро разорился. Снова скопив капитал, он приобрел фабрику по отбеливанию тканей хлором, но в 1808 г. и это предприятие обанкротилось. От нищеты его спас друг и покровитель, поэт и философ Иоганн Гёте, занимавший в то время пост первого министра Саксен-Веймарского герцогства в Германии. Из научных достижений фантазера-химика больше всего известны «триады химических элементов» и «огниво», где он использовал каталитические свойства платины для поджигания водорода. Кто был этот химик?

14.4. Группы элементов

Вслед за Дёберейнером, разработавшим классификацию элементов по триадам, русский химик, один из основоположников термохимии (химии тепловых явлений), тоже предложил систему химических элементов. В учебнике «Основания чистой химии», изданном в 1849 г., он указал, что элементы можно объединить в группы, и писал, что «эта классификация еще очень далека от того, чтобы быть естественной, но она все-таки соединяет элементы в группы весьма сходные, и с распространением наших сведений она может совершенствоваться». Кто был этот химик?

14.5. «Я буду химиком!»

Этот химик был родом из Дармштадта в Германии. Его отец, владелец аптекарского магазина, держал за городом примитивную лабораторию для изготовления своих товаров. В детстве будущий знаменитый химик проделал огромное количество опытов, о которых вычитал в книгах. Гимназия, где делался упор на изучение гуманитарных предметов, никак не соответствовала интересам и способностям юноши. Там преобладали древние языки, изящная литература и история, а естественные, или «реальные», как их тогда называли, дисциплины лишь слегка были затронуты. Однажды два самых нерадивых ученика (один из которых — будущий великий химик) сдали учителю наихудшие латинские сочинения. Директор гимназии в отчаянии спросил их, что же они, собственно, предполагают делать в жизни после такой безуспешной учебы. «Я буду химиком», — ответил один из них. Обычно строгий господин директор разразился смехом: «Слыханно ли что-либо подобное! Да разве вообще существует такая профессия? Я знаю, что химиками обычно называют обманщиков, мошенников и изобретателей способов изготовления золота!» Однако директор, который был умным и дальновидным человеком, на этот раз ошибся. С кем из великих химиков мира был в юности этот эпизод?

14.6. Он не стал хирургом...

Известный немецкий химик родился в городе Эшерхейме недалеко от Франкфурта-на-Майне, в семье именитого бюргера. По настоянию родителей он окончил медицинский факультет Марбургского университета и в 1823 г. получил звание доктора медицины — хирурга. Однако юношу гораздо больше привлекала химия. Еще студентом-первокурсником в химической лаборатории университета он получил цианид иода при взаимодействии сухого цианида калия с иодом. Хирургом он так и не стал, но заслуги его как химика неоспоримы: ведь он первым получил в чистом виде алюминий, аморфный бор, бериллий, иттрий, карбид кремния и карбид кальция, силан и трихлорсилан. Он предложил новый способ получения белого фосфора нагреванием смеси фосфорита, угля и песка. Самым знаменитым его синтезом стало получение карбамида ($(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (мочевина) при упаривании раствора цианата аммония NH_4NCO — органического вещества из неорганического. Кто был этот химик?

14.7. Великий химик из Казанской губернии

В 1842 г. он учился в пансионе в городе Чистополе Казанской губернии. Ему было всего 14 лет, и он страстно увлекался химией. Под его

кроватку в общежитии всегда находили склянки с химикатами. Однажды ночью, когда все спали, он стал готовить смесь для бенгальского огня, который хотел показать сверстникам днем. Но смесь неожиданно воспламенилась, пламя подпалило мальчику волосы и брови. Комната наполнилась дымом, все проснулось, и поднялся переполох. Кто-то закричал: «Пожар! Горим!» В наказание за шалость мальчика три дня ставили в угол во время обеда, а на шею вешали черную доску с надписью «Великий химик». Он и стал великим химиком через двадцать лет, когда сформулировал теорию строения органических соединений. Назовите его имя.

14.8. Научный консультант Наполеона

Французский химик, коллега и соратник Лавуазье, имел множество должностей и званий: доктор медицины и лейб-медик при дворе герцога Орлеанского, член Парижской академии наук, правительственный инспектор государственных красильных фабрик, смотритель монетного двора и, наконец, научный консультант Наполеона. Он сопровождал императора Франции в военном походе в Египет. Он представлял собой тип беспринципного и тщеславного придворного, но тем не менее был талантливым ученым и вошел в историю как автор многих химических открытий. Его считали другом Лавуазье, однако он не потрудился защитить ученого от преследования и казни, хотя и был членом революционного комитета Франции. В 1807 г. он оставил официальную службу и поселился в парижском предместье Аркей, где создал свою химическую лабораторию и основал Аркейское научное общество, в состав которого входили самые выдающиеся ученые Франции. Когда произносят имя этого ученого, прежде всего вспоминают его научный спор с Джоном Дальтоном о законах стехиометрии, в котором Дальтон одержал победу. Кстати, именем этого химика названа соль — сильный окислитель, некоторое количество которой входит в состав зажигательной смеси головок спичек. Кто же он?

14.9. Блестящая карьера шведского химика

Будущий знаменитый химик увлекся наукой только в двадцатилетнем возрасте, но уже в 29 лет был избран членом Шведской Королевской академии наук, а двумя годами позже — ее президентом. На протяжении своей двадцатилетней научной деятельности этот шведский химик работал по 12—14 часов в сутки, проанализировав более 2000 химических соединений, определяя их состав, установил значительные массы известных в то время 45 элементов. Он открыл три химических элемента — церий, селен и торий, впервые получил

14.5. «Я буду химиком!»

Этот химик был родом из Дармштадта в Германии. Его отец, владелец аптекарского магазина, держал за городом примитивную лабораторию для изготовления своих товаров. В детстве будущий знаменитый химик проделал огромное количество опытов, о которых вычитал в книгах. Гимназия, где делался упор на изучение гуманитарных предметов, никак не соответствовала интересам и способностям юноши. Там преобладали древние языки, изящная литература и история, а естественные, или «реальные», как их тогда называли, дисциплины лишь слегка были затронуты. Однажды два самых нерадивых ученика (один из которых — будущий великий химик) сдали учителю наихудшие латинские сочинения. Директор гимназии в отчаянии спросил их, что же они, собственно, предполагают делать в жизни после такой безуспешной учебы. «Я буду химиком», — ответил один из них. Обычно строгий господин директор разразился смехом: «Слыханно ли что-либо подобное! Да разве вообще существует такая профессия? Я знаю, что химиками обычно называют обманщиков, мошенников и изобретателей способов изготовления золота!» Однако директор, который был умным и дальновидным человеком, на этот раз ошибся. С кем из великих химиков мира был в юности этот эпизод?

14.6. Он не стал хирургом...

Известный немецкий химик родился в городе Эшерхейме недалеко от Франкфурта-на-Майне, в семье именитого бюргера. По настоянию родителей он окончил медицинский факультет Марбургского университета и в 1823 г. получил звание доктора медицины — хирурга. Однако юношу гораздо больше привлекала химия. Еще студентом-первокурсником в химической лаборатории университета он получил цианид иода при взаимодействии сухого цианида калия с иодом. Хирургом он так и не стал, но заслуги его как химика неоспоримы: ведь он первым получил в чистом виде алюминий, аморфный бор, бериллий, иттрий, карбид кремния и карбид кальция, силан и трихлорсилан. Он предложил новый способ получения белого фосфора нагреванием смеси фосфорита, угля и песка. Самым знаменитым его синтезом стало получение карбамида ($\text{NH}_2)_2\text{CO}$ (мочевина) при упаривании раствора цианата аммония NH_4NCO — органического вещества из неорганического. Кто был этот химик?

14.7. Великий химик из Казанской губернии

В 1842 г. он учился в пансионе в городе Чистополе Казанской губернии. Ему было всего 14 лет, и он страстно увлекался химией. Под его

кроватью в общежитии всегда находили склянки с химикатами. Однажды ночью, когда все спали, он стал готовить смесь для бенгальского огня, который хотел показать сверстникам днем. Но смесь неожиданно воспламенилась, пламя подпалило мальчику волосы и брови. Комната наполнилась дымом, все проснулось, и поднялся переполох. Кто-то закричал: «Пожар! Горим!» В наказание за шалость мальчика три дня ставили в угол во время обеда, а на шею вешали черную доску с надписью «Великий химик». Он и стал великим химиком через двадцать лет, когда сформулировал теорию строения органических соединений. Назовите его имя.

14.8. Научный консультант Наполеона

Французский химик, коллега и соратник Лавуазье, имел множество должностей и званий: доктор медицины и лейб-медик при дворе герцога Орлеанского, член Парижской академии наук, правительственный инспектор государственных красильных фабрик, смотритель монетного двора и, наконец, научный консультант Наполеона. Он сопровождал императора Франции в военном походе в Египет. Он представлял собой тип беспринципного и тщеславного придворного, но тем не менее был талантливым ученым и вошел в историю как автор многих химических открытий. Его считали другом Лавуазье, однако он не потрудился защитить ученого от преследования и казни, хотя и был членом революционного комитета Франции. В 1807 г. он оставил официальную службу и поселился в парижском предместье Аркей, где создал свою химическую лабораторию и основал Аркейское научное общество, в состав которого входили самые выдающиеся ученые Франции. Когда произносят имя этого ученого, прежде всего вспоминают его научный спор с Джоном Дальтоном о законах стехиометрии, в котором Дальтон одержал победу. Кстати, именем этого химика названа соль — сильный окислитель, некое количество которой входит в состав зажигательной смеси головок спичек. Кто же он?

14.9. Блестящая карьера шведского химика

Будущий знаменитый химик увлекся наукой только в двадцатилетнем возрасте, но уже в 29 лет был избран членом Шведской Королевской академии наук, а двумя годами позже — ее президентом. На протяжении своей двадцатилетней научной деятельности этот шведский химик, работая по 12—14 часов в сутки, проанализировав более 2000 химических соединений, определяя их состав, установил значения атомной массы известных в то время 45 элементов. Он открыл три новых химических элемента — церий, селен и торий, впервые получил в свободном

состоянии кремний, титан, тантал и цирконий. Этот ученый экспериментально проверил и доказал достоверность законов постоянства состава и кратных отношений. Он разработал систему символов химических элементов, используемую до сих пор, впервые стал применять химические уравнения и формулы веществ. В 1838 г. в письме немецкому химику Юстусу Либиху шведский ученый писал: «При обсуждении вопросов науки не должно быть ни врагов, ни друзей. Если Вы боретесь против того, что считаете ошибочным, не обращайтесь внимания на личность ошибающегося». Кто был автором этого письма?

14.10. Химик — сын ткача

Он родился в семье бедного ткача в Камберленде, на севере Англии. Немного поучившись в деревенской школе, он в 12 лет сам открыл школу в своем доме. В возрасте 15 лет он уехал к брату Джонатану в Кендаль. Там они основали сельскую школу, где в течение 12 лет наш герой был скромным учителем математики. Затем он преподавал физику и математику в Новом колледже в Манчестере. Здесь ученый вступил в Манчестерское литературное и философское общество. Его первый доклад был посвящен цветовому дефекту зрения, который он обнаружил у себя и который впоследствии был назван его именем. Химией он увлекся в довольно зрелом возрасте — около 35 лет. Он был типичным самоучкой, что отнюдь не помешало ему внести бесценный вклад в развитие физики и химии. В начале XIX в. он первым определил химический элемент как «вещество, состоящее из атомов одного вида». Он считал, что атомы различных веществ различны по массе и при превращениях веществ не изменяются, а только вступают в новые комбинации. Он писал: «Мы с таким же успехом можем стараться прибавить новую планету в Солнечную систему, как уничтожить или создать атом водорода». О каком великом химике идет здесь речь?

14.11. Они открыли полоний и радий

Ей было 24 года, когда она приехала из Польши в Париж, чтобы учиться в университете. В то время в мире было не так много мест, где женщина могла бы получить высшее образование. В Париже она встретила молодого ученого, с которым связала свою личную жизнь и научную карьеру. Заметив, что смоляная обманка (урановая руда) из рудника в Чехии обладает большей радиоактивностью, чем сам уран, она пришла к выводу: в этом минерале присутствует какой-то пока неизвестный и сильно радиоактивный элемент. В 1898 г. супругам удалось обнаружить даже не один, а два новых элемента. Кто были эти ученые?

14.12. Чемоданных дел мастер

Любимым занятием на досуге у знаменитого русского химика было изготовление чемоданов и рамок для портретов. Материалы для этих работ он закупал в Гостином дворе. Однажды, выбирая нужный товар, он услышал за спиной вопрос одного из покупателей:

— Кто этот почтенный господин?

— Таких людей знать надо, — с уважением в голосе ответил приказчик. — Это знаменитый чемоданных дел мастер.

Кто из русских химиков имел такое необычное хобби?

14.13. Академик-аптекарь

Этот российский химик начал свою деятельность в химии как «аптекарский ученик». Начав с приготовления лекарственных препаратов, он уже в возрасте 34 лет (в 1793 г.) стал академиком по кафедре химии. Ему принадлежат многочисленные исследования кристаллов и охлаждающих смесей, открытие поглотительной способности угля, разработанные методы разделения солей. В 1798 г. ему удалось получить абсолютный (безводный) этанол. Затем он впервые получил кристаллическую глюкозу, диэтиловый эфир, хлорсодержащие производные уксусной кислоты. Выдающийся русский химик исследовал процессы химического разложения минеральных руд и полезных ископаемых. Этот же химик, который считал «самым приятнейшим упражнением делать наблюдения над кристаллообразованием солей», открыл в 1803 г. явление пересыщения растворов. Очень красочно ученый представлял кристаллизацию соли из пересыщенного раствора: «Мне представилось, будто находящиеся в растворе соляные частицы борются за преимущество первой выделиться из воды, и что та частица, которой это удалось, подобно полководцу, подает сигнал другим следовать за собой». Кто был этот химик?

14.14. Немец из Риги

Немецкий физикохимик, сын бондаря, родился в Риге в 1853 г. Там же он учился в университете и начинал работать в должности профессора. В 1888 г. он переехал в Лейпциг, где тоже преподавал в университете и возглавлял Физико-химический институт. Одна из трех его дочерей, Грета, в 1953 г. написала книгу о своем знаменитом отце и рассказала там о многих его чудачествах. В возрасте сорока лет он имел весьма эффектную внешность: совершенно седые волосы, высокий лоб, огненно-рыжие борода и усы, живые выразительные глаза... Он испытывал отвращение к примерке одежды и обуви, стрижке волос, не терпел зубных врачей и никогда не лечил зубов. С секретарем он общался с по-

мощью велосипедного звонка, который собственноручно установил на двери своего кабинета. С 1906 г., оставив государственную службу, ученый поселился с семьей на даче в Гроссботене близ Лейпцига. Там он организовал свою лабораторию «Энергия», где и продолжил физико-химические исследования. Знаменитый химик изучил законы химического равновесия, в том числе в растворах, занимался электрическими свойствами растворов и открыл «закон разбавления», названный его именем. Он основал первую в мире кафедру физической химии в Лейпцигском университете, много занимался историей химии, переводом и изданием редких книг выдающихся химиков мира. Ему была присуждена Нобелевская премия по химии за 1909 г. Кто же этот химик?

14.15. Странник из Нойштадта

Он родился в Германии в 1604 г., а юность его пришлась на время опустошительных религиозных войн. Годы странствий по разоренному отечеству, невзгоды, болезни — и вот, наконец, счастье улыбнулось настойчивому и любознательному юноше: он стал помощником нойштадтского аптекаря Айснера. За год работы юноша набрался опыта и знаний и смог поступить на работу в одну из аптек в Вене. Но Тридцатилетняя война (1618—1648) продолжалась, и молодому аптекарю пришлось переехать сначала в Зальцбург, потом в Кассель, после этого — в Париж. Наконец, в 1644 г. молодой человек, который уже стал авторитетным ученым и получил известность как один из искуснейших аптекарей своего времени, был приглашен занять должность управляющего графской аптекой в Гисене. Именно здесь ему удалось получить из железного купороса серную кислоту. Позднее он стал использовать для получения серной кислоты квасцы и «белый витриол» — цинковый купорос. Он разработал способ получения азотной кислоты взаимодействием серной кислоты с селитрой и владел еще одним важным секретом — способом получения «спиритус салис» — соляной кислоты из поваренной соли при действии серной кислоты. Переселившись в маленький городок Китцингер близ Амстердама, неутомимый алхимик-аптекарь продолжал свои изыскания. Кто был этот химик?

14.16. Аптекарь из Штральзунда

Когда Померания еще входила в состав Шведского королевства, в 1742 г. в городке Штральзунд в семье преуспевающего торговца появился на свет мальчик Карл. Ему исполнилось пятнадцать лет, когда отец отдал его учеником к знакомому аптекарю из Гётеборга. Ученые, по обычаю того времени, должно было длиться около десяти лет, но юноша уже через шесть лет успешно сдал экзамены и получил звание апте-

каря. В совершенстве овладев профессией и перебравшись в Стокгольм, он приступил к самостоятельным научным изысканиям. Самые первые его научные достижения были связаны с получением винной кислоты из ее соли — винного камня (гидротартрата калия) и плавиковой (фтороводородной) из плавикового шпата — фторида кальция. Переехав сначала в Упсалу, а потом — в маленький и тихий городок Чёпинг, пытливым аптекарем продолжил исследования. Он первым получил перманганат калия, разработал способ получения фосфора из костей, открыл сероводород. Кто этот химик?

14.17. «Сын шведской сельской местности»

Он родился в 1859 г. в старинном шведском городе Упсале, и назвали его Сванте-Август. В гимназии он был одним из лучших учеников, особенно легко ему давалось изучение физики и математики. В 1876 г. Сванте был принят в Упсальский университет. И уже через два года (на полгода раньше срока) он сдал экзамен на степень кандидата философии. Однако впоследствии он жаловался, что обучение в университете велось по устаревшим схемам: например, «нельзя было услышать ни единого слова о менделеевской системе, а ведь ей было уже больше десяти лет». Физик по образованию, он прославился своими химическими исследованиями и стал одним из основателей новой науки — физической химии. Больше всего он занимался изучением поведения веществ-электролитов в растворах, а также исследованием скорости химических реакций. За разработку теории электролитической диссоциации ему была присуждена Нобелевская премия за 1903 г. Веселый и добродушный великан, настоящий «сын шведской сельской местности», он всегда был душой общества, располагал к себе коллег и просто знакомых. Кто был этот ученый?

14.18. Аптекарь и химик

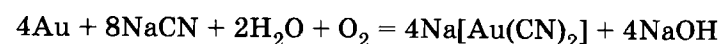
Этот немецкий аптекарь и химик XVII в. известен не только исследованиями способов получения кислот. На его счету выделение знаменитой соли, названной его именем и применяемой как слабительное средство, и получение множества неизвестных ранее солей — нитратов и хлоридов. Он получил аммиак, сульфат аммония («саль аммиак секретум»), который использовал как минеральное удобрение в своем саду. Сохранились сведения о том, что великий аптекарь первым выделил и использовал в медицинских целях фенол (карболовую кислоту) и ряд растительных алкалоидов, успешно занимался стекловарением и разработал способы получения цветного стекла. Проживший всего 64 года, этот ученый очень многое сделал для химии и химической технологии. Вспомните его имя.

14.19. От глицерина до синильной кислоты

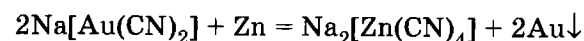
Шведский химик-аптекарь, родившийся в 1742 г., оказался автором стольких открытий, что их хватило бы на добрый десяток ученых. Многие из этих открытий относились к получению и очистке кислот. В 1775 г. он приготовил мышьяковую кислоту, в 1782—1783 гг. — синильную (циановодородную) кислоту, в период с 1776 по 1785 г. — целый набор органических кислот: мочевую, щавелевую, молочную, лимонную, яблочную, галловую, а также глицерин... Тому же химику принадлежит приоритет открытия химических элементов кислорода O, хлора Cl, фтора F, бария Ba, молибдена Mo, вольфрама W. Однако годы упорного самоотверженного труда подорвали здоровье этого человека, и он дожил всего до 44 лет. Как его звали?

14.20. Княжеское изобретение

Известно, что золото реагирует с цианидом натрия в водном растворе в присутствии кислорода, превращаясь в прочный комплекс — дицианоаурат натрия $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$:



После измельчения золотосодержащую породу обрабатывают раствором цианида натрия, одновременно продувая воздух, и получают раствор $\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$. А потом к этому раствору добавляют избыток цинковой пыли. Цинк — активный металл, сильный восстановитель, и реакция



протекает почти мгновенно. Осадок смеси золотого порошка и избытка цинковой пыли промывают разбавленной соляной кислотой, химически растворяющей цинк. Осадок, который получался после сливания раствора и промывки водой, представлял собой чистое золото. В 1844 г. этот способ извлечения золота из бедных руд изобрел русский инженер. Как его звали?

14.21. Лакмус из Шотландии

Самым первым появился кислотно-основный индикатор лакмус. Лакмус — водный настой лакмусового лишайника, растущего на скалах в Шотландии. Этот индикатор случайно открыл в 1663 г. знаменитый английский химик и физик. Этот ученый известен своей книгой «Химик-скептик» и законом физики, который он открыл в 1676 г. одновременно с французским ученым Эдмом Мариоттом. Позднее настоем лакмуса стали пропитывать фильтровальную бумагу; ее высушивали и получали таким способом индикаторные «лакмусовые бумажки», синие

в щелочном и красные в кислом растворах. Как звали английского ученого?

14.22. Протоны и кислоты

Назовите имена химиков, которые разработали и первыми применили протонную теорию кислот и оснований.

14.23. Кто автор термина?

Кто из химиков придумал и впервые употребил слово «окисление»? Что означало это слово в XVIII—XIX вв.?

14.24. Водородный электрод и абсолютный нуль температур

Будущий знаменитый немецкий физик и физикохимик родился в 1864 г. в заштатном городке Бризене (ныне он называется Вомбжезно и находится на территории Торуньского воеводства в Польше). С девятнадцати до двадцати трех лет талантливый юноша сменил четыре университета, стараясь как можно полнее удовлетворить жажду знаний. Он учился сначала в Цюрихе, затем — в Берлине и Граце и, наконец, в Вюрцбурге. В 1887 г. он представил и успешно защитил диссертацию «Об электродвижущих силах, вызванных магнетизмом в металлических пластинах, через которые проходит тепловой поток». После этого молодой ученый стал ассистентом одного из ведущих физикохимиков Европы Вильгельма Оствальда и работал вместе с ним в Лейпциге. Через семь лет ученый получил должность профессора в Гёттингенском университете; впоследствии он возглавил Институт физической химии в Берлине. В это время он разработал теорию гальванического элемента, развил свои исследования по электрохимии и начал заниматься общими вопросами термодинамики. К 1906 г. он совершил научное открытие, которое его прославило: он сформулировал третий закон термодинамики, который связан с понятием об абсолютном нуле температур. Этот ученый был не только теоретиком, но и умелым изобретателем, который создал «водородный электрод», свинцовый аккумулятор и электрическую лампу со стерженьком накаливания из оксидов циркония, тория и иттрия. Кто же этот ученый?

14.25. Нобелевский лауреат 1913 г.

Будущий создатель координационной теории — учения о комплексных соединениях — родился в 1866 г. в городе Мюлуз в Эльзасе, во Франции. Он прожил в Цюрихе большую часть жизни, стал профессором университета и президентом Швейцарского химического общества. С самого начала научной деятельности молодой ученый проявлял стра-

стную, почти религиозную преданность химии. Он писал: «Меня часто охватывает экстаз пред красотой моей науки. Чем дальше я погружаюсь в ее тайны, тем более она кажется мне огромной, величественной, слишком красивой для простого смертного». Так что понятно, почему он был так строг к своим студентам. Он не выносил болтовни и безделья во время работы и любил аккуратность и порядок. Но современники вспоминали его отнюдь не как сухого и скучного педанта. Это был широкоплечий человек, довольно плотного сложения, шумный и оживленный, с резкими движениями и жестикующий. Он часто и заразительно смеялся. Его массивная фигура, окутанная дымом неизменной сигары, лицо с большими пронзительными глазами сразу привлекали внимание. Он был независим в суждениях и отличался редкой способностью говорить правду в лицо всякому собеседнику, независимо от его положения в обществе. Говорили, что он обладает «прямолинейной порядочностью». Кто был этот химик?

14.26. Спектроскоп

Некоторые химические элементы — гелий, рубидий, цезий, таллий и другие были обнаружены с помощью спектроскопа. Кто изобрел этот прибор?

14.27. Уроженец Пензанса

Он родился в 1778 г. в маленьком городке Пензансе на юго-западе Англии. Об этой местности есть старинная поговорка: «Южный ветер приносит туда ливни, а северный — возвращает их». Отец мальчика был резчиком по дереву, «не умеющим считать деньги», и поэтому семья с трудом сводила концы с концами. Его мать Грация Милле была приемной дочерью местного врача Тонкина. В 1794 г. после смерти отца подростку пришлось переехать к Тонкину. В аптеке Тонкина он впервые познакомился с химией. Через четыре года он уже руководит лабораторией в Пневматическом институте около Бристоля, а в 1802 г. становится профессором Королевского института в Лондоне. Через десять лет, в 34 года, за научные заслуги химик был удостоен титула лорда, а в 1820 г. его избирают президентом Лондонского Королевского общества — Английской академии наук. Заслуги его действительно были немалыми: он открыл и получил электролизом металлы литий, натрий, калий, барий, кальций, магний и стронций (в виде амальгамы), выделил из борной кислоты элементарный бор, открыл оксид диазота («веселящий газ»), изучил электролиз воды... Его похоронили в Вестминстерском аббатстве в Лондоне, где покоится прах выдающихся сынов Англии. Кто этот химик?

14.28. Реактив имени русского химика

Он родился в 1873 г. и стал одним из самых знаменитых русских химиков. Его научные работы относились к органической химии и химии комплексных соединений. Он основал в Петрограде Институт платины, создал отечественную школу химиков-неоргаников, открыл «правило циклов», одним из первых стал применять органические реактивы в аналитической химии. Он открыл реактив, носящий его имя, для количественного и качественного определения никеля. После длительного заочного знакомства и переписки с Альфредом Вернером этот русский химик летом 1908 г. поехал в Швейцарию, чтобы познакомиться с будущим нобелевским лауреатом. Скупой на похвалы цюрихский ученый назвал коллегу самым выдающимся и талантливым русским химиком. Как звали русского химика?

14.29. Трагическая смерть великого химика

Этот французский химик не только открыл кислород и определил его химическую природу, но и первым использовал латинское название «оксигениум» — «кислотообразующий». Он дал название и другому элементу — азоту. Этот человек сочетал в себе качества блестящего ученого-энциклопедиста и расчетливого финансиста, известного своей деятельностью в «Генеральном откупе» (акционерном обществе по сбору налогов). Непомерно высокие налоги вызывали недовольство простых людей. Недовольство переросло в настоящую ненависть, которая вылилась в расправу над откупщиками. Седьмого мая 1794 г. Революционный трибунал приговорил к смертной казни 28 человек «как зачинщиков или соучастников заговора, стремившихся содействовать успеху врагов Франции путем вымогательств и незаконных поборов с французского народа». Вечером 8 мая приговор был приведен в исполнение... Назовите имя великого ученого.

14.30. «Честнейший еретик»

Годы жизни этого ученого — с 1733 по 1804. Он был богословом, философом и химиком, а главное — занимал очень независимую позицию по отношению к англиканской церкви, поэтому жизнь его была крайне беспокойной. Кроме всего прочего, этот «честнейший еретик» симпатизировал французской революции. Будучи одним из образованнейших людей своего времени (он знал не только французский, итальянский и арабский, но даже халдейский язык) и выдающимся химиком, он открыл кислород, монооксид азота, монооксид углерода и диоксид серы. В Бирмингеме, где он жил в годовщину штурма Бастилии, начались гонения на тех, кого подозревали в сочувствии к республиканской Фран-

ции. Дом, лаборатория, книги и рукописи ученого были сожжены, а ему самому пришлось бежать в Лондон, а потом выехать в Америку. Там он и провел последние десять лет своей жизни. Назовите имя этого химика.

14.31. Химическое открытие профессора ботаники

Азот был открыт не химиком, а молодым ученым-ботаником из Эдинбурга. Как его звали?

14.32. Он открыл кобальт

Шведский химик и минералог родился в Стокгольме в 1694 г. Сначала он учился в университете Упсалы, а в 1721—1724 гг. совершенствовался в науках (или, как сказали бы сегодня, повышал квалификацию) в Лейденском университете в Голландии. После этого ученый стал пользоваться большим авторитетом и репутацией как химик, и поэтому в 1727 г. был назначен руководителем химической лаборатории в Совете рудников Швеции, а с 1730 г. — начальником Королевского монетного двора. Хотя главной темой его научных изысканий была химия мышьяка, он детально изучил и описал также методы получения многих металлов и неметаллов — ртути, висмута, сурьмы, цинка. А в 1735 г. он открыл новый элемент — кобальт. Кто этот химик?

14.33. Ошибка патриота

Немецкий химик и технолог, изобретатель способа синтеза аммиака из азота и водорода, отличался крайне реакционными политическими взглядами. В частности, во имя победы Германии он усиленно пропагандировал применение отравляющих газов в военных действиях Первой мировой войны. Кто этот химик и как сложилась его судьба?

14.34. Имени России

Этот русский химик-неорганик и фармацевт родился в 1796 г. в Дерпте (теперь Тарту, Эстония) в семье художника и получил имя Карл. Четырех лет от роду он лишился отца, а шести лет — матери. Не окончив никакой гимназии, он тем не менее сумел сдать экзамен на аптекаря в Петербургской медико-хирургической академии. Позднее он вспоминал: «Я был самым молодым экзаменационным аптекарем в России, мне не было еще полных 21 года». В 1821 г. он переехал с семьей в Казань, где стал заведовать аптекой. Карлу было 32 года, в его семье росло трое детей, когда он решил начать учебу в Дерптском университете. Чтобы содержать семью, он занял должность лаборанта. В 1835 г. он окончил университет, а через два года защитил диссертацию на степень магистра философии. Он вернулся в Казань, где его избрали профессо-

ром университета по кафедре химии. Здесь он открыл новый химический элемент рутений, за что получил Демидовскую премию в 5000 рублей. По тем временам это были очень большие деньги. Премия удачно подоспела к семейному торжеству — старшая дочь выходила замуж. О своем открытии химик позднее писал: «Более целого года трудился я над этим предметом, но наконец открыл легкий и верный способ добытия его в чистом состоянии. Этот новый металл, который мною был назван рутением в честь нашего Отечества, принадлежит, без сомнения, к телам весьма любопытным». Кто был этот химик?

14.35. Путь к «серебру»

«Серебро» из глины (так называли поначалу химики металлический алюминий) потребовало для разработки удобного способа получения из природного сырья усилий многих ученых-химиков, технологов и инженеров. Перечислите их имена.

14.36. Конвертер и печь

Имена химиков-технологов и металлургов, изобретателей способов передела чугуна в сталь, которые применяются до сих пор, стали нарицательными. Кто же эти люди?

14.37. Опасный опыт

В 1886 г. этот французский химик электролизом фтороводорода получил фтор. Ученый знал о разрушающих свойствах фтора, поэтому он изготовил электролизер целиком из платины, электроды — из иридиево-платинового сплава, а чтобы охладить пыл элемента-незнакомца, электролиз вели при -23°C . Химик заявил об открытии нового элемента, и Парижская академия наук назначила комиссию для проверки результатов. Перед началом испытаний ученый еще раз перегнал исходное сырье — плавиковую кислоту — для повторной очистки. И опыт не получился: очень чистая плавиковая кислота не проводила электрический ток... Однако в последующих опытах химику удалось показать, что добавление нескольких кристалликов фторида калия увеличивает проводимость и электролиз идет успешно. Назовите имя этого химика.

14.38. Объем моля и число, названное именем итальянского юриста

В одном моле любого вещества содержится одинаковое количество молекул — $6 \cdot 10^{23}$. Это универсальная постоянная величина. Ее называ-

ют по имени ученого, который впервые использовал эту величину. Этот итальянский физик и химик, родившийся в 1776 г., по образованию был юристом, а математику, физику и химию изучил самостоятельно и настолько хорошо, что преподавал их в университете. Он установил точный состав многих химических веществ и открыл закон, носящий его имя. Согласно закону, названному его именем, в одинаковых объемах любых газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул. Этот ученый вел правильный и размеренный образ жизни, он был отцом восьми детей, глубоко презирал роскошь и был равнодушен к своим заслугам и известности. Как звали этого ученого?

14.39. Странный богач

Водород был открыт в 1766 г. английским химиком, который установил, что при взаимодействии металлов с разбавленными кислотами выделяется некий «горючий воздух» (в те времена все газы называли «воздухом»). Наблюдая горение водорода на воздухе, химик установил, что в результате появляется вода. Это было в 1782 г. Английский естествоиспытатель, физик и химик, открывший водород, все научные исследования проводил в собственной лаборатории и много занимался «пневматической химией» — химией газов. На современников этот ученый производил очень странное впечатление: голос его был похож на писк, а обращение с людьми — нервное. Он пугался незнакомых, от смущения терял дар речи... Имея изрядное состояние, своим богатством он почти не пользовался. Несмотря на все свои чудачества, этот человек вошел в историю химии как блестящий ученый-экспериментатор. Его именем названа знаменитая лаборатория в Кембриджском университете в Англии. Кто же этот химик?

14.40. В защиту нефти

Сейчас каждый знает, что использование нефти только для получения топлива нецелесообразно. Уже в XIX в. химики понимали, что нефть — бесценное сырье органического синтеза. Знаменитый русский химик, возмущенный бездумным сжиганием остатков от перегонки нефти, бросил свою знаменитую фразу: «Нефть — не топливо. Топить можно и ассигнациями». Кто был этот химик?

14.41. Творец теории химического строения

В 60-х гг. XIX столетия этот русский ученый работал в химической лаборатории Казанского университета. За это время он провел ряд блестящих

синтезов: получил уротропин $C_6H_{12}N_4$ из формальдегида и аммиака, впервые выделил «метиленилан» — сахаристое вещество состава $C_6H_{12}O_6$. В 1861 г. русский химик выступил на съезде немецких врачей и естествоиспытателей в городе Шпейер с докладом «О химическом строении вещества». Он сказал, что «химическая натура сложной частицы определяется натурой элементарных составных частей, количеством их и химическим строением. Каждый химический атом, входящий в состав тела, принимает участие в образовании этого последнего и действует здесь определенным количеством принадлежащей ему химической силы (сродства)». В связи с этим «в смысле химического строения может для каждого тела существовать только одна рациональная формула, выражающая это строение. От химического строения зависят реакции, следовательно, зная эту зависимость и выражая формулой строение, мы выражаем все те превращения, которым вещество может подвергнуться». Назовите имя химика, которому принадлежат эти слова.

14.42. Он открыл бензол

Выдающийся английский физик и химик, родившийся в 1791 г., умудрялся всюду находить новое. В 1825 г. он занялся исследованием жидкого остатка светильного газа. Ему удалось выделить новое вещество, в котором на один атом водорода приходился один атом углерода. Он изучил физические и химические свойства подвижной бесцветной жидкости со своеобразным запахом, которую он назвал «карбюрированным водородом». Сегодня мы знаем это вещество под именем бензол. Кто был этот химик?

14.43. Сон в руку

Один немецкий химик-органик долго размышлял над структурой бензола... Как-то раз он участвовал в судебном процессе в качестве свидетеля по убийству одной графини. На этом процессе демонстрировалось как вещественное доказательство кольцо графини в виде двух переплетенных змеек. Эти змейки врезались в память химика, а неожиданные ассоциации чудесным образом помогли ему разгадать, как построена молекула бензола. В один из вечеров он долго занимался своим учебником, сидя перед камином. Он потом вспоминал: «Я повернул кресло к камину и задремал. Атомы углерода и водорода принялись танцевать перед моими глазами... Длинные нити очень часто сближались и свертывались в трубку, напоминая двух змей. Но что это? Одна из них вцепилась в собственный хвост, продолжая насмешливо кружиться перед моими глазами. Я внезапно пробудился и на этот раз провел остаток

ночи, чтобы изучить следствие моей гипотезы». Сон оказался в руку. Назовите имя химика, разгадавшего, как построена молекула бензола.

14.44. Кианол или бензидам?

В 1834 г. началась история анилина $C_6H_5NH_2$, который поначалу назывался «кианол», или «бензидам». К его открытию причастны многие химики. Назовите их имена.

14.45. От газовых законов до воздушного шара

Этот выдающийся французский химик и физик, президент Парижской академии наук, родился в 1778 г. в семье прокурора небольшого городка Сен-Леонар в графстве Лимузен. В 1800 г. он окончил Политехническую школу в Париже, где преподавал химию Клод Бертолле (Политехническая школа — один из самых авторитетных технических университетов Франции). Молодой ученый подружился с Бертолле и после окончания учебы остался работать его помощником. С 1809 г. он стал профессором химии в Политехнической школе и профессором физики в Сорбонне. Он был превосходным экспериментатором. Ему удавались синтезы веществ, недоступные для других знаменитых химиков. Так, он выделил свободный бор из оксида, впервые получил пероксид натрия, открыл дициан и его галогенопроизводные, синтезировал ряд соединений галогенов, серы и фосфора. Юношеские исследования этого ученого привели к открытию двух газовых законов. Первый из них связывает объем газа и его температуру, а второй гласит, что газы взаимодействуют между собой в простых объемных отношениях. Он не был «кабинетным» ученым: дважды он совершал полеты на воздушном шаре с целью измерить температуру и влажность воздуха на большой высоте (а это отнюдь не было безопасным путешествием). О каком из химиков здесь рассказано?

14.46. Парижский гугенот

Этот французский аптекарь и врач, большой любитель химии, помогавший ему создавать новые лекарственные средства, родился в 1645 г. в Руане. Медицину и химию он изучил, работая в аптеках разных городов. Когда ему было 24 года, он уже выступал с лекциями по химии. В 1672 г. он приобрел аптеку в Париже и организовал в ней химическую лабораторию. Он был гугенотом (протестантом), а их все еще продолжали преследовать католики, хотя прошло почти сто лет после Варфоломеевской ночи. Многие его родственники были арестованы и казнены, а сам он, бросив аптеку и лабораторию, бежал в Германию. Чтобы вернуться, ему пришлось принять католичество, и он вернулся в Париж,

в свою разгромленную аптеку. В 1675 г. этот ученый написал книгу «Курс химии», где он определял химию как «искусство разделять различные вещества, которые находятся в смеси». А к смесям он относил минералы, растения и животных. Алхимию он называл «искусством без умения». Это был всего третий учебник по химии, написанный к тому времени во Франции. Любопытны представления ученого о строении веществ. Он считал, что «частицы кислот имеют особые отростки, вроде спиц, которые проникают в поры атомов металлов и тем самым взаимодействуют с ними, переводя их в раствор». Как звали этого французского химика?

14.47. Вспышка паров

Немецкий химик и металлург, с которым произошел этот случай, родился в Берлине в 1709 г. После учебы в университете и Горной академии служил в аптеке королевского двора в Берлине. Он исследовал состав многих солей и минералов, одним из первых применил в работе микроскоп, с помощью которого обнаружил в сахарной свекле сахар. В 1749 г. он впервые получил муравьиную кислоту и, когда исследовал ее свойства, случайно обнаружил способность ее паров вспыхивать на воздухе. Такая вспышка произошла внезапно в лаборатории, когда ученый, ничего не подозревая, нагревал муравьиную кислоту при температуре кипения. Кто был этот химик?

14.48. Главные детали для перегонки

Кто изобретатель главных составных частей современной химической перегонной установки — колбы с отростком и водяного холодильника (рис. 24)?

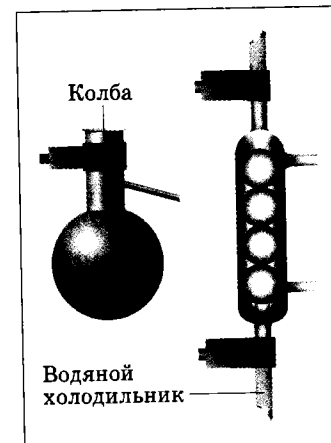


Рис. 24. Посуда для перегонки

14.49. Для промывки газов

Поглотительные склянки разных конфигураций используются для очистки газов от примесей путем пропускания через жидкие или твердые поглотители. Кто первый предложил использовать такие сосуды?

14.50. «Горластые» склянки

Двух- и трехгорлые склянки, пожалуй, самые «заслуженные» из промывных склянок для обработки газов и для проведения реакций между твердыми и жидкими веществами. Кто их изобретатели?

14.51. Самое быстрое фильтрование

Химики знают, насколько фильтрование под вакуумом быстрее и удобнее, чем обычное. Кого следует благодарить за изобретение оборудования (рис. 25) для такого фильтрования?

14.52. Ятрохимик

Этот врач и химик считал себя учеником знаменитого древнеримского врача, имевшего непреерекаемый медицинский авторитет. Он исколесил всю Европу и несколько стран Азии. Всюду он изучал способы врачевания и приготовления лекарств. В 1527 г. он поселился в швейцарском городе Базеле и получил должность городского врача и профессора медицины в местном университете. Он был реформатором алхимии и впервые стал применять в качестве лекарств соединения ртути, мышьяка, свинца, меди и других металлов и неметаллов при условии строгого их дозирования. «Все есть яд, и ничто не лишено ядовитости. Одна только доза делает яд лекарством», — учил он. Свою деятельность он начал с того, что рекомендовал сжечь на площади все книги врачей древности, что и сделали студенты под веселые возгласы. Затем он ввел штрафные санкции против аптекарей, потчующих больных не лекарствами, а «вонючей похлебкой». Эти акции вызвали возмущение городских властей, врачей и аптекарей. Врач и химик покидает Базель и ищет пристанища в глухих поселках Альп, где лечит бедняков и создает одну из лучших своих книг — «Великое врачевание ран». В 1541 г., измученный скитаниями, он принимает приглашение Зальцбургского архиепископа поселиться в этом городе, но жить ему осталось недолго. В том же году в возрасте 48 лет этот одинокий и нищий человек умер на постоялом дворе. Как его звали?



Рис. 25. Аппаратура для вакуумного фильтрования

14.53. Линейный кроссворд

Элемент «анти- моний»	Анг- лий- ский гос- по- дин	Он пер- вым полу- чил нат- рий, ка- лий и другие метал- лы	Вместе с Рале- ем он открыл аргон	Его именем назван элемент номер 64 из семейства лантаноидов	Эле- мент номер 90
Алхи- мичес- кий знак железа	Он открыл алюми- ний	Он открыл германий	Он потопил «Титаник»	Кислотно- основный указатель	

ОТВЕТЫ К ГЛАВЕ 14

- 14.1. Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765).
14.2. Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907).
14.3. Иоганн Вольфганг Дёберейнер (1780—1849).
14.4. Герман Иванович Гесс (1802—1850).
14.5. Юстус Либих (1803—1873).
14.6. Фридрих Вёлер (1800—1882).
14.7. Александр Михайлович Бутлеров (1828—1886).
14.8. Клод Луи Бертолле (1748—1822).
14.9. Йёнс Якоб Берцелиус (1779—1848).
14.10. Джон Дальтон (1766—1844).
14.11. Мария Склодовская-Кюри (1867—1934) и Пьер Кюри (1859—1906).
14.12. Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907).
14.13. Товий Егорович Ловиц (1757—1804).
14.14. Вильгельм Фридрих Оствальд (1853—1932).
14.15. Иоганн Рудольф Глаубер (1604—1670).
14.16. Карл Вильгельм Шееле (1742—1786).
14.17. Сванте Август Аррениус (1859—1927).
14.18. Иоганн Рудольф Глаубер (1604—1670).
14.19. Карл Вильгельм Шееле (1742—1786).
14.20. Князь Петр Романович Багратион (1818—1876), племянник знаменитого российского полководца, героя войны 1812 г.
14.21. Роберт Бойль (1627—1691).
14.22. Йоханнес Николаус Брэнстед (1879—1947) — датский физикохимик, исследователь водных и неводных растворов кислот и оснований. Он также изучал коллоидные растворы и радиоактивные изотопы, закономерности каталитического действия кислот. Томас Мартин Лоури (1874—1936) — английский химик, автор работ по теории водных и неводных растворов кислот и оснований. Он первым ввел протонную теорию в учебный курс неорганической химии, изданный им в Лондоне в 1931 г. Эта книга была издана на русском языке в 1935 г.
14.23. У слов «окисление» и «кислота» не случайно один и тот же корень: для химиков XVIII—XIX вв. оба эти термина были неразрывно

связаны. Однако позже выяснилось, что вещества могут быть окислены не только кислородом, а кислоты могут быть и бескислородными. Сущность процесса горения долго оставалась неразгаданной. Господствовавшая в XVIII в. теория «флогистона» приписывала способность веществ гореть наличию в них «огненной материи». Окончательный вывод о бесполезности теории флогистона сделал французский химик Антуан Лоран Лавуазье, который утверждал, что для горения необходимы только «жизненный воздух» (кислород) и тело, которое горит. В 1783 г. Лавуазье писал, что «кислород, соединенный с серой, образует купоросную кислоту, с селитряным воздухом — селитряную кислоту, с фосфором — фосфорную кислоту, с углем — связывающийся воздух, или угольную кислоту...» Таким образом, химическим терминам «окисление» и «окислительно-восстановительный процесс» уже больше двухсот лет, а их широкое распространение — одна из заслуг Лавуазье.

14.24. Вальтер Фридрих Герман Нернст (1864—1941).

14.25. Альфред Вернер (1866—1919).

14.26. Роберт Вильгельм Бунзен (1811—1899), профессор химии Гейдельбергского университета (Германия), вместе с физиком Густавом Кирхгофом (1824—1887) изобрел новый прибор — спектроскоп (рис. 26). Прибор состоял из деревянной сигарной коробки, стеклянной призмы в виде клина и двух половинок подзорной трубы с выпуклыми линзами.

14.27. Гемфри Дэви (1778—1829).

14.28. Лев Александрович Чугаев (1873—1922).

14.29. Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794).

14.30. Джозеф Пристли (1733—1804).

14.31. Азот открыл Даниэль Резерфорд в 1772 г. Учась в Эдинбурге в университете, Резерфорд увлекся химией. Удалив кислород из воздуха (для этого под стеклянный колпак была поставлена горящая свеча), а потом освободившись от диоксида углерода CO_2 с помощью раствора гидроксида натрия NaOH , он обнаружил, что в оставшемся «удушливом воздухе» (а это и был азот) гаснет огонь свечи и задыхается подопытная мышь. Резерфорд (1749—1819) впоследствии стал профессором ботаники, но вошел в историю науки как химик за свою юношескую работу.

14.32. Георг Брандт (1694—1768).

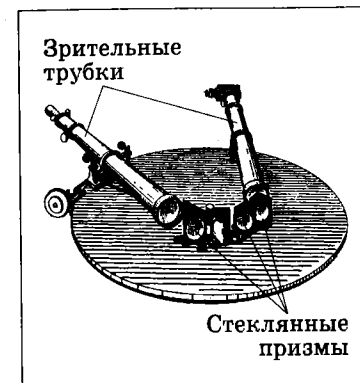


Рис. 26. Спектроскоп Бунзена и Кирхгофа

14.33. Немецкие химики, разработчики промышленного способа синтеза аммиака из водорода и азота Фриц Габер (1868—1934) и Карл Бош (1874—1940) оказали своему отечеству огромную услугу: хорошо развитая в Германии химическая промышленность могла из аммиака получать азотную кислоту и другие соединения азота — от лекарств до взрывчатых веществ. Германия, блокированная войсками противников, без аммиачного производства не смогла бы столько времени «продержаться» в Первой мировой войне. Габер был «истинным патриотом» великой Германии, готовым ради нее забыть даже принципы гуманизма, которыми принято руководствоваться в мире науки. Ничем более нельзя объяснить его активные рекомендации применять в военных действиях боевые отравляющие вещества. Однако после прихода к власти нацистов Габер из-за своего «неарийского» происхождения подвергся гонениям и был вынужден оставить научную работу. Он умер на чужбине, а немецкие газеты не напечатали о его кончине ни одной строчки.

14.34. Карл Карлович Клаус (1796—1864).

14.35. Металлический алюминий первым выделил в 1825 г. датский физик Ханс Кристиан Эрстед (1777—1851), известный также своими работами в области электромагнетизма. Пропустив газообразный хлор через слой раскаленного оксида алюминия, смешанного с углем, Эрстед выделил хлорид алюминия без малейших следов влаги. Чтобы восстановить металлический алюминий, Эрстеду понадобилось обработать $AlCl_3$ амальгамой калия (жидким сплавом калия со ртутью). Через два года немецкий химик Фридрих Вёлер усовершенствовал метод получения алюминия, заменив амальгаму металлическим калием. Электролитический способ получения алюминия через 30 лет разработали независимо друг от друга Роберт Вильгельм Бунзен в Германии и Анри Сент-Клер Девилль во Франции. На Всемирной выставке 1855 г. в Париже демонстрировался слиток очень дорогого алюминия — «серебра из глины», полученного электролизом. В массовом масштабе алюминий стали получать после 1886 г., благодаря усилиям Чарльза Холла (США) и Поля Эру (Франция).

14.36. Современные способы и агрегаты для получения стали были изобретены больше сотни лет назад, во второй половине XIX в. англичанами Генри Бессемером и Сидни Томасом, а также французом Пьером Мартеном. Это были конвертер Бессемера — Томаса и мартеновская печь.

14.37. Анри Муассан (1852—1907).

14.38. Амедео Авогадро (1776—1856).

14.39. Генри Кавендиш (1731—1810).

14.40. Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907).

14.41. Александр Михайлович Бутлеров (1828—1886).

14.42. Майкл Фарадей (1791—1867).

14.43. Фридрих Август Кекуле (1829—1896).

14.44. В 1834 г. немецкий химик-органик Фридрих Фердинанд Рунге (1794—1867) нашел анилин в продуктах перегонки каменноугольной смолы и назвал его «кианол». В 1840 г., выделив это вещество при разложении индиго, Юлий Федорович Фрицше (1808—1871), в то время работавший химиком на Петербургском заводе искусственных минеральных вод, назвал его анилином. В 1841 г. это вещество получил и назвал бензидамом Николай Николаевич Зинин (1812—1880) при восстановлении нитробензола сероводородом. Через два года немецкий химик-органик Август Вильгельм Гофман (1818—1892), познакомившись со способом Зинина, установил, что все перечисленные здесь соединения — одно и то же вещество.

14.45. Жозеф Луи Гей-Люссак (1778—1850).

14.46. Никола Лемери (1645—1715).

14.47. Андреас Сигизмунд Маргграф (1709—1782).

14.48. Французский химик Шарль Адольф Вюрц (1817—1884) изобрел колбу с отростком, служащую для очистки веществ перегонкой. Немецкий химик Юстус Либих (1803—1873) изобрел холодильник с водяной рубашкой, без которого не обходится сегодня ни одна химическая лаборатория.

14.49. Химики сегодня широко применяют в повседневной практике поглотительные сосуды и промывные склянки (рис. 27), названные

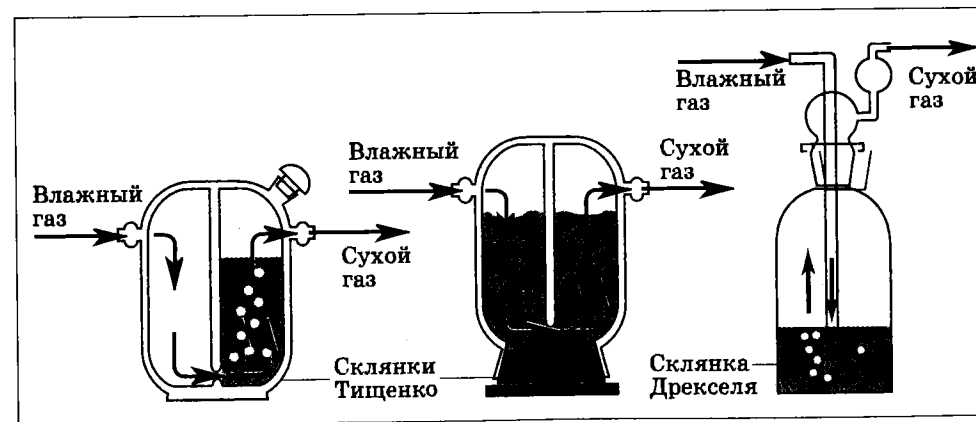


Рис. 27. Поглотительные склянки

именем их создателей — немецкого химика и физиолога Эмиля Дрекслея (1843—1897) и русского химика-органика Вячеслава Евгеньевича Тищенко (1861—1941).

14.50. Двугорлые и трехгорлые склянки для проведения реакций, промывки газов и для других целей (рис. 28) — изобретение итальянского химика Анджело Салюццо (1734—1800) и его немецкого коллеги Питера Вульфа (1727—1803).

14.51. Изобретатели установки для вакуумного фильтрования — немецкие химики Роберт Бунзен (1811—1899), чьим именем названа толстостенная колба с тубусом, и Эдуард Бюхнер (1860—1917), предложивший фарфоровую воронку с отверстиями для стока фильтрата.

14.52. Парацельс — Филипп Аурел Теофраст Бомбаст фон Гогенхейм (1493—1541).

14.53. Ответы к линейному кроссворду: сурьма; Марс; сэр; Эрстед; Дэви; Винклер; Рамзай; айсберг; Гадолин; индикатор; торий.

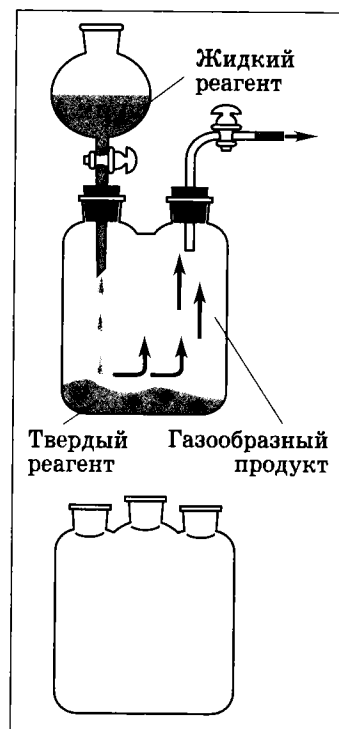


Рис. 28. Склянки Салюццо — Вульфа



С чего начинается увлечение химией — химией, полной удивительных загадок, таинственных и непонятных явлений? С чего начать? — с химических опытов, которые сопровождаются красочными эффектами, «чуждостью». И так было всегда, по крайней мере, тому есть многочисленные исторические свидетельства.

Здесь собраны описания простых и интересных опытов. Все они хорошо получаются, если строго соблюдать приведенные рекомендации: ведь на ход реакции часто влияют температура, степень измельчения веществ, концентрация растворов, наличие примесей и исходных веществ, соотношение реагирующих компонентов и даже порядок их прибавления друг к другу.

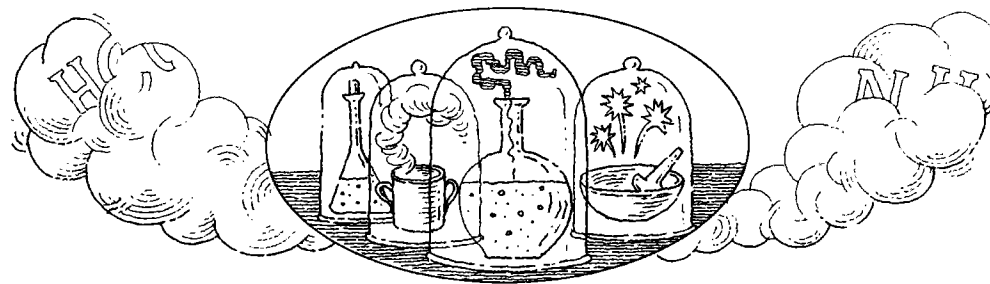
Любые химические опыты требуют при выполнении осторожности, внимания и аккуратности. Избежать неприятных неожиданностей поможет соблюдение трех простых правил.

Первое: не надо экспериментировать дома с неизвестными веществами. Не забывайте, что слишком большие количества хорошо известных химикатов в неумелых руках тоже могут стать опасными. Никогда не превышайте количества веществ, указанных в описании опыта.

Второе: прежде чем выполнять любой опыт, надо внимательно прочесть его описание и понять свойства применяемых веществ. Для этого есть учебники, справочники и другая литература.

Третье: надо быть осторожным и предусмотрительным. Если опыты связаны с горением, образованием дыма и вредного газа, следует показывать их там, где это не вызовет неприятных последствий, например в вытяжном шкафу во время занятий химического кружка или под открытым небом. Если во время опыта какие-то вещества разбрызгаются или разбрызгиваются, то необходимо обезопасить себя защитными очками либо занавеской, а зрителей усадить на безопасном расстоянии. Все опыты с сильными кислотами и щелочами надо проводить, надев очки и резиновые перчатки. Опыты, отмеченные звездочкой *, могут выполняться только учителями или руководителями химического кружка.

При соблюдении этих правил эксперименты будут успешными. Тогда химические вещества раскроют перед вами чудеса своих превращений.



Глава 15

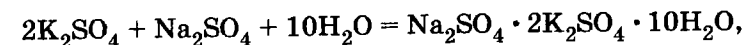
ЭКСПОНАТЫ ХИМИЧЕСКОГО МУЗЕЯ

Некоторые опыты настолько удивительны, что рассказам химиков о них не верят, пока не убедятся воочию в правоте сказанного. В сущности, любые химические превращения веществ всегда поражают воображение. Но и среди них есть чемпионы по необычности, достойные экспонаты химического музея.

15.1. Искрящиеся кристаллы

Как поверить тому, что вещество при кристаллизации из водного раствора выделяет под водой сноп искр? Но попробуйте смешать 108 г сульфата калия K_2SO_4 и 100 г декагидрата сульфата натрия $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (глауберовой соли) и добавить порциями при помешивании немного горячей дистиллированной или кипяченой воды, пока все кристаллы не растворятся. Раствор оставьте в темноте, чтобы при охлаждении началась кристаллизация двойной соли состава $Na_2SO_4 \cdot 2K_2SO_4 \cdot 10H_2O$. Как только начнут выделяться кристаллы, раствор будет искриться: при 60 °C слабо, а по мере охлаждения все сильнее и сильнее. Когда кристаллов выпадет много, вы увидите целый сноп искр.

Свечение и образование искр вызвано тем, что при кристаллизации двойной соли, которая получается по реакции



выделяется много энергии, почти полностью превращающейся в световую.

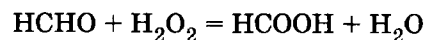
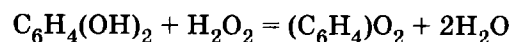
ДВОЙНЫЕ СОЛИ. Двойными называют соли, образованные двумя различными катионами с одним и тем же анионом. Например, при смешивании водного раствора, содержащего 1 моль сульфата калия K_2SO_4 и 1 моль сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$, выделяется не смесь этих солей, а единовидные кристаллы алюмокалиевых квасцов — додекагидрат сульфата калийно-алюминия $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, имеющие характерную октаэдрическую форму.

Двойные соли можно рассматривать как комплексные соединения, существующие только в кристаллическом состоянии. При растворении в воде они полностью распадаются на ионы. Поэтому химическое поведение двойных растворов двойных солей не отличается от поведения соответствующих им обычных солей.

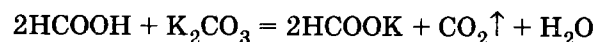
15.2. Оранжевый свет

Появление этого удивительного свечения также вызвано почти полным превращением энергии химической реакции в световую. Чтобы его наблюдать, приливают к насыщенному водному раствору гидрохинона $C_6H_4(OH)_2$ 10—15%-ный раствор карбоната калия K_2CO_3 , формалин — водный раствор формальдегида $HCHO$ и пергидроль — концентрированный раствор пероксида водорода H_2O_2 . Свечение жидкости лучше наблюдать в темноте.

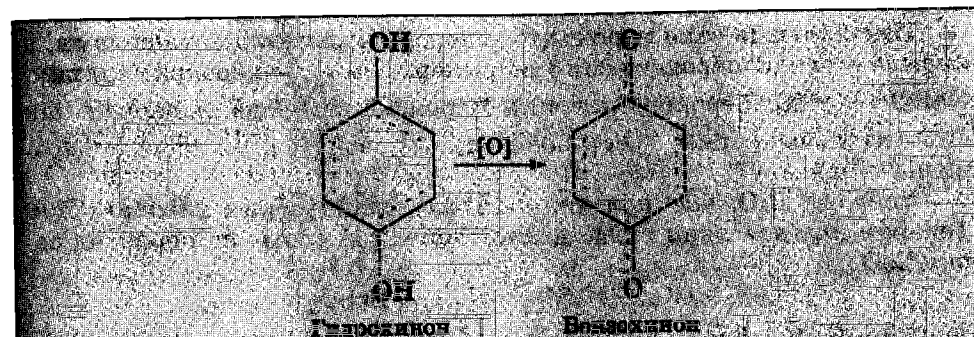
Причина выделения света — окислительно-восстановительные реакции превращения гидрохинона $C_6H_4(OH)_2$ в хинон ($C_6H_4O_2$), а формальдегида $HCHO$ — в муравьиную кислоту $НСООН$:



Одновременно протекает реакция нейтрализации муравьиной кислоты карбонатом калия с образованием соли — формиата калия $НСООК$ и выделением диоксида углерода CO_2 (углекислого газа), поэтому раствор вспенивается:



ГИДРОХИНОН (1,4-дигидроксibenзол) — бесцветное кристаллическое вещество состава $C_6H_4(OH)_2$. Молекула гидрохинона содержит бензольное кольцо, в котором два атома водорода в пара-положении замещены на две гидроксильные группы:



Гидрохинон хорошо растворим в воде, этиловом спирте и ацетоне, он сильный восстановитель, и в этом качестве используется в фотографическом процессе, входит в состав проявителя.

Под действием окислителей гидрохинон превращается в хинон (бензохинон) состава $(C_6H_4O_2)$. В свободном состоянии хинон образует желтые кристаллы, малорастворимые в воде, хорошо растворимые в этиловом спирте и в водных растворах щелочей.

ФОРМАЛЬДЕГИД $HCHO$ (муравьиный альдегид) — бесцветное, легколетучее вещество с острым запахом. Водный 40%-ный раствор $HCHO$ носит название «формалин». При уваривании или длительном хранении формалина происходит полимеризация формальдегида с образованием параформальдегида, или параформы, — бесцветного твердого вещества. Это продукт полимеризации формальдегида с образованием $(HCHO)_x$, где x принимает значения от 3 до 130. При нагревании параформ снова превращается в газообразный формальдегид.

Впервые формальдегид получил немецкий химик Альбрехт Маркграф в 1740 г., а параформ выделил русский химик Александр Бутлеров в 1861 г.

ПЕРОКСИД ВОДОРОДА. Чистый пероксид водорода H_2O_2 — бледно-голубая сиропообразная жидкость, которая при охлаждении ниже $-1^\circ C$ превращается в бледно-голубые кристаллы. Водный 30%-ный раствор H_2O_2 называют пергидролем. Безводный H_2O_2 неустойчив при хранении, особенно на свету. Его разложение чисто протекает со взрывом:



Пероксид водорода смешивается с водой в любых соотношениях и в водных растворах проявляет свойства очень слабой кислоты:



Нейтральные соли пероксида водорода называют пероксидами, а кислые — гидропероксидами (например, Na_2O_2 — пероксид натрия, NaHO_2 — гидропероксид натрия). Пероксид водорода проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства, но первые выражены сильнее.

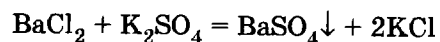
Впервые H_2O_2 был получен в 1815 г. французским химиком Луи Тенаром при действии охлажденной серной кислоты на пероксид бария BaO_2 :



Помимо H_2O_2 , в этой реакции выделяется тяжелый белый осадок — малорастворимый в воде сульфат бария BaSO_4 .

15.3. Красный осадок белого вещества

Сульфат бария BaSO_4 — тяжелый белый порошок, малорастворимый в воде. Это известно всем химикам, таким он и описан во всех справочниках и книгах по химии. Но вот вы взяли раствор бесцветного сульфата калия K_2SO_4 и прилили к нему фиолетовый раствор перманганата калия KMnO_4 , а затем добавили к смеси бесцветный раствор хлорида бария BaCl_2 . К своему удивлению, вы обнаружите, что выпал осадок... красного цвета. Но ведь получаемый по реакции



сульфат бария BaSO_4 должен быть чисто-белым! Промывка красного осадка для удаления примеси перманганата калия не дает никакого результата, он остается красным. А может быть, образовался перманганат бария $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$? Но эта соль хорошо растворима и не может выделиться в результате обменной реакции. К тому же ее кристаллы имеют черный цвет.

Что же произошло? Красный осадок представляет собой не чистый сульфат бария, а твердый раствор KMnO_4 в BaSO_4 . Это значит, что в кристаллической решетке сульфата бария часть сульфат-ионов SO_4^{2-} замещена перманганат-ионами MnO_4^- . Ясно, что такой осадок не обесцветится даже при самой тщательной промывке водой.

ПЕРМАНГНАТЫ — соли не выделенной в свободном состоянии марганцевой кислоты HMnO_4 , существующей только в водных растворах. Соли — перманганаты известны для щелочных и щелочноземельных металлов, аммония, серебра и алюминия. Они образуют фиолетово-черные кристаллы, растворимые в воде. Наиболее растворим среди них перманганат бария $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$, и наименее растворим перманганат цезия CsMnO_4 . При нагревании все перманганаты разлага-

ются, выделяя кислород и превращаясь в манганаты и диоксид марганца.

Перманганат-ион — сильный окислитель, но его окислительная способность ослабевает с уменьшением кислотности раствора. В присутствии восстановителей в щелочной среде MnO_4^- восстанавливается до манганат-иона MnO_4^{2-} :



в нейтральной среде MnO_4^- переходит в диоксид марганца MnO_2 :



В кислотной среде перманганат-ион превращается в аквакатион $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$:

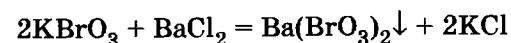


ТВЕРДЫЕ РАСТВОРЫ — это однородные кристаллические вещества переменного состава, в которых часть катионов, анионов или атомов, находящихся в узлах кристаллической решетки, замещена на другие ионы или атомы. Например, при охлаждении концентрированного водного раствора хлорида калия KCl , содержащего примесь хлорида рубидия RbCl , выделяется не чистый KCl , как менее растворимое вещество, а кристаллы твердого раствора $(\text{K}, \text{Rb})\text{Cl}$, в структуре которых равномерно распределены катионы калия K^+ и рубидия Rb^+ . Это значит, что катионы K^+ в узлах кристаллической решетки частично замещаются катионами Rb^+ . Вещества, способные образовывать твердые растворы, называют изоморфными.

15.4. Гроза в стакане

«Гром» и «молния» в стакане воды? Оказывается, бывает и такое!

Сначала взвесьте 5—6 г бромата калия KBrO_3 и 5—6 г дигидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и растворите эти бесцветные кристаллические вещества при нагревании в 100 г дистиллированной воды, а потом смешайте полученные растворы. При охлаждении смеси выпадет осадок малорастворимого на холоду бромата бария $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$:



Отфильтруйте выпавший бесцветный осадок кристаллов $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$ и промойте его 2—3 раза небольшими (5—10 мл) порциями холодной воды. Затем высушите промытый осадок на воздухе. После этого 2 г полу-

ченного $\text{Ba}(\text{BrO}_3)_2$ растворите в 50 мл кипящей воды и профильтруйте еще горячий раствор.

Стакан с фильтратом поставьте охлаждаться до 40—45 °С. Это лучше всего сделать на водяной бане, нагретой до такой же температуры. Температуру бани проверяйте термометром и, если она понизится, снова подогрейте воду с помощью электрической плитки.

Закройте окна шторами или выключите свет в комнате, и вы увидите, как в стакане одновременно с появлением кристаллов будут то в одном, то в другом месте возникать голубые искры — «молнии» и раздаваться хлопки «грома». Вот вам и «гроза» в стакане! Световой эффект вызван выделением энергии при кристаллизации, а хлопки — возникновением кристаллов.

БРОМАТЫ, или триоксоброматы(V) металлов, — соли бромоватой кислоты HBrO_3 , или триоксобромата(V) водорода. Кислота устойчива только в водном растворе. Броматы щелочных металлов — бесцветные кристаллические вещества, растворимые в воде. При нагревании они разлагаются, выделяя кислород:



Смесь броматов с веществами, способными к окислению, такими как уголь, сера, фосфор, при нагревании разлагается со вспышкой. Броматы получают действием брома Br_2 на водные растворы щелочей при нагревании:



Бромат калия KBrO_3 менее растворимый, чем бромид калия KBr , и при охлаждении выпадает в осадок.

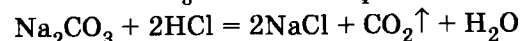
Впервые броматы натрия и калия NaBrO_3 и KBrO_3 получил французский химик Антуан Бальар в 1827 г. Он же годом раньше открыл новый химический элемент бром Br .

15.5. Облако из колбы

Можно ли осуществить опыт, в котором обыкновенная колба выпускает в пространство целое облако дыма? Да, можно. Вот как это происходит. В колбу емкостью 2—3 л насыпают порошок карбоната натрия Na_2CO_3 (соды) слоем 1—2 см и осторожно наливают 10%-ный водный раствор аммиака NH_3 в таком количестве, чтобы его слой, покрывающий кристаллы, был не толще 2 мм. Затем очень тонкой струйкой вливают в колбу немного концентрированной соляной кислоты HCl . И тут начинаются чудеса! Из горла колбы вырывается плотная струя густого

белого дыма, который под собственной тяжестью сползает по ее наружным стенкам, стелется по поверхности стола и, добравшись до края, хлопьями медленно падает на пол.

Появление белого дыма вызвано реакциями:



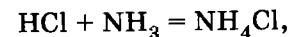
Аэрозоль (воздушная взвесь мельчайших кристалликов) хлорида аммония, который получается по первой реакции, увлекается из колбы диоксидом углерода, выделяющимся по второй реакции. Диоксид углерода тяжелее воздуха, и поэтому дым стекает вниз и падает на пол.

15.6. Ёлочка в снегу

Для этого опыта надо достать стеклянный колокол, небольшой аквариум, в крайнем случае — пятилитровую стеклянную банку с широким горлом. Нужна также ровная доска или лист фанеры, на которую будут установлены эти сосуды вверх дном. Еще понадобится небольшая пластмассовая игрушечная елочка. Выполняют опыт следующим образом.

Сначала обрызгивают в вытяжном шкафу пластмассовую елочку концентрированной соляной кислотой и тотчас ставят ее под колокол, банку или аквариум (рис. 29). Выдерживают елочку под колоколом 10—15 минут, затем быстро, чуть-чуть приподняв колокол, помещают рядом с елочкой небольшую чашку с концентрированным раствором аммиака. Сразу же в воздухе под колоколом появляется кристаллический «снег», который оседает на елочке, и вскоре вся она покрывается кристаллами, похожими на иней.

Этот эффект вызван реакцией взаимодействия хлороводорода с аммиаком:



которая приводит к образованию мельчайших бесцветных кристалликов хлорида аммония, осыпающих елочку.

15.7. Выходки сахара

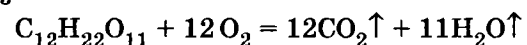
Сахар (сахароза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), этот распространенный в быту продукт питания, в умелых руках и с добавкой некоторых реактивов обнаружи-



Рис. 29. Опыт с ёлочкой

вает удивительные свойства. Сахароза в обычных условиях не горит: если поднести к куску сахара зажженную спичку, он будет плавиться, частично обугливаться, но не гореть. Если же на кусок сахара насыпать совсем немного табачного пепла и снова поднести огонь, сахар загорится синевато-желтым пламенем с небольшим потрескиванием. Попробуйте и убедитесь!

Суть изменений в поведении сахара состоит в том, что зола табака, содержащая карбонаты щелочных металлов, служит катализатором горения этого вещества. Считается, что главную роль здесь играет карбонат лития Li_2CO_3 . Сахар сгорает, превращаясь в углекислый газ и воду:



15.8. Дым под арестом

Для этого опыта берут стеклянную трубку диаметром 2—3 см и длиной 20—25 см и подбирают к ней две резиновые пробки, чтобы ими можно было закрыть трубку с обеих сторон (рис. 30). В пробки вставляют стеклянные трубочки диаметром 5—6 мм, выступающие из пробки на 3—4 см. В концы этих трубочек, обращенные внутрь большой трубки, помещают распушенные кусочки ваты. Одну ватку смачивают несколькими каплями концентрированной соляной кислоты, а другую — несколькими каплями концентрированного раствора аммиака. Обе пробки одновременно вставляют в большую трубку и кладут ее на лист черной бумаги. Через одну-две минуты в трубке, ближе к ватке с раствором кислоты, появится белое кольцо более или менее густого дыма. Если трубку установить вертикально и несколько раз перевернуть, то дым заполнит весь ее объем.

Дым — это мельчайшие кристаллики хлорида аммония, образовавшиеся в результате реакции взаимодействия газообразных хлороводорода и аммиака:

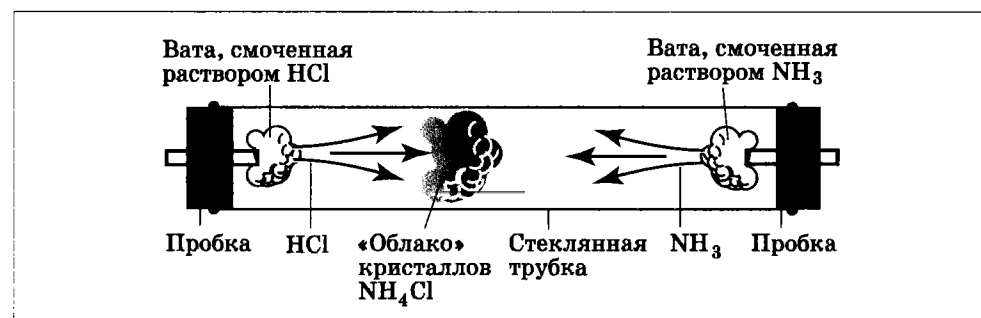


Рис. 30. Дым в трубке

Поскольку молекулы аммиака меньше молекул хлороводорода, они перемещаются быстрее. Вот почему кольцо дыма вначале появляется так близко к ватке с HCl .

Этот опыт можно провести еще проще. Стакан смачивают изнутри концентрированной хлороводородной кислотой и накрывают им ватку, пропитанную нашатырным спиртом (концентрированным водным раствором аммиака), которая помещена на блюде. Дым появляется у стенок стакана, и вскоре все его внутреннее пространство оказывается задымленным.

15.9. Дым из воды

В стакан наливают водопроводную воду и бросают туда кусочек «сухого льда» — твердого диоксида углерода CO_2 . Вода тотчас же забурлит, и из стакана повалит густой белый «дым», образованный охлажденными парами воды, которые увлекает за собой возгоняющийся диоксид углерода. Этот «дым» совершенно безопасен.

ДИОКСИД УГЛЕРОДА. Твердый диоксид углерода возгоняется без плавления при весьма низкой температуре, равной -78°C . В жидком состоянии CO_2 может находиться только под давлением. Газообразный диоксид углерода — бесцветный, негорючий газ со слабым кислотатым вкусом. Вода способна растворять значительное количество газообразного CO_2 : 1 л воды при 20°C и давлении 1 атм поглощает около 0,9 л CO_2 . С водой взаимодействует очень незначительная часть растворенного CO_2 ; при этом образуется угольная кислота H_2CO_3 , которая только частично взаимодействует с молекулами воды, образуя ионы оксония H_3O^+ и гидрокарбонатные ионы HCO_3^- :



15.10. Таинственное исчезновение

Оксид хрома(III) поможет показать, как вещество бесследно исчезает, исчезает без пламени и дыма. Для этого складывают горкой несколько таблеток «сухого спирта» (твердого горючего на основе уротропина), а сверху насыпают щепотку предварительно разогретого в металлической ложечке оксида хрома(III) Cr_2O_3 . И что же? Нет пламени, нет дыма, а горка постепенно уменьшается в размерах. Через некоторое время

от нее остается только щепотка неизрасходованного зеленого порошка катализатора Cr_2O_3 .

Окисление уротропина $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ (гексаметилентетрамина) — основы твердого спирта — в присутствии катализатора Cr_2O_3 идет по реакции:



где все продукты — диоксид углерода CO_2 , азот N_2 и пары воды H_2O — газообразны, бесцветны и не имеют запаха. Заметить их исчезновение невозможно.

15.11. Ацетон и медная проволока

Можно показать еще один опыт с таинственным исчезновением вещества, который на первый взгляд кажется просто колдовством. Готовят медную проволоку толщиной 0,8—1,0 мм: очищают ее наждачной бумагой и сворачивают в кольцо диаметром 3—4 см. Отгибают отрезок проволоки длиной в 10—15 см, который будет служить ручкой, а чтобы держать ее было не горячо, на конец этого отрезка надевают кусок карандаша, из которого заранее удален грифель.

Затем наливают в стакан 10—15 мл ацетона $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ (не забывайте: ацетон огнеопасен!).

Вдали от стакана с ацетоном нагревают кольцо из медной проволоки, держа его за ручку, а потом быстро опускают его в стакан с ацетоном так, чтобы кольцо не касалось поверхности жидкости и находилось от нее в 5—10 мм (рис. 31). Проволока раскалится и будет светиться до тех пор, пока не израсходуется весь ацетон. Но ни пламени, ни дыма не будет! Чтобы опыт был еще эффектнее, в комнате гасят свет.

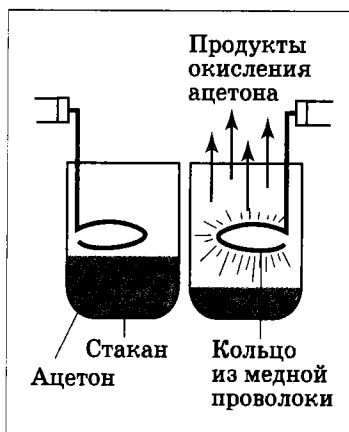
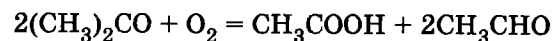
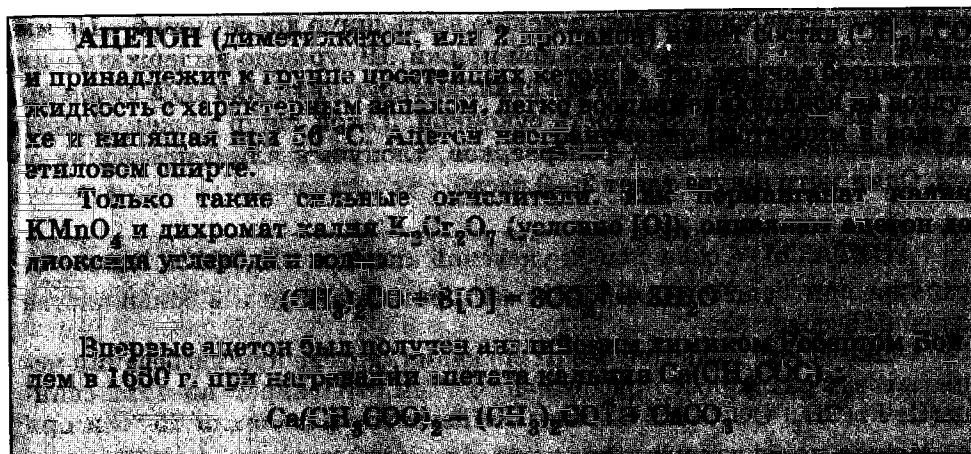


Рис. 31. Исчезновение ацетона

На поверхности меди, которая служит катализатором и ускоряет реакцию, протекает окисление паров ацетона до уксусной кислоты CH_3COOH и уксусного альдегида CH_3CHO :



с выделением большого количества теплоты, поэтому проволока раскаляется докрасна. Пары обоих продуктов реакции бесцветны, их выдает только запах.

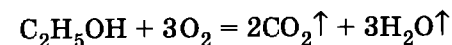


15.12. Куда подевался спирт?

Если в химическом кружке есть кусочек платиновой проволоки (например, от старой платиновой термопары), можно провести следующий опыт.

Фитиль спиртовки обертывают отрезком платиновой проволоки длиной 8—10 см и толщиной 0,5—1,0 мм, а затем поджигают. Через 5—10 секунд спиртовку тушат. Но проволока будет продолжать светиться. Это можно увидеть, если погасить свет. В таком состоянии она будет пребывать до тех пор, пока не израсходуется весь спирт.

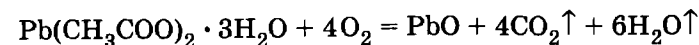
Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ окисляется кислородом воздуха в присутствии катализатора — платины; при этом выделяется столько теплоты, что проволока раскаляется докрасна. Продукты окисления — диоксид углерода CO_2 и вода:



15.13. Ацетат против огня

Полоска непроклеенной, например, фильтровальной или туалетной бумаги, пропитанная раствором ацетата свинца(II) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и высушенная на воздухе, горит без пламени, она только тлеет. Подобным образом тлеет трут, которым часто в старину служил гриб-трутовик, пропитанный раствором селитры — нитрата калия KNO_3 , а потом высушенный.

При этом тригидрат ацетата свинца(II) превращается в оксид свинца(II) PbO , и одновременно выделяются диоксид углерода и пары воды:



Вместо бумажной полоски можно взять шнур диаметром 6—10 мм, скрученный из хлопчатобумажной пряжи. Шнур надо выдержать в кипящем водном растворе ацетата свинца(II) около 15 минут, а потом высушить на воздухе и протереть суконкой. Такой шнур может служить фитилем для поджигания фейерверков, хлопушек или бенгальских огней. Один метр шнура тлеет 2—3 часа.

АЦЕТАТЫ — соли слабой уксусной кислоты CH_3COOH . Это кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде и в большинстве случаев бесцветные.

Одни из них плавятся без разложения, другие при нагревании испытывают различные превращения. Так, тригидрат ацетата свинца(II) $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ имеет температуру плавления 75°C и при плавлении теряет кристаллизационную воду. Ацетат свинца(II) имеет сладкий вкус, поэтому раньше его называли свинцовым сахаром. Но этот «сахар» ядовит!

Ацетат кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ при нагревании превращается в карбонат кальция CaCO_3 и выделяет ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$. Тригидрат ацетата натрия состава $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ при 400°C тоже разлагается, выделяя ацетон. Ацетат алюминия $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ при плавлении разлагается, а в водном растворе подвергается сильному гидролизу. При упаривании его водных растворов выделяется уксусная кислота CH_3COOH и выпадает осадок ацетат гидроксиалюминия $\text{AlOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$:



Ацетат гидроксиалюминия плавится при 54°C .

Хорошо растворимый ацетат натрия тоже заметно гидролизован: при его диссоциации образуется ацетат-ион, который ведет себя как слабое основание.

15.14. Фокусы с «сухим льдом»

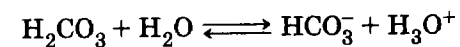
«Сухой лед» надо разбить на мелкие гранулы (лучше всего это делать молотком, завернув крупные куски или глыбы сухого льда в плотную ткань). Потом поместить «сухой лед» в фарфоровую чашку и облить ацетоном, чтобы получилась кашицеобразная масса. В эту массу для начала погрузите пробирку с водой. Вода быстро превратится в лед. При этом слышен характерный треск. Если в охлаждающую смесь опустить пробирку с ртутью, то этот жидкий металл затвердеет. Вот как в этом можно убедиться. В ртуть погрузите железный стержень большей дли-

ны, чем пробирка. Когда ртуть замерзнет, пробирку можно разбить, а цилиндрок твердой ртути, примерзшей к стержню, ударить молотком. При этом слышен металлический звук, и цилиндрок ртути сплющивается.

«Сухой лед» и ацетон дают возможность сделать отличную охлаждающую смесь с температурой -86°C .

15.15. «Сухая кислота»

Если в колбу положить кусочек «сухого льда» — твердого диоксида углерода и закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой, а конец этой трубки опустить в пробирку с водой, куда заранее добавили синий лакмус, то вскоре произойдет маленькое чудо. Колбу слегка подогрейте. Очень скоро синий лакмус в пробирке покраснеет. Это значит, что диоксид углерода — кислотный оксид, при его реакции с водой получается угольная кислота, которая подвергается протолизу, и среда становится кислотной:

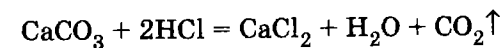


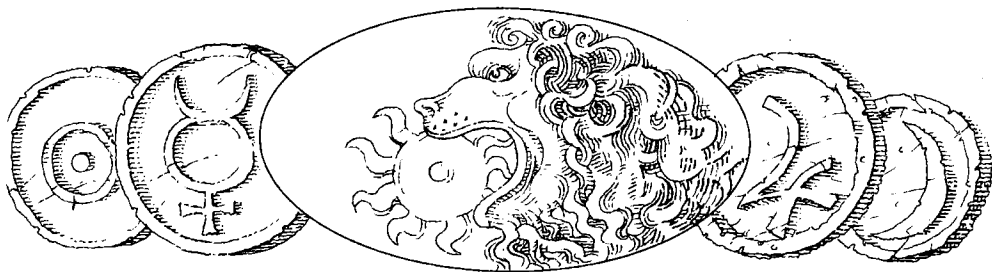
15.16. Волшебное яйцо

Как очистить куриное яйцо, не разбивая скорлупы? Если опустить его в разбавленную соляную или азотную кислоту, то скорлупа полностью растворится и останутся белок и желток, окруженные тонкой пленкой.

Этот опыт можно продемонстрировать весьма эффектным способом. Надо взять колбу или стеклянную бутылку с широкой горловиной, налить в нее на $3/4$ объема разбавленную соляную или азотную кислоту, положить на горловину колбы сырое яйцо, а потом осторожно подогреть содержимое колбы. Когда кислота начнет испаряться, будет происходить растворение скорлупы и через недолгое время яйцо в эластичной пленке проскользнет внутрь сосуда с кислотой (хотя яйцо больше в сечении, чем горловина колбы). Получится экспонат, вполне достойный нашего музея химических редкостей.

Химическое растворение скорлупы яйца, главным компонентом которой является карбонат кальция, отвечает уравнению реакции:





Глава 16

ФОКУСЫ С МЕТАЛЛАМИ

Алюминиевая ложка, чайник из нержавеющей стали, железные гвозди... Предметы из разных металлов привычны и ничем, кажется, не примечательны.

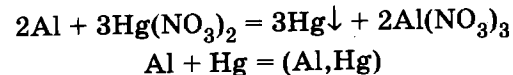
Но если взглянуть повнимательнее, то и здесь обнаружатся неожиданные явления и даже настоящие чудеса. И чаще всего эти чудеса связаны с окислительно-восстановительными реакциями, т. е. с перемещением электронов. Это почти то же самое, что мы привыкли называть «электрическим током».

16.1*. Ложка исчезает, или Три опыта с алюминием

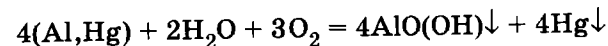
Иногда странным химическим превращениям подвергаются самые обыденные предметы и вещества, казалось бы, досконально нам известными. Кто не знает, что алюминиевая посуда служит целыми десятилетиями? Но иногда с нею происходят удивительные вещи: она исчезает буквально на глазах.

Возьмем алюминиевую ложку и тщательно очистим ее мелкозернистой наждачной бумагой, а потом обезжирим, опустив на 5—10 минут в ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$. После этого окунем ложку на несколько секунд в раствор нитрата ртути(II), содержащий в 100 мл воды 3,3 г $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Как только поверхность алюминия в растворе $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ станет серой, ложку надо вынуть, обмыть кипяченой водой и высушить, промокая, но не вытирая фильтровальной или туалетной бумагой. На ваших глазах начнутся чудеса: металлическая ложка постепенно будет превращаться в белые пушистые хлопья, и вскоре от нее останется только невзрачная сероватая кучка «пепла» (рис. 32).

Что же произошло? Алюминий — активный в химическом отношении металл. Обычно он защищен от атмосферного кислорода и влаги тонкой пленкой на его поверхности, содержащей оксидный и молекулярный кислород в сложном химическом сочетании; это не просто оксид алюминия Al_2O_3 , как это представляли себе раньше. Обработывая алюминий солью ртути, мы разрушаем защитную пленку. Вот как это происходит: находясь в растворе нитрата ртути(II), алюминий вытесняет (восстанавливает) из соли металлическую ртуть:

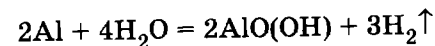


На очищенной поверхности ложки появляется тонкий слой амальгамы алюминия (сплава алюминия и ртути). Амальгама не защищает поверхность металла, и он превращается в пушистые хлопья метагидроксида алюминия:

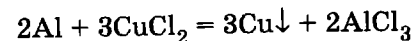


Израсходованный в этой реакции алюминий пополняется новыми порциями растворенного в ртути металла, а выделившаяся ртуть снова «пожирает» алюминий. И вот вместо блестящей ложки на бумаге остаются $\text{AlO}(\text{OH})$ и мельчайшие капельки ртути, потерявшиеся в белых хлопьях метагидроксида алюминия.

Если после раствора нитрата ртути(II) алюминиевую ложку сразу же погрузить в дистиллированную воду, то на поверхности металла появятся пузырьки газа и чешуйки белого вещества. Это водород и метагидроксид алюминия:



Подобным же образом ведет себя алюминий в водном растворе хлорида меди(II) CuCl_2 . Попробуйте опустить в этот раствор обезжиренную алюминиевую пластинку. Вы увидите образование коричневых хлопьев меди и выделение пузырьков газа. Выделение меди вполне объяснимо: более активный в химическом отношении металл алюминий восстанавливает медь из ее солей:



А как объяснить выделение газа? Оказывается, в этом случае тоже разрушается защитная пленка на поверхности алюминия.

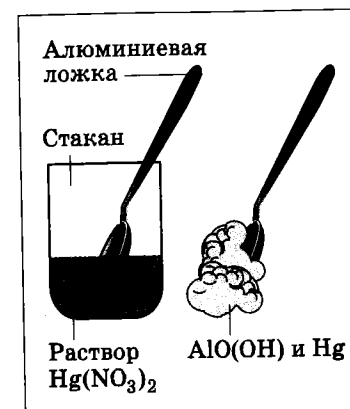


Рис. 32. Опыт с алюминиевой ложкой

АМАЛЬГАМА. На старинных гравюрах ртуть нередко изображали в виде белого льва, пожирающего символ золота — Солнце. Но ртуть может «проглотить» не только золото, но и большинство других металлов. Растворы металлов в ртути, жидкие или твердые, называют амальгамами. Это слово пришло к нам от арабских алхимиков, а происходит оно от греческого «малагма» — мягкая подкладка. Впервые слово «амальгама» появилось в сочинениях римского врача Диоскорида Педания в I в. н. э.

При нагревании амальгам ртуть обычно испаряется, а растворенный металл выделяется в прежнем своем виде. Но смеси ртути и других металлов — это не просто растворы или механические смеси. Часто амальгамы содержат устойчивые химические соединения определенного состава — меркуриды. Например, известен димеркурид калия K_2Hg_2 с температурой плавления 269°C .

Ртуть может растворить довольно много другого металла: например, индия In в амальгаме может содержаться до 70%. Другие металлы, особенно те, которые плохо смачиваются ртутью, в ней малорастворимы. Так, максимальное содержание кобальта Co или железа Fe в амальгаме — менее миллионной доли процента. Смесь ртути с таллием (8,5% Tl) — самая легкоплавкая: она твердеет лишь при -59°C .

16.2. Кислота-защитница

Неожиданной защитницей алюминия оказывается концентрированная азотная кислота. Чтобы в этом убедиться, очищенную и обезжиренную алюминиевую проволоку опускают в пробирку, наполненную на треть высоты концентрированной азотной кислотой HNO_3 , а через 5 минут вынимают и ополаскивают водой. Теперь погружают проволоку в другую пробирку с разбавленной (1:1) соляной кислотой HCl . Та часть проволоки, которая побывала в концентрированной азотной кислоте, останется без изменений, а на поверхности остальной (верхней) части проволоки начнется энергичное выделение газа (рис. 33).

Протекает химическая реакция: алюминий взаимодействует с соляной кислотой с выделением водорода и образованием хлорида алюминия AlCl_3 , хорошо растворимого в воде:

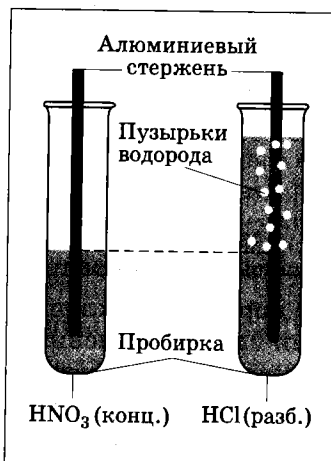
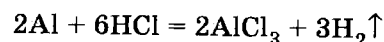


Рис. 33. Пассивация алюминия

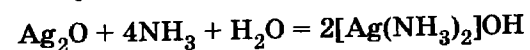
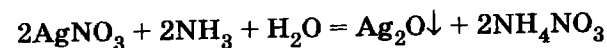
Концентрированная азотная кислота пассивирует алюминий, вызывая появление на активных участках его поверхности тончайшей защитной пленки. Она в дальнейшем защищает поверхность металла от опасных контактов с агрессивным раствором HCl .

16.3. Зеркальная колба

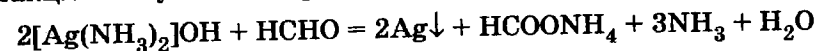
Зеркала появились задолго до нашей эры. Сначала ими служили отполированные до блеска металлические пластинки из золота, серебра, меди и бронзы — сплава меди с оловом. Согласно летописям, с помощью бронзовых зеркал Архимед в 212 г. до н. э. сжег римские корабли в сражении при Сиракузах. Изготовлению зеркал современного типа (на стекле) положил начало в 1858 г. немецкий химик Юстус фон Либих.

Либих поступал следующим образом. Обезжирив внутреннюю поверхность колбы раствором соды — карбоната натрия Na_2CO_3 , он промывал ее водой, этиловым спиртом $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и диэтиловым эфиром $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$. После этого Либих наливал в колбу несколько миллилитров 10%-ного водного раствора формальдегида HCHO . Добавив к смеси раствор аммиачного комплекса серебра состава $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, он осторожно нагревал колбу, и через несколько минут она становилась зеркальной. Впоследствии вместо формалина Либих стал использовать для получения серебряного зеркала 10%-ный раствор глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Попробуйте повторить опыт Либиха, только точно следуйте его описанию.

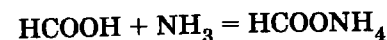
Чтобы приготовить раствор аммиачного комплекса серебра — гидроксид диамминсеребра(I) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$, к водному раствору 1 г нитрата серебра в 100 мл воды по каплям добавляют 25%-ный водный раствор аммиака, пока выпавший вначале осадок оксида серебра Ag_2O не перейдет в раствор в виде комплексной соли. При этом происходят реакции:



Реакцию получения «серебряного зеркала» описывает уравнение:



Комплексный катион $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ восстанавливается до металла Ag , а формальдегид окисляется до муравьиной кислоты HCOOH , которая в присутствии избытка аммиака превращается в соль — формиат аммония HCOONH_4 :



Реакции, вызывающие образование зеркала, стали позднее использовать для качественного обнаружения в растворе альдегидов и глюкозы, а сам раствор комплексного соединения серебра получил название реактива Толленса по имени немецкого химика Бернгарда Толленса, предложившего в 1881 г. использовать это соединение в аналитической химии.

16.4*. Пожар под водой

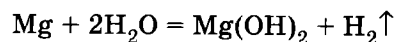
В 1808 г. английский химик Гемфри Дэви первым получил металлический магний. В то время о свойствах этого металла не было известно ничего. Когда кусочки полученного магния случайно загорелись, Дэви стал тушить их водой. Последовала вспышка, опалившая ему лицо.

Сделаем этот опыт безопасным. Поставим перед собой прозрачный экран из оргстекла и наденем защитные темные очки (магний горит ослепительно белым пламенем). За экраном поместим стакан с водой. Зажжем в металлической ложечке немного (не более 2—3 г) порошка магния и быстро опустим ложечку с горящим магнием в воду. Естественно, ложечка должна быть с длинной ручкой.

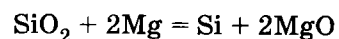
Как только горящий магний коснется воды, она забурлит. Водород, выбрасываемый водой, может вспыхнуть и гореть над ее поверхностью. Магний в воде будет гореть еще более ярким пламенем, чем на воздухе, а вода вокруг него начнет мутнеть (рис. 34).

Этот опыт можно осуществить и по-другому. Подожжем в фарфоровой чашке 2—3 г порошка магния и затем с помощью длинной пипетки вольем в чашку 5—10 мл воды. Сразу произойдет ослепительная вспышка.

Магний химически очень активен. Горящий магний разлагает воду, превращаясь в $Mg(OH)_2$; выделяющийся водород воспламеняется:



Горящий магний нельзя потушить ни водой, ни песком. Ведь песок — это диоксид кремния SiO_2 , который, как и вода, будет взаимодействовать с горящим магнием с образованием оксида магния и аморфного кремния Si:



Только асбестовые маты и асбестовые одеяла, помещенные на горящий магний, способны потушить пламя.



Рис. 34. Горение магния под водой

Асбест — это природный минерал сложного химического состава, название которого в переводе с греческого буквально означает «негорючий камень». У асбеста еще и другое асбестовое название — «стеклянный камень». Все виды асбеста легко расщепляются на тончайшие эластичные и прочные волокна, действительно напоминающие лен. Эти волокна и составляют асбест. Они начинают разрушаться при нагревании выше 500—700 °С и плавятся только при 1500 °С.

На рубеже нашего тысячелетия мастера Древнего Рима и Греции уже умели делать из волокон асбеста пряжу и использовать ее в качестве материала для вязаных фитилей светильников.

По преданию, уральские мастера соткали из длинноволокнистого асбеста скатерть удивительной красоты. Во время визита Петра I на Урал Елизавета Демидова, племянница рудников и уральских металлургических заводчиков, нарочно залила эту скатерть вином и жирной подливой, а затем сказала хозяину, что «стирает ее огнем». Когда слуги убрали посуду, на скатерти остались со стола и жирные и винные пятна. Демидов выхватил скатерть из огня, вытряснул ее и снова накрыл стол, вызвав изумление царя.

Асбесту свойственна не только высокая термостойкость, но и способность противостоять воздействию водных растворов щелочей и органических растворителей. В кислотах же асбест быстро разрушается.

16.5. Шаровая молния в растворе

В 1868 г. французский химик Гастон Планте проводил электролиз водного раствора хлорида натрия и увидел на поверхности жидкости у одного из электродов светящийся и вращающийся шарик. Шарик шипел и потрескивал, как сало на сковородке. Планте посчитал, что этот шарик представляет собой маленькую шаровую молнию.

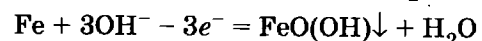
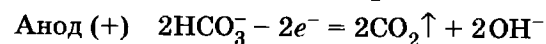
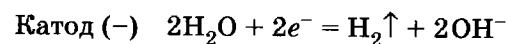
Опыт Планте нетрудно повторить на занятиях химического кружка. Предварительно собирают небольшую установку. К электрической сети подключают автотрансформатор, а к нему — выпрямитель, позволяющий получить постоянный ток силой 10 А. Получится электролизер, роль которого будет играть химический стакан с электродами и раствором электролита. Для контроля напряжения и силы тока подключают амперметр и вольтметр. Установку размещают в вытяжном шкафу, причем экспериментатор должен надеть резиновые перчатки и защитные очки. Опыт проводят следующим образом.

В химический стакан на половину его емкости заливают дистиллированную воду и высыпают туда чайную ложку гидрокарбоната натрия

NaHCO_3 (питьевой соды), а затем погружают в раствор на расстоянии около 1 см друг от друга два железных электрода (это могут быть толстые гвозди, железные или стальные пластинки). Электрод, соединенный с положительным полюсом выпрямителя (анод), погружают почти до дна стакана, а второй электрод (катод) — на глубину 2—3 мм от поверхности раствора.

Включают ток и начинают плавно повышать напряжение на электродах. Через некоторое время, когда амперметр покажет 3 А, раствор у электродов начнет пузыриться и над поверхностью его возникнет паровая дымка. Если напряжение поднять до 110 В, то у катода появляются искры. Раствор становится темно-бурым, а во все стороны начинают лететь брызги. У катода, едва касающегося поверхности раствора, образуется устойчивое «пламя» овальной формы, слышится шипение, резкие хлопки. При напряжении 220 В пламя становится ярко-белым в центре и желтым по краям. Внешне оно будет напоминать шаровую молнию. Этот бело-желтый шарик — не что иное, как низкотемпературная плазма!

Рассмотрим химическую сторону наблюдаемого явления. У электродов протекают следующие реакции:



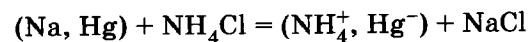
Образующийся метагидроксид железа FeO(OH) вызывает появление темно-бурой окраски раствора. Желтый цвет края пламени — результат попадания в него брызг раствора с катионами натрия Na^+ , которые всегда делают бесцветное пламя желтым (это качественная реакция на натрий).

16.6*. Это тоже амальгама!

Известно, что образование амальгамы — свойство, присущее многим металлам. Однако на этот раз речь пойдет об амальгаме аммония!

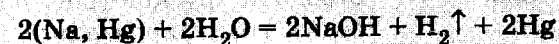
В стеклянный цилиндр, поставленный на большую фарфоровую тарелку, наливают до половины его высоты концентрированный водный раствор хлорида аммония NH_4Cl . К раствору добавляют 10—15 г жидкой амальгамы натрия (Na , Hg). Тотчас же начинается химическая реакция образования амальгамы аммония, очень неустойчивого вещества, быстро распадающегося на ртуть Hg , аммиак NH_3 и водород H_2 . Выделяющийся водород вспучивает амальгаму, и ноздреватая масса серого цвета

медленно выползает из цилиндра на тарелку. Это эффектное зрелище связано с двумя реакциями:



В первой реакции амальгама аммония образуется, а во второй — она распадается. Как было установлено, атом ртути в амальгаме натрия «отбирает» у атома натрия электрон (это означает, что образуется меркурид натрия). Да и катион аммония в амальгаме не расстается со своим положительным зарядом, видимо, это тоже химическое соединение — меркурид аммония.

АМАЛЬГАМА НАТРИЯ — жидкое или твердое вещество серого цвета, сохраняющая почти все химические свойства металлического натрия. Она, как и натрий, взаимодействует с водой с выделением водорода и образованием NaOH :



Амальгаму натрия получают под тягой (ртуть легколетуча и ядовита), надев защитные очки и резиновые перчатки. А сам синтез ведут следующим образом. В фарфоровую ступку наливают 5 мл ртути, не содержащей влаги. Вынимают из склянки с керосином, где хранился натрий, кусок этого металла и, придерживая его пинцетом, промокают фильтровальной бумагой, чтобы удалить керосин, а затем скальпелем отрезают кусочки размером с горошину. Кусочек натрия пинцетом помещают в ступку и придавливают пестиком, на который надет защитный прозрачный полиэтиленовый кружок диаметром более диаметра ступки. Придавленный пестиком кусочек натрия растирают по дну ступки, не поднимая пестик. Растворение натрия в ртути сопровождается вспышками. Затем таким же образом растирают второй, третий и остальные кусочки натрия.

Если вы добавите в ртуть 0,5 г натрия, то при охлаждении амальгама натрия затвердеет и ее можно будет резать на куски. Эти куски хранят в склянке с припаянной крышечкой. Если же нужна жидкая амальгама натрия, то достаточно к кусочку твердой амальгамы добавить несколько капель ртути и растереть смесь в ступке. Все операции с амальгамой ртути надо вести исключительно в вытяжном шкафу: ртуть ядовита!

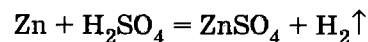
16.7. Огниво Дёберейнера

Немецкий химик Иоганн Дёберейнер в 1823 г. занимался изучением химии платины. Он получил губчатую, очень пористую платину в виде



Рис. 35. Опыт Дёберейнера

капель водного раствора сульфата меди(II) CuSO_4 , позволяющего ускорить выделение водорода по реакции:



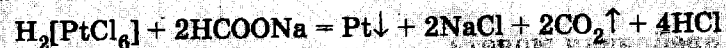
После этого к оттянутому концу газоотводной трубки поднесем пинцетом кусочек платинированного асбеста (он более удобен в обращении, чем платиновая чернь). Одна-две минуты — и платинированный асбест раскаляется, поджигая водород, который горит бесцветным пламенем со слабым голубоватым оттенком. Платинированный асбест служит катализатором окисления водорода.

ПЛАТИНИРОВАННЫЙ АСБЕСТ — это волокна асбеста, содержащие частицы мелкоизмельченной платины. Для получения платинированного асбеста в стеклянный сосуд наливают 5%-ный водный раствор формиата натрия Na_2HCO_3 , добавляют 25 г волокончатого асбеста, предварительно промытого хлороводородной кислотой HCl , высушенного при 120°C и измельченного стеклянной палочкой. Затем медленно порциями приливают 6—8 мл раствора гексахлороплатината(IV) водорода $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$, содержащего 0,2—0,3 г этого соединения платины. В кристаллическом состоянии это оранжево-желтые кристаллы с переменным количеством кристаллизационной воды (от 4 до 6 молей на 1 моль комплекса).

черной массы мельчайших крупинок («платиновую чернь»). Во время одного из опытов «чернь» в фарфоровой чашке случайно оказалась около прибора для получения водорода. Струя водорода попала на «чернь», он вспыхнул и загорелся. Дёберейнер сразу оценил значение своего открытия. Спичек в то время не было; чтобы зажечь огонь, прибегали к помощи кресала и трута. Дёберейнер сконструировал прибор для зажигания водорода, получивший название «огниво Дёберейнера» или «настольная химическая зажигалка».

Попробуем воспроизвести опыт Дёберейнера. В пробирку или коническую колбу с резиновой пробкой и стеклянной газоотводной трубкой (рис. 35) поместим кусочки гранулированного цинка Zn , прильем до 1/3 объема разбавленную (1:2) серную кислоту и добавим несколько ка-

Полученную суспензию нагревают до кипения и приливают к ней горячий водный раствор формиата натрия HCOONa . После этого смесь должна кипеть еще некоторое время — вплоть до полного восстановления платины Pt , которая в виде мельчайших черных частиц оседает на волокнах асбеста:



Полноту восстановления проверяют, периодически отбирая по 0,5 мл прозрачной жидкости и добавляя к ней 2—3 капли подкисленного раствора хлорида олова(II) SnCl_2 . Если проба не помутнеет из-за выделения платины по реакции:



то восстановление закончено. В противном случае к кипящему раствору добавляют дополнительные порции раствора формиата натрия.

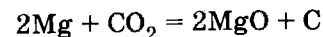
Осадок платинированного асбеста отделяют от раствора фильтрованием и тщательно промывают горячей водой до полного отсутствия анионов Cl^- (это можно установить пробой с раствором AgNO_3). Промытый платинированный асбест нагревают при 120°C в течение 12 часов, расщепляют пинцетом на комочки и хранят в стеклянной банке с шлифованной пробкой.

16.8. Неугасимый магний

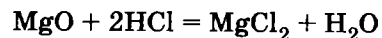
Когда при случайном возгорании магниевой ленты или стружек этого металла их пытаются затушить «углекислотным» огнетушителем (т. е. струей газообразного диоксида углерода CO_2), то ничего хорошего из этого не получается. Удивительно, но этот металл продолжает пылать и в углекислом газе, который, как известно, не поддерживает горения.

Посмотрим, как это происходит. Стеклянный цилиндр емкостью 1 л напомним диоксидом углерода из аппарата Киппа или из баллона с углекислым газом. Газ обычно подводят по длинной трубке — так вот, пусть эта стеклянная трубка будет опущена до самого дна цилиндра. Зажжем лучинку и внесем ее в верхнюю часть цилиндра. Если она потухнет, цилиндр полон углекислого газа. И пусть CO_2 понемногу поступает в цилиндр во время опыта. Теперь, взяв щипцами магниевую ленту, очищенную наждачной бумагой, зажигаем ее и опускаем медленно в цилиндр. И что же?.. Магниевая лента продолжает гореть, а стенки цилиндра покрываются черно-белым налетом.

Магний принадлежит к числу сильных восстановителей. Он взаимодействует с CO_2 , выделяя из него углерод и присоединяя к себе кислород:



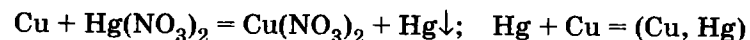
Налет на стенках цилиндра — это смесь белого оксида магния и черного угля. Если этот налет обработать разбавленной соляной кислотой, получится прозрачный раствор хлорида магния с плавающими в нем частичками угля:



16.9*. Серебряная монета

«Медную» (на самом деле — латунную) монету можно сделать «серебряной». Для этого ее надо сначала опустить с помощью пинцета в фарфоровую чашку с концентрированной азотной кислотой. Затем, ополоснув монету в чистой воде, следует перенести ее в другую чашку с раствором нитрата ртути(II). Через 1—2 минуты монету можно вынуть из раствора, промыть в воде и вытереть сухой тряпочкой: монета стала «серебряной». Но долго она такой не будет — уже через сутки ртуть испарится и монета примет прежний вид.

Процесс «серебрения» основан на образовании амальгамы меди, которая образуется после реакции меди с нитратом ртути(II):

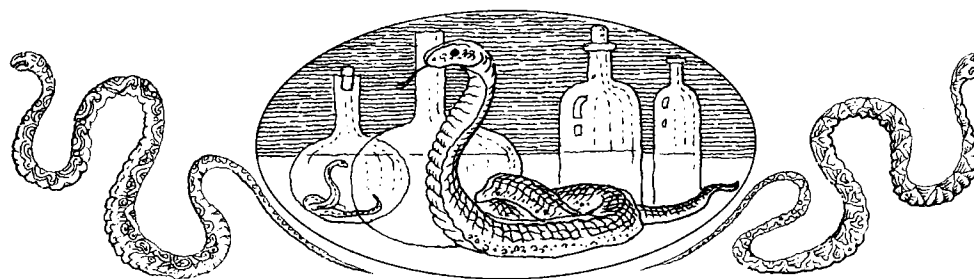


При выполнении опыта надо помнить, что соли ртути и ртуть ядовиты.

16.10. Растворимая ложка

Чайная ложка, изготовленная из легкоплавкого сплава Вуда (температура плавления 69 °C), при 80 °C полностью расплавится. Следовательно, в горячем чае такая ложка будет превращаться в бесформенный комоч металла. Чтобы «чудо» выглядело еще более эффектно, можно обклеить нижнюю часть стакана с чаем черной бумагой — тогда слиток металла не будет виден.

Состав сплава Вуда: 25% свинца, 12,5% олова, 12,5% кадмия, 50% висмута.



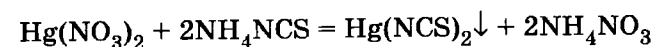
Глава 17

ХИМИЧЕСКИЙ «СЕРПЕНТАРИЙ»

В одном из библейских преданий говорится, как пророк Моисей, исчерпав все иные аргументы в споре с фараоном, совершил чудо. Он бросил свой жезл к ногам фараона, и жезл превратился в извивающуюся змею... Мгновение — и жезл снова в руках Моисея в своем обычном виде. Много лет прошло, много воды утекло, пока наконец химикам XIX в. удалось придумать нечто похожее на чудо, сотворенное Моисеем.

17.1*. Тиоцианатная «змея» Вёлера

Однажды осенью 1820 г. совсем еще молодой студент-медик Гейдельбергского университета в Германии Фридрих Вёлер, смешивая водные растворы тиоцианата аммония NH_4NCS и нитрата ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, обнаружил, что из раствора выпадает белый творожистый осадок неизвестного вещества. Вёлер отфильтровал раствор и высушил осадок, слепил из выделенного вещества «колбаску» и высушил ее, а потом любопытства ради поджег. «Колбаска» загорелась, и произошло чудо: из невзрачного белого комочка, извиваясь, выползала и росла длинная черно-желтая «змея» (рис. 36). Как выяснилось позже, Вёлер впервые получил тиоцианат ртути(II) $\text{Hg}(\text{NCS})_2$ по обменной реакции:



Тиоцианат ртути(II) после поджигания быстро разлагается с образованием черного сульфида ртути(II) HgS , желтого объемистого нитрида углерода состава C_3N_4 и дисульфида углерода CS_2 , который на воздухе

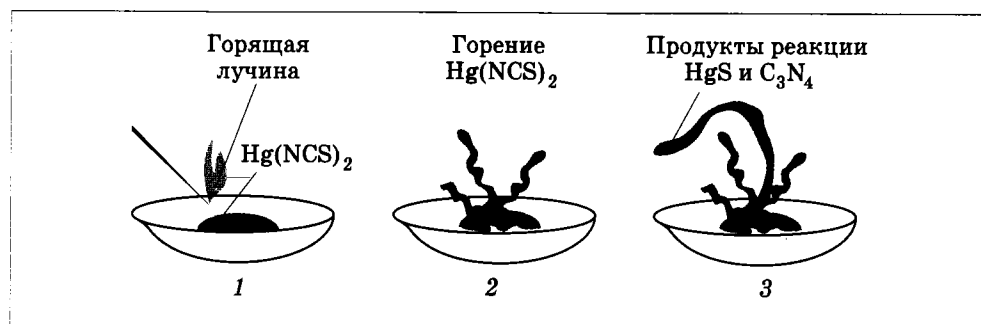
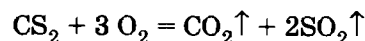


Рис. 36. «Змея» Вёлера

воспламеняется и сгорает, образуя диоксид углерода CO_2 и диоксид серы SO_2 :



Нитрид углерода вспучивается образующимися газами, при своем движении он захватывает черный сульфид ртути(II), и получается желто-черная пористая масса. Голубое пламя, из которого выползает «змея», — это пламя горящего дисульфида углерода CS_2 .

Из 1 г тиоцианата аммония и 2,5 г нитрата ртути(II) получается в умелых руках «змея» длиной в 20—30 см. Однако следует иметь в виду, что соли ртути ядовиты и работа с ними требует осторожности и внимания.

ТИОЦИАНАТЫ — соли неустойчивой в обычных условиях тиоциановой кислоты HNCS , существующей при низких температурах в виде бесцветной вязкой жидкости или белого твердого вещества. И сама тиоциановая кислота, и ее соли — соединения неустойчивые. Они присутствуют в слюне человека и в некоторых растениях, например в луке. Тиоцианаты — бесцветные кристаллические вещества, большинство из которых хорошо растворимо в воде. При нагревании все тиоцианаты разлагаются по сложным реакциям, зависящим от рода катиона.

17.2. «Змея» зеленая...

Чтобы осуществить этот опыт, смешивают и растирают в ступке 10 г дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 5 г нитрата калия KNO_3 и 10 г сахара (сахара).

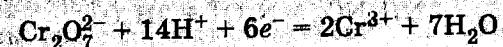
розы) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Полученную смесь увлажняют этанолом (этиловым спиртом) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ или коллодием, который можно купить в аптеке. Потом эту смесь спрессовывают в стеклянной трубочке диаметром 5—8 мм. Полученный столбик выталкивают из трубочки и поджигают с одного конца. Вспыхивает едва заметный огонек, из-под которого начинает выползать сначала черная, а потом зеленая «змея». Столбик смеси диаметром 4 мм горит со скоростью 2 мм/с. При горении он может удлиниться в 10 раз!

Реакция горения сахарозы $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в присутствии двух окислителей, нитрата калия и дихромата калия, довольно сложна. Продукты реакции — черные частицы сажи, зеленый оксид хрома(III) Cr_2O_3 , расплав карбоната калия K_2CO_3 , а также диоксид углерода CO_2 и нитрит калия KNO_2 . Газообразный диоксид углерода вспучивает смесь твердых продуктов и заставляет ее двигаться.

ХРОМАТЫ И ДИХРОМАТЫ. Хроматы — соли не существующей в свободном состоянии хромовой кислоты H_2CrO_4 , получаемой лишь в виде водных растворов с концентрацией не выше 75%. Растворы хроматов в воде имеют желтый цвет. При их подкислении, например добавлением небольшого количества разбавленной серной кислоты, ионы CrO_4^{2-} превращаются в дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, отщепляя воду:



Почти все соли-дихроматы хорошо растворимы в воде. Хроматы, как правило, малорастворимы. Дихроматы — сильные окислители. В кислой среде они превращаются в катионы Cr^{3+} :



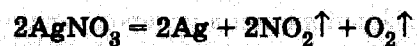
Раствор при этом из оранжевого становится зеленым.

КОЛЛОДИЙ — это раствор нитроцеллючатки (нитроцеллюлозы) в смеси этанола и диэтилового эфира в соотношении 1:10. Это бесцветная, прозрачная жидкость, которая легко воспламеняется даже от искры. Когда коллодий намазывают на кожу тонким слоем, то после высыхания он дает прочно прилипающую пленку, нерастворимую в воде и похожую на лак. При добавлении к коллодию скипидара или касторового масла пленка делается эластичной.

НИТРАТЫ — соли азотной кислоты HNO_3 . Это бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. При нагревании они ведут себя по-разному, в зависимости от катиона входящего в их состав металла. Так, нитраты щелочных металлов плавятся с разложением, выделяя кислород и превращаясь в нитриты. Например, нитрат калия переходит в нитрит калия:



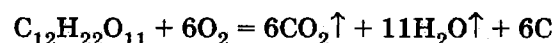
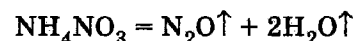
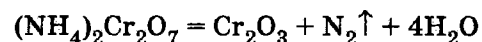
Нитраты металлов, находящихся в ряду напряжений от магния до меди, превращаются в оксиды металлов с выделением диоксида азота и кислорода; нитраты благородных металлов термически разлагаются, выделяя металл:



Все нитраты в той или иной степени опасны, но особое место среди них занимает нитрат аммония NH_4NO_3 : он является взрывчатым веществом.

17.3. Сладкая зеленая «змейка»

Другой способ изготовления смеси для дихроматной «змеи» включает смешивание порошков 1 г дихромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 2 г нитрата аммония NH_4NO_3 и 1 г сахарной пудры. Эту смесь смачивают водой, лепят из нее палочку и сушат на воздухе. Если палочку поджечь, из нее в разные стороны поползут черно-зеленые «змеи». При этом происходят следующие реакции:

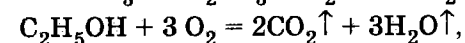
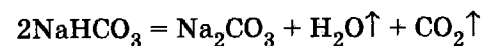


При разложении дихромата аммония образуются азот N_2 , водяной пар и зеленый оксид хрома(III) Cr_2O_3 . Реакция протекает с выделением теплоты. В реакции термического разложения нитрата аммония выделяется бесцветный газ — оксид диазота N_2O , который уже при слабом нагревании разлагается на кислород O_2 и азот N_2 . А горение сахара дает еще один газ — диоксид углерода CO_2 , вдобавок происходит обугливание — выделение углерода. Много газов плюс твердые продукты окисления — вот причина «змеиного» поведения горящей смеси.

17.4. Содовая «гадюка»

Это очень простой и изящный опыт. Чтобы его осуществить, в столовую тарелку насыпают 3—4 чайные ложки сухого просеянного речного песка и делают из него горку с углублением в вершине. Затем готовят реакцию смесь, состоящую из 1 чайной ложки сахарной пудры и 1/4 чайной ложки гидрокарбоната натрия. Пропитывают песок 96—98%-ным этанолом и засыпают в углубление горки приготовленную реакцию смесь, а после этого поджигают спирт. Через 3—4 минуты на поверхности смеси появляются черные шарики, а у основания горки — черная жидкость. Когда почти весь спирт сгорит, смесь чернеет и из песка медленно выползает извивающаяся толстая черная «гадюка». У основания она окружена «воротником» догорающего спирта.

Диоксид углерода CO_2 , выделяющийся при разложении гидрокарбоната натрия и горении этилового спирта в соответствии с реакциями:

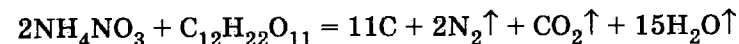


вспучивает горящую массу, заставляя ее ползти, как змея. Чем дольше горит спирт, тем длиннее получается «змея», состоящая из карбоната натрия, смешанного с мельчайшими частичками угля, который образуется при окислении сахара.

17.5. Селитряная «змея»

Вот какую «змею» можно наблюдать, если для опыта с поджиганием сахара и спирта использовать нитрат аммония. В этом случае реакция смесь должна состоять из 1/2 чайной ложки нитрата аммония и 1/2 чайной ложки сахарного песка, тщательно перетертых в ступке. Эту смесь засыпают в углубление пропитанной этиловым спиртом песочной горки, а потом зажигают спирт. После того как он почти весь выгорит, с вершины горки начинает сползать «гадюка».

Ее появление на свет вызвано реакцией нитрата аммония с сахаром:



Приводят в движение «гадюку» опять-таки образующиеся газы: азот N_2 , диоксид углерода CO_2 и пары воды.

17.6. Черный «удав» из стакана

Этот опыт представляет собой захватывающее зрелище. Сахарную пудру в количестве 75 г помещают в высокий стеклянный стакан, смачивают ее 5—7 мл воды и перемешивают длинной стеклянной палоч-

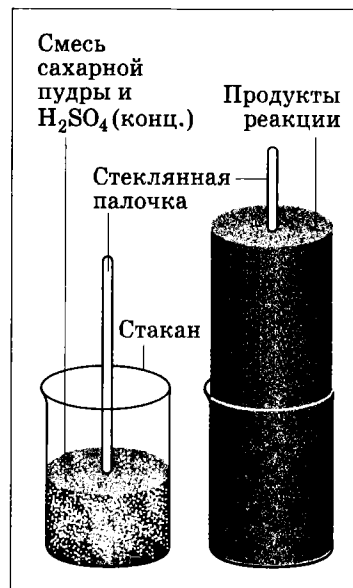
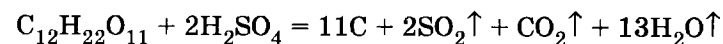


Рис. 37. Сахарный «удав»

кой. Потом к влажному сахару приливают по этой палочке 30—40 мл концентрированной серной кислоты H_2SO_4 . (О с т о р о ж н о! Серная кислота — едкое и опасное вещество!) Затем быстро перемешивают стеклянной палочкой, которую оставляют в стакане, заполненном смесью. Через одну-две минуты содержимое стакана начинает чернеть, вспучиваться и в виде объемистой, рыхлой и ноздреватой массы подниматься, увлекая вверх стеклянную палочку. Смесью в стакане сильно разогревается и даже немного дымится. Она медленно выползает из стакана (рис. 37).

Серная кислота окисляет сахарозу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ и превращается в диоксид серы SO_2 . Одновременно получается диоксид углерода CO_2 . Эти газы вспучивают образующийся уголь и выталкивают его из стакана вместе с палочкой. Уравнение, передающее эти химические превращения, таково:



Диоксиды углерода и серы вместе с парами воды увеличивают объем реакционной массы и заставляют ее перемещаться.

17.7. Уротропиновый «дракон»

Купите таблетки уротропина (в аптеке) или «твердого спирта» — сухого горючего (в хозяйственном магазине). Сухое горючее бывает разных типов, поэтому не мешает проверить, содержит ли оно уротропин. Для этого надо отломить несколько кусочков сухого горючего, положить их в пробирку и немного нагреть. Если в нем есть уротропин, то вы почувствуете запах аммиака.

Одну таблетку «твердого спирта» или аптечного уротропина — гексаметиленetetрамина $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ положите на блюдце и 3—4 раза пропитайте концентрированным водным раствором нитрата аммония NH_4NO_3 , капая его из пипетки, а потом высушивая. Каждый раз надо наносить 5—10 капель (0,5 мл раствора).

Самое утомительное — высушивание таблеток: при комнатной температуре на воздухе оно продолжается слишком долго. Можно поставить блюдце на кипящий чайник, избегая попадания водяного пара на

таблетку. К сожалению, более высокой температуры уротропин не выдерживает и разлагается. Разумеется, нельзя сушить таблетки и на открытом огне: они могут загореться. Пропитанную и высушенную таблетку на блюдце следует поджечь с одной стороны. И тут начнутся чудеса: появятся черные шарики кипящей жидкости, которые сливаются вместе и образуют подобие вырастающего «хвоста». Он изгибается, а за ним вырастает толстое тело «дракона».

Разложение уротропина $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ в смеси с нитратом аммония NH_4NO_3 приводит к образованию пористой массы, состоящей из углерода, и большого количества газов — диоксида углерода CO_2 , азота N_2 и воды. И химически чистый уротропин, и нитрат аммония разлагаются, не образуя твердых продуктов. Однако в сухое горючее на стадии формирования таблеток добавляют связующие вещества — парафин и тальк. Вот почему появляется «тело дракона». А выделяющиеся газы вспучивают и двигают его.

УРОТРОПИН или гексаметилентетрамин $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$ (гексамин), получен в 1860 г. французским химиком Александром Вюртембергом, изучая взаимодействие формальдегида HCHO с водным раствором аммиака NH_3 . В результате реакции образуются беловатые кристаллы $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4$.

АКТИВНО ГОРЮЧЕ $(\text{CH}_2)_6\text{N}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{H}_2\text{O}$

Молекула уротропина имеет сложное строение:

Уротропин — бесцветное, слегка гигроскопичное кристаллическое вещество сладковатого вкуса, хорошо растворимое в воде. При поджигании уротропина горит желто-голубым пламенем. Все продукты его горения газообразные — азот N_2 , диоксид углерода CO_2 , водяной пар, поэтому зола от него не остается:

$$(\text{CH}_2)_6\text{N}_4 + 10\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2\uparrow + 2\text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}\uparrow$$

И сам уротропин, и его соединения с кальцием (кальдекс) можно сжигать любым способом.

17.8*. Нитратный «червяк»

Для выполнения этого опыта делают из жести трубочку диаметром 15—20 мм и длиной 6—7 см. С одной стороны ее закрывают тампоном из стеклянной ваты или увлажненного асбеста. Потом почти всю трубочку закапывают закрытым концом вниз в слой песка, помещенного в широкую железную банку.

В верхнюю часть закопанной трубочки насыпают смесь, состоящую из тонко растертых в ступке 5 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ и 14 г нитрата аммония NH_4NO_3 , так, чтобы сверху трубочки остался свободный объем, соответствующий примерно 1 см ее высоты. В эту часть объема трубочки помещают «запал» — 0,25—0,26 г измельченных кристаллов перманганата калия $KMnO_4$. Из них делают небольшую горку с углублением по середине. В это углубление вводят пипеткой или шприцем несколько капель глицерина $C_3H_5(OH)_3$, не содержащего примеси воды.

Теперь будьте осторожны: через 15—20 секунд запал воспламенится и зажжет смесь, находящуюся в трубочке! Как только будет добавлен глицерин, отойдите от банки на три-четыре метра. Из трубочки повалит черный дым, а вместе с ним выползет черный дымящийся «червяк» причудливой формы.

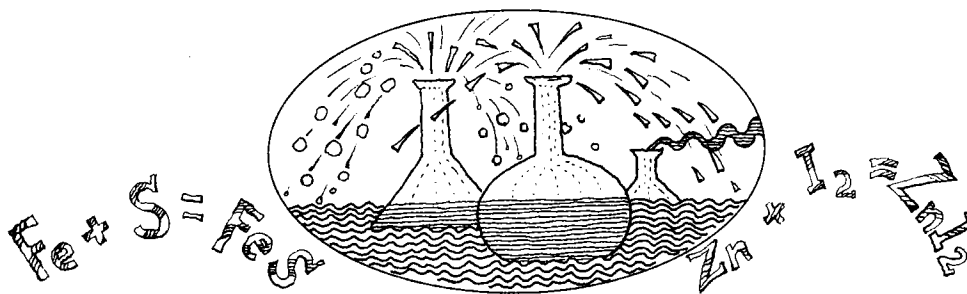
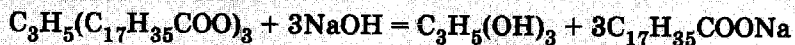
Объясним это химическое явление. Запал самовоспламеняется из-за окислительно-восстановительной реакции между $KMnO_4$ (окислителем) и глицерином (восстановителем). Продуктами реакции являются оксид марганца(IV) MnO_2 , диоксид углерода CO_2 , карбонат калия K_2CO_3 и вода.

ГЛИЦЕРИН (от греческого слова «гликис» — сладкий) — сиропообразная жидкость сладкого вкуса, без цвета и запаха. Он имеет формулу $C_3H_5(OH)_3$ и принадлежит к числу трехатомных спиртов: три атома углерода связаны с тремя гидроксильными фрагментами OH.

Глицерин смешивается с водой и этиловым спиртом в любых соотношениях и может поглотить из воздуха воду в количестве, соответствующем 40% его собственной массы. Безводный глицерин кипит при +290 °C с разложением.

Этот трехатомный спирт был открыт в 1779 г. Карлом Шееле в продуктах разложения оливкового масла. Французский химик Мишель Шеврель в 1817 г. установил, что глицерин образуется при получении из жиров мыла. Состав глицерина определил в 1836 г. другой французский химик Теофиль Пелуэ.

Природные жиры под действием щелочей омыляются — распадаются на глицерин и жирные кислоты (например, пальмитиновую $C_{15}H_{31}COOH$, стеариновую $C_{17}H_{35}COOH$ или олеиновую $C_{17}H_{33}COOH$). Примером такого процесса служит реакция:



Глава 18

НАСТОЛЬНЫЕ ВУЛКАНЫ

В древнегреческой мифологии хромоногий бог-кузнец Гефест был оружейником богов, покровителем ремесел. В одной из легенд Древней Греции говорилось: «И ударил по своей наковальне гигантским молотом черный от копоти и пыли бог Гефест, и проснулись вулканы на Земле...» По имени Вулкана, бога огня древних римлян, названы огнедышащие горы — вулканы, внезапно просыпающиеся и уничтожающие окрест все живое во время страшных извержений.

Свои домашние вулканы придумали и химики. Самый известный «вулканический» опыт первым проделал немецкий химик Рудольф Бёттгер, который прославился как изобретатель спичек и пироксилина.

18.1. Вулкан Бёттгера

В 1843 г. Рудольф Бёттгер получил дихромат аммония $(NH_4)_2Cr_2O_7$ — оранжево-красное кристаллическое вещество. Он решил испытать это вещество на способность взрываться от удара и воспламеняться от горячей лучины. Удар молотом на чугунной плите всего лишь превратил кристаллы дихромата аммония в порошок. Затем, насыпав на тарелку горку кристаллов, Бёттгер поднес к ней горящую лучинку. Кристаллы не вспыхнули, но вокруг конца горячей лучинки что-то закипело, начали стремительно вылетать раскаленные частицы. Горка стала увеличиваться и скоро приняла внушительные размеры (рис. 38). Изменился и ее цвет: вместо оранжевого он стал зеленым.

Позднее было установлено, что дихромат аммония самопроизвольно разлагается не только от зажженной лучинки или спички, но и от нагретой стеклянной палочки. При этом выделяется газообразный азот N_2 ,

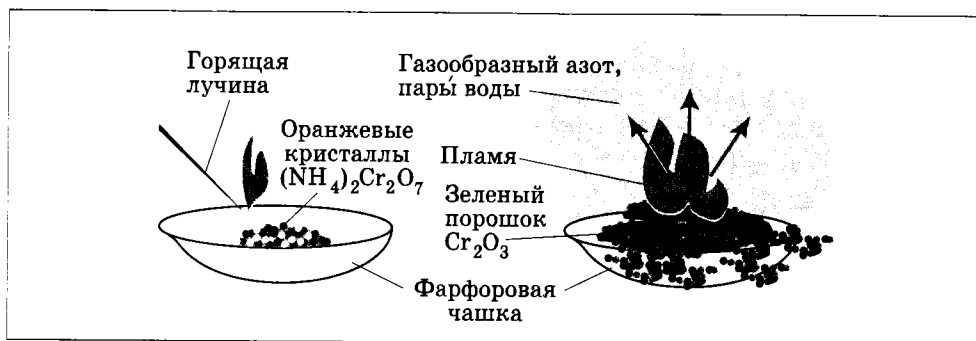
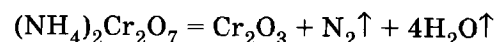


Рис. 38. Вулкан Бёттгера

пары воды, твердые частички раскаленного оксида хрома Cr_2O_3 и большое количество теплоты.

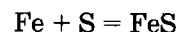
Идет внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция:



18.2. Железный вулкан Лемери

Французский химик, аптекарь и врач Никола Лемери в 1673 г. наблюдал нечто похожее на вулкан, когда, смешав в железной чашке 2 г железа Fe в виде опилок и 2 г порошкообразной серы S , дотронулся до смеси сильно нагретой стеклянной палочкой. Буквально через несколько секунд из смеси начали вылетать частицы черного цвета, а сама она, сильно увеличившись в объеме, так разогрелась, что начала светиться.

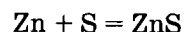
Вулкан Лемери — результат взаимодействия железа и серы:



Эта реакция сопровождается значительным выделением энергии в форме теплоты.

18.3. Цинковый вариант

Шведский химик Георг Брандт исследовал свойства цинка и выполнил опыт, похожий на реакцию Лемери (см. 18.2). Он смешал тонко измельченную серу (1 г) и цинк (2 г), а потом прикоснулся к смеси раскаленным железным шпателем. Появились пламя и густой белый дым, содержащий мельчайшие частицы сульфида цинка ZnS :

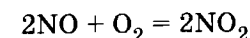
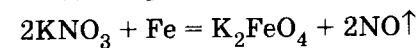


18.4. Ферратный вулкан

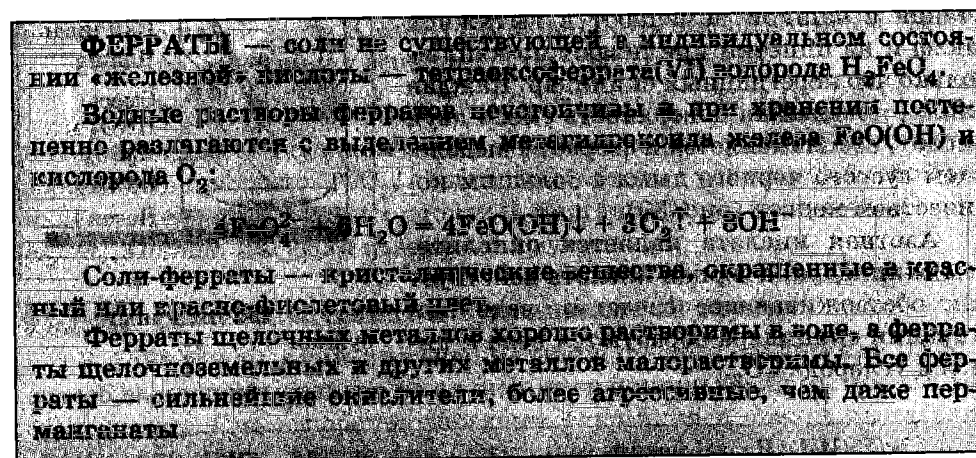
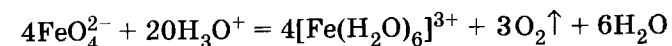
Чтобы показать эффектный опыт — извержение ферратного вулкана, смешивают 1 г железного порошка или железной пудры с 2 г сухого нитрата калия KNO_3 , предварительно растертого в ступке. Смесь помещают в углубление горки, сделанной из 4—5 столовых ложек сухого просеянного речного песка, смачивают этиловым спиртом или одеколоном и поджигают.

Начинается бурная реакция с выделением искр, буроватым дымом и сильным разогревом — почти полная картина вулканической деятельности!

При взаимодействии нитрата калия с железом образуется феррат(VI) калия K_2FeO_4 и газообразный монооксид азота NO , который окисляется на воздухе и дает красно-бурый газ — диоксид азота NO_2 :



Если твердый остаток после окончания реакции поместить в стакан с холодной кипяченой водой, получится красно-фиолетовый раствор феррата(VI) калия K_2FeO_4 . При подкислении этого раствора происходит выделение кислорода O_2 :

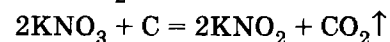


18.5. Угольный вулкан

В фарфоровой чашке расплавляют 2—3 г нитрата калия KNO_3 и в расплав бросают кусочек древесного угля.

Происходит «извержение вулкана»: уголь начинает ярко гореть, подпрыгивая над расплавом, и может даже вылететь из чашки. Поэтому перед опытом нужно надеть защитные очки, а после начала горения надо отойти от чашки подальше, на расстояние полтора-два метра.

Реакция заканчивается образованием нитрита калия KNO_2 и выделением диоксида углерода CO_2 :



Этот «вулканический» опыт будет выглядеть особенно эффектно, если показывать его в сумерках или ночью на открытом воздухе. Показывая этот и другие подобные опыты, позаботьтесь о безопасности зрителей, усадив их подальше. Помните: нельзя наклоняться над вулканом и прикасаться к нему, пока процесс не закончится и все вещества не остынут!

18.6. Дымящий вулкан

На дно высокого химического стакана насыпают слой песка толщиной 3—4 см и ставят фарфоровую чашку, в которую из пипетки наливают по 10 мл концентрированной азотной кислоты HNO_3 (плотностью 1,50 г/мл) и концентрированной серной кислоты H_2SO_4 (плотностью 1,84 г/мл). Стакан с чашкой помещают в вытяжной шкаф и из пипетки приливают по каплям только что перегнанный скипидар. Каждая капля, попадая на поверхность смеси двух кислот, воспламеняется и сгорает с выделением густого черного дыма с большим количеством копоти (рис. 39).

Азотная кислота является окислителем скипидара, а серная кислота действует как обезвоживающее средство, ведь при сгорании скипидара образуются вода и диоксид углерода CO_2 .

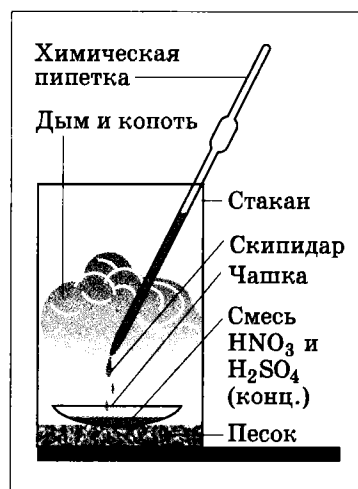


Рис. 39. Скипидарный вулкан

СКИПИДАР — бесцветная или желтоватая жидкость, смесь сложных углеводородов, кипящая при 155—165 °С. Несмотря на высокую температуру кипения, скипидар летуч даже при комнатной температуре. Он легко окисляется кислородом воздуха, поэтому его полагается хранить в хорошо закупоренных сосудах. Скипидар прак-

тически нерастворим в воде, но хорошо растворяется в этиловом спирте, ацетоне, диэтиловом эфире. Он прекрасный растворитель смол, масел, жиров и каучука. Скипидар — вещество с высокой реакционной способностью. Он реагирует с озоном, галогенами (например, с хлором), с концентрированной азотной кислотой, оксидом хрома(III). Последние два вещества вызывают самовоспламенение скипидара.

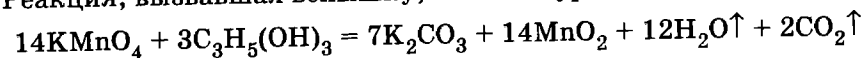
Скипидар получают из природного сырья, например, путем отгонки летучей части живицы — смолы, вытекающей из надрезов коры хвойных деревьев. Твердый остаток после удаления скипидара из живицы — это канифоль.

18.7. Вулкан Шееле

В 1779 г. шведский аптекарь-химик Карл Шееле впервые получил глицерин и назвал полученную жидкость «сладкое масло». Изучая свойства глицерина, он однажды смешал его с кристаллическим перманганатом калия. Неожиданно произошла вспышка смеси.

Теперь этот эффектный опыт с выбросом огня осуществляют следующим образом. В фарфоровую чашку или на керамическую плитку насыпают в виде горки тщательно растертый в ступке перманганат калия KMnO_4 . В вершине горки делают небольшое углубление, вносят туда несколько капель глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, не содержащего примеси воды, и сразу же отходят в сторону: сейчас «вулкан» проснется! Через 1—2 минуты происходит вспышка фиолетового цвета из-за разбрызгивания небольшой части KMnO_4 ; глицерин при этом воспламеняется.

Реакция, вызвавшая вспышку, отвечает уравнению:



и сопровождается большим выделением энергии в форме теплоты и газообразных продуктов (CO_2 , пары воды), которые увлекают за собой раскаленные твердые частицы диоксида марганца MnO_2 и карбоната калия K_2CO_3 . Полная иллюзия извержения вулкана!

18.8. Ганс Гольдшмидт и вулканический термит

В 1898 г. немецкий инженер-металлург Ганс Гольдшмидт изобрел способ выплавки металлов из их оксидов с помощью алюминия как восстановителя. Смесь порошкообразных алюминия и оксида выплавляемого металла он назвал термитом (от греческого «терме» — жар, теплота). В реакциях с участием оксидов металлов и алюминия развивается температура около 2400 °С, а сама эта окислительно-восстановительная реакция начинается, когда температура смеси достигает 1000 °С. Способ получения металлов с помощью термита называли алюмотер-

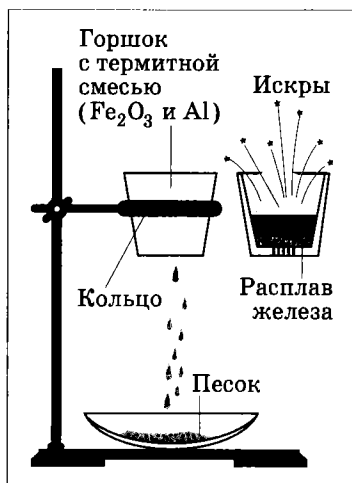
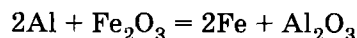


Рис. 40. Опыт Гольдшмидта

та — берут не более 200 г (около 50 г Al и приблизительно 150 г Fe_2O_3) и засыпают ее в горшок на 3/4 его объема. Для приготовления термитной смеси не следует вместо алюминиевого порошка брать алюминиевую пудру: реакция с ней идет слишком бурно и приводит к разбрызгиванию смеси.

В термитной смеси, засыпанной в горшок, делают по центру углубление и помещают в него запал — обрезок магниевой ленты, зачищенной мелкозернистой наждачной бумагой. С помощью длинной лучинки зажигают магниевую ленту и быстро отходят в сторону на расстояние 2—3 м. После того как сгорает запал, начинается бурная реакция. Над горшком появляется пламя и дым, из него вылетают раскаленные частички оксида железа(III), а из донного отверстия вытекает струйка расплавленного железа, образовавшегося по реакции:



Алюминий — металл, более активный в химическом отношении, чем железо, поэтому он в полной мере проявляет свою восстановительную способность, отнимая у оксида железа(III) кислород и превращаясь в оксид алюминия Al_2O_3 . Когда расплавленное железо остынет, извлекают образовавшийся королек из песка и очищают от шлака — оксида алюминия.

Теперь понятно, почему песок должен быть совершенно сухим? Из влажного песка будет испаряться вода, и капли расплавленного железа начнут разбрызгиваться. В этом случае опыт станет крайне опасным.

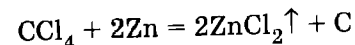
мией, а смесь порошков оксида металла и алюминия — термитом Гольдшмидта.

Попробуем провести получение железа из его оксида Fe_2O_3 способом Гольдшмидта, который внешне напоминает извержение лавы из кратера вулкана. Для опыта предварительно готовят совершенно сухой речной песок, высушивая его при 200°C в сушильном шкафу или просто в духовке. Одновременно высушивают небольшой цветочный горшок. Ненужный железный тазик наполняют сухим песком, а над ним укрепляют в кольце штатива глиняный цветочный горшок и закрывают его донное отверстие листом фильтровальной бумаги (рис. 40). Высушенные порошки оксида железа(III) и алюминия смешивают в соотношении 3:1 по массе. Этой смеси — терми-

18.9. Цинковый вулкан

Давайте смастерим вулкан из 1,5 г цинковой пыли и 2 мл тетрахлорида углерода CCl_4 . Смешаем эти вещества и добавим к смеси 1—2 г оксида магния MgO или такое же количество оксида цинка ZnO , чтобы получить густую массу. Затем на листе железа или в старой миске сделаем из этой массы горку. Дальнейшие операции надо выполнять в вытяжном шкафу либо на открытом воздухе. Разместим железный лист или миску со смесью на двух кирпичках, между которыми разведем небольшой костер. Ясно, что в лаборатории вместо костра можно будет взять спиртовку. Все это будет необходимо, чтобы разогреть смесь до $150\text{—}200^\circ\text{C}$. Как только такая температура достигнута, начинается бурная реакция. Из смеси то появляется, то исчезает пламя, выделяется густой черный дым. Вот вам и вулкан в момент извержения!

Тетрахлорид углерода и цинк реагируют с образованием хлорида цинка ZnCl_2 и углерода (сажи):



Хлорид цинка ZnCl_2 легко испаряется, а на холоду конденсируется в твердые частицы, жадно поглощающие из воздуха влагу.

ТЕТРАХЛОРИД УГЛЕРОДА (тетрахлорметан) CCl_4 — бесцветная легколетучая жидкость со сладковатым запахом и наркотическим действием, малорастворима в воде и кипящая при 57°C . Тетрахлорид углерода не горит. Более того, тяжелые пары CCl_4 подавляют пламя. Если поджечь на блюдце немного этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и затем добавить 2—3 мл CCl_4 , то огонь погаснет.

При комнатной температуре CCl_4 — химически весьма инертное соединение. Он не взаимодействует ни с кислотами, ни с основаниями. Только в присутствии некоторых металлов, например алюминия или железа, CCl_4 постепенно разлагается водой с выделением диоксида углерода. С течением времени в сосуде остается только хлороводородная кислота:

$$\text{CCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2\uparrow + 4\text{HCl}$$

Впервые CCl_4 синтезировал в 1840 г. французский химик Апри Реньо взаимодействием хлора с метаном на свету:

$$\text{CH}_4 + 4\text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + 4\text{HCl}$$

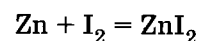
Через три года, не зная о работах Реньо, немецкий химик Герман Кольбе снова открыл CCl_4 при изучении реакции дисульфида углерода CS_2 с хлором:

$$\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$$

18.10. Иодный вулкан

Для этого опыта смешиваем 10 г иода, мелко истертого в фарфоровой ступке, с 2,5 г цинковой пыли. Смесь высыпает горкой в старую тарелку или на керамическую плитку. В вершине горки выдавливаем сухим дном небольшой пробирки углубление, в которое вносим 2—3 капли разбавленной соляной кислоты и сразу накрываем стеклянным колоколом или большой стеклянной банкой. Через 1—2 минуты начинается бурная реакция. Горка воспламеняется, выделяются фиолетовые пары иода, из которых на холодных стенках банки или на поверхности колокола образуются мельчайшие кристаллики.

Цинк реагирует с иодом и дает иодид цинка ZnI_2 :



Выделяющаяся при этом теплота нагревает смесь и способствует возгонке иода, а соляная кислота служит «инициатором» этой реакции.

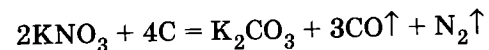
18.11. Искристый вулкан

Этот опыт требует большой подготовки, он порадует тех, кто не боится подобной работы. Вначале готовят бумажную гильзу или патрон. Из листа писчей бумаги вырезают прямоугольник шириной 4 см и длиной 10 см. Его наворачивают на обрезок круглой деревянной палки диаметром 6—8 мм и длиной 12—13 см, смазав бумажную заготовку клейстером с внутренней стороны на ширину 3—4 см. Последний оборот бумаги также смазывают клейстером и плотно прижимают к деревянной вставке. Затем вставку выдвигают на 1 см и освобождают гильзу на ее конце. Этот конец с двух противоположных сторон сгибают, чтобы получилось доньшко, смазывают клейстером и придавливают деревянной вставкой к плоской поверхности. Полученную таким образом гильзу снимают со вставки и сушат. После этого готовят смесь из 8 г тщательно растертого в фарфоровой ступке нитрата калия KNO_3 и 2 г мелкозернистого древесного угля, которую и насыпают в гильзу, слегка утрамбовывая деревянной вставкой. Когда гильза будет почти заполнена, вставляют конец фитиля и досыпают смесь. Выступающий конец фитиля должен иметь длину 3—4 см.

Фитиль — это слабо скрученная льняная веревка или шнур толщиной 3—5 мм, вываренная в водном растворе ацетата свинца в течение 5—10 минут. Раствор должен содержать на каждые 10 г соли 20 мл воды. Пропитанную солью свинца веревку сушат, а потом протирают сушонкой для удаления ворса, который мог бы увеличить скорость горения фитиля. Она должна быть около 25 см/ч.

Теперь все готово, пора привести «вулкан» в действие. Гильзу закладывают в сухой песок, помещенный в железное ведро или железную банку, оставляя $1/4$ высоты гильзы над песком, и поджигают фитиль, а потом отходят от вулкана на расстояние 2—3 м. Фитиль воспламеняет смесь, и из гильзы начинает вылетать сноп мелких искр с дымом, вырывается розоватое пламя. Вулкан действует 2—3 минуты, а потом извержение прекращается.

Горение смеси ведет к образованию K_2CO_3 , монооксида углерода и азота:



Если в смесь добавить щепотку нитрата бария $Ba(NO_3)_2$, то пламя приобретет зеленый цвет.

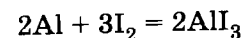
18.12. Фиолетовый джинн

Иод реагирует с химически активными металлами (магнием и алюминием) с эффектной вспышкой. При этом выделяются фиолетовые пары, и вся картина напоминает явление джинна из запечатанного сосуда или из лампы Аладдина.

Чтобы показать этот фокус, надо приготовить стеклянный колокол или пятилитровую стеклянную банку либо выполнять опыт на свежем воздухе. В небольшой фарфоровой чашке смешивают половину чайной ложки алюминиевой пудры и чайную ложку предварительно растертого в ступке сухого иода. Учтите, что с порошкообразным алюминием этот опыт не получается! Смесь собирают горкой и в вершине ее делают углубление, в которое приливают из пипетки 2—3 капли дистиллированной воды. Сразу же накрывают чашку со смесью стеклянным колоколом или банкой.

Через несколько секунд над горкой появляется маленькое фиолетовое облачко, а это означает, что джинн проснулся. Потом происходит внезапная вспышка с образованием фиолетового пламени и весь колокол наполняется фиолетовым дымом.

В результате реакции образуется иодид алюминия AlI_3 , а фиолетовая окраска пламени и дыма вызвана частичной возгонкой иода.



18.13. Огнедышащая сера

Обыкновенная сера в количестве всего 3 г поможет показать «пасть огнедышащего дракона». Для этого надо взять 6 г порошка цинка или 2 г алюминиевой пудры, смешать порошок металла с 3 г серного цвета

(пылевидной серы), а потом сделать из смеси горку и поджечь ее длинной лучинкой.

Мгновенно происходит сильнейшая вспышка с образованием белого облака дыма, состоящего из мельчайших частичек Al_2S_3 или ZnS .

18.14. И еще гейзеры

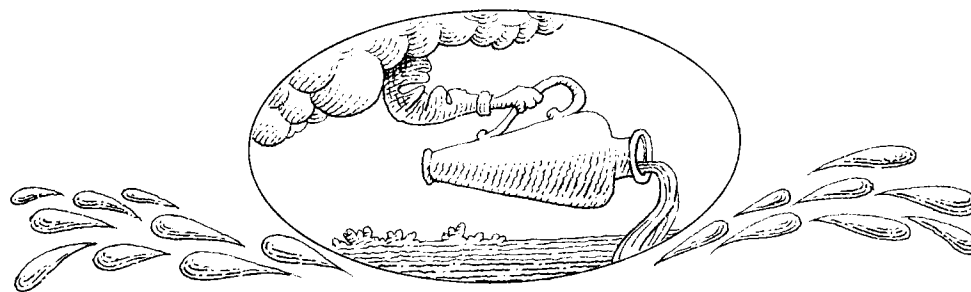
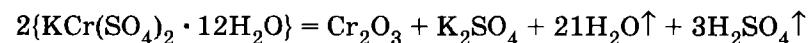
В вулканической местности нередко встречаются гейзеры. Это фонтаны горячей воды и грязи, смешанной с водяным паром.

Маленький искусственный гейзер на столе получится, если на электрическую плитку положить медную или железную пластинку, а на нее поместить несколько крупных темно-фиолетовых кристаллов хромокалиевых квасцов $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — додекагидрата сульфата хрома(III)-калия. Вскоре после включения плитки поверхность кристаллов становится матовой, потом они, не теряя формы, плавятся, растворяясь в собственной кристаллизационной воде — ведь на 1 моль соли приходится целых 12 моль воды.



Рис. 41. Гейзеры из квасцов калия.

В реакции термического разложения хромокалиевых квасцов еще образуется серная кислота H_2SO_4 , улетучивающаяся вместе с парами воды:



Глава 19

ВОДЯНЫЕ ЧУДЕСА

В народных сказках и старинных легендах часто говорится о чудесных явлениях. Колдуны и волшебники исцеляют убитого воина, обрызгав его сначала «мертвой», а потом «живой» водой, останавливают кровотечения и заживляют раны. Они могут обратить воду в вино, а вино — снова в воду... Химики не в состоянии вернуть к жизни убитого воина, но могут показать, как бесследно исчезает «кровоточащая рана». А что касается превращения воды в вино — тут у химиков столько возможностей, что любой зритель, жаждущий красивого зрелища, будет вполне доволен.

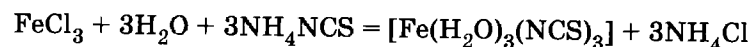
19.1. Химическая хирургия

На время вы можете стать колдуном и знахарем, умеющим использовать «живую» и «мертвую» воду. Чтобы показать зрителям свое искусство, заранее готовят растворы хлорида железа(III) FeCl_3 (10 г соли в 90 мл воды), тиоцианата аммония NH_4NCS (5 г соли в 95 мл воды) и фторида натрия NaF (тоже 5 г соли в 95 мл воды). Еще нужен будет доброволец из числа друзей-зрителей, который согласится, чтобы на нем провели демонстрацию «медицинского чуда». В крайнем случае экспериментатор может показать опыт на себе самом. Лучше всего для этого подойдет участок кожи на руке от локтевого сгиба до ладони или кисть руки.

Сначала смочите ватку «спиртом» (на самом деле это будет раствор тиоцианата аммония). Потом продезинфицируйте скальпель, не жалея «иода». В роли иода будет выступать раствор хлорида железа(III) FeCl_3 . Вместо настоящего скальпеля можно использовать стеклянную или деревянную палочку. Теперь будем делать «надрез». Проведем «скальпелем»

по участку кожи, обработанному «спиртом», и потечет «кровь». А теперь «заживим рану». Возьмем раствор фторида натрия NaF (он будет играть роль «живой воды») и смажем «рану». «Кровь» исчезнет, а под ней — здоровая кожа. Вот и весь опыт. Не забудьте хорошо вымыть «прооперированную» руку водой, чтобы не осталось следов использованных реактивов.

Хлорид железа(III) FeCl_3 взаимодействует с тиоцианатом аммония NH_4NCS с образованием комплексного соединения трис(тиоцианато)триакважелеза(III) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NCS})_3]$, цвет которого очень похож на цвет крови... Во время опыта протекает реакция:



Фторидные ионы при взаимодействии с тиоцианатными комплексами железа дают очень прочный бесцветный комплекс — тетрафторид-акваферрат(III)-ион $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_2\text{F}_4]^-$:



19.2. Рука-волшебница и платок-хамелеон

Еще одно эффектное превращение, связанное с образованием и разрушением комплексных солей, позволит вам причислить себя к племенным чародеев.

Растворите в стакане воды две чайные ложки гексагидрата хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, намочите полученным розовым раствором белый хлопчатобумажный носовой платок и высушите его на батарее отопления или слабо нагретым утюгом. Платок станет голубым. Покажите зрителям голубой платок, а потом скомкайте его, сожмите в руке и несколько раз сильно подуйте на него. Платок увлажнится и станет бледно-розовым.

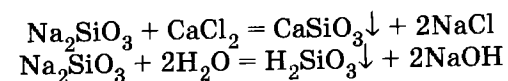
Объяснение изменений цвета состоит в том, что при нагревании розовый гексагидрат хлорида кобальта $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — фактически это хлорид гексааквакобальта $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ — теряет часть воды и превращается в хлорид тетрааквакобальта $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$ голубого цвета. При увлажнении две молекулы воды возвращаются на место, и соединение опять становится розовым.

19.3. Мармелад

Чтобы попасть в чудесный край лакомств, делают следующее. В стакан наливают на 1/5 его объема водный раствор хлорида кальция CaCl_2 (10 г соли в 90 мл воды) и добавляют к нему 3—4 капли спиртового раствора фенолфталеина. В другой стакан наливают до половины раствор жидкого стекла — полисиликата натрия, вещества с условной форму-

лой Na_2SiO_3 . Раствор из первого стакана выливают во второй и быстро перемешивают смесь стеклянной палочкой. Содержимое стакана сразу становится похоже на желе или мармелад, так что стеклянная палочка может стоять вертикально.

В этом опыте использованы две химические реакции: осаждение силикатов кальция и гидролиз полисиликата натрия с выделением «студня» поликремниевой кислоты $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$. Среда становится щелочной, индикатор фенолфталеин приобретает малиновый цвет. Упрощенно эти реакции можно записать так:

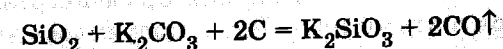


ФЕНОЛФТАЛЕИН — бесцветное кристаллическое органическое вещество сложного строения. Фенолфталеин малорастворим в воде и хорошо растворяется в этиловом спирте. Он может служить кислотно-основным индикатором: его раствор, бесцветный в нейтральной и кислотных средах, в щелочной среде становится малиново-красным. Раствор фенолфталеина для химических лабораторий обычно содержит 0,1 г этого индикатора в 125 мл этилового спирта и 25 мл воды.

Фенолфталеин — это не только индикатор, но и лекарственное средство (сильное слабительное) и поэтому продается в аптеке. Синтез фенолфталеина впервые осуществил в 1871 г. немецкий химик Адольф фон Байер, будущий лауреат Нобелевской премии.

ЖИДКОЕ СТЕКЛО — это водный раствор полисиликатов калия или натрия с общей формулой $\text{M}_2\text{O} \cdot x\text{SiO}_2$, где M — K или Na. Мастера-стеклоделы древности обнаружили, что при сплавлении смеси белого речного или морского кварцевого песка (диоксида кремния SiO_2) с древесным углем и поташом (карбонатом калия K_2CO_3) получаются серые полупрозрачные «камни». Расплавив эти «камни», можно было выдувать шарики, похожие на стеклянные, но медленно растворявшиеся в воде.

Реакцию получения полисиликатов условно можно выразить уравнением:



И метакремниевая кислота, и ее соли имеют полимерное строение. Куски полисиликата калия, растертые в порошок и смоченные небольшим количеством воды, — это и есть жидкое стекло, обычный силикатный конторский клей.

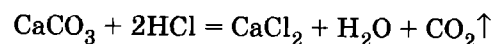
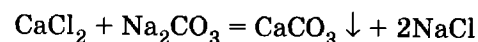
В закрытых сосудах жидкое стекло устойчиво, но на воздухе разлагается под действием угольной кислоты H_2CO_3 , которую дает при растворении в воде содержащийся в атмосфере диоксид углерода.

19.4. Три чуда: молоко, творог и газировка

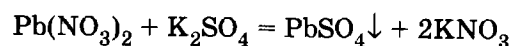
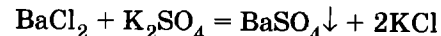
Умелое «колдовство» создает в кисельных берегах молочные реки. Для этого в один стакан насыпают 2 чайные ложки хлорида кальция CaCl_2 , а в другой — столько же карбоната натрия Na_2CO_3 и наливают в каждый стакан воды примерно на $1/4$ их объема. Затем полученные растворы сливают вместе, и жидкость становится белой, как молоко.

Этот опыт надо демонстрировать быстро, так как карбонат кальция CaCO_3 выпадает в осадок и зрители могут заметить, что это вовсе не молоко. Но если добавить к смеси избыток хлороводородной кислоты HCl , то «молоко», закипев, мгновенно превращается в «газированную воду».

«Молоко» и «газировка» получаются в результате обменных реакций:



Если к разбавленному водному раствору хлорида бария BaCl_2 или нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ добавить раствор сульфата калия K_2SO_4 , образуется белый осадок сульфата бария BaSO_4 или сульфата свинца PbSO_4 , похожий на творог:



Эти вещества довольно быстро оседают на дно стакана.

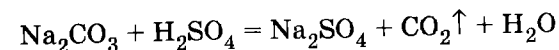
19.5. Вода превращается в вино

Чтобы проделать это чудесное превращение, в два стакана на $1/4$ их объема наливают воду и добавляют в один 3—4 капли спиртового раствора фенолфталеина, а в другой — чайную ложку карбоната натрия Na_2CO_3 (соды). Если теперь соединить содержимое обоих стаканов (вылить раствор из первого стакана во второй), жидкость сразу же станет красно-малиновой из-за того, что индикатор фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в яркий цвет. Вот и получилось «вино»! Только не давайте это «вино» никому пробовать: сода относительно безвредна, но фенолфталеин — сильное слабительное средство...

Бесцветный спиртовой раствор индикатора фенолфталеина в щелочной среде (при $\text{pH} > 8$) всегда окрашивается в малиновый цвет. Причина щелочности среды в нашем растворе — гидролиз карбоната натрия.

А теперь давайте превратим вино снова в воду. Для этого в освободившемся стакане приготовим раствор серной кислоты H_2SO_4 . К $1/4$ ста-

кана воды добавим 5 мл 20%-ной серной кислоты. Если полученный раствор вылить в «вино», оно должно обесцветиться — среда становится нейтральной:



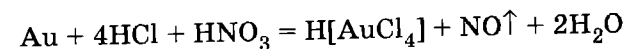
Вино из воды получают и другим способом, используя реакцию взаимодействия хлорида железа FeCl_3 и тиоцианата аммония NH_4NCS . Для опыта берут очень разбавленные водные растворы этих веществ. А обесцвечивание «вина» достигается добавлением раствора фторида натрия или калия.

19.6*. Кассиев золотой пурпур

«Не превращение металлов в золото должно быть целью химии, а приготовление лекарств», — писал Парацельс в XVI в. Одним из таких лекарств считалось «растворенное золото», или «кассиев золотой пурпур», названный в честь римского сенатора Кассия (I в. до н. э.), которому легенда приписывала открытие и применение целебного раствора.

«Растворенное золото» — коллоидный раствор этого благородного металла — можно приготовить и самостоятельно. Чтобы получить раствор пурпурного цвета, надо сначала собрать изрядное количество осколков фарфора или стекла с позолотой. Затем приготовить «царскую водку» — смесь, состоящую из 30 мл концентрированной соляной кислоты HCl и 10 мл концентрированной азотной кислоты HNO_3 . Хранить смесь кислот надо в плотно закрытой склянке, использовать с максимальной осторожностью, беречь руки и особенно глаза.

После того как позолоченные черепки обезжирены любым моющим средством (например, стиральным порошком), надо промыть их водой и протереть позолоту ватным тампоном, смоченным в ацетоне. Подготовленные осколки берут пинцетом за края и, держа над стаканом, капают пипеткой на позолоту царской водкой. При этом надо стараться не попасть жидкостью на пинцет. В смеси кислот золото химически растворяется:



Место, где была позолота, промывают несколькими каплями дистиллированной воды и сливают в тот же стакан. Полученный раствор тетрахлороаурата(III) водорода $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ сливают в склянку с притертой стеклянной пробкой.

Затем растворяют 1 г дигидрата хлорида олова(II) $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ в 100 мл воды. Чтобы предотвратить гидролиз хлорида олова(II), добавляют не-

много соляной кислоты. Несколько капель раствора SnCl_2 добавляют в стакан с тетрахлороауратом(III) водорода. Сперва жидкость становится желто-коричневой, а через несколько минут появляется алая окраска. Это и есть коллоидный раствор золота — «кассиев золотой пурпур». Цвет его зависит от концентрации реагентов и принимает разные оттенки — от алого до фиолетового.

Хлорид олова(II) восстанавливает золото до мельчайших коллоидных частиц Au, а сам окисляется до гексахлороостаннат(IV)-иона:



В 1898 г. этот опыт детально изучил и описал в своей статье австрийский химик Рихард Зигмонди.

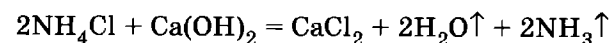
АУРАТЫ — соли кислот, содержащих анионы $[\text{AuCl}_4]^-$, $[\text{AuBr}_4]^-$, $[\text{Au}(\text{CN})_4]^-$ и $[\text{Au}(\text{OH})_4]^-$. Все эти кислоты выделены в чистом виде. Они представляют собой твердые вещества: $\text{H}[\text{AuCl}_4] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ — желтые кристаллы, $\text{H}[\text{AuBr}_4] \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — кристаллы красновато-бурого цвета. Тетрахлороаурат(III) и тетрабромоеаурат(III) водорода в водном растворе ведут себя как сильные кислоты. Соли — аураты, например, $\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{K}[\text{AuCl}_4]$ и $\text{K}[\text{AuBr}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — хорошо растворимы в воде. Их растворы имеют слабокислую реакцию из-за гидролиза:



19.7. Малиновый фонтан

Аммиак очень хорошо растворим в воде (1170 л NH_3 на 1 л воды при температуре 0 °C). При этом он частично превращается в слабое основание — гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — и подвергается обратимому протолиту. На этих свойствах аммиака основан эффектный опыт — цветной фонтан.

Готовят сухую круглодонную колбу с резиновой пробкой и трубкой. Колбу закрепляют вверх дном в кольце штатива (рис. 42) и наполняют сухим аммиаком, получая его нагреванием смеси 10 г хлорида аммония NH_4Cl и 16 г гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в колбочке с газоотводной трубкой по реакции:



Аммиак легче воздуха, поэтому его собирают, вытесняя воздух из большой колбы. У ее горловины во время опыта держат влажную красную лакмусовую бумажку. Как только она посинеет, указывая на присутствие в воздухе большого количества аммиака (вещества с основны-

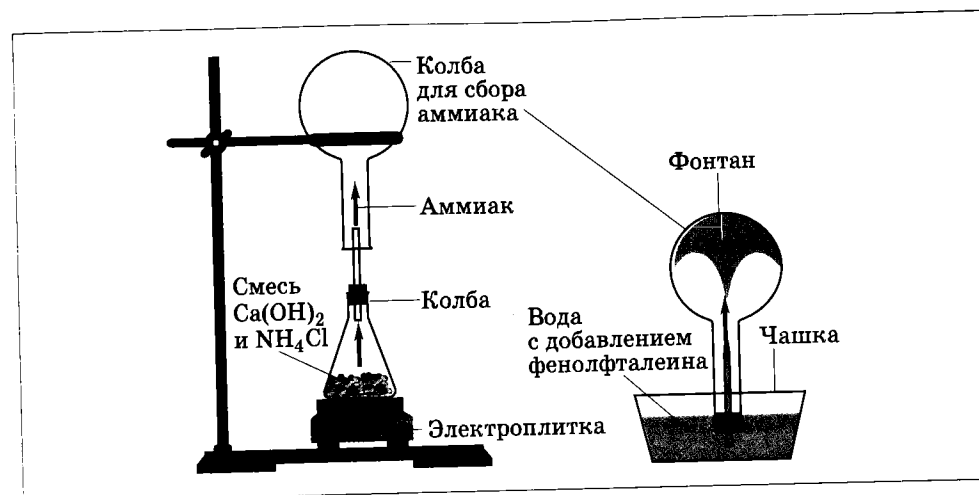


Рис. 42. Цветной фонтан

ми свойствами), круглодонную колбу закрывают пробкой с трубкой. Опустив трубку в чашу с водой, куда предварительно добавлен индикатор фенолфталеин, впрыскивают в колбу несколько капель воды.

Они растворяют собранный в колбу аммиак, создается разрежение, и под действием атмосферного давления вода с растворенным в ней индикатором с силой устремляется в колбу. Там она мгновенно окрашивается в малиновый цвет: среда в растворе аммиака щелочная.

ЛАКМУС — природное органическое соединение, двухцветный индикатор (в щелочной среде его настойка приобретает синий цвет, а в кислотной — красный).

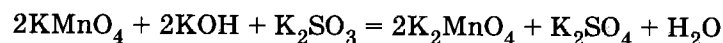
В 1664 г. английский химик Роберт Бойль приготовил для своих опытов водный настой лакмусового лишайника. Слянка, в которой он хранил настой, понадобилась для соляной кислоты. Вылив настой, Бойль наполнил склянку кислотой и с удивлением обнаружил, что она покраснела. Заинтересовавшись этим, Бойль на пробу добавил несколько капель настоя лакмуса к водному раствору гидроксида натрия и установил, что в щелочной среде лакмус синее. Так был открыт первый индикатор для обнаружения кислот и оснований, по имени лишайника названный лакмусом. Впоследствии Бойль, а за ним и другие химики стали пользоваться фильтровальными бумажками, пропитанными настоем лакмусового лишайника — так называемыми лакмусовыми бумажками. А теперь химики часто пользуются индикаторной бумагой, пропитанной смесью разных индикаторов, — универсальным индикатором.

19.8. Раствор-хамелеон

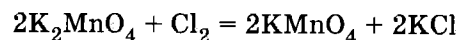
Удивительное животное тропических стран, меняющее на глазах окраску кожи: то она ярко-зеленая, то почти багровая, а потом — желто-бурая... Это хамелеон. Есть и химический «хамелеон»: именно так называли химики-аналитики XIX в. растворы перманганата калия. Как же он меняет цвет?

В коническую колбу на 1/4 ее объема налейте темно-фиолетовый раствор перманганата калия KMnO_4 . Затем добавьте в колбу концентрированный водный раствор гидроксида калия в объеме, примерно равном 1/4 объема раствора KMnO_4 , и вращением колбы смешайте растворы. После этого прилейте концентрированный водный раствор сульфита калия K_2SO_3 в объеме, равном объему раствора KOH . Жидкость после перемешивания станет изумрудно-зеленой. Теперь быстро, сразу после появления окраски, добавьте в колбу хлорную воду (водный раствор хлора). Раствор в колбе снова станет фиолетовым.

Здесь протекают окислительно-восстановительные реакции. Первая из них приводит к образованию манганата калия K_2MnO_4 , придающего раствору зеленый цвет:



Хлорная вода содержит сильный окислитель хлор Cl_2 , который превращает манганат калия в фиолетовый перманганат:



Добавление хлорной воды необходимо вести быстро, так как манганат калия неустойчив из-за способности к диспропорционированию. А это может вызвать исчезновение зеленой окраски раствора и появление черного осадка диоксида марганца MnO_2 :



ХЛОРНАЯ ВОДА получается, когда в воду пропускают газообразный хлор. Она содержит не только растворенные и гидратированные молекулы Cl_2 , но и целый ряд сложных частиц, появившихся в результате взаимодействия хлора с водой. При охлаждении хлорной воды ниже 0 °С выделяются желтоватые кристаллы песталоитовидного гидрата хлора постоянного состава $\text{Cl}_2 \cdot 5,75\text{H}_2\text{O}$, так называемого «хлората», или соединения включения. В основном кристаллическое вещество, образованное молекулами воды, включенными молекулы хлора.

Взаимодействие Cl_2 с водой может быть описано несколькими реакциями. Самая заметная из них — первая, где растворенный хлор частично превращается в смесь хлороводородной кислоты HCl и хлорноватистой кислоты HClO :



Считается, что в реакциях с участием хлорной воды роль окислителя играет молекулярный хлор Cl_2 . Ведь именно он — «родоначальник» всех частиц, которые служат участниками окислительно-восстановительных процессов.

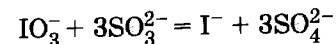
19.9. Задумчивая реакция

Есть такие химические реакции, которые сразу после смешивания реагентов никак себя не проявляют. Растворы до поры до времени остаются бесцветными и прозрачными, хотя на самом деле в них протекает бурная химическая «жизнь». Но вот наступает момент, когда реакция «просыпается», у раствора появляется окраска.

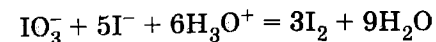
Понаблюдаем за одной из таких реакций. Приготовим две мерные колбы емкостью 1 л. В первую колбу надо насыпать 2 г порошка триоксоиодата(V) (иодата) калия KIO_3 и налить из бюретки 13,3 мл концентрированной серной кислоты H_2SO_4 с плотностью 1,84 г/мл, а затем дистиллированной воды до метки на горловине колбы. Во вторую колбу надо насыпать 1 г сульфита натрия Na_2SO_3 , добавить 25 мл крахмального клейстера (1 г крахмала и 100 мл воды) и тоже долить дистиллированной воды до метки. Раствор во второй колбе неустойчив, его надо готовить непосредственно перед опытом. Оба раствора тщательно перемешаем, переворачивая каждую колбу, закрытую пробкой.

Итак, начнем. В стакан наливаем 100 мл раствора из первой колбы, включаем секундомер и при непрерывном перемешивании быстро добавляем 100 мл раствора из второй колбы. Вначале как будто ничего не происходит. Только пощелкивает секундомер. И вдруг... бесцветная жидкость внезапно становится темно-синей, почти черной. Если теперь взять новую порцию первого раствора — 50 мл и добавить к ней 50 мл воды, а дальше поступить, как указано выше, то секундомер «отстучит» до появления окраски вдвое большее время.

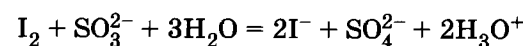
Вот что происходит в жидкости. Триоксоиодат-ион IO_3^- окисляет сульфитный ион SO_3^{2-} , а сам восстанавливается до иодид-иона I^- :



Эта реакция протекает медленно. Как только в растворе появляются иодид-ионы I^- , начинается вторая реакция, более быстрая:



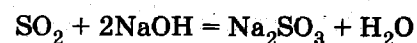
Еще быстрее идет третья реакция:



Свободный иод I_2 , который окрашивает крахмал в синий цвет, появляется в растворе лишь после окисления всех сульфитных анионов SO_3^{2-} .

Описанный здесь опыт впервые выполнил немецкий химик Ганс Генрих Ландольт в 1892 г. Впоследствии сам опыт стали называть опытом Ландольта, а реакции такого типа — реакциями Ландольта.

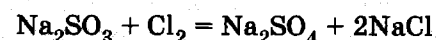
СУЛЬФИТЫ — это соли сернистой кислоты, не существующей в природе (при растворении в воде диоксида серы образуется полигидрат состава $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). При действии на водный раствор SO_2 избытка гидроксидов щелочных металлов образуются соли — сульфиты, например сульфит натрия Na_2SO_3 :



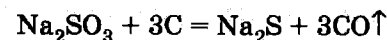
Все сульфиты, кроме сульфитов щелочных металлов, малорастворимы в воде. При действии сильных кислот сульфиты разлагаются, выделяя диоксид серы:



Сульфиты проявляют как восстановительные, так и окислительные свойства, но восстановительные для них более характерны. В водном растворе сульфиты легко окисляются. Так, сульфит натрия при контакте с хлором превращается в сульфат Na_2SO_4 , а хлор Cl_2 восстанавливается до хлорид-ионов Cl^- :



Примером окислительной способности сульфитов служит взаимодействие их расплавов с углеродом при нагревании. Сульфит-ион превращается в сульфид, а углерод окисляется до монооксида углерода CO :



КРАХМАЛ — это полисахарид, молекулы которого построены из множества звеньев глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, связанных в длинные цепи, состоящие из фрагментов $[\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5]$. Такую формулу порой и приписывают молекулам крахмала, которые на самом деле очень велики: $[\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_5]_n$. Крахмал — белый аморфный порошок, малорастворимый в холодной воде. В горячей воде он превращается в клейстер. Крахмал обнаружен во всех растениях. Он накапливается в виде круглых «бляшек» в клетках семян, луковиц, клубней, в листьях и стеблях.

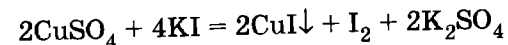
В естественном состоянии молекулы крахмала плотно «упакованы» в небольшие гранулы, окруженные почти непроницаемой для воды оболочкой. Когда взвесь крахмала в воде нагревают, молекулы воды проникают в гранулы, разрывают связи между молекулами и окружают каждую молекулу крахмала. В результате он набухает и превращается в клейстер.

19.10. Союз ионов меди и иода

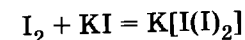
Что произойдет, если в водном растворе вдруг встретятся катионы меди Cu^{2+} и иодид-анионы I^- ? Образуется ли соединение и какое именно? Или они, встретившись, пойдут каждый своей дорогой? Попробуем разобраться в этой химической ситуации посредством эксперимента.

В коническую колбу нальем 50 мл водного раствора сульфата меди(II), содержащего 2 г CuSO_4 в 100 мл воды. К нему добавим 5—10 мл водного раствора иодида калия KI (20 г соли и 80 мл воды). Если дать колбе немного постоять, то мы увидим на дне бурый осадок, а над осадком — коричневую жидкость. Если к содержимому колбы добавить при перемешивании водный раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ (2 г $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ в 100 мл воды), можно добиться обесцвечивания раствора и осадка. Сольем жидкость с белого осадка, добавим около 100 мл дистиллированной воды, перемешаем, вращая колбу, и перенесем часть суспензии в химический стакан. Сюда же добавим избыток раствора тиосульфата натрия до исчезновения осадка и получения бесцветного прозрачного раствора.

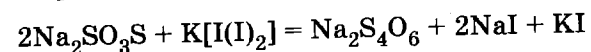
Теперь рассмотрим наблюдаемые химические явления. В первой реакции произошло выделение иода I_2 и образование белого осадка иодида меди(I) CuI :



Вначале кажется, что осадок CuI — бурого цвета. Но это не так. Дело в том, что иод I_2 в условиях избытка иодид-ионов I^- превращается в диiodоидат-ионы $[\text{I}(\text{I})_2]^-$, которые окрашивают раствор в интенсивно-коричневый цвет:

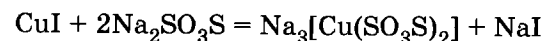


При добавлении небольшого количества тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ в колбе протекает окислительно-восстановительная реакция:



Все продукты этих реакций бесцветны. Вот почему исчезает бурая окраска жидкости и осадка. Растворение белого осадка иодида меди(I)

CuI при введении избытка тиосульфат-ионов связано с реакциями образования тиосульфатного комплекса состава $[\text{Cu}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$ — бис(тиосульфато)купрат(I)-иона:



ТИОСУЛЬФАТЫ — это соли тиосерной кислоты $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$, не существующей даже в разбавленном растворе. Считается, что атомы серы в тиосерной кислоте имеют степени окисления +VI и -II. Поэтому при всякой попытке выделить эту кислоту, например обменной реакцией солей-тиосульфатов с кислотами, она тотчас же разлагается, выделяя диоксид серы SO_2 и серу S:



Тиосульфаты — бесцветные кристаллические вещества, большинство из которых растворимо в воде. Малорастворимы тиосульфаты свинца(II) PbSO_3S , бария BaSO_3S и серебра $\text{Ag}_2\text{SO}_3\text{S}$. При нагревании тиосульфаты сначала теряют кристаллизационную воду (если она в них содержится), а затем разлагаются до сульфатов и полисульфидов:



Поскольку в тиосульфат-ионах есть атомы серы в низшей степени окисления (-II), они проявляют сильные восстановительные свойства. В частности, с иодом они реагируют с образованием тетратионат-ионов $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$:



Более сильный окислитель хлор Cl_2 окисляет тиосульфат-ионы до сульфат-ионов:



ТЕТРАТИОНАТЫ — соли тетратионовой кислоты $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$, существующей только в водном растворе. Тетратионаты — бесцветные кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, если их катионами являются катионы щелочных металлов и аммония.

В 1845 г. немецкий химик, врач и аптекарь Генрих Ваккенродер установил, что при пропускании сероводорода H_2S в охлажденный ниже 0°C водный раствор диоксида серы SO_2 образуется необычная смесь — «жидкость Ваккенродера», в которой он обнаружил тетратионовую кислоту $\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$.

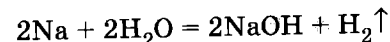
19.11*. Беспокойный металл

Этот чрезвычайно эффектный опыт следует вести, приняв необходимые меры предосторожности — металлический натрий бурно взаимодействует с водой. Особенно следует беречь глаза!

Достаньте пинцетом из склянки с безводным керосином кусочек металлического натрия, осушите его фильтровальной бумагой и отрежьте ножом небольшую порцию. Бросьте этот кусочек в чашу с водой, куда предварительно добавили 5—6 капель спиртового раствора фенолфталеина. Кусочек натрия расплавится, превратится в блестящую капельку металла, которая начнет беспорядочно «бегать» по поверхности воды (рис. 43), при этом оставляя за собой красно-малиновый след. При движении капельки слышно потрескивание, иногда она окутывается слабо-синеватым пламенем. Если капелька беспокойного металла прилипнет к стеклянной стенке чаши, то произойдет небольшой взрыв!

Все эти химические явления наблюдал в 1807 г. английский химик Гемфри Дэви, впервые получивший металлический натрий. Только фенолфталеина у него не было, этот индикатор был синтезирован много позже.

Разберем по порядку все наблюдения. Взаимодействие натрия с водой сопровождается значительным выделением теплоты, от этого он плавится и превращается в шарик. Плотность расплавленного натрия меньше плотности воды, поэтому он и плавает на поверхности воды, а не тонет. Продуктами реакции являются газообразный водород H_2 , пузырьки которого подталкивают шарик и заставляют его «бегать» по поверхности воды, и гидроксид натрия NaOH . Гидроксид натрия создает задвигающимся натрием щелочную среду, от которой фенолфталеин приобретает красно-малиновый цвет, образующий «дорожку» за шариком. Уравнение протекающей реакции довольно простое:



Потрескивание создают лопающиеся пузырьки водорода.

19.12. Вода-поджигательница

Для этого опыта требуются гидрид кальция CaH_2 , гидрид натрия NaH или гидрид лития LiH . Можно также провести его, имея в своем

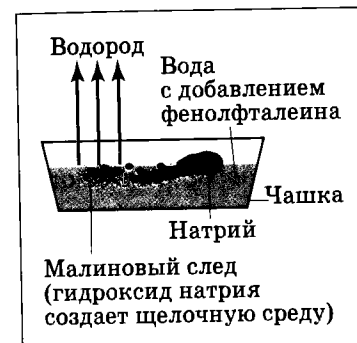
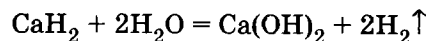


Рис. 43. Взаимодействие натрия с водой

распоряжении какой-либо из гидридных комплексов, например тетрагидridoалюминат лития $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ или тетрагидридоборат натрия $\text{Na}[\text{BH}_4]$. Несколько кристаллов исходных веществ поместите в фарфоровую чашку и химической пипеткой или с помощью длинной стеклянной трубки внесите туда же 3—4 капли воды. Через несколько секунд содержимое чашки разогреется настолько, что выделяющийся при реакции конмутации газообразный водород загорится.

Реакция конмутации будет отвечать, например, уравнениям:



19.13. Тепло из воды

При смешивании концентрированной серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. При определенном соотношении H_2SO_4 и H_2O температура смеси может достичь 149°C .

Чтобы показать, насколько сильно разогревается смесь при внесении в воду H_2SO_4 , отмеряют точно 100 мл 98%-ной серной кислоты и 100 мл воды. Затем осторожно в химическом стакане смешивают жидкости, медленно приливая по стеклянной палочке серную кислоту в воду (но не наоборот!). Стакан сильно разогревается. Это можно обнаружить на ощупь или с помощью термометра. Наглядная демонстрация разогрева достигается, если в тот же стакан погрузить пробирку с диэтиловым эфиром или хлороформом (эти летучие жидкости закипают и испаряются).

19.14. Противопожарные хитрости

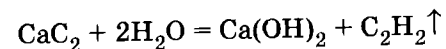
Можно ли потушить загоревшийся бензин водой? Давайте попробуем. В фарфоровую чашку нальем 15 мл бензина. Поставим чашку на кирпич, асбестированную сетку или железный лист и с помощью длинной лучинки подожжем бензин. Попробуем потушить пожар, наливая в чашку воду (из стеклянного стакана или из металлического чайника).

Бензин всплывает на воде и продолжает гореть еще интенсивнее, поскольку увеличивается поверхность его соприкосновения с воздухом. Вот почему тушить загоревшийся бензин рекомендуют песком, асбестовой кошмой или углекислотным огнетушителем (но не водой).

Попробуем вылить в пламя горящего бензина 20—30 мл тетрахлорида углерода. Образующиеся тяжелые пары CCl_4 прекращают доступ кислорода к пламени, и бензин гаснет. Вот и еще один способ потушить пожар!

19.15. Негасимый... карбид

Известно, что при взаимодействии с водой карбид кальция выделяет горючий газ ацетилен, в соответствии с реакцией необратимого гидролиза:



Положим в фарфоровую чашку несколько гранул карбида кальция, добавим немного воды и подожжем выделяющийся газ. А теперь направим в сторону ацетиленового пламени струю воды из промывалки (рис. 44). Но пламя не гаснет!

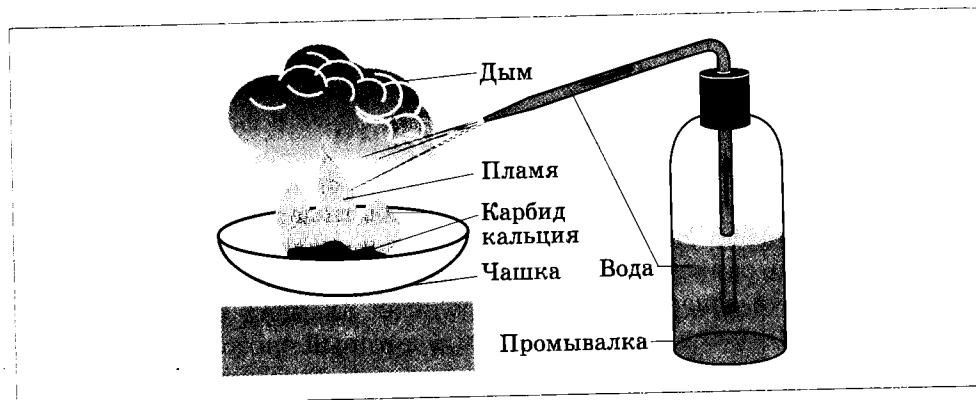
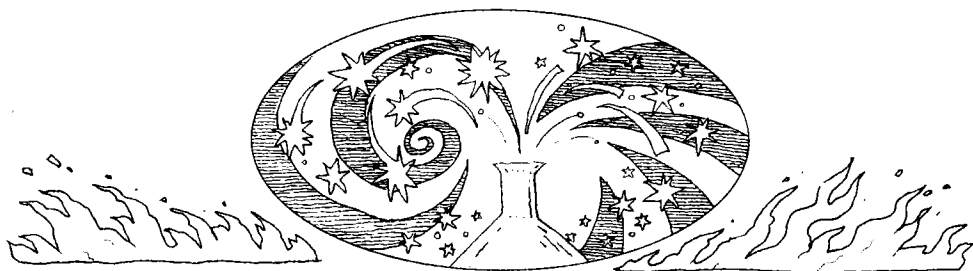


Рис. 44. Негасимый карбид

Ацетилен можно гасить только теми способами, которые применяются для бензина: песком, тетрахлоридом углерода, асбестовой кошмой или углекислотным огнетушителем (но не водой).



Глава 20

ВОЛШЕБНЫЕ ОГНИ

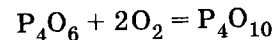
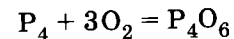
Еще в доисторические времена, когда первобытные люди только научились добывать огонь, они не только грелись у костра и готовили пищу, но и любовались таинственными языками пламени. В самом деле огонь костра или свечи зачаровывает, в переливах пламени есть что-то волшебное. Химик может стать «факиром», который способен на расстоянии зажечь свечи, сделать огни цветными или искристыми, заставить вспыхнуть пророческую надпись на стене...

20.1*. Светящаяся надпись

По одной из библейских легенд, на стене дворца вавилонского царя Валтасара во время пира вдруг возникли светящиеся письмена (см. 12.13).

Химики доказали, что такое чудо возможно: на черной стене может вспыхнуть, а потом погаснуть надпись или рисунок. Для этого надо приготовить специальные фосфорные «карандаши». В пробирку вносят 1 г белого фосфора P_4 (осторожно, он ядовит и огнеопасен!) в виде нескольких горошин и добавляют 2 г стеарина или парафина. Закрывают пробирку тампоном из стекловаты и нагревают на водяной бане, периодически взбалтывая. После расплавления содержимого пробирки ее охлаждают в холодной воде. Когда смесь затвердеет, пробирку разбивают и извлекают застывший стержень (это надо делать, предварительно надев резиновые перчатки). Хранить его можно только под слоем воды, в закрытой склянке. Если таким «карандашом» сделать надпись на куске картона, то в темноте она будет светиться, а потом постепенно исчезнет.

Стеарин защищает белый фосфор от быстрого окисления кислородом воздуха и тем самым увеличивает продолжительность свечения. А само свечение вызвано реакцией медленного окисления фосфора:



с образованием в конечном счете оксида фосфора(V) P_4O_{10} , вступающего во взаимодействие с влагой воздуха. При этом получают мельчайшие капельки ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , образующие легкий белый дым.

20.2*. И вдруг вспыхнула свеча!

За 2000 лет до н. э. жрецы Древнего Египта во время богослужений вызывали внезапное возгорание огней в храмах и этим повергали молящихся в ужас. Простые люди полагали, что с огнем в храм входит сам верховный бог Аммон — создатель сущего, творец плодородия...

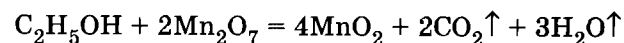
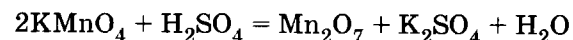
Внезапное возгорание свечи легко может показать учитель химии или руководитель химического кружка. Этот опыт состоит из двух операций. Вначале в склянке с пришлифованной пробкой готовят раствор белого фосфора P_4 (3—4 кусочка, каждый размером с горошину) в 10—15 мл сероуглерода (дисульфида углерода) CS_2 . Затем фитиль свечи «разлохмачивают» на отдельные ниточки и пропитывают их полученным раствором из капельницы так, чтобы он не потек по самой свечке. После этого наступает время ожидания. Дисульфид углерода быстро испаряется, оставляя на фитиле свечи мельчайшие частички белого фосфора. Фосфор окисляется на воздухе с выделением значительного количества теплоты, а это через некоторое время (обычно 15—10 минут) вызывает «внезапное» воспламенение свечи.

20.3. Свеча и волшебная палочка

Зажечь свечу без спичек можно вполне безобидным способом, но тоже под контролем преподавателя или руководителя химического кружка. Для этого потребуется сначала имитировать настоящую свечу — тонкую стеклянную пробирку облить снаружи расплавленным парафином или стеарином (можно даже просто накапать парафин с горячей свечи, держа ее наклонно). В пробирку наливают на 1/2 ее объема этанол C_2H_5OH (этиловый спирт) и надевают на нее металлический колпачок с отверстием, через которое пропущен фитиль из 5—10 ниток бумажной пряжи. Колпачок тоже надо облить расплавленным парафином.

ном, но при этом постараться не задеть фитиль. Наружу из такой «свечки» должен выглядывать только конец фитиля, пропитанный спиртом.

Наконец, готовят «запал». Несколько кристаллов перманганата калия KMnO_4 смешивают с 5—6 каплями концентрированной серной кислоты H_2SO_4 , чтобы получилась кашица. Окунают в эту кашицу конец длинной стеклянной палочки и касаются ею фитиля. «Свеча» сразу же вспыхивает и горит бледно-голубым пламенем. Причиной воспламенения «свечи» является окисление спирта оксидом марганца(VII) Mn_2O_7 , который образуется при действии на перманганат калия концентрированной серной кислоты:



В первой реакции, помимо Mn_2O_7 , появляется еще сульфат калия K_2SO_4 , а во второй — после воспламенения этанола остается на фитиле черный порошок диоксида марганца MnO_2 , не участвующий в горении спирта.

20.4*. Исчезающие кольца

Курильские острова получили свое название из-за дыма, постоянно курящегося над вулканами в виде колец, поднимающихся и постепенно исчезающих в воздухе. Как получить кольца дыма «на дому»? Химики воспроизводят нечто подобное в описанном ниже опыте. Но его надо проводить на занятии химического кружка и обязательно — в вытяжном шкафу при включенной вентиляции. Здесь используются ядовитые и огнеопасные вещества, поэтому лучше, если опыт покажет учитель или руководитель кружка.

В штативе укрепляют круглодонную колбу емкостью 100—150 мл, а под нее подводят баню с силиконовым маслом, которую подогревают с помощью электроплитки до 70—80 °С. Колбу на 3/4 ее объема заполняют водным раствором гидроксида калия (35—40 г КОН в 60—65 мл воды), а сверху наливают диэтиловый эфир (C_2H_5)₂O слоем не более 10 мм. Сразу после этого при помощи пинцета вносят в колбу 5—6 горошин белого фосфора P_4 (2—3 г). Колбу закрывают резиновой пробкой с изогнутой отводной стеклянной трубкой диаметром 5—7 мм (рис. 45). Конец отводной трубки опускают в чашу с водой, погружая ее на 2—3 см.

Как только колба прогреется, из нее начнет испаряться эфир, который вытеснит весь воздух через газоотводную трубку. Вскоре вы увидите, как пузырьки какого-то газа, вырываясь на поверхность воды из

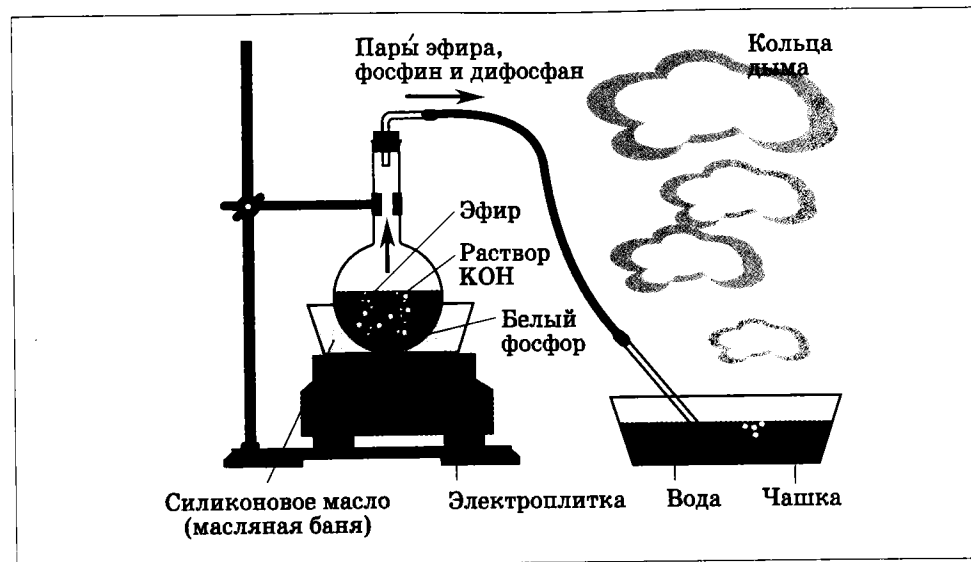
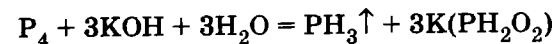


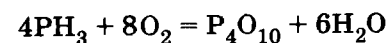
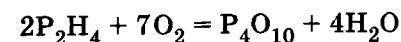
Рис. 45. Образование фосфина и кольца дыма

трубки, начнут вспыхивать на воздухе, образуя кольца дыма, поднимающиеся вверх одно за другим, постепенно расширяющиеся и распыляющиеся...

Разберем происходящие здесь процессы. Реакция, протекающая при взаимодействии белого фосфора с гидроксидом калия в водном растворе, описывается уравнением:



Помимо фосфина PH_3 , здесь еще получается хорошо растворимый в воде гипофосфит калия $\text{K}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ и примесь дифосфана P_2H_4 . Дифосфан на воздухе самовоспламеняется и поджигает фосфин:



В результате этих реакций образуется оксид фосфора(V) P_4O_{10} , который чрезвычайно гигроскопичен, взаимодействует с влагой воздуха и превращается в мельчайшие капельки ортофосфорной кислоты. Эти капельки и составляют основу колец дыма. А эфир был нужен для того, чтобы удалить из колбы воздух, иначе образующиеся в реакции фосфин и дифосфан могут самовоспламениться внутри колбы и вызвать взрыв.

ФОСФИН PH_3 — бесцветное газообразное вещество, аналог аммиака NH_3 . Фосфин обладает чесночным запахом и крайне ядовит. В отличие от аммиака он малорастворим в воде. То незначительное количество PH_3 , которое может содержаться в водном растворе, образует еще меньшую долю гидрата фосфина $\text{PH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, а последний слабо подвергается гидролизу с образованием крайне малого количества катионов фосфония и гидроксид-ионов:



Фосфин PH_3 без примеси дифосфана P_2H_4 на воздухе не воспламеняется. PH_3 — более сильный восстановитель, чем аммиак, и взаимодействует с нитратом серебра AgNO_3 в водном растворе, выделяя металлическое серебро Ag :



20.5. Цветное пламя свечи

Пламя свечи можно сделать зеленым, красным, синим, если поступить следующим образом. Надо расплавить обычную свечу в металлической миске, вынуть из расплава фитиль, а в расплав внести немного ($1/2$ чайной ложки на одну свечу) соли, вызывающей окраску пламени.

Красное пламя получается, если в расплав добавить хлорид стронция $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, зеленоватое — при введении в расплав хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Малиновый цвет можно придать пламени, если к расплаву добавить хлорид лития LiCl . А желтый цвет появится, если ввести в парафин свечи хлорид натрия NaCl или оксалат натрия $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Сине-зеленый цвет пламени получается при смешивании расплава с хлоридом меди CuCl_2 . Расплав тщательно перемешивают с солью и выливают в фарфоровое блюдечко для варенья. Там же по центру располагают фитиль, выставив один его конец из расплава. После того как расплав застынет, можно опробовать новые «свечи».

20.6. Спиртовые огни

Если соль, способную окрашивать пламя, внести в горящий этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, то пламя станет цветным. Для этого поступают следующим образом. В три небольшие чашки кладут тампоны из волокнистых веществ — пакли, ваты или асбеста, пропитанные концентрированными водными растворами солей, окрашивающих пламя (см. 20.5), а затем отжатые и высушенные. После этого тампоны обливают этиловым спиртом в таком количестве, чтобы часть его осталась в чашке, и поджи-

гают. Если такие чашки расставить в разных местах комнаты, то можно получить «гирлянду» зеленых, красных, желтых, малиновых и синих огней без дыма и запаха. «Букет» из цветных огней получают, располагая чашки с горящим спиртом друг около друга на разной высоте. По мере выгорания следует добавлять в чашки спирт, пользуясь длинной пипеткой емкостью 15—25 мл и погружая ее конец под тампон в жидкость.

Вместо солей, перечисленных ранее (см. 20.5), можно использовать нитраты лития, стронция, меди и натрия. Однако эффект будет гораздо слабее из-за того, что эти соли менее летучи.

20.7. Вода вместо спичек, или Пероксид-воспламенитель

Цветное пламя можно получить и совсем другим способом. Особенно интересно, что в роли «спичек», поджигающих горючую смесь, будет... вода!

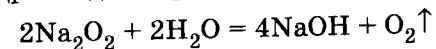
Для этого опыта потребуются три фарфоровые тарелки, в которые мы поместим соответственно:

- смесь равных объемов (например, по 1 чайной ложке) сухого пероксида натрия Na_2O_2 и алюминиевой пудры, смешанной со щепоткой соли, окрашивающей пламя (см. опыт 20.5);
- смесь, состоящую из двух объемов (две чайные ложки) сухого пероксида натрия и одного объема (одна чайная ложка) сухих древесных опилок;

- втрое сложенный листок фильтровальной бумаги, на которую насыпают немного (1 чайную ложку) сухого пероксида натрия Na_2O_2 .

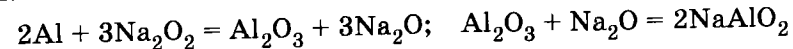
Во вторую и третью тарелки (с опилками и с бумагой) тоже добавляют понемногу соли, вызывающей окраску пламени. После этого, поставив тарелки подальше друг от друга, приливают на смеси по 3—4 капли воды из длинной пипетки. В первой тарелке смесь сгорает ослепительным цветным пламенем и со вспышкой. В остальных тарелках загораются и горят опилки и бумага, а пламя хотя и спокойное, но тоже цветное.

Механизм воспламенения смесей таков: вода разлагает пероксид натрия Na_2O_2 до гидроксида натрия NaOH и кислорода O_2 :



с таким большим выделением теплоты, что от этого загорается не только алюминиевая пудра, но также целлюлоза бумаги и древесины.

При сгорании алюминия образуются оксид алюминия и оксид натрия, которые взаимодействуют между собой с образованием алюмината натрия:



20.8. Горячая кислота

В фарфоровую чашку насыпают чайную ложку сухого пероксида натрия Na_2O_2 , не содержащего примеси карбоната натрия Na_2CO_3 , и щепотку соли ($\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, LiCl и др.), вызывающей окраску пламени (см. 20.5). Затем на эту смесь выливают из длинной пипетки 3—4 капли 90—98%-ной уксусной кислоты CH_3COOH (так называемая «ледяная» уксусная кислота). После падения каждой капли кислоты на пероксид натрия происходит ослепительная цветная вспышка, которая отличается редкой красотой.

Химическая реакция горения кислоты не отличается особой сложностью: ее продукты — гидроксид натрия NaOH и монооксид углерода CO :



Пероксид натрия впервые получил французский химик Жозеф Гей-Люссак в 1811 г. Он же наблюдал вспышки концентрированной уксусной кислоты при контакте с Na_2O_2 .

20.9. Огненный дождь... взAPERти

На дно большой бутылки (емкостью 3—5 л) насыпают слой сухого речного песка толщиной 2—3 см и затем наполняют ее хлором. Хлор, как известно, можно получить действием концентрированной соляной кислоты на диоксид марганца или перманганат калия. Для этого в круглодонную колбу насыпают на 1/4 ее объема MnO_2 или KMnO_4 и вставляют резиновую пробку с капельной воронкой и отводной стеклянной

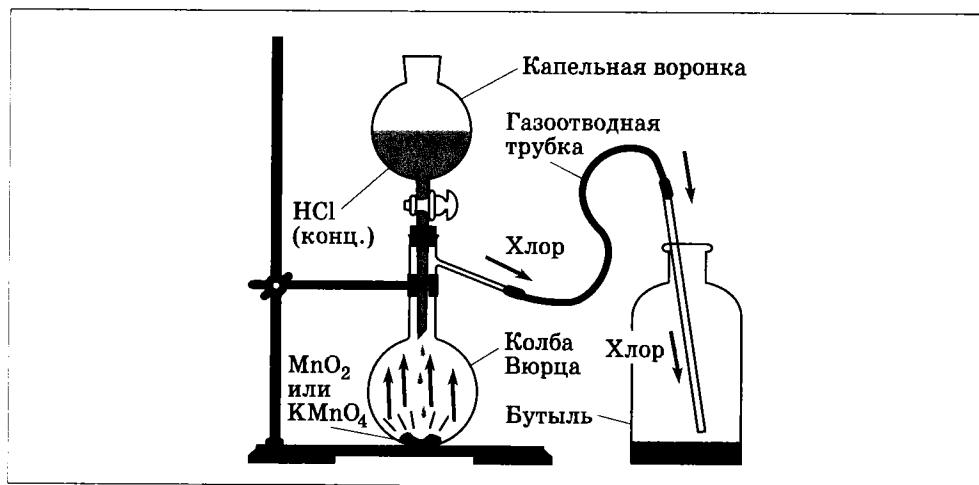
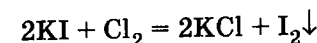


Рис. 46. Получение хлора

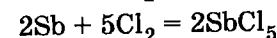
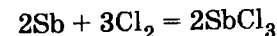
трубкой (рис. 46). Колбу закрепляют в штативе и помещают в вытяжной шкаф. Затем наливают в капельную воронку соляную кислоту и начинают по каплям добавлять ее в круглодонную колбу. Начинается реакция:



Длинную газоотводную трубку погружают в большую бутыл до самого ее дна. Хлор тяжелее воздуха и будет постепенно вытеснять его. Чтобы узнать, наполнена ли бутыл хлором, подносят к ее горловине фильтровальную бумажку, смоченную водным раствором иодида калия. В результате реакции:



выделяется иод I_2 и бумажка чернеет. Бутыл, наполненную хлором, закрывают пробкой. Выполнив эти операции, растирают в фарфоровой ступке сурьму Sb до порошкообразного состояния и наполняют этим порошком небольшую пробирку на 1/4 ее объема. Вынув пробку, осторожно постукивая по пробирке пальцем, небольшими порциями высыпают порошок сурьмы в бутыл с хлором. Сурьма тотчас же воспламеняется и сгорает, образуя «огненный дождь» и разбрасывая во все стороны искры. Слянка наполняется белым дымом продуктов взаимодействия сурьмы и хлора:

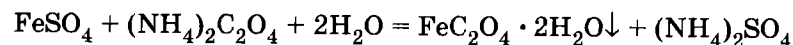


20.10. Железо горит!

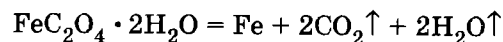
Горят, конечно, не крупные изделия из металла, а тончайшие его порошки, приготовление которых требует известного искусства. Первым, кто обнаружил это свойство порошкообразного железа, был немецкий химик Генрих Густав Магнус в 1825 г. Сейчас уже трудно установить, зачем он стал нагревать оксалат железа(II) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, но его явно заинтересовал черный продукт термического разложения, который он принял за оксид железа FeO . Высыпав его еще теплым из сосуда, где шло разложение, в фарфоровую чашку, изумленный Магнус увидел сноп искр. И он сам, и его коллеги-химики повторяли много раз этот опыт и пришли к выводу, что «из оксида железа оставшееся тепло выходит в виде света». Только позднее было установлено, что воспламеняются мельчайшие частички металла.

Для получения самовоспламеняющихся («пирофорных») порошков железа применяется термическое разложение соли щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ — оксалата железа(II) $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Эту соль надо заранее по-

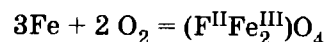
лучить, сливая растворы сульфата железа(II) FeSO_4 и оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Выпадает лимонно-желтый осадок:



Осадок отфильтровывают и высушивают между листами фильтровальной бумаги. Сухой порошок $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ засыпают в пробирку на 1/4 ее объема и прокаливают, держа ее в пламени газовой горелки с небольшим наклоном в сторону отверстия. Прокаливание ведут при умеренной температуре (150—200 °C). Разложение $\text{FeC}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ отвечает уравнению:



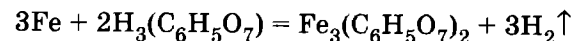
Капли воды снимают со стенок пробирки трубочкой, свернутой из фильтровальной бумаги. Как только лимонно-желтый порошок почернеет, нагревание прекращают, а пробирку закрывают пробкой. Еще теплое содержимое пробирки высыпают порциями в трубку высотой 1 м и шириной 3—4 см, установленную на асбестовом или металлическом листе. Черный порошок железа, высыпаясь из пробирки, самовоспламеняется и сгорает, образуя красивый сноп искр:



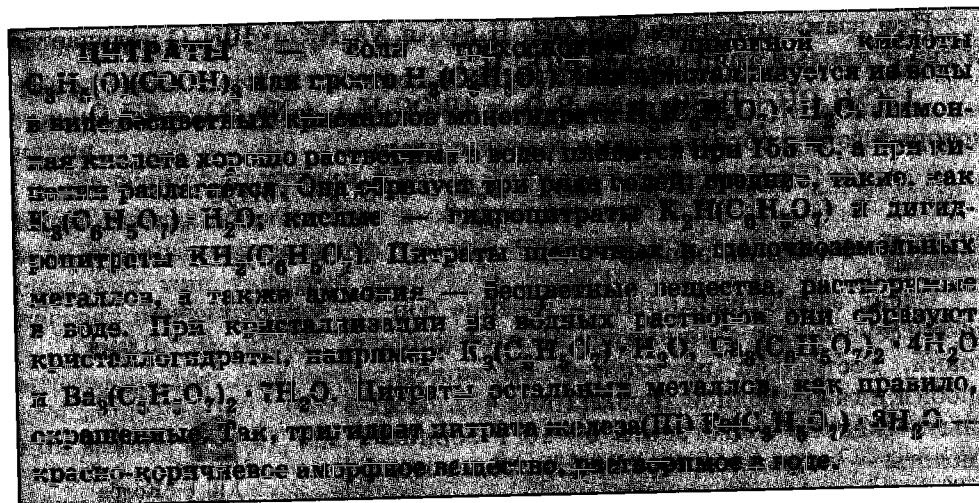
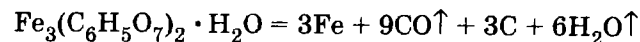
Продукт реакции — тетраоксид дижелеза(III)-железа(II). Средний размер частиц порошкообразного железа около $5 \cdot 10^{-3}$ мм. Их огромная поверхность соприкосновения с воздухом резко повышает скорость окисления железа. При этом выделяется так много теплоты, что порошок воспламеняется.

20.11. И с помощью лимонной кислоты...

Пирофорный порошок железа получается и из цитрата железа. Чтобы получить цитрат железа(II) $\text{Fe}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2$, в водный раствор лимонной кислоты $\text{H}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)$ вносят небольшими порциями мелкие железные опилки, а смесь нагревают. При этом железо химически растворяется, выделяя водород:



Раствор цитрата железа(II) упаривают до начала кристаллизации соли, охлаждают, затем отфильтровывают и сушат выпавшие кристаллы. Реакция термического разложения $\text{Fe}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ сопровождается выделением монооксида углерода CO и углерода:



20.12. Пламя — и сноп искр

Красивый сноп искр можно получить, высыпая в пламя горячей спиртовки порошки таких металлов, как алюминий, титан, цирконий или магний. Порошок сбрасывают с фарфоровой ложечки или со шпателя небольшими порциями. При горении порошков металлов образуются оксиды Al_2O_3 , TiO_2 , ZrO_2 и MgO . В опыте не следует использовать тончайшие порошки (пыль или пудру) этих металлов: в пламени они могут взорваться. Пудра циркония может взорваться уже при комнатной температуре.

20.13. Горящий снег

Возьмите жестяную консервную банку, наполните ее на 3/4 объема снегом и положите в середину 3—4 гранулы карбида кальция. Сверху засыпьте гранулы CaC_2 снегом и поднесите к банке горящую спичку. Снег вспыхивает и горит коптящим пламенем.

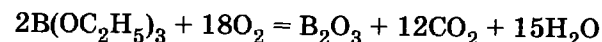
Суть этого опыта в том, что при реакции CaC_2 с водой (взятой в виде снега) выделяется ацетилен. Именно ацетилен горит коптящим пламенем, создавая иллюзию горения снега.

20.14. Зеленое пламя

В фарфоровой чашке смешайте 10 мл этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 10 мл концентрированной серной кислоты и 2 г буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Теперь подожгите смесь. Она будет гореть красивым зеленым пламенем.

При взаимодействии $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_2SO_4 и $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ получается борно-этиловый эфир состава $\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3$:

$12\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 = 4\text{B}(\text{OC}_2\text{H}_5)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$,
который горит, образуя пламя зеленого цвета



20.15. Факел из эфира

Очень эффектный опыт — горение борно-этилового эфира на выходе простой установки, состоящей из конической колбы, пробки и газоотводной трубки (рис. 47). Для опыта следует подготовить 5—10 г борной кислоты — гидроксида бора $\text{B}(\text{OH})_3$, 50 мл этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и 50 мл концентрированной серной кислоты H_2SO_4 . Смешивают в колбе гидроксид бора со спиртом, вносят туда же серную кислоту, закрывают пробкой с трубкой и ставят нагревать на электрическую плитку. Как только в жидкости начнут появляться пузырьки газа, содержимое колбы перемешивают, вращая ее, и после этого подносят горящую лучинку к выходному отверстию газоотводной трубки. Появляется зеленое пламя, которое лучше всего наблюдать, выключив свет в помещении.

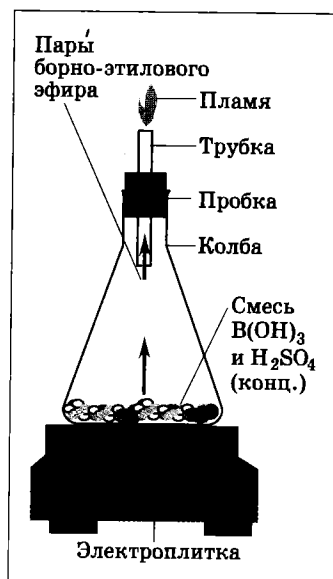


Рис. 47. Горение борно-этилового эфира

20.16. Фейерверк над тиглем

Смешайте на сухой бумаге одинаковые объемы (не больше чем по одной ложечке) порошков перманганата калия, древесного угля и порошка железа. Смесь насыпьте в пробирку из тугоплавкого стекла или железный тигель, поместите в кольцо или в лапку штатива (пробирку — выходным отверстием вверх) и нагревайте пламенем спиртовки или газовой горелки.

Вскоре из смеси начинает вылетать поток ярко светящихся частиц, настоящий «звездный дождь». Уголь и железо окисляются кислородом, выделяющимся при термическом разложении перманганата калия.

20.17*. Огни в жидкости

В небольшой стеклянный цилиндр на высоту 10—12 см налейте концентрированную серную кислоту (рис. 48). Сверху осторожно налейте

этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, наполнив цилиндр почти до верха. Затем в цилиндр всыпьте предварительно измельченные кристаллы перманганата калия.

Падающие крупинки KMnO_4 достигают границы, разделяющей спирт и серную кислоту, и вызывают вспышки огней, так что в течение нескольких минут можно наблюдать в жидкости настоящий фейерверк!

Огни в жидкости возникают, когда этанол мгновенно воспламеняется при контакте с оксидом марганца(VII), который образуется при реакции KMnO_4 и H_2SO_4 (см. 20.3).

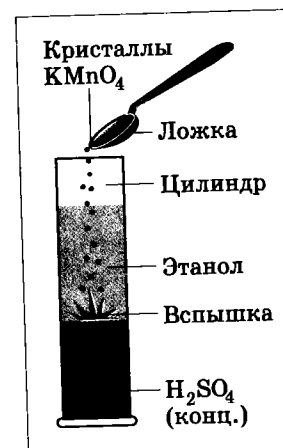


Рис. 48. Вспышки в цилиндре

20.18. Небесный огонь

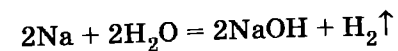
Химик-«факир» может одним движением руки зажечь костер без спичек. Конечно, подобного рода спектакль должен быть тщательно подготовлен.

На железный лист или на кирпичи кладут несколько кристаллов перманганата калия и смачивают их концентрированной серной кислотой. Вокруг раскладывают древесные щепки, устраивая «костер». Важно, чтобы щепки не касались кристаллов KMnO_4 . «Факир» смачивает этиловым спиртом небольшой клочок ваты и незаметно зажимает его между пальцами. В момент, когда нужно зажечь «костер», вполне достаточно выдавить капли спирта из ватного тампона — так, чтобы они попали на смесь перманганата калия с серной кислотой, где в соответствии с уравнением реакции, приведенным ранее (см. 20.3), образуется оксид марганца(VII) — сильнейший окислитель, поджигающий этанол.

«Костер» мгновенно загорается. Надо иметь в виду, что «факир» должен сразу же убрать руку с ваты тампоном, иначе тампон тоже может загореться.

20.19*. Натрий-колдун

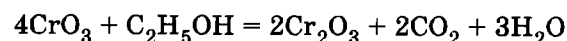
В кучку деревянных палочек, которая будет изображать костер, за пять минут до демонстрации опыта помещают гранулу натрия размером с горошину, а затем поливают ее водой, но не очень обильно (чтобы палочки не намокли и могли гореть). Этого будет достаточно, чтобы произошла реакция с выделением водорода и образованием большого количества теплоты:



Все это приводит к возгоранию «костра».

20.20. Хромовая зажигалка

Чтобы зажечь костер без спичек, можно использовать красные кристаллы оксида хрома(VI) CrO_3 . Надо только очень тщательно просушить это вещество. Чтобы «костер» загорелся, нужно полить CrO_3 небольшим количеством этилового спирта. При соприкосновении с сильным окислителем спирт вспыхивает, а пламя мгновенно охватывает костер:



20.21. Волшебное пламя

Сожгите немного (10—15 мл) этилового спирта в фарфоровой чашке. Обратите внимание: спирт горит почти бесцветным пламенем. Когда горение закончится, в ту же чашку налейте еще 10 мл спирта и 1 мл насыщенного раствора гидроксида бора $\text{B}(\text{OH})_3$. Подожгите смесь, и вы тут же обнаружите: пламя стало ярко-зеленым! Зеленое пламя, получаемое при горении борно-этилового эфира (см. 20.14), — отличная качественная реакция на присутствие соединений бора в пробе сжигаемого вещества.

20.22. Пробирка-факел

Налейте в пробирку 1 мл концентрированной уксусной кислоты. Пробирку надо закрыть пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в лапке штатива в наклонном положении (рис. 49), а потом осторожно нагреть. После того как уксусная кислота закипит и пары ее начнут выходить из отверстия пробирки, подожгите их лучинкой. Появятся длинные языки слабо светящего пламени, похожие на огненный веер.

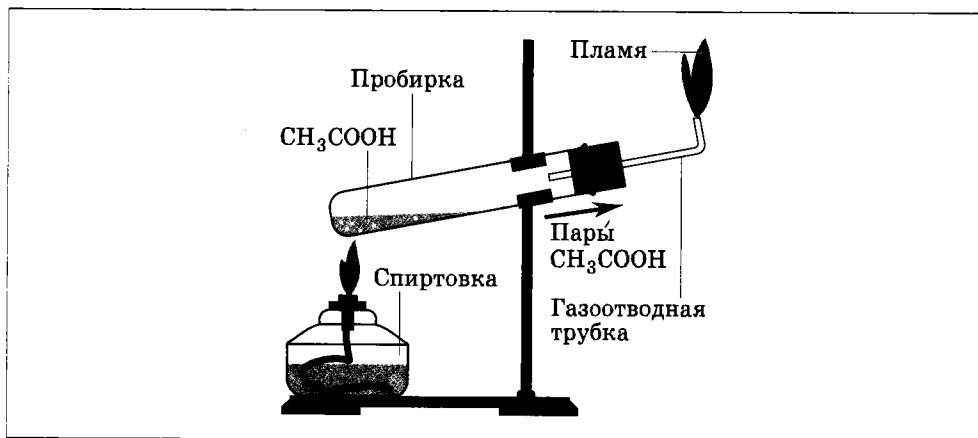
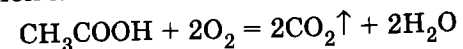


Рис. 49. Горение паров уксусной кислоты

Горение уксусной кислоты отвечает уравнению реакции:

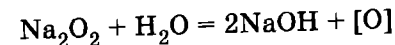


С прекращением образования паров уксусной кислоты горение заканчивается и огонь гаснет.

20.23. Самовозгорание?

На железном листе или в фарфоровой чашке смешайте гранулы пероксида натрия с мелко разорванной фильтровальной бумагой. На приготовленную смесь нанесите несколько капель воды. Бумага тотчас воспламенится. Если «фокусник» сумеет внести в смесь воду незаметно для зрителей, произнося при этом таинственные «заклинания», то опыт произведет замечательное впечатление.

Возгорание смеси пероксида натрия с целлюлозой (фильтровальная бумага) вызвано выделением большого количества теплоты при реакции Na_2O_2 с водой и получением атомного кислорода:



20.24. В кислороде...

Если гранулу фосфора или немного магниевой стружки сжигать в кислороде, то можно наблюдать ярчайшее пламя. Получить кислород можно весьма простым образом.

Приготовьте большую стеклянную банку, химический стакан или широкий цилиндр и на дно этого сосуда насыпьте слой сухого речного песка высотой 1 см. Затем поставьте на песок чашку с концентрированным раствором пероксида водорода и внесите в нее порошкообразный диоксид марганца (рис. 50). Тотчас начнется выделение кислорода, который заполнит весь приготовленный вами сосуд (кислород немного тяжелее воздуха). Теперь можно поджечь красный фосфор или магниевую стружку в ложечке для сжигания и внести ее в сосуд с кислородом.

Уравнения реакций горения таковы:

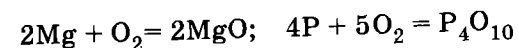
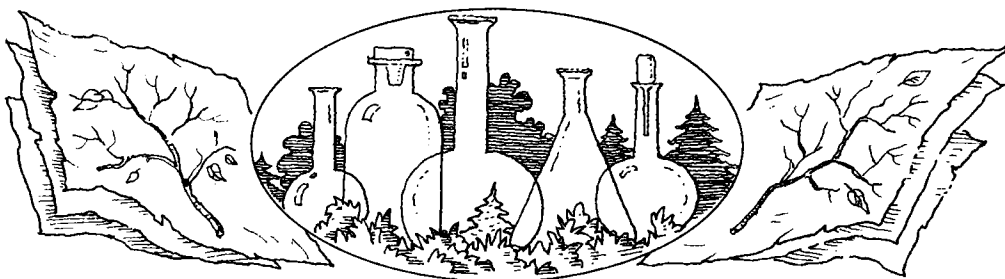


Рис. 50. Горение фосфора в кислороде



Глава 21

ХИМИЧЕСКИЕ ПЕЙЗАЖИ

Греческий историк Геродот из Галикарнаса (484—425 гг. до н. э.), пересказывая старинные легенды, утверждал, что царица Шаммурамат (Семирамида), жена ассирийского царя, в IX в. до н. э. создала в Вавилоне «висячие сады». Их называли одним из семи чудес света. На самом деле эти сады появились только во времена вавилонского царя Навуходоносора тремя веками позже. В те далекие времена никто не подозревал о садах с кристаллическими растениями, которые может вырастить дома любой начинающий химик.

21.1. Деревья Сатурна и Юпитера

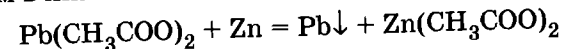
«Сатурново дерево» называют иногда «деревом Парацельса» — врача-алхимика, основателя фармацевтической химии. Готовя одно из своих лекарств растворением в уксусной кислоте металлического свинца, он задумал добавить еще и ртуть, а потому внес в сосуд кусочки цинка. В те времена многие химические элементы и даже очень распространенные металлы еще не были по-настоящему идентифицированы и считалось, что цинк содержит много ртути, от этого он такой легкоплавкий.

Не имея времени продолжить опыт, Парацельс оставил сосуд на несколько дней, и как же сильно он был поражен, когда увидел на кусочках цинка блестящие веточки неизвестной природы! Он подумал, что ртуть, затвердев, вышла из цинка. Позже красивое «дерево» получило название «сатурнова» по алхимическому названию свинца.

Чтобы вырастить «сатурново дерево», или «дерево Парацельса», наливают в высокий стакан или стеклянный цилиндр водный раствор 25—30 г ацетата свинца $Pb(CH_3COO)_2$ в 100 мл воды и погружают в него

очищенную тонкой наждачной бумагой пластину или стержень из цинка. Можно вместо этого подвесить на нитке несколько кусочков цинка, тоже очищенных наждачной бумагой. С течением времени на цинковой поверхности вырастают ветвистые и блестящие, сросшиеся между собой кристаллы свинца.

Их появление вызвано реакцией восстановления свинца из его соли более активным в химическом отношении металлом цинком:



Парацельсу приписывают также получение кристаллов олова на гранулах цинка — «деревя Юпитера». Чтобы вырастить такое «дерево», в высокий стеклянный сосуд наливают водный раствор 30—40 г хлорида олова(II) $SnCl_2$ в 100 мл воды и погружают цинковую пластинку. Очень быстро на ней вырастает дерево из черных кристалликов олова.

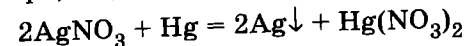
21.2*. Серебряное деревце Дианы

Древнегреческая мифология связывает девственную богиню-охотницу Артемиду с Луной, а Луна в алхимии — символ серебра. Древнеримская богиня Луны носила имя Дианы. В Риме существовало знаменитое святилище Дианы, где утварь и светильники были изготовлены из чистого серебра. Диана считалась покровительницей серебряных дел мастеров. Поэтому алхимики, выделявшие серебро из его солей при помощи ртути, называли его «серебром Дианы».

Попробуйте выделить серебро из водного раствора нитрата серебра(I) при помощи ртути. Это получается при точном, прямо-таки ювелирном соблюдении всех перечисленных ниже условий. В стеклянный стакан с каплей ртути Hg на дне надо налить водный раствор нитрата серебра(I) $AgNO_3$ (10 г соли в 90 мл воды). Сначала ртуть покрывается серой пленкой амальгамы серебра (сплава ртути с серебром), а через 5—10 секунд на ней начинают очень быстро расти блестящие игольчатые кристаллы серебра. Спустя несколько минут иглы начинают ветвиться, а через час в сосуде вырастает сверкающее серебряное деревце.

Здесь очень важно точно следовать рекомендованной концентрации нитрата серебра: при более низком содержании $AgNO_3$ роста кристаллов металлического серебра не наблюдается. Так, при содержании в 100 мл воды всего 5 г $AgNO_3$ через 2 минуты будет наблюдаться рост лишь одиноких кристаллов. А при более высоком содержании $AgNO_3$ (например, при 20—40 г в 100 мл воды) кристаллизация серебра идет по всей массе раствора без образования ветвистых кристаллов.

Растущие кристаллы, как насос, выкачивают катионы серебра Ag^+ из окружающего раствора, и идет окислительно-восстановительная реакция:



21.3. Кристаллы меди на графите

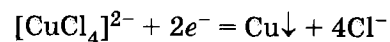
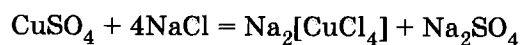
В коллекцию химических домашних растений можно включить и своеобразное деревце, ствол которого представляет собой стержень из графита, а ветки — блестящие красные кристаллы меди. Это «растение» выращивают так.

В стеклянный цилиндр наливают отфильтрованный водный раствор, содержащий сульфат меди(II) и хлорид натрия. Чтобы приготовить такой раствор, вносят в 100 мл воды 15 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и 15 г поваренной соли. Затем готовят графитовый стержень длиной 6—8 см (его можно взять из толстого карандаша или из электрической батарейки) и надевают на него поролоновый кружок толщиной 5 мм и диаметром, почти равным внутреннему диаметру цилиндра (рис. 51). Выше кружка на графитовый стержень наматывают 5—6 витков алюминиевой проволоки, которую прижимают к стержню в верхней части узкой полоской липкой ленты. Стержень с кружком и проволокой вставляют в цилиндр так, чтобы поролон касался налитого раствора без воздушной прослойки. Поверх кружка наливают концентрированный водный раствор хлорида натрия. Поролоновый кружок не дает смешиваться двум растворам.

Вскоре на алюминиевой проволоке появляются пузырьки водорода, а вокруг графитового стержня под кружком образуется коричневое облачко, и раствор приобретает коричневую, почти черную окраску. Через несколько часов верхний слой раствора под кружком начинает светлеть,

а на стержне появляются кристаллики меди красновато-кирпичного цвета. В конце концов весь графитовый стержень ниже кружка покрывается кристаллами меди, причем самые крупные из них будут располагаться внизу.

Цилиндр является «электролизером», в котором на катode (графитовом стержне) из образовавшегося ранее анионного комплекса тетрахлокоупрата(II) натрия $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$ протекает реакция восстановления меди:



Верхняя часть графита служит анодом, на котором алюминий, теряя электроны, переходит в раствор в виде гексааквакатиона:

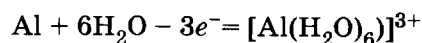


Рис. 51. «Деревце» из графита и меди

КУПРАТЫ — комплексные соединения, содержащие комплексный катион с центральным атомом меди. Этот центральный атом может иметь степень окисления +I. Примером соединения такого рода может служить дихлокоупрат(I) водорода $\text{H}[\text{CuCl}_2]$. Он образует бесцветные перламутровые кристаллы, растворимые в воде. В водном растворе $\text{H}[\text{CuCl}_2]$ кислотная среда. Примеры купратов со степенью окисления меди +II — это хорошо растворимые в воде тетрахлокоупрат(II) натрия $\text{Na}_2[\text{CuCl}_4]$ (коричневого цвета) и тетрацианокупрат(II) калия $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ (бесцветное кристаллическое вещество). Получены и очень нестойкие комплексные производные меди в степени окисления +III — красные кристаллы тетрагидрокоупрата(III) калия $\text{K}[\text{Cu}(\text{OH})_4]$ и бесцветные кристаллы гексафторокупрата(III) калия $\text{K}_3[\text{CuF}_6]$.

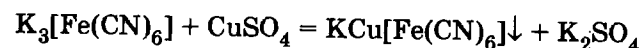
21.4. Цианоферратные кустарники Ломоносова

Русский физикохимик Михаил Васильевич Ломоносов в 1750 г. занялся разработкой способа получения синей краски, известной в то время как «берлинская лазурь». Химическая формула этого соединения, уточненная уже в наши дни, — $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, гексацианоферрат(III) железа(II)-калия. Попутно Ломоносов изучал взаимодействие желтой и красной кровяных солей, гексацианоферрата(II) и гексацианоферрата(III) с различными солями других металлов.

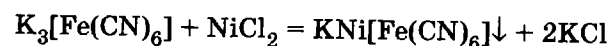
Изумительные «растения», похожие на нитевидные «водоросли» или ветки «подводного кустарника», вырастают в сосудах при взаимодействии в водном растворе гексацианоферратов калия с хлоридом или сульфатом марганца(II), цинка(II), никеля(II), кобальта(II), хрома(III). Для этого в раствор 30—50 г желтой кровяной соли — гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в 1 л воды добавляют два-три кристаллика этих солей.

Появление водных «растений» связано с реакциями, в которых выпадают в осадок малорастворимые комплексные соли типа $\text{K}_2\text{Zn}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ или $\text{KCr}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Эти соединения покрывают внесенные кристаллики полупроницаемой пленкой. Через пленку просачивается вода из раствора. Давление под пленкой возрастает, в некоторых местах она прорывается, и там начинают расти длинные изогнутые «трубочки» — «ветки» диковинных растений. Рост будет продолжаться до тех пор, пока не израсходуется весь кристалл внесенной соли.

Синий «кустарник» вырастает, когда в раствор 100—150 г сульфата меди(II) CuSO_4 в 1 л воды добавить кристаллики красной кровяной соли — гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Его появление вызвано реакцией образования малорастворимого гексацианоферрата(III) меди(II)-калия $\text{KCu}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:

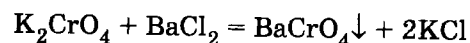


Зеленые тонкие «водоросли» с синеватым оттенком появляются, если в водный раствор хлорида никеля(II) NiCl_2 (30—50 г в 1 л воды) опустить кристаллик гексацианоферрата(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Они образуются по реакции:

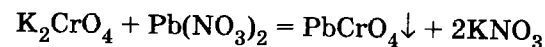


21.5. Хроматный осенний сад

Химический осенний сад с желтой «травой» и золотистыми «листьями» вырастает, если в водный раствор, содержащий 30—50 г хромата калия K_2CrO_4 в 1 л воды, добавить кристаллик дигидрата хлорида бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. В желтом растворе будет протекать осаждение хромата бария BaCrO_4 :



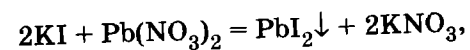
Тонкие нити желтого цвета, похожие на траву, появятся и в водном растворе нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, содержащем 100—150 г соли в 1 л воды, если в него опустить несколько кристалликов хромата калия. В этом случае «травка» — это малорастворимый хромат свинца PbCrO_4 :



21.6. Золотистые листочки в растворе

Чтобы получить «парящие» в водном растворе сверкающие золотистые листочки, надо в стеклянном сосуде смешать одинаковые объемы 10%-ных растворов нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и иодида калия KI . Тотчас же выпадает желтый осадок иодида свинца(II) PbI_2 . Ему дают отстояться, сливают с него жидкость и растворяют этот осадок в горячей воде, слегка подкисленной уксусной кислотой. Медленно охлаждая сосуд с раствором, получают в жидкости тончайшие золотистые пластинки

кристаллов PbI_2 . «Осенний сад» в стеклянной банке получается по обменной реакции:

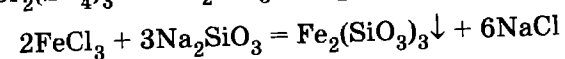
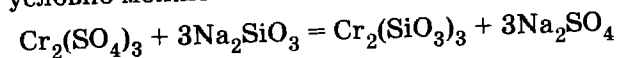


а полученный иодид свинца(II) PbI_2 кристаллизуется из пересыщенного раствора при охлаждении.

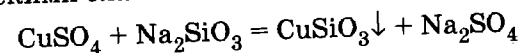
21.7. Химический аквариум

Если в высокую стеклянную банку налить 1 л жидкого стекла — полисиликата натрия с условной формулой Na_2SiO_3 и добавить 0,5—0,7 л воды, перемешать, а потом одновременно из двух стаканов вылить в эту банку водные растворы сульфата хрома(III) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и хлорида железа(III) FeCl_3 , то в банке вырастут силикатные «водоросли» желто-зеленого цвета, которые, причудливо переплетаясь, опускаются сверху вниз.

Рост «водорослей» — результат кристаллизации силикатов железа, меди и хрома, образующихся в результате обменных реакций, уравнения которых условно можно записать следующим образом:



Добавив в ту же банку по каплям раствор сульфата меди(II) CuSO_4 , мы заселим аквариум причудливыми «морскими звездами» и круглыми колючими «морскими ежами» синего цвета:



21.8. Оранжевая Пелиго

Французский агрохимик Эжен Мельшюр Пелиго в 1851 г. удивил своих коллег интересным опытом. Попробуйте повторить этот опыт.

Большой стеклянный цилиндр тщательно вымойте горячей водой и по стенке налейте в него горячий водный раствор тиосульфата натрия, наполнив цилиндр на 1/3 его высоты. Готовить этот раствор надо, внося в 45 мл горячей воды 450 г пентагидрата тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Осторожно по стеклянной палочке на этот раствор налейте, не смешивая с ним, горячий раствор ацетата натрия (300 г тригидрата ацетата натрия $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ на 45 мл воды). Раствор ацетата натрия тоже должен занять 1/3 высоты цилиндра.

Наконец, в верхнюю часть цилиндра на 1/3 его высоты налейте горячую воду, не перемешивая ее с нижними слоями растворов. Затем ци-

лиандр накройте часовым стеклом и дайте ему остыть до комнатной температуры.

После этого сделайте следующее. К концу стеклянной палочки прикрепите воском или парафином кристаллик $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и осторожно опустите в самый нижний слой раствора (рис. 52). Тотчас же вокруг кристаллика начнется образование «цветка» из бесцветных кристаллов пентагидрата тиосульфата натрия. К другой стеклянной палочке прикрепите кристаллик ацетата натрия $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и опустите во второй слой раствора. Здесь также начнется кристаллизация «цветка» из соли, но кристаллы будут другой формы. Так вы получите в цилиндре «оранжерею» с диковинными «цветами», состоящую из двух слоев блистающих на свету прозрачных кристаллов изумительной красоты.

21.9. Фантастические пейзажи на стекле

Чтобы запечатлеть причудливые узоры из мелких цветных кристалликов солей, существует следующий способ. Готовят теплый раствор 2—3 г желатина в 100 мл воды и 10—15%-ные водные растворы окрашенных солей (сульфата меди CuSO_4 , дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, хлорида никеля NiCl_2 , хлорида кобальта CoCl_2 и т. п.). Эти растворы будут содержать 10—15 г каждой соли в 100 г воды.

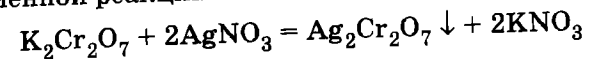
Затем раствор желатина смешивают с десятикратным объемом раствора соли и выливают смесь на обезжиренную стеклянную пластинку, чтобы получился слой толщиной 2—3 мм. Пластинку оставляют в горизонтальном положении для испарения воды. Через один-два дня тонкий

слой раствора желатина с примесями солей высыхает и на стекле появляются причудливые узоры из цветных кристаллов синего, оранжевого, зеленого, розового цветов.

ЖЕЛАТИН — прозрачный, без вкуса и запаха, белковый продукт, получаемый из костей, кожи и чешуи животных, птиц и рыб, путем продолжительного вываривания их в воде. Желатин в сухом виде представляет собой тонкие, прозрачные или слегка желтоватые пластинки. Он обладает свойством давать гель (студень) даже в очень слабых 1%-ных водных растворах.

21.10. Кольца Лизеганга

Немецкий физикохимик Рафаэль Лизеганг в 1867 г. придумал свой способ получения пейзажей на стекле, получивший название «кольца Лизеганга». В центр застывшего на стекле слоя желатина (см. 21.9), содержащего 10% дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, помещают большую каплю концентрированного водного раствора нитрата серебра(I) AgNO_3 (90 г соли в 100 мл воды). Через несколько дней в слое желатина появляются концентрические кольца красно-бурого цвета. В застывшем слое желатина происходит отложение колец из кристаллического $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, полученных по обменной реакции:



Вот в чем причина удивительной формы выделения осадка. Водный раствор нитрата серебра проникает в студень постепенно, и на некотором расстоянии от центра капли образуется насыщенный раствор дихромата серебра, из которого выделяются кристаллы этой малорастворимой соли. К месту их роста медленно подтягиваются находящиеся вблизи дихроматные анионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, благодаря чему вокруг кольца с осадком $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образуется зона, свободная от дихромата калия, а значит — бесцветная. В эту зону сквозь кольцо осадка устремляются новые ионы Ag^+ и NO_3^- . Они подходят к участкам желатина, содержащим анионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, образуя второе красно-бурое кольцо из кристаллов дихромата серебра... Потом все процессы повторяются вновь, пока хватает введенных реактивов.

21.11. Заросли из серы

Берут широкий химический стакан емкостью 2 л, в который вставляют до 1/3 высоты две П-образные стеклянные палочки разной высоты

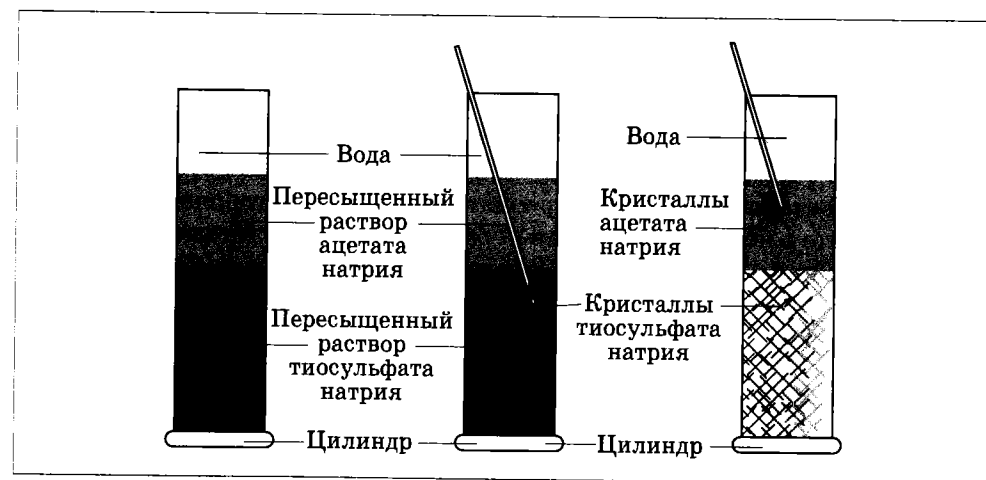


Рис. 52. Опыт Пелиго

перпендикулярно друг другу так, чтобы одна из них проходила под другой и они не доходили до стенок стаканов на 4—5 мм. В стакан наливают раствор сульфата меди(II) CuSO_4 с содержанием соли 50—100 г в 1 л воды. Жидкость должна наполнять стакан на 4/5 его объема. Стакан накрывают часовыми стеклами и ставят в холодильник для охлаждения.

В большую пробирку, закрепленную в деревянной или металлической держалке, насыпают примерно на 1/3 ее объема кусочки черенковой или комовой серы. Тонко измельченную серу («серный цвет») в этом опыте использовать не рекомендуется, так как при плавлении это вещество сильно вспенивается.

Пробирку осторожно нагревают над пламенем до тех пор, пока вся сера не превратится в желтую легкоподвижную жидкость. Затем усиливают нагревание. Расплав сначала становится густым, а потом, ближе к точке кипения, снова делается жидким. Когда сера закипит, ее выливают в раствор сульфата меди. При выливании расплава делают круговые движения рукой так, чтобы струйки расплава ложились в разные места на скрепленных стеклянных палочках. Иногда в этот момент сера загорается, но на это можно не обращать внимания: ведь ей предстоит встреча с водой. Если пробирка после выливания серы продолжает обгорать, ее надо наполнить водой из запасного стакана.

В результате на стеклянных палочках повисают тонкие, тягучие коричнево-желтые нити пластической серы — полная иллюзия тропических джунглей, перевитых лианами. Через час «лианы» становятся твердыми и на их поверхности появляется желтоватый налет мелких кристалликов серы. Благодаря раствору CuSO_4 нити «лиан» приобретают зеленоватый оттенок, поскольку рассматривать их приходится через голубую жидкость.

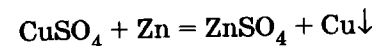
СЕРА — удивительное вещество. Она плавится при 119 °С и превращается в светло-желтую подвижную жидкость. Затем жидкость темнеет, становится коричневой и вязкой. При 200 °С расплав еще больше темнеет, а вязкость увеличивается, и он напоминает смолу. Выше 250 °С жидкая сера становится более подвижной, ее вязкость начинает уменьшаться, достигая минимума при 400 °С. При 445 °С сера закипает.

21.12. Замшелые камни

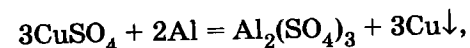
На дно широкого стеклянного сосуда с достаточно толстыми стенками осторожно опускают речную гальку. Можно насыпать и бесцветный речной песок слоем толщиной 3—5 см. Затем наливают на половину объема сосуда концентрированный водный раствор сульфата меди(II)

CuSO_4 . После этого в раствор добавляют смесь цинковой пыли и гранулированного цинка до исчезновения голубой окраски жидкости.

Частицы цинка покрываются лохматым налетом кирпично-красного цвета, похожим на мох, и оседают на камнях или песке. Это говорит о выделении кристаллов меди в результате окислительно-восстановительной реакции:

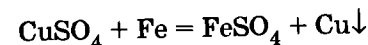


Цинк можно заменить алюминием Al, но в этом случае для предотвращения гидролиза сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, образующегося в реакции:



к раствору сульфата меди заранее добавляют 5—10 мл разбавленной серной кислоты, которая с медью не взаимодействует.

То, что арабский алхимик Джабир аль-Хайян на рубеже I и II тысячелетий называл «превращением железа в медь», на самом деле было процессом, очень похожим на рассмотренные здесь опыты. В растворе медного купороса железные клинки покрывались слоем меди, выделявшейся по реакции:



Полная иллюзия превращения одного металла в другой! Жаль только, что алюминий во времена алхимиков еще не был известен.

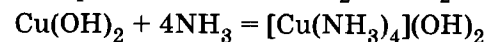
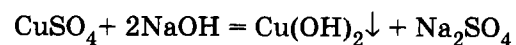
21.13. Целлюлозные водоросли

В 1857 г. швейцарский химик Матиас Швейцер обнаружил, что концентрированный водный раствор комплексного соединения — гидроксида тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ растворяет вату и кусочки фильтровальной бумаги. Это было для него первой неожиданностью, а второй оказалось превращение полученного раствора в нитевидные «водоросли», если полученный вязкий раствор влить тонкой струйкой в сосуд с разбавленной серной кислотой. Так Швейцер впервые в истории химии получил нити чистой целлюлозы.

Воспроизведем опыт Швейцера. В химический стакан емкостью 1—2 л нальем на 3/4 его объема разбавленную серную кислоту (54 мл концентрированной H_2SO_4 на 1 л воды).

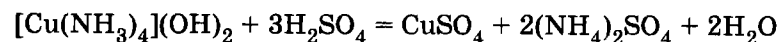
После этого приготовим реактив Швейцера. Для этого к 150—200 мл водного раствора сульфата меди (10—15 г соли на 100 мл воды) добавим в небольшом избытке разбавленный раствор гидроксида натрия. Выпавший голубой осадок гидроксида меди $\text{Cu}(\text{OH})_2$ отфильтруем, а потом обработаем 15% -ным раствором аммиака. Осадок превратится в рас-

творимый ярко-синий комплекс — гидроксид тетраамминмеди(II) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$:



Теперь приступим к растворению целлюлозы. В химический стакан емкостью 500 мл нальем 100 мл раствора полученного аммиачного комплекса (реактива Швейцера) и туда же поместим небольшой кусок ваты или обрывки фильтровальной бумаги. После перемешивания целлюлоза растворяется и образуется темно-синяя жидкость. Набираем эту жидкость в шприц емкостью 25—50 мл и выпускаем ее в стакан с разбавленной серной кислотой. Образуются тонкие шелковистые нити своеобразных «водорослей». Раствор при этом становится небесно-голубым, как вода горного озера, отражающего чистое небо.

В кислотной среде аммиачный комплекс разрушается по реакции:



В результате выделяется осадок целлюлозы. Волокна медно-аммиачного «шелка», из которого состоят полученные нами «водоросли», в несколько раз тоньше волокон натурального шелка и даже тоньше паутин. Их долгое время использовали для изготовления легких тканей, подмешивали к шерсти, синтетическим волокнам.

ЦЕЛЛЮЛОЗА (клетчатка) — белый волокнистый материал с длиной волокон до 40—50 мм, нерастворимый в воде и органических растворителях. Однако она хорошо растворима в водных растворах аммиаков меди(II), кобальта(II), никеля(II) и кадмия(II) — соединений состава $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$ и $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6](\text{OH})_2$.

Молекулы целлюлозы — линейные разветвленные цепи, построенные из звеньев глюкозы, соединенных атомами кислорода. Эти цепи могут содержать более 10 000 подобных звеньев и иметь относительную молекулярную массу более миллиона.

Целлюлоза — главная составная часть клеточных стенок растений. Она придает им механическую прочность и эластичность. Больше всего целлюлозы содержится в древесине, хлопке, лубяных волокнах коры деревьев, в зеленых листьях и траве. Целлюлоза не усваивается человеком и большинством животных, так как у них не вырабатывается ферментов, которые могли бы превратить целлюлозу в продукты, перерабатываемые организмом. Исключение — жвачные животные, например коровы, в пищеварительных трактах которых имеются бактерии, способные разлагать целлюлозу. Из целлюлозы изготавливают бумагу, картон, искусственные волокна, целлофан.

21.14. Эмалевые пейзажи на металле

Мастера Древнего Египта, Индии, Китая и алхимики средневековой Европы умели готовить разноцветные эмали и с их помощью наносить на металл рисунки — мифологические сюжеты, жанровые сцены и пейзажи. «Рисовать» с помощью эмали — это целое искусство. Но им можно овладеть, если набраться терпения и точно следовать приведенным рецептам.

Один из самых простых способов получения и использования эмали заключается в следующем. Растирают в фарфоровой ступке 5 г тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (буры), 10 г оксида свинца(II) PbO и 2 г оксида кобальта(II) CoO , пересыпают полученную смесь в фарфоровый тигель, уплотняя ее слой стеклянной палочкой или фарфоровой ложечкой так, чтобы получился конус с вершиной в середине тигля. Уплотненная смесь должна занимать в тигле не более $3/4$ его объема. Тигель помещают в муфельную или тигельную печь и нагревают до 800—900 °С. После прекращения выделения пузырьков газа смесь сплавляется, и легкоплавкая эмаль готова. Горячий тигель с расплавом берут щипцами и сразу же выливают его содержимое на стальной лист с гладкой поверхностью. После охлаждения расплав превращается в «стекло» сине-фиолетового цвета. Это промежуточный этап получения эмали. Чтобы обрзовалось «стекло» зеленого цвета, вместо оксида кобальта(II) в исходную смесь вводят 2 г оксида меди(II) CuO .

Эмалевое «стекло» синего или зеленого цвета надо разбить молотком или фарфоровым пестиком и затем растереть в фарфоровой ступке. Порошок высыпают на лист толстого стекла, добавляют немного воды и растирают до сметанообразного состояния плоским дном фарфоровой ступки. Поверхность выбранной для эмалирования толстой металлической (алюминиевой или медной) пластинки зачищают тонкозернистой наждачной бумагой, обезжиривают (моют в растворе стирального порошка) и высушивают на воздухе. После этого на чистую и сухую поверхность металла шилом наносят контурный рисунок.

Полученные углубления с помощью кисточки заполняют полужидкой массой измельченного эмалевого «стекла» так, чтобы она выступала над поверхностью. Затем пластинку, не наклоняя, берут щипцами и высушивают над пламенем горелки, а после этого нагревают над тем же пламенем до тех пор, пока смесь не наплавится на металл в виде сине-фиолетового или зеленого узора по контуру рисунка. Не меняя горизонтального положения пластинки, ставят ее на металлическую подставку для охлаждения.

При сплавлении смеси, состоящей из тетрабората натрия, оксидов свинца и кобальта (или меди), образуются бораты, имеющие сложный состав.

ЭМАЛЬ — легкоплавкое стеклообразное покрытие, которое наносят на металл для придания ему большей устойчивости к коррозии или художественного оформления поверхностей изделий.

В состав эмалей могут входить самые разнообразные вещества, если их смесь образует легкоплавкое стекло. Среди таких веществ могут быть кварцевый песок (диоксид кремния SiO_2), полевые шпаты (природные минералы состава $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$), оксиды бора, свинца(II), натрия, сурьмы(III) и кальция (B_2O_3 , PbO , Na_2O , Sb_2O_3 и CaO). Если нужна цветная эмаль, то в смесь вводят оксиды кобальта(II) CoO , никеля(II) NiO , хрома(III) Cr_2O_3 и меди(II) CuO . Эмаль должна быть более легкоплавкой, чем металл, и обладать одинаковой с ним способностью расширяться от нагревания. При плавлении эмалевых смесей образуются бораты (если используются оксиды бора) или силикаты (при включении в смесь диоксида кремния или полевых шпатов).

БОРАТЫ — это соли борных кислот: метаборной HBO_2 , ортоборной B(OH)_3 и не выделенных в свободном состоянии тетраборной $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$, тетрагидроксобората водорода $\text{H[B(OH)}_4\text{]}$ и др.

Бораты некоторых металлов, таких как хром или кобальт, образуют цветные стекла. Бораты щелочных металлов и аммония хорошо растворимы в воде, бораты других металлов в большинстве случаев малорастворимы. Безводные бораты щелочных металлов, аммония и свинца плавятся в интервале температур от 500 до 1000 °C. Бораты (например, тетраборат натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — бура) легко разлагаются кислотами с выделением борной кислоты:



Растворимые в воде бораты (например, тетраборат натрия) гидролизуются, поэтому в их водных растворах щелочная среда.

21.15. Зимний пейзаж на стекле

Приготовьте в химическом стакане при нагревании насыщенный раствор сульфата магния. К этому горячему раствору добавьте несколько капель заранее приготовленного столярного клея. Перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой. Полученную смесь надо нанести на кусок чистого оконного стекла ровным слоем при помощи кисти.

Через некоторое время на стекле появляются кристаллы, образующие «ледяные узоры»: при понижении температуры из пересыщенного раствора соли выпадают кристаллы ветвистой формы.

21.16*. «Иней»

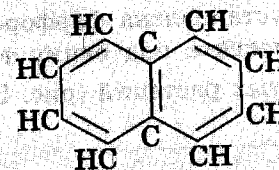
Насыпьте на дно химического стакана слой нафталина высотой 0,5—1 см и укрепите в нем несколько еловых или березовых веточек. Стакан поставьте на электроплитку, а сверху на него поставьте наполненную водой круглодонную колбу (рис. 53). Через некоторое время после начала нагревания веточки покроются блестящими кристаллами нафталина, похожими на иней. Нафталин летуч и легко возгоняется, а потом кристаллизуется из газовой фазы.

Проводя опыт, нельзя допускать попадания паров нафталина в воздух помещения: они токсичны.



Рис. 53. Нафталиновый «иней»

НАФТАЛИН — ароматический углеводород состава C_{10}H_8 , молекула которого включает два соединенных между собой бензольных кольца:



Нафталин представляет собой белые пластинчатые кристаллы с резким запахом. Он плавится при 80,3 °C, а кипит при 218 °C. Нафталин обладает высокой летучестью и даже при комнатной температуре может полностью улетучиться. Получают его из каменноугольной смолы или из коксового газа, а применяют для производства красителей и фталевой кислоты.

Интересно, что во время Первой мировой войны нафталин применяли в Германии как сырье для получения топлива для двигателей внутреннего сгорания — декалина и тетралина.

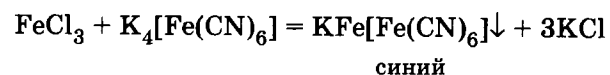
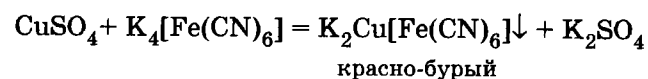
21.17. Марсианский пейзаж

Химическую «живопись» можно демонстрировать с большим успехом. Главное здесь — тщательная предварительная подготовка

«пейзажа», который будет возникать на бумаге на глазах у изумленных зрителей.

На листе плотной белой бумаги нарисуйте фантастический пейзаж, который будет включать красно-бурый, синий и белый цвета. Те участки бумаги, где цвет должен стать красно-бурым, пропитывают при помощи кисточки или ватного тампона раствором сульфата меди(II) CuSO_4 . Синие участки обрабатывают раствором хлорида железа(III) FeCl_3 . После того как бумага высохнет, картину обрабатывают из пульверизатора раствором желтой кровяной соли — гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, и на белом листе волшебным образом возникает пейзаж.

Появление красно-бурой и синей окраски отвечает уравнениям следующих реакций:



21.18. Метель в банке

Приготовьте пятилитровую стеклянную банку или аквариум и установите вверх дном на столик с отверстием для электроплитки или спиртовки, на которой будет установлена фарфоровая чашка с бензойной кислотой $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$. Поместите под банку также несколько еловых веток или сухих травянистых растений (рис. 54). Вскоре после начала

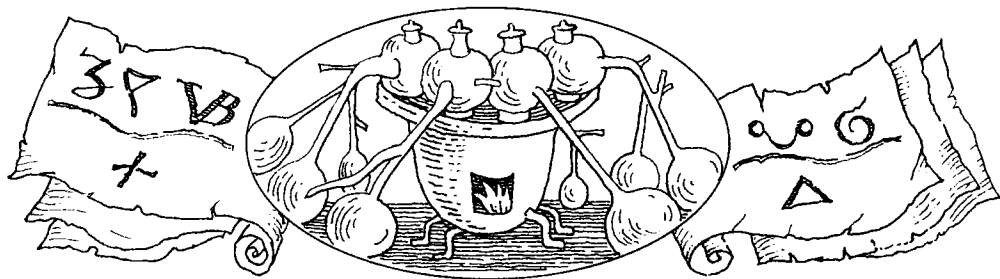


Рис. 54. Возгонка бензойной кислоты

нагревания бензойной кислоты она плавится, а затем возгоняется, и «сад» покрывается белыми хлопьями «снега», создавая «зимний пейзаж».

Проводя опыт, нельзя допускать попадания паров бензойной кислоты в воздух помещения: они токсичны.

БЕНЗОЙНАЯ КИСЛОТА $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ — бесцветное кристаллическое вещество со слабым запахом. Она плавится при 122°C , кипит при 250°C , а при нагревании легко возгоняется. Бензойная кислота хорошо растворима в горячей воде, а также в спирте, жирах и маслах. Она содержится в природных душистых маслах, например в гвоздичном, в виде сложных эфиров — бензоатов. Раньше $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ получали из бензойной смолы, а в настоящее время — каталитическим окислением толуола. Применение бензойной кислоты основано на ее антисептическом и консервирующем действии. Кроме того, ее используют в производстве красителей и лекарственных средств.



Глава 22

СТРАННЫЕ ПРИБОРЫ, ФАНТАСТИЧЕСКИЕ ИЗОБРЕТЕНИЯ

Замечательная наука химия что ни день преподносит сюрпризы. Новые вещества и материалы, хитроумные устройства, в которых используются необычные свойства обыкновенных предметов — вот о чем пойдет речь в этой главе.

22.1*. Синий плотномер

Почему одни предметы плавают, а другие тонут? Знакомый каждому школьнику закон Архимеда подсказывает, что тонут те предметы, которые обладают большей плотностью, чем жидкость. Это утверждение справедливо, если, кроме силы тяжести и выталкивающей архимедовой силы, на тело не действуют никакие другие силы (вроде поверхностного натяжения, гидродинамической подъемной силы и т. п.). На законе Архимеда основано применение плотномеров (ареометров), которые при погружении в жидкость позволяют мгновенно определить ее плотность.

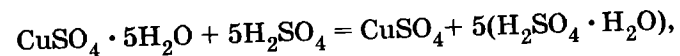
Вместо плотномеров можно использовать кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Это даст возможность сравнивать плотность бензина, керосина, масла и любой другой жидкости, не растворяющей купорос, с его плотностью, равной $2,3 \text{ г/см}^3$ — смотря по тому, плавают кристаллы в жидкости или тонут.

Концентрированная серная кислота H_2SO_4 не растворяет кристаллы медного купороса, но при ее участии происходят странные события. Если пробирку или химический стакан наполнить на половину объема кон-

центрированной серной кислотой, а потом бросить туда 2—3 синих кристалла медного купороса, то сначала кристаллы будут плавать на поверхности кислоты, а потом начнут обесцвечиваться и опускаться на дно.

Концентрированная серная кислота обладает феноменальной способностью поглощать влагу, она может отрывать молекулы воды от многих соединений и образовывать гидраты, в которых на одну молекулу H_2SO_4 будут приходиться одна, две, три, четыре и даже шесть молекул воды.

Обесцвечивание кристаллов пентагидрата сульфата меди(II) вызвано тем, что серная кислота отнимает входящие в его состав молекулы воды:



вследствие чего плотность соли возрастает (плотность безводного CuSO_4 равна $3,6 \text{ г/см}^3$); в то же время плотность самой серной кислоты, поглотившей воду, уменьшается. Поэтому и тонут кристаллы безводного и бесцветного CuSO_4 .

Плотность $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ равна $2,3 \text{ г/см}^3$, а концентрированной серной кислоты — несколько меньше: $1,84 \text{ г/см}^3$. Синие кристаллы не тонут потому, что в процессе их обезвоживания выделяется так много теплоты, что часть воды превращается в пар, образующий под кристаллами паровую «подушку», которая и поддерживает их на плаву.

22.2. Химический барометр

Наверное, вы знаете, как по поведению лягушек можно определить погоду. В сухую погоду, с уменьшением влажности воздуха, лягушки сидят в воде и на дорожках сада их не увидишь. Кожа лягушки очень легко теряет влагу и не терпит высушивания. Наоборот, при повышенной влажности воздуха, перед дождем квакушки выбираются из воды и скачут в траве.

Предсказывать погоду можно и с помощью химического барометра, или «штормгласа». Растворяют в 19,5 мл этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 4,4 г камфары и добавляют заранее приготовленный раствор 2,3 г нитрата натрия NaNO_3 и 2,3 г хлорида аммония NH_4Cl в 16 мл воды. Смесь тут же замутится, образуются белые хлопья; ее несколько минут встряхивают или перемешивают, а потом заполняют ею на $4/5$ высоты стеклянную пробирку или мерный цилиндр с пробкой и герметично закупоривают (можно даже залить пробку расплавленным парафином).

При хорошей погоде жидкость в пробирке чистая и прозрачная, а осадок находится на дне. Если надвигается дождь, осадок медленно поднимается кверху, в растворе появляются маленькие звездчатые

кристаллики. При похолодании происходит образование игольчатых кристаллов. Если предстоит буря, жидкость «вскипает», поднимая кристаллы камфоры до самого верха.

Причудливое поведение кристаллов камфары в этих устройствах приписывают изменениям электромагнитного поля Земли, однако строго научного объяснения действия «химического барометра» пока не найдено.

КАМФОРА — органическое соединение состава $C_{10}H_{16}O$ с молекулами циклического строения. Она образует бесцветные кристаллы, слипающиеся в комки и обладающие сильным характерным запахом. Камфора легко возгоняется, а плавится при $178^\circ C$. Камфора малорастворима в воде, но хорошо растворяется в органических растворителях и кислотах, таких как серная или соляная.

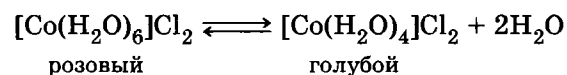
Камфора содержится в эфирных маслах камфорного дерева, сибирской пихты, в базилике и полыни. В промышленности ее извлекают из скипидара. Первый искусственный синтез камфоры выполнил в 1889 г. немецкий химик Герман Копп, а структуру этого соединения установил другой немецкий химик — Юлиус Бредт в 1910 г.

22.3. Бумажный гигрометр

Гигрометр — это прибор для определения влажности воздуха. Он тоже помогает предсказывать погоду: ведь когда влажность воздуха увеличивается, то жди дождя. Такой прибор изготовить до смешного просто. Конечно, он будет примитивным и количественных показателей не даст.

Широкую стеклянную трубку диаметром 2—3 см закрывают с одной стороны пробкой, к которой внутри трубки на проволочке прикрепляют полоску фильтровальной бумаги, смоченной водным раствором хлорида кобальта и высушенной на воздухе. Трубку подвешивают на наружную стену дома пробкой вверх. Чем больше влажность воздуха, тем ярче розовая окраска бумаги; в сухом воздухе бумага обесцвечивается и даже синеет.

Гексагидрат хлорида кобальта(II) $CoCl_2 \cdot 6H_2O$ — это соединение, в котором вся вода связана в виде аквакомплекса $[Co(H_2O)_6]^{2+}$. Изменение цвета хлорида кобальта связано с потерей части воды, входящей в состав аквакатиона кобальта. При этом хлорид гексааквакобальта(II) синее, а при поглощении влаги, наоборот, розовеет:



22.4. Семь рецептов секретных чернил

Приходится признать, что некоторые виды «особенных» чернил давно уже исчезли из употребления и остались достоянием истории секретной переписки. Попробуем заглянуть на ее страницы.

«Во время обыска квартиры Б. Савинкова я случайно поставил стакан с горячим чаем на обычное письмо. Когда поднял стакан, то под ним увидел проступающие между строчек письма буквы» — так писал в своем донесении некий жандармский капитан.

Для такого рода тайнописи существует много способов, и все они используют секретные, или симпатические, чернила — бесцветные или слегка окрашенные жидкости. Написанные ими послания становятся видимыми только после нагревания, обработки специальными реактивами или в ультрафиолетовых либо инфракрасных лучах.

Известно немало рецептов подобных чернил. Приведем некоторые из них.

Тайные агенты Ивана Грозного писали свои донесения луковым соком. Буквы становились видимыми при нагревании бумаги. Ленин использовал для тайнописи сок лимона или молоко. Для проявления письма в этих случаях достаточно прогладить бумагу горячим утюгом или подержать ее несколько минут над огнем.

Знаменитая шпионка Мата Хари тоже использовала секретные чернила. Когда она была арестована в Париже в 1917 г., в ее гостиничном номере нашли пузырек с водным раствором хлорида кобальта(II), что и стало одной из улики при разоблачении ее шпионской деятельности. Буквы, написанные раствором хлорида кобальта(II) $CoCl_2$, содержащим в 25 мл воды 1 г соли, совершенно невидимы и проявляются, делаясь синими, при легком нагревании бумаги.

Секретные чернила широко применялись и в России революционерами-подпольщиками. В 1878 г. Вера Засулич стреляла в петербургского градоначальника Трепова. Судом присяжных Засулич была оправдана, но жандармы пытались снова арестовать ее при выходе из здания суда. Однако ей удалось скрыться, сообщив заранее своим друзьям о плане побега по окончании суда при любом его решении. Записка с просьбой принести кое-что из одежды содержала на обратной стороне листка информацию, написанную водным раствором хлорида железа(III) $FeCl_3$. Засулич принимала это вещество как лекарство.

Такую записку можно прочесть, обработав ее ватным тампоном, смоченным водным раствором тиоцианата калия: все невидимые буквы станут кроваво-красными из-за образования комплекса — тритиоцианатотриакважелеза(III).

Члены российской тайной организации «Черный передел» тоже использовали в переписке невидимые чернила. Тайные письма были написаны разбавленным водным раствором медного купороса. Проявлялся такой текст, если бумагу держали над склянкой с нашатырным спиртом — водным раствором аммиака. Буквы окрашиваются в ярко-синий цвет из-за образования аммиачного комплекса состава $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Китайский император Цин Шихуанди (249—206 гг. до н. э.), во время правления которого появилась Великая Китайская стена, использовал для своих тайных писем густой рисовый отвар, который после высыхания написанных иероглифов не оставляет никаких видимых следов. Если такое письмо слегка смочить слабым спиртовым раствором иода, то появляются синие буквы. А император для проявления письма пользовался бурым отваром морских водорослей, содержавшим иод.

Еще один рецепт секретных чернил включает применение водного раствора желтой кровяной соли — гексацианоферрата(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Написанные этим раствором буквы исчезают при высыхании бумаги. Чтобы увидеть надпись, надо смочить бумагу раствором хлорида железа(III) FeCl_3 . Ярко-синие буквы, которые появляются при такой обработке, не исчезают при высыхании. Появление букв связано с образованием комплексного соединения $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Помните ли вы историю с исчезновением записки Фантомаса? Исчезающие чернила можно приготовить, если смешать 50 мл спиртовой настойки иода с чайной ложкой крахмала или декстрина и отфильтровать осадок. Такие синие чернила полностью теряют цвет через 1—2 дня из-за улетучивания иода.

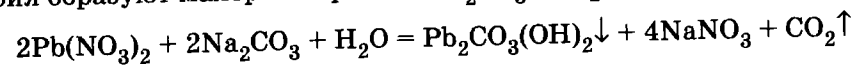
А не попробовать ли и вам, любезные читатели, приготовить секретные чернила и написать своим знакомым таинственное письмо?

22.5. Мечта реставратора

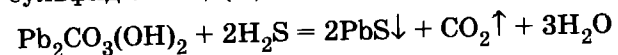
Многие произведения живописцев прошлых веков, написанные масляными красками, со временем потемнели. Причина этого — образование на их поверхности черного сульфида свинца PbS : основу красок раньше составляли свинцовые белила. Это была основная соль — дигидроксид-карбонат дисвинца(II) состава $\text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$. Сульфид свинца неизбежно появлялся под воздействием сероводорода, всегда в очень незначительном количестве присутствующего в воздухе. Можно ли восстановить красоту картин старых мастеров?

Проведем такой опыт: приготовим в химическом стакане разбавленный водный раствор нитрата свинца(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и прильем к нему разбавленный раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Выпадет белый осадок.

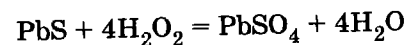
Перемешаем стеклянной палочкой содержимое стакана и перенесем часть суспензии (раствора вместе с осадком) в другой стакан. Добавим сюда сероводородную воду — раствор сероводорода в воде. Белая суспензия сразу же станет черной. Теперь добавим к черной взвеси пероксид водорода H_2O_2 и перемешаем содержимое стакана. Оно снова станет белым! При стоянии на дне стакана окажется тяжелый белый осадок. Какие же здесь произошли изменения? Нитрат свинца(II) и карбонат натрия образуют малорастворимый $\text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$:



Именно он был основой свинцовых белил, которые служили для приготовления краски любого цвета — желтой, голубой, розовой, зеленой. Белый $\text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ взаимодействует с сероводородом, превращаясь в черный сульфид свинца(II):



А пероксид водорода окисляет черный сульфид свинца до белого сульфата свинца(II):



Вот почему исчезает чернота и картина принимает первоначальный вид, когда реставратор обрабатывает поверхность красочного слоя тампоном, смоченным раствором пероксида водорода.

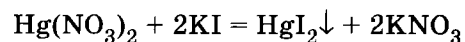
Отметим, что картины современных художников не чернеют, так как вместо свинцовых белил в живописи стали использовать цинковые и даже титановые, созданные на основе оксида цинка ZnO и диоксида титана TiO_2 .

22.6. Неудача или изобретение?

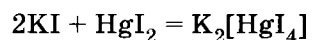
Лаборанту поручили приготовить препарат иодида ртути HgI_2 — антисептика — для растворов индикаторов. Он взял раствор нитрата ртути(II) и добавил иодид калия. Раствор сначала приобрел красный цвет, а потом стал прозрачным. Но где же осадок HgI_2 ? И как использовать полученный раствор?

Попробуем разобраться, что же произошло. Нальем в химический стакан 100 мл воды и растворим в ней 16 г нитрата ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Затем осторожно, небольшими порциями, перемешивая раствор стеклянной палочкой, добавим водный раствор иодида калия (8 г соли на 100 мл воды) до выпадения оранжево-красного осадка. Отделим половину объема образовавшейся суспензии (взвеси осадка в растворе) в другой стакан и добавим туда тот же раствор KI при пере-

мешивании. Осадок исчезнет, а раствор станет прозрачным. Почему? Вначале $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и KI обменялись анионами и выпал оранжево-красный осадок малорастворимого в воде HgI_2 , а в растворе остался KNO_3 :



Затем иодид ртути(II) вступил в дальнейшее взаимодействие с избытком KI и образовал комплексное соединение — тетраиодомеркурат(II) калия $\text{K}[\text{HgI}_4]$, хорошо растворимое в воде и не окрашивающее раствора:



Концентрированный водный раствор тетраиодомеркурата калия, имеющий очень высокую плотность — $3,2 \text{ г/см}^3$, называется раствором Туле, по имени предложившего этот раствор в 1878 г. французского ученого. Эта тяжелая жидкость находит применение как иммерсионная — для разделения твердых порошкообразных веществ или для определения их плотности погружным (иммерсионным) методом. Еще больше ($3,6 \text{ г/см}^3$) плотность иммерсионной жидкости, предложенной немецким химиком К. Рорбахом в 1883 г. и представляющей собой водный раствор $\text{Ba}[\text{HgI}_4]$.

МАРКУРАТЫ — комплексные соединения, содержащие в составе центрального аниона атом ртути в качестве комплексобразователя. Например, это тетраиодомеркурат(II) калия $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, тетраброммеркурат(II) натрия $\text{Na}_2[\text{HgBr}_4]$, тетрацианоаурат(II) рубидия $\text{Rb}_4[\text{Au}(\text{CN})_4]$ и т. д. Самые прочные связи атом ртути в степени окисления +II образует с хлоридными, бромидными, иодидными и цианидными ионами (Cl^- , Br^- , I^- , CN^-). Известны и соответствующие комплексы, например гексацианат тетрахлоромеркурата(II) водорода $\text{H}_2[\text{Hg}(\text{CN})_6] \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — бесцветное кристаллическое вещество. Многие растворы солей с перечисленными выше меркуратными анионами прозрачны и почти бесцветны. При выпаривании водного раствора $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ выпадают светло-желтые кристаллы $\text{K}_2[\text{HgI}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — гидрат тетраиодомеркурата(II) калия, хорошо растворимого в воде и этиловом спирте.

Название «меркураты» произошло от алхимического термина «меркурий», так по имени планеты Меркурий алхимики называли этот жидкий металл. Хотя современными алхимиками и ее латинское название не принято, между алхимиками Hg и Hydrargyrum — жидкое серебро, для ртути содержащих анионов принят благозвучный термин «меркураты».

22.7. Катализатор на ниточке

Существуют вещества, которые при введении их в водный раствор пероксида водорода H_2O_2 вызывают его разложение. Сами они в реакции не участвуют и, когда их извлекают из раствора, остаются невредимыми: какого-либо изменения их массы не наблюдается. Такие вещества называют катализаторами.

Проведем опыт. В химический стакан нальем 30%-ный водный раствор H_2O_2 (пергидроль) и опустим в жидкость привязанный на ниточке кусочек диоксида марганца MnO_2 черного цвета (рис. 55). Тотчас же наступает энергичное разложение пероксида водорода. Жидкость мутнеет от выделяющихся пузырьков кислорода O_2 . Тлеющая лучинка, опущенная в стакан в момент выделения кислорода, вспыхивает и загорается над поверхностью жидкости. Но стоит вынуть MnO_2 из стакана, как разложение H_2O_2 прекращается.

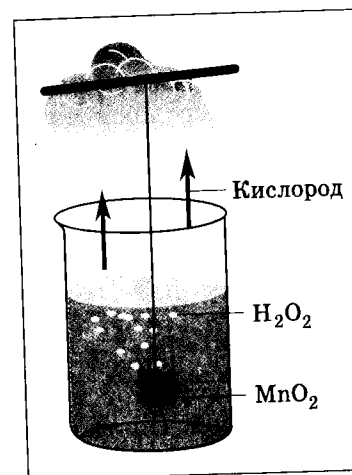
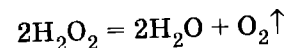


Рис. 55. Каталитическое разложение пероксида водорода

Катализатор MnO_2 вызывает реакцию диспропорционирования H_2O_2 :



Аналогичную картину можно наблюдать при погружении в раствор пероксида водорода кусочка активированного угля.

АКТИВИРОВАННЫЙ УГЛЕЛЬ — это вещество, состоящее из пористой поверхности. Суммарная поверхность пор у него составляет от 70 до 100 м² в каждом грамме угля. Поэтому активный уголь имеет очень большое количество пор и по другим характеристикам, обладая большой пористостью, обладает способностью поглощать газы, пары, растворенные вещества и относительно высокие температуры кипения (этиловое сырье, бензол и т. п.), хуже — пары воды и летучие соединения типа аммиака.

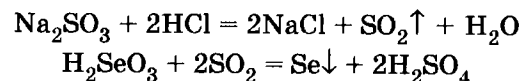
Активированные угли получают из древесного угля, скорлупы орехов, кокосовых волокон, обработывая их при 500–600 °С смеси паров воды и диоксида серы SO_2 . Рисунок 56 — образец активированного концентрированную азотную кислоту HNO_3 .

22.8. Красный селен

Селен Se был открыт в 1817 г. шведским химиком Йенсом Берцелиусом в красном шламе (отходах) производства серной кислоты. При нагревании шлама Берцелиус почувствовал неприятный запах и задался вопросом о его происхождении. Оказалось, что газообразный селен пахнет... гнилой редькой! Берцелиус получил селенистую кислоту H_2SeO_3 и при действии на нее диоксида серы SO_2 впервые выделил аморфный селен красного цвета.

Повторим опыт Берцелиуса. В химическом стакане, содержащем 100 мл воды, надо растворить 10 г селенистой кислоты H_2SeO_3 , а потом добавить 10—15 мл концентрированной соляной кислоты. Затем надо приготовить концентрированный водный раствор сульфита натрия и прилить его в тот же стакан при перемешивании жидкости стеклянной палочкой. Почти сразу же выпадает ярко-красный осадок аморфного селена.

Разберем химические особенности этого опыта. Вначале в среде HCl сульфит натрия выделяет диоксид серы, затем SO_2 восстанавливает селен:



22.9. Анилиновый черный

В 1863 г. английский химик Томас Лайтфут экспериментировал с анилином $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ и его производными. В одном из опытов он добавил к гидрохлориду анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$ раствор дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, и реакционная смесь неожиданно стала черной. Так был получен первый в мире искусственный краситель — анилиновый черный. Брутто-формула этого соединения $\text{C}_{48}\text{H}_{34}\text{N}_8$, а со строением его молекул химики разбираются до сих пор. Краситель анилиновый черный обладает сочным черным цветом, с ним не может сравниться никакой другой черный краситель.

Попробуйте воспроизвести опыт Лайтфута. В пробирке к 0,5 мл анилина прилейте равный объем концентрированной хлороводородной кислоты HCl . После этого в пробирку введите 4 мл концентрированного водного раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и оставьте пробирку с ее содержимым постоять в течение 5—10 минут. В течение этого времени оранжевый цвет жидкости, характерный для дихроматов, начинает сменяться черным. Затем вылейте жидкость из пробирки в химический стакан на 100 мл, нагрейте ее до кипения и кипятите около 1 минуты.

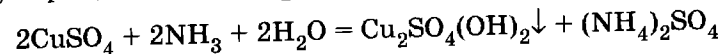
Потом охладите и отфильтруйте черный осадок, промойте его на фильтре водой и высушите на воздухе. Вот так вы и получите знаменитый анилиновый черный — краситель, нерастворимый в воде и этиловом спирте.

22.10. Комплекс Либавия

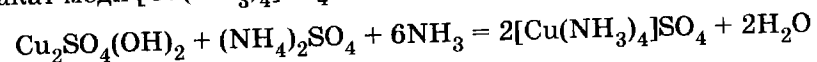
В 1597 г. немецкий алхимик и врач Андреас Либавий проводил опыты с медным купоросом, отыскивая новое лекарство для лечения ран, кожных болезней и опухолей. Однажды он добавил к голубому водному раствору медного купороса — сульфата меди(II) CuSO_4 — водный раствор аммиака NH_3 и с изумлением увидел, как раствор стал интенсивно-синим. Он не нашел объяснения случившемуся, бессильны оказались и все его современники. Так Либавий получил первое комплексное соединение, природу которого химики выяснили только в конце XIX в.

Давайте повторим старинный опыт, которому в 1997 г. исполнилось 400 лет. Налейте в химический стакан на 1/4 его объема раствор сульфата меди(II) (250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ на 1000 мл воды) и небольшими порциями при перемешивании стеклянной палочкой добавляйте раствор аммиака, который получается разбавлением 100 мл 25%-ного раствора NH_3 водой до объема 1 л. Вначале в стакане появляется голубой осадок. Если продолжать добавление раствора аммиака, то он исчезает, а жидкость становится интенсивно-синей. Перенесите половину жидкости в другой стакан и добавляйте порциями разбавленную (1:4) серную кислоту. Перед вашими глазами снова мелькнет голубой осадок, потом он исчезнет, а жидкость станет голубой, как в начале опыта.

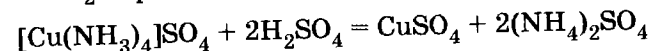
Что кроется за этим калейдоскопом цветов? Сначала CuSO_4 взаимодействует с аммиаком и образует малорастворимый в воде голубой гидроксид-сульфат димеди(II) $\text{Cu}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$:



При избытке аммиака основная соль превращается в комплекс — аммиакат меди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ — интенсивно-синего цвета:



Добавление H_2SO_4 разрушает комплекс:

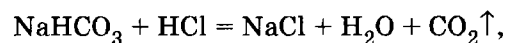


22.11. Это огнетушитель!

Возьмем широкогорлую колбу Бунзена, к которой подобрана пробка. Эту колбу напомним на 2/3 ее объема насыщенным раствором гидро-

карбоната натрия, к которому добавлен спиртовой раствор мыла (для лучшего пенообразования). В этот раствор опускаем открытую пробирку с разбавленной соляной или серной кислотой (рис. 56). Затем готовим «пожар»: в фарфоровую чашку наливаем 5 мл бензина и поджигаем. Перевернув колбу Бунзена («огнетушитель») вверх дном, пускаем на «пожар» струю пены. Огонь мгновенно гаснет.

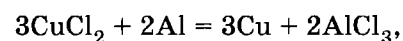
Принцип действия «огнетушителя» прост: когда колбу переворачивают, насыщенный раствор гидрокарбоната натрия смешивается с кислотой, выделяется газообразный диоксид углерода:



который выдавливает пену из боковой трубки колбы и тушит пламя.

22.12. Химическая грелка

В мешок из парафинированной бумаги или прорезиненной ткани насыпьте смесь, состоящую из 10 г хлорида меди(II), 10 г порошка алюминия и 10 столовых ложек сухих древесных опилок (как замедлителя процесса). Если к этой смеси добавить 50 мл воды, CuCl_2 растворяется и начинается окислительно-восстановительная реакция:



сопровождаемая выделением большого количества теплоты.

22.13. Светящаяся смесь

На занятиях химического кружка можно приготовить светящиеся составы — люминофоры, или фосфоры. После того как их подвергнут освещению, они некоторое время продолжают светиться в темноте. Вещества, из которых готовят люминофоры, должны быть предварительно

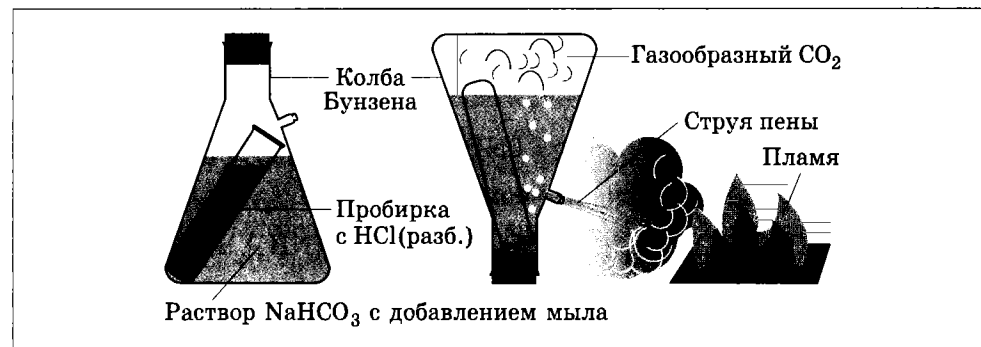


Рис. 56. «Огнетушитель»

тщательно очищены (например, перекристаллизацией). Еще лучше, если вам удастся достать химические реактивы, на этикетке которых значится «хч» (химически чистый) или «осч» (особо чистый). Вот рецепты приготовления некоторых светящихся составов.

Фиолетовое свечение: карбонат кальция (20 г), карбонат магния (1,2 г), сульфат натрия (1 г), сульфат калия (1 г), сера (6 г), сахара (1 г), нитрат висмута(III) (1 мл 0,5%-ного раствора); растереть в фарфоровой ступке и прокалить при 750—800 °С в течение 45 минут.

Сине-зеленое свечение: карбонат кальция (4 г), карбонат магния (2 г), карбонат стронция (16 г), сульфат натрия (0,8 г), тетраборат натрия (0,5 г), сера (6 г), сахара (0,3 г), нитрат висмута(III) (1 мл 0,5%-ного раствора); растереть в фарфоровой ступке и прокалить при 650—700 °С в течение 60 минут.

Синее свечение: карбонат кальция (4 г), карбонат магния (4 г), сульфат натрия (1,4 г), оксид цинка (6 г), сульфид бария (3 г), сера (8 г), перхлорат аммония (8 г), сахара (1 г); растереть в фарфоровой ступке (без NH_4ClO_4), осторожно смешать с NH_4ClO_4 и прокалить в пламени газовой горелки в течение 15 минут.

Ярко-зеленое свечение: карбонат магния (4 г), сульфат натрия (2,4 г), оксид цинка (6 г), сульфид бария (4 г), сера (7 г), перхлорат аммония (10,4 г), сахара (0,8 г); растереть в фарфоровой ступке (без NH_4ClO_4), осторожно смешать с NH_4ClO_4 и прокалить в пламени газовой горелки в течение 15 минут.

Зеленое свечение (первый рецепт): карбонат стронция (2 г), карбонат магния (4 г), сульфат натрия (2,4 г), оксид цинка (6 г), сульфид бария (2 г), сера (7 г), перхлорат аммония (8 г), сахара (0,8 г); растереть в фарфоровой ступке (без NH_4ClO_4), осторожно смешать с NH_4ClO_4 и прокалить в пламени газовой горелки в течение 15 минут.

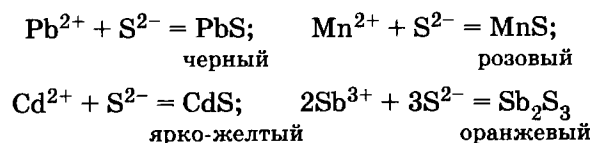
Зеленое свечение (второй рецепт): карбонат кальция (20 г), сульфат натрия (1 г), тетраборат натрия (0,8 г), сера (6 г), сахара (0,8 г), нитрат висмута(III) (1 мл 5%-ного раствора); растереть в фарфоровой ступке и прокалить при 800—900 °С в течение 15 минут.

Смеси освещают магниевой вспышкой или ультрафиолетовой лампой, после чего будет наблюдаться свечение в темноте.

22.14. Чудесная картина

Есть довольно простой способ создать «волшебную» картину. Нарисовав на бумаге или на деревянном щите картину кистью, смоченной растворами солей свинца(II), марганца(II), кадмия(II) или сурьмы(III) и высушив эту заготовку, можно потом проявить изображение, обрызгав его из пульверизатора раствором сульфида натрия.

При этом протекают реакции, отвечающие уравнениям:

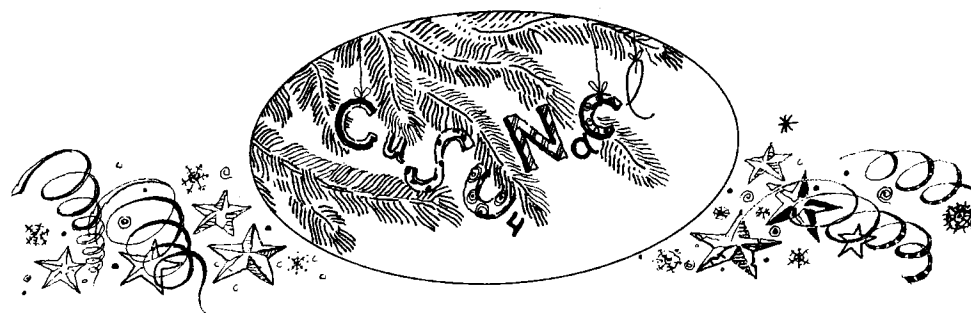


22.15*. Непромокающие спички

Такие спички крайне необходимы в путешествии, а изготовить их нетрудно, если все необходимые операции выполнять с должной осторожностью и аккуратностью. Вам потребуется немного целлулоида (можно воспользоваться ненужными фото- или киноплёнками) и ацетон $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$. Если целлулоидной плёнки, растворимой в ацетоне, найти не удастся, водонепроницаемое покрытие придется сделать, используя готовый нитроцеллюлозный клей. Нужны будут также компоненты зажигательной смеси — бертолетова соль (хлорат калия KClO_3), селитра (нитрат калия KNO_3), древесный уголь, сера и красный фосфор.

Нарезанную мелкими кусочками целлулоидную плёнку надо поместить в чистый аптечный пузырек, залить ацетоном (5 мл) и, закрыв пробкой, подождать до полного растворения плёнки. Затем надо растереть в одной фарфоровой ступке 0,02 г KClO_3 и 0,02 г KNO_3 , а во второй ступке — 0,02 г угля и 0,01 г серы. После того как будет подготовлен каждый из компонентов смеси, его всыпают в пузырек с ацетоновым раствором целлулоида и тщательно перемешивают. Последним высыпают в пузырек порошок красного фосфора (0,02 г). **Внимание!** Бертолетову соль и селитру ни в коем случае нельзя растирать в сухом виде вместе с серой и фосфором: возможен взрыв!

Готовую суспензию набирают пипеткой (со дна пузырька) и в очень небольшом количестве наносят на головки обыкновенных спичек. Через 10—15 минут спички высыхают. Теперь их можно зажечь трением о любую поверхность. Чтобы сделать эти спички безопасными, головки окунают в расплавленный парафин и дают им остыть, а потом каждую спичку по отдельности завертывают в кальку, плотную непромокаемую бумагу или полиэтиленовую плёнку. Теперь спички не загорятся у вас в кармане!



Глава 23

СЮРПРИЗЫ К ПРАЗДНИКУ

Когда вы захотите порадовать друзей праздничными сюрпризами, попробуйте использовать описания опытов из этой главы.

23.1. «Огненная надпись»

Она появляется на бумаге при реакции разложения нитрата калия KNO_3 . Вот как показывают этот эффектный опыт.

На листе бумаги намечают контурный рисунок и готовят концентрированный раствор нитрата калия. Для этого в 15 мл горячей воды растворяют при перемешивании 20 г KNO_3 . Затем с помощью кисточки пропитывают бумагу по контуру рисунка этим раствором, не оставляя пропусков и промежутков. Когда бумага высохнет, надо коснуться горячей лучинкой какой-нибудь точки на контуре. Тотчас же появится «искра», которая будет медленно двигаться по контуру рисунка, пока не замкнет его полностью.

Почему это происходит? Вспомним, как разлагается при нагревании нитрат калия KNO_3 : он превращается в нитрит калия KNO_2 и выделяет кислород.

От выделяющегося кислорода бумага обугливается и обгорает, а разлагаться начинают следующие, соседние порции кристаллического нитрата калия. Все это производит еще большее впечатление, если в помещении темно.

23.2. Гирлянда из кристаллов

Буквы или фигуры можно вырастить из кристаллов. Для этого требуется сделать из проволоки каркасы этих букв или фигур, обмотать

их шерстяными нитками (лучше — белой пряжей), а потом опустить их (на 1—2 ч) в теплый насыщенный раствор алюмокалиевых квасцов $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ с добавкой хромокалиевых квасцов $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ или медного купороса $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Пройдет несколько суток, и на каркасе вырастут красивые кристаллы — бесцветные, сиреневого или светло-голубого цвета. Их осторожно вынимают из раствора, промокают фильтровальной бумагой и покрывают бесцветным лаком, чтобы они не «выветривались», т. е. не теряли кристаллизационную воду.

Кристаллические письма, бусы, звезды и гирлянды отлично украсят новогоднюю елку.

23.3. Перья в бриллиантах

Приготовьте горячий концентрированный раствор, содержащий поваренную соль (хлорид натрия) и сахар (сахарозу). Для этого в 50 мл кипящей воды растворите 30 г $NaCl$ и 30 г $C_{12}H_{22}O_{11}$. Затем, не охлаждая раствор, окуните в него заготовку перьев, вырезанную из ватманской бумаги, и предоставьте раствору постепенно принимать комнатную температуру. После остывания раствора заготовка окажется покрытой бесцветными кристаллами, похожими на драгоценные камни.

Чтобы кристаллы не осыпались с бумаги, их обрабатывают из аэрозольного баллончика бесцветным лаком для волос. Перья — отличное украшение мушкетерской шляпы или новогоднего маскарадного костюма.

23.4. Букет в банке

Сделайте из бумаги, пропитанной крахмальным клейстером, искусственные цветы и поместите их в большую стеклянную банку с крышкой. Разместите розы внутри сосуда так, чтобы получился красивый букет, и внесите в банку несколько капель спиртовой настойки йода. Затем плотно закупорьте банку крышкой. Через 20—30 минут лепестки цветов окрасятся в синий цвет: именно такую окраску приобретает крахмал в присутствии йода, пары которого после испарения спирта заполнят внутренний объем банки.

23.5. Чешуйчатый дракон

Нарисуйте на листе плотной бумаги контур фигуры дракона (или другого сказочного персонажа). Вырежьте бумажную фигурку в двух экземплярах, поместите между двумя слоями бумаги достаточно большой пласт ваты и сшейте обе бумажных фигурки с помощью иголки

и белой нитки. Получается объемная заготовка нашего будущего дракона.

Приготовьте горячий концентрированный раствор, содержащий на 100 мл воды 30 г поваренной соли (хлорида натрия), 50 г сахара (сахарозы), 30 г селитры (нитрата калия) и 30 г мочевины (карбамида). Если какого-нибудь из перечисленных веществ у вас нет, можно обойтись и теми, которые имеются.

Не охлаждая раствора, окуните в него объемную заготовку игрушечного дракона так, чтобы жидкость пропитала слой ваты, и подвесьте дракона с помощью проволоочки над блюдцем, куда сможет стекать избыток раствора.

Когда игрушка высохнет, вы увидите, что дракон покрыт блестящей кристаллической чешуей. Этой игрушкой можно украсить новогоднюю елку.

23.6. Еловые духи

Чем нехороша искусственная елка, так это отсутствием лесного запаха. Но если есть еловые или сосновые отходы — сломанные ветки, хвоя, обрезки коры, — можно перегнать их с водяным паром и получить хвойное масло. Перегонка с водяным паром предотвращает разложение очищаемых веществ при нагревании и позволяет очень эффективно выделить продукт из смеси при его чрезвычайно малом содержании.

Для этого процесса нам потребуется круглодонная колба емкостью около 0,5 л, к которой надо подобрать резиновую пробку с двумя отверстиями (рис. 57). В одно из них следует вставить длинную (70—80 см) стеклянную трубку с сужающимся (оттянутым) концом, которая будет доходить почти до дна колбы (эта трубка будет служить предохранительным клапаном). Через второе отверстие пробки введем короткую изогнутую трубку («колено»), которую присоединим опять-таки через пробку с двумя отверстиями ко второй круглодонной колбе так, чтобы она доходила почти до дна второй колбы. Отвод пара из второй колбы (с перегоняемым веществом) будет происходить через водяной холодильник, где отгоняемое вещество должно конденсироваться вместе с водяным паром. Для сбора конденсата целесообразно использовать не колбу-приемник, а делительную воронку, позволяющую слить водную часть конденсата, сохранив душистые эфирные масла.

Соберем 200—250 г хвойных отходов, измельчим их ножом или острыми ножницами и поместим во вторую колбу, залив минимальным количеством воды. В первую колбу заливается вода, затем включается нагревание. Перегонку с водяным паром ведем в течение 30—40 минут,

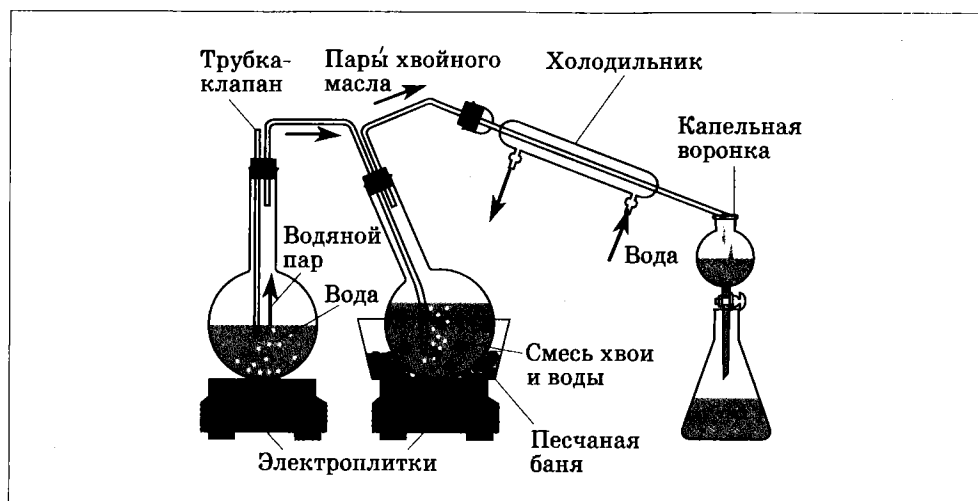


Рис. 57. Получение хвойного масла

считая с момента закипания воды в первой колбе. Продукт (хвойное масло и водный конденсат) собираем на выходе установки в делительную воронку.

Обычно в хвое содержится лишь несколько десятых долей процента эфирного масла, но уже нескольких капель собранного масла достаточно, чтобы создать приятный лесной аромат.

23.7. Фрукты и овощи на елке

Кроме покупных игрушек, хорошо украсить лесную красавицу самодельками. Подойдут игрушки из яичной скорлупы, бумажные флажки и гирлянды, а также искусственные фрукты и овощи, которые изготовить совсем нетрудно.

Прежде всего надо сварить крахмальный клейстер с антисептическими и противопожарными добавками — иодидом ртути(II) и алюмокалиевыми квасцами $KAl(SO_4)_2$. Если нет HgI_2 , можно воспользоваться небольшим количеством медного купороса $CuSO_4$ или буры $Na_2B_4O_7$.

Когда клейстер остынет, в него осторожно на несколько секунд окунают комки ваты. Из ваты, смоченной клейстером, лепят яблоки, груши, огурцы, помидоры и раскладывают их сушить на полиэтиленовую пленку. Просохшие овощи и фрукты раскрашивают гуашевыми красками, акварелью или фломастером.

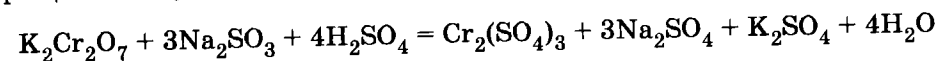
23.8. Апельсин, лимон, яблоко

Чтобы показать чудесное превращение «апельсинового сока» в «лимонный» и «яблочный», надо приготовить водный раствор дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ и раствор щелочи $NaOH$ (гидроксида натрия). В крайнем случае подойдет и раствор соды Na_2CO_3 . А еще — разбавленную серную кислоту H_2SO_4 и раствор сульфита натрия Na_2SO_3 .

Сначала чародей покажет зрителям колбу или стакан с раствором дихромата калия. Этот раствор — оранжевого цвета, цвета апельсина. Потом, добавив щелочь или раствор соды, превратит «апельсиновый сок» в «лимонный». Это происходит, когда оранжевый дихромат-анион $Cr_2O_7^{2-}$ превращается в желтый хромат-анион CrO_4^{2-} .

Кстати, можно сделать и наоборот: из «лимонного сока» — «апельсиновый». Стоит лишь добавить немного серной кислоты, как произойдет реакция превращения хроматных ионов в дихроматные.

А если к раствору дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ добавить немного разбавленной серной кислоты и сульфита натрия, то жидкость сразу же позеленеет из-за того, что идет окислительно-восстановительная реакция. Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ — сильный окислитель, а сульфит натрия Na_2SO_3 — восстановитель. В результате реакции получается яблочно-зеленый раствор сульфата хрома $Cr_2(SO_4)_3$, а сульфит натрия Na_2SO_3 превращается в сульфат натрия Na_2SO_4 (оба бесцветные):



Обратного хода от «яблок» к «апельсинам» и «лимонам» нет: окислительно-восстановительную реакцию повернуть вспять не удастся.

23.9. Искусственные драгоценности

Попробуйте изготовить сувениры к празднику — искусственные самцветы.

В пламени газовой горелки разогрейте, а потом растяните тонкую стеклянную трубочку в стеклянную нить. Затем эту нить надо погрузить в пробирку с раствором нитрата кобальта(II), после чего внести ее в горячую зону пламени горелки. Нить превращается в стеклянный шарик синего цвета, похожий на сапфир. Синяя окраска стекла обусловлена примесью кобальта.

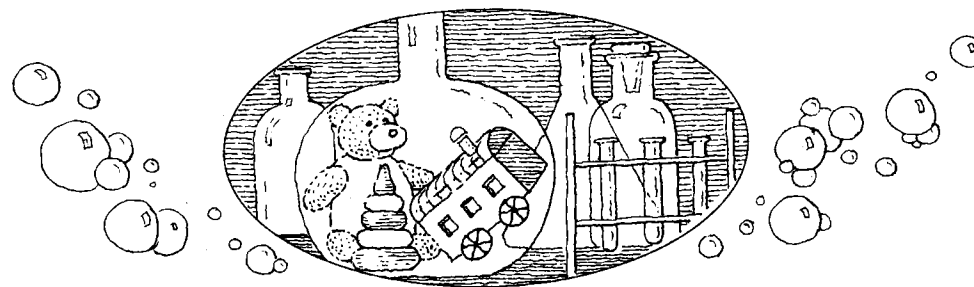
Аналогичным образом вы сможете изготовить стеклянный шарик, окрашенный в зеленый цвет, опуская стеклянную нить в раствор соли хрома(III), а потом сплавляя в пламени горелки. Этот шарик будет похож на изумруд.

23.10. Цветные перлы

Нихромовую или платиновую проволоку от старой термопары сверните ушком и, нагрев это ушко в пламени горелки или спиртовки, захватите им немного буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Поместив проволоку в пламя, расплавьте буру.

Образовавшийся прозрачный бесцветный шарик (перл) буры погрузите в раствор соли кобальта(II) и снова внесите в пламя. Перл окрашивается в синий цвет. Если бесцветный перл буры погрузить в раствор соли никеля(II), то в пламени горелки он окрасится в красно-бурый цвет, а после охлаждения станет золотисто-желтым. Если вместо соли никеля использовать соль хрома(III), получится перл изумрудно-зеленого цвета.

Суть опыта заключается в получении переохлажденных расплавов (стекло), состоящих из метабората натрия NaBO_2 , окрашенных примесями метаборатов кобальта, никеля или хрома составов $\text{Co}(\text{BO}_2)_2$, $\text{Ni}(\text{BO}_2)_2$ и $\text{Cr}(\text{BO}_2)_3$.



Глава 24

ОПЫТЫ ДЛЯ МЛАДШЕГО БРАТА

Эти опыты можно показать самым маленьким зрителям — они даже смогут поучаствовать в демонстрации этих нехитрых химических чудес и ощутят себя учениками волшебников. Но эти опыты должны быть не только красивыми, но и поучительными, чтобы младший брат или сестра увлеклись химией так же, как и ты сам. Можно использовать и опыты, описания которых приведены в предыдущих главах, надо только помнить о правилах безопасности. И еще: лучше покажи немного опытов, но сумей их объяснить и сделать интересными.

24.1. Волшебная картошка

Самые простые и известные вещества — коричневый раствор иодной настойки из аптечки и сухой белый порошок — крахмал, который используют для приготовления киселя. Если их соединить, происходят интересные дела: вместо белого порошка и коричневой жидкости получится смесь синего цвета. Химики говорят, что «иод является реактивом на присутствие крахмала», а «крахмал служит индикатором (указателем) присутствия иода».

Крахмал в том или ином количестве имеется в большинстве продуктов, которые мы едим. Давайте вооружимся пипеткой и пузырьком с иодной настойкой и определим, есть ли крахмал в картофеле, хлебе, яблоке, в крупах... Разрежем для этого картофелину и нанесем на срез из пипетки одну каплю иодной настойки (предварительно разбавленной пополам кипяченой водой). Точно так же поступим с яблоком и овощами, которые сможем попросить у мамы, чтобы исследовать. Из хлеба сомнем мякиш, намочим его водой и тоже капнем разбавленной иодной настойки.

Как узнать, где крахмала больше — в картофеле, яблоке, хлебе? Это просто: где синяя окраска ярче, там содержится больше крахмала.

24.2. Лакмус для цветов

Среди веществ, которые можно найти дома на кухне, в аптечке или в ванной комнате, есть кислоты и щелочи (точнее, основания). Чтобы определить, какая среда в растворе (кислотная или щелочная), используются особые вещества-индикаторы. Самый старый и заслуженный среди них — лакмус. Лакмус синее в щелочной среде и делается красным в кислотной.

Сделайте из белой фильтровальной бумаги 10 бумажных цветов и окуните их в раствор лакмуса. В нейтральной среде этот раствор фиолетового цвета.

А теперь приготовьте в стаканчиках или чашках водные растворы обычных домашних «реактивов»: уксусной кислоты, лимонной кислоты, питьевой соды из кухни, нашатырного спирта из аптечки, кальцинированной соды и стирального порошка из ванной комнаты. Хорошо также, если у вас найдется бура (тетраборат натрия), щавелевая кислота, раствор «Белизна» для отбеливания тканей (О с т о р о ж н о! Э т о е д к а я ж и д к о с т ь!), а также немного шампуня и средства для мытья посуды.

В каждый из приготовленных вами растворов окуните «лакмусовый» бумажный цветок и обратите внимание, как изменился его цвет. Теперь вы наверняка запомните, какие из домашних химических веществ кислоты, а какие — щелочи. В растворе «Белизны» цветок станет сначала синим (среда щелочная), а потом белым из-за хлора, который обесцвечивает любой индикатор...

24.3. Васильковая роза и розовый василек

Чтобы приготовить этот сюрприз маме, нам понадобится фильтровальная бумага и проволока (чтобы изготовить бумажные цветы), а также химические реактивы: медный купорос (продается в хозяйственном магазине и в магазине для садоводов), нашатырный спирт и фенолфталеин (из аптеки). Еще нужна будет банка, которую можно плотно закупорить.

Бумажную розу надо пропитать раствором медного купороса, а бумажный василек — раствором фенолфталеина (лучше спиртовым). Красиво разместив влажные цветы в банке, нальем в нее 10 мл нашатырного спирта и закупорим горловину крышкой. Через несколько минут роза станет ярко-синей (васильковой): медный купорос образует с аммиаком комплекс интенсивно-синего цвета. А василек станет розово-малино-

вым: индикатор фенолфталеин в щелочной среде окрашивается в малиновый цвет. Откуда же щелочная среда? Нашатырный спирт (это водный раствор аммиака) испаряет NH_3 — слабое основание. Аммиак, растворяясь во влаге на лепестках искусственного цветка, окрашивает индикатор.

24.4. Разноцветная смородина и чудесная капуста

Индикаторы кислотности и основности среды бывают не только химическими. Они находятся вокруг нас, только обычно мы об этом не задумываемся. Возьмем, например, немного сока черной смородины, ежевики, малины, вишни и добавим питьевую соду. Все соки при таком действии становятся... синими! Если же теперь в синий раствор сока добавить уксусной или лимонной кислоты, темно-красная окраска вернется. Только цвет уже не будет таким ярким: ведь мы разбавили сок водой.

Если обработать питьевой содой и лимонной кислотой обрезок листа краснокочанной капусты или ломтик свеклы, то сразу видно, что они тоже краснеют в кислоте и становятся голубоватыми в соде.

Природными индикаторами здесь служат красящие вещества растений — антоцианы, которые обеспечивают красоту и разнообразие окраски большинства цветов, овощей и фруктов.

24.5. Летние индикаторы

Летом тоже можно заняться химией. Попробуем выяснить, какие из цветов, ягод и овощей могут обеспечить нас самыми лучшими индикаторами. Для этого надо собрать по 2—3 разных цветка — роз, георгинов, астр, васильков, герани, лилий, ирисов и др., по 1—2 ягоды малины, клубники, черешни, вишни, смородины, бузины, калины, жимолости, а также несколько доступных для опытов и ярко окрашенных овощей.

Чтобы сделать вывод, какой из природных индикаторов самый полезный для химиков, надо их испытать действием кислот и щелочей. Для этого погрузите цветочные лепестки, ломтики овощей и предварительно измельченные ягоды в пробирки с разбавленной уксусной кислотой и с разбавленным нашатырным спиртом. Если нет уксусной кислоты, можно взять лимонную или щавелевую, вместо нашатырного спирта можно использовать раствор кальцинированной или питьевой соды.

Запишите на листе бумаги или в специальной «химической» тетради для наблюдений, как меняется цвет наших растительных объектов в щелочной и в кислотной средах. Примерно через 30—40 минут следует еще раз сравнить окраски каждого индикатора. Те из них, чей цвет выдержал испытание временем, и будут самыми лучшими.

24.6. Зеленая душа листы

Сейчас даже малыши знают, что зеленые растения усваивают световую энергию и с ее помощью превращают воду и углекислый газ из атмосферы в органическое вещество крахмал. Химический помощник растений — зеленое вещество хлорофилл, которое на самом деле состоит из нескольких веществ разного цвета, различных по свойствам.

Разотрем в ступке 10 листьев какого-нибудь растения, богатого хлорофиллом (например, молодых побегов и листьев крапивы), добавив к ним немного речного песка, чтобы измельчение шло более интенсивно. Для нейтрализации кислоты, которая присутствует в растении, добавим несколько крупинок гидрокарбоната натрия. К полученной после растирания зеленой каше добавим 50 мл ацетона (О с т о р о ж н о! О г н е о п а с н о е в е щ е с т в о!) и перенесем смесь в колбу с пришлифованной пробкой. Выдержим смесь в колбе в темном месте не менее часа, время от времени взбалтывая ее.

Теперь надо подготовить колонку с адсорбентом (поглотителем), чтобы провести разделение составных частей хлорофилла. Для этой це-

ли можно использовать стеклянную трубку (колонку), снизу закрытую пробкой с отверстием и выходной трубкой. На пробку надо поместить сверху кусок марли или стеклоткани и тампон из ваты (рис. 58). Сверху на вату насыпаем слой поглотителя — оксида алюминия Al_2O_3 (свежепрокаленного при $600\text{ }^{\circ}C$) так, чтобы он занял по высоте 2—3 см. Над этим слоем будет располагаться другой поглотитель — карбонат кальция $CaCO_3$ (сухой и растертый в ступке мел): его слой должен быть высотой 4 см. Еще выше поместим слоем высотой 6 см тонко размолотую и высушенную сахарную пудру.

По истечении часа, когда ацетон извлек из растительных клеток весь хлорофилл, надо сначала отфильтровать его через воронку с комочком ваты, отделяя растительные волокна и песок. Фильтрат

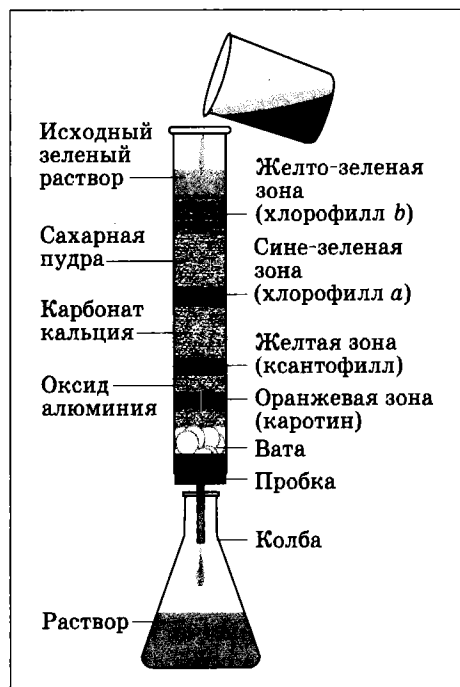


Рис. 58. Хроматография раствора хлорофилла

(жидкость) в проходящем свете выглядит изумрудно-зеленым, а в отраженном свете приобретает красноватый оттенок. В колонку наливают несколько миллилитров ацетона, а после того как он пройдет через слой поглотителей и увлажнит их, вливают в колонку раствор хлорофилла. Если раствора было не слишком много, то мы обнаружим в колонке несколько разноцветных слоев — «зон». Чтобы их различие было еще более явственным, наливаем в колонку еще 10 мл ацетона и ждем, пока он весь пройдет через слой поглотителей.

Наконец, мы обнаруживаем в колонке четыре зоны разного цвета. Верхняя, желто-зеленая зона, содержит хлорофилл *b*, а сине-зеленая зона чуть ниже — хлорофилл *a*. Это две разновидности важного для растений вещества хлорофилла, которое представляет собой комплексное соединение элемента магния, имеющее очень сложное строение. В слое оксида алюминия поглотился желтый краситель — ксантофилл, а под ним оранжевое вещество, краситель моркови — каротин.

Столбик поглотителей можно вытолкнуть из колонки стеклянной палочкой, разделить на зоны и извлечь из поглотителей разные вещества.

Метод, которым мы воспользовались, называется хроматографией. Его изобрел в 1906 г. русский ботаник Михаил Семенович Цвет. Хроматография основана на различной способности порошкообразных веществ-поглотителей (адсорбентов) удерживать вещества, даже если они отличаются по свойствам совсем немного.

24.7. Самый важный газ

Растения при фотосинтезе поглощают углекислый газ, а выделяют кислород — газ, которым мы дышим. Ученые считают, что весь атмосферный кислород на Земле образовался за счет жизнедеятельности разнообразных растений.

Получить кислород дома можно очень простым способом. Нам потребуются для этого пероксид водорода из аптечки (или пергидроль из хозяйственного магазина) и активированный уголь (опять-таки из аптечки).

В стеклянную банку наливают слоем 1—2 см пероксид водорода. Сверху высыплют 5—6 таблеток активированного угля, предварительно растертого в порошок.

Активированный уголь служит катализатором разложения пероксида водорода. В результате выделяется кислород, и жидкость вспенивается.

Убедиться, что это действительно кислород, довольно легко: достаточно поднести к горловине банки тлеющую лучинку, и она вспыхнет ярким пламенем.

24.8. Водородные мыльные пузыри

В лаборатории получают водород взаимодействием металлов (например, цинка или железа) с разбавленными кислотами.

Попробуем проделать простой, но очень эффектный опыт: получить мыльные пузыри, наполненные водородом. Для этого нам потребуется флакончик, в котором раньше были, например, капли от насморка, пластмассовая трубочка от пакета с пепси-колой и пластилин, а также кусочек железа или цинка и соляная кислота. Ну и конечно, мыло и вода. Цинк и предварительно разбавленную соляную кислоту (О с т о р о ж н о! Э т о е д к а я ж и д к о с т ь!) надо поместить во флакончик, а трубочку плотно «примазать» к его горлышку пластилином (рис. 59). Начинается химическая реакция цинка с соляной кислотой, а в результате образуется хлорид цинка и выделяется водород.

Водород выходит через трубочку. Теперь самое время делать мыльные пузыри. Опускаем конец трубочки в мыльный раствор и... ну, дальше, наверное, все справятся и сами. Наши мыльные пузыри будут неудержимо лететь вверх: ведь водород почти в 15 раз легче воздуха!

24.9. Кислород из марганцовки

Попробуем получить небольшое количество кислорода разложением твердого перманганата калия — обычной марганцовки из домашней аптечки.

Для этого потребуется железная или медная пластинка, кусок жести или ненужный черепок от разбитой фарфоровой чашки. Эта пластинка или черепок у нас на кухне будут исполнять роль жаростойкого химического тигля для разложения, и этот тигель должен быть совершенно сухим. Помещаем в него немного кристалликов марганцовки

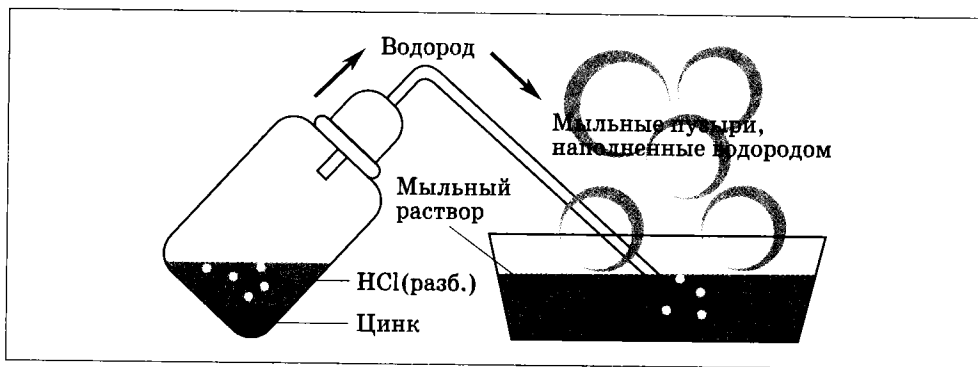


Рис. 59. Водородные мыльные пузыри

(по объему не больше четверти чайной ложки), кладем на конфорку газовой плиты и зажигаем газ.

Как только пластинка хорошо нагреется, начнется разложение перманганата калия KMnO_4 до манганата калия K_2MnO_4 и диоксида марганца MnO_2 с одновременным выделением газообразного кислорода O_2 .

Чтобы убедиться, что в результате реакции действительно выделяется кислород, к кучке кристаллов на пластинке надо поднести еле тлеющую деревянную палочку — лучинку. Вблизи кристаллов перманганата калия она должна ярко разгореться: кислород очень хорошо поддерживает горение.

Минут через пять—десять после начала опыта надо выключить газ и дождаться, пока наш тигель остынет. Затем осторожно, с помощью листа бумаги или палочкой следует ссыпать остаток от прокаливания в стакан, куда заранее наливают воду. Раствор окажется зеленым из-за присутствия манганата калия K_2MnO_4 , в который превратился перманганат калия KMnO_4 , и мутным от частичек нерастворимого диоксида марганца MnO_2 . А ведь раствор исходного вещества (марганцовки) был бы розово-фиолетовым!

24.10. Красивые гвозди

Если в доме есть медный купорос (его продают в хозяйственных магазинах и на рынках, торгующих строительными материалами или реактивами для садоводов и огородников), мы сможем запросто «превратить» железные гвозди в медные. Для этого потребуются прежде всего тщательно очистить гвозди или другие железные предметы, которые мы хотим подвергнуть «чудесному превращению», от ржавчины, а потом обезжирить — т. е. хорошенько вымыть в горячей воде со стиральным порошком или средством для мытья посуды, а напоследок протереть ваткой, смоченной спиртом, бензином или ацетоном.

Приготовив 5%-ный голубой раствор медного купороса, погрузим в него железные предметы так, чтобы они полностью были покрыты жидкостью. При этом можно даже произнести какие-нибудь волшебные заклинания типа: «Превратись, серое железо, в красную медь!»

Уже через 30—40 минут можно вынуть железные предметы из раствора и убедиться, что на их поверхности появился слой розово-красного медного покрытия, а раствор купороса приобрел вместо голубой зеленого медного покрытия, а раствор купороса приобрел вместо голубой зеленоватую окраску. Причина этого «чуда» — в окислительно-восстановительном процессе, иначе говоря — в реакции замещения меди железом. Кстати сказать, алхимики — предшественники современных химиков всерьез считали, что при такой реакции медь заново «рождается» из раствора!

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Периодическая система химических элементов
Д. И. Менделеева

Периоды	1 IA группа	2 IIA группа	3 IIIB группа	4 IVB группа	5 VB группа	6 VIB группа	7 VIIB группа	8 VIII _{B0} группа	9 VIII _{B1} группа
1									
2	Li 3 Литий	Be 4 Бериллий							
3	Na 11 Натрий	Mg 12 Магний							
4	K 19 Калий	Ca 20 Кальций	Sc 21 Скандий	Ti 22 Титан	V 23 Ванадий	Cr 24 Хром	Mn 25 Марганец	Fe 26 Железо	Co 27 Кобальт
5	Rb 37 Рубидий	Sr 38 Стронций	Y 39 Иттрий	Zr 40 Цирконий	Nb 41 Ниобий	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технеций	Ru 44 Рутений	Rh 45 Родий
6	Cs 55 Цезий	Ba 56 Барий	57-71 La-Lu *	Hf 72 Гафний	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Рений	Os 76 Осмий	Ir 77 Иридий
7	Fr 87 Франций	Ra 88 Радий	89-103 Ac-Lr **	Rf 104 Резерфордий	Db 105 Дубний	Sg 106 Сиборгий	Bh 107 Борий	Hs 108 Хассий	Mt 109 Мейтнерий

* Лантаноиды

** Актиноиды

La 57 Лантан	Ce 58 Церий	Pr 59 Празеодим	Nd 60 Неодим	Pm 61 Прометий	Sm 62 Самарий
Ac 89 Актиний	Th 90 Торий	Pa 91 Протактиний	U 92 Уран	Np 93 Нептуний	Pu 94 Плутоний

10 VIII _{B2} группа	11 IB группа	12 IIB группа	13 IIIA группа	14 IVA группа	15 VA группа	16 VIA группа	17 VIIA группа	18 VIIIA группа
			Al 13 Алюминий					
Ni 28 Никель	Cu 29 Медь	Zn 30 Цинк	Ga 31 Галлий	Ge 32 Германий				
Pd 46 Палладий	Ag 47 Серебро	Cd 48 Кадмий	In 49 Индий	Sn 50 Олово	Sb 51 Сурьма			
Pt 78 Платина	Au 79 Золото	Hg 80 Ртуть	Tl 81 Таллий	Pb 82 Свинец	Bi 83 Висмут	Po 84 Полоний		
110 [271]	111 [272]	112 -	113	114 [289]				

Металлы Амфотерные
элементы Неметаллы

Eu 63 Европий	Gd 64 Гадолиний	Tb 65 Тербий	Dy 66 Диспрозий	Ho 67 Гольмий	Er 68 Эрбий	Tm 69 Тулий	Yb 70 Иттербий	Lu 71 Лютеций
Am 95 Америций	Cm 96 Кюрий	Bk 97 Берклий	Cf 98 Калифорний	Es 99 Эйнштейний	Fm 100 Фермий	Md 101 Менделевий	No 102 Нобелий	Lr 103 Лоуренсий

Приложение 2

Дата и приоритет открытия химических элементов

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
Ac	Актиний	1899	А. Дебьерн (Франция)
Ag	Серебро	*	—
Al	Алюминий	1825	Х. Эрстед (Дания)
Am	Америций	1944	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Ar	Аргон	1894	Д. Рэлей, У. Рамзай (Англия)
As	Мышьяк	*	—
At	Астат	1940	Э. Сегре, Д. Корсон, К. Макензи (США)
Au	Золото	*	—
B	Бор	1808	Л. Гей-Люссак, Л. Тенар (Франция)
Ba	Барий	1774	К. Шееле (Швеция)
Be	Бериллий	1798	Л. Воклен (Франция)
Bh	Борий	1981	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
Bi	Висмут	*	—
Bk	Берклий	1949	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Br	Бром	1826	А. Балар (Франция)
C	Углерод	*	—
Ca	Кальций	1808	Г. Дэви (Англия)
Cd	Кадмий	1817	Ф. Штроемeyer (Германия)
Ce	Церий	1903	Й. Берцелиус, В. Хисингер (Швеция); М. Клапрот (Германия)
Cf	Калифорний	1950	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Cl	Хлор	1774	К. Шееле (Швеция)
Cm	Кюрий	1944	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Co	Кобальт	1735	Г. Брандт (Швеция)
Cr	Хром	1797	Л. Воклен (Франция)
Cs	Цезий	1860	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)
Cu	Медь	*	—
Db	Дубний	1970	Г. Н. Флёров, И. Звара и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США)
Dy	Диспрозий	1886	П. Лекок де Буабодран (Франция)
Er	Арбий	1843	К. Мосандер (Швеция)
Es	Эйнштейний	1952	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Eu	Европий	1901	Э. Демарсе (Франция)
F	Фтор	1771	К. Шееле (Швеция)
Fe	Железо	*	—
Fm	Фермий	1953	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Fr	Франций	1939	М. Пере (Франция)
Ga	Галлий	1875	П. Лекок де Буабодран (Франция)
Gd	Гадолиний	1886	П. Лекок де Буабодран (Франция)
Ge	Германий	1886	К. Винклер (Германия)

Продолжение таблицы

Символ и название элемента		Год открытия	Авторы открытия
H	Водород	1766	Г. Кавендиш (Англия)
He	Гелий	1868	Ж. Жансен (Франция); Н. Локьер, Э. Франкланд (Англия)
Hf	Гафний	1923	Д. Костер, Д. Хевеши (Дания)
Hg	Ртуть	*	—
Ho	Гольмий	1879	П. Клеве (Швеция)
Hs	Хассий	1984	Г. Н. Флёров, И. Звара и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)
I	Иод	1811	Б. Куртуа (Франция)
In	Индий	1863	Ф. Рейх, И. Рихтер (Германия)
Ir	Иридий	1804	С. Теннант (Англия)
K	Калий	1807	Г. Дэви (Англия)
Kr	Криптон	1898	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
La	Лантан	1839	К. Мосандер (Швеция)
Li	Литий	1817	А. Арфведсон (Швеция)
Lr	Лоуренсий	1961—1971	Г. Н. Флёров и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США)
Lu	Лютеций	1907	Ж. Урбен (Франция); К. Ауэр фон Вельсбах (Австрия)
Md	Менделевий	1955	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Mg	Магний	1808	Г. Дэви (Англия)
Mn	Марганец	1774	Ю. Ган (Швеция)
Mo	Молибден	1778	К. Шееле (Швеция)
Mt	Мейтнерий	1987	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
N	Азот	1772	Д. Резерфорд (Англия)
Na	Натрий	1807	Г. Дэви (Англия)
Nb	Ниобий	1801	Ч. Хатчетт (Англия)
Nd	Неодим	1885	К. Ауэр фон Вельсбах (Австрия)
Ne	Неон	1898	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Ni	Никель	1751	А. Кронстедт (Швеция)
No	Нобелий	1965	Г. Н. Флёров и др. (СССР)
Np	Нептуний	1940	Э. Макмиллан, Ф. Эйблсон (США)
O	Кислород	1771—1774	К. Шееле (Швеция); Дж. Пристли (Англия)
Os	Осмий	1804	С. Теннант (Англия)
P	Фосфор	1669	Х. Брандт (Германия)
Pa	Протактиний	1918	Ф. Содди, Д. Крэнстон (Англия); О. Ган, Л. Мейтнер (Германия)
Pb	Свинец	*	—
Pd	Палладий	1803	У. Волластон (Англия)
Pm	Прометий	1945	Дж. Марински, Л. Гленденин, Ч. Кориелл (США)
Po	Полоний	1898	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)

Символ и название элемента			Авторы открытия
Pr	Празеодим	1885	К. Ауэр фон Вельсбах (Австрия)
Pt	Платина	*	—
Pu	Плутоний	1941	Г. Сиборг, Э. Макмиллан и др. (США)
Ra	Радий	1898	М. Склодовская-Кюри, П. Кюри (Франция)
Rb	Рубидий	1861	Р. Бунзен, Г. Кирхгоф (Германия)
Re	Рений	1825—1828	В. Ноддак, И. Такке (Германия)
Rf	Резерфордий	1968—1969	Г. Н. Флёрв, И. Звара и др. (СССР); А. Гиорсо и др. (США)
Rh	Родий	1804	У. Волластон (Англия)
Rn	Радон	1900	Ф. Дорн (Германия)
Ru	Рутений	1844	К. К. Клаус (Россия)
S	Сера	*	—
Sb	Сурьма	*	—
Sc	Скандий	1879	Л. Нильсон (Швеция)
Se	Селен	1817	Й. Берцелиус (Швеция)
Sg	Сиборгий	1974	Г. Сиборг, А. Гиорсо и др. (США)
Si	Кремний	1823	Й. Берцелиус (Швеция)
Sm	Самарий	1879	П. Лекок де Буабодран (Франция)
Sn	Олово	*	—
Sr	Стронций	1787	А. Крофорд и У. Крукшенк (Англия)
Ta	Тантал	1802	А. Экеберг (Швеция)
Tb	Тербий	1843	К. Мосандер (Швеция)
Tc	Технеций	1937	Э. Сегре, К. Перриер (Италия)
Te	Теллур	1782	Ф. Мюллер фон Рейхенштейн (Венгрия)
Th	Торий	1828	Й. Берцелиус (Швеция)
Ti	Титан	1795—1797	М. Клапрот (Германия)
Tl	Таллий	1861	У. Крукс (Англия)
Tm	Тулий	1879	П. Клеве (Швеция)
U	Уран	1789	М. Клапрот (Германия)
V	Ванадий	1830	Н. Г. Сефстрём (Швеция)
W	Вольфрам	1781	К. Шееле (Швеция)
Xe	Ксенон	1898	У. Рамзай, М. Траверс (Англия)
Y	Иттрий	1794	Ю. Гадолин (Финляндия)
Yb	Иттербий	1878	Ш. Мариньяк (Швейцария)
Zn	Цинк	*	—
Zr	Цирконий	1789	М. Клапрот (Германия)

Символ и название элемента			Авторы открытия
110	**	1988	Ю. Ц. Оганесян и др. (СССР); П. Армбрустер и др. (ФРГ)
111	**	1994—1996	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
112	**	1994—1996	П. Армбрустер и др. (ФРГ)
114	**	1998	Ю. Ц. Оганесян и др. (Россия)

* Элемент в свободном виде, его сплавы или соединения известны с древних времен или с эпохи Средневековья.

** Принято решение не присваивать элементу никакого названия, ограничившись только его номером.

Книги, рекомендуемые для чтения

- Алексинский В. Н. Занимательные опыты по химии. М.: Просвещение, 1995.
- Аликберова Л. Ю. Занимательная химия. М.: Аст-Пресс, 1999. (Занимательные уроки.)
- Большая детская энциклопедия: Химия / Сост. К. Люцис. М.: РЭТ, 2000.
- Джуа М. История химии/Пер. с итал. М.: Мир, 1966.
- Леенсон И. А. Занимательная химия. 8—11 классы: В 2 ч. М.: Дрофа, 1996. (Хочу все знать.)
- Лидин Р. А. Справочник по общей и неорганической химии. М.: Просвещение, 1997.
- Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Химические свойства неорганических веществ: Учеб. пособие. М.: Химия, 1996.
- Малышкина В. Занимательная химия. СПб.: Тригон, 1998. (Нескучный учебник.)
- Ольгин О. Опыты без взрывов. М.: Химия, 1993.
- Ольгин О. Чудеса на выбор: Забавная химия для детей. М.: Детская литература, 1997. (Знай и умей.)
- Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Книга по химии для домашнего чтения. М.: Химия, 1995. (Научно-популярная библиотека школьника.)
- Энциклопедический словарь юного химика/Под ред. Д. Н. Трифонова. М.: Педагогика-Пресс, 1999.
- Энциклопедия химических элементов/Под ред. А. М. Смолеговского. М.: Дрофа, 2000. (Школьная энциклопедия.)

Именной указатель

- Авогадро, Амедео — 14.38
- Агрикола, Георгиус — 3.10, 10.22
- Альберт, Великий (Альберт фон Больштедт) — 13.2
- Альгаротто, Витторио — 8.7, 13.19
- Анджели, Анджело — 13.30
- Аррениус, Сванте Август — 14.17
- Арфведсон, Юхан — 4.28
- Багратион, Петр Романович — 14.20
- Базаров, Александр Иванович — 9.11
- Байер, Адольф фон — 19.3
- Балар, Антуан — 12.25
- Бергман, Торнберн Улаф — 10.24
- Бертсен, Август — 13.40
- Бертло, Пьер Эжен Марселен — 3.23, 9.3, 9.37
- Бертолле, Клод Луи — 5.3, 12.15, 14.8
- Берцелиус, Йёнс Якоб — 3.29, 12.8, 12.31, 14.9, 22.8
- Бессемер, Генри — 14.36
- Бёттгер, Рудольф — 18.1
- Бехер, Иоганн — 9.35
- Боденштейн, Макс — 1.38
- Бойль, Роберт — 1.21, 14.21, 15.11, 19.7
- Бонаventura (Джованни Фиданца) — 13.4
- Брандт, Георг — 2.25, 14.32, 18.3
- Бредт, Юлиус — 22.2
- Брёнстед, Йоханнес Николаус — 14.22
- Бунзен, Роберт Вильгельм — 8.9, 11.2, 14.26, 14.35, 14.50
- Бутлеров, Александр Михайлович — 2.31, 14.7, 14.41, 15.2, 17.7
- Бюхнер, Эдуард — 14.50
- Ваккенродер, Генрих — 19.10
- Василий, Валентин — 1.7
- Вёлер, Фридрих — 4.18, 8.23, 12.2, 13.35, 14.6, 14.35, 17.1
- Вернер, Альфред (1866—1919) — 14.25
- Виглеб, Иоганн Христиан — 1.9
- Вильямсон, Александр — 13.16
- Вислицениус, Иоганн — 13.21
- Воклен, Луи Никола — 4.11, 4.30
- Вудхауз, Джеймс — 9.15
- Вульф, Питер — 14.51
- Вюрц, Шарль Адольф — 14.48
- Габер, Фриц — 14.33
- Ган, Юхан — 11.19
- Гей-Люссак, Жозеф Луи — 2.9, 3.21, 6.5, 12.1, 12.25, 12.26, 14.45, 20.8
- Гельмонт, Ян Баптист ван — 3.27
- Генкель, Иоганн Фридрих — 11.8
- Германи, Иосиф Рудольфович — 11.20
- Гесс, Герман Иванович — 7.19, 14.4
- Глаубер, Иоганн Рудольф — 1.14, 6.24, 13.6, 14.15, 14.18
- Гмелин, Леопольд — 6.21, 12.29
- Гольдшмидт, Ганс — 18.8
- Гофман, Август Вильгельм — 14.44
- Дальтон, Джон — 14.10
- Дёберейнер, Иоганн Вольфганг — 10.3, 11.26, 14.3, 16.7
- Дреббел, Корнелиус — 9.14
- Дрексель, Эмиль — 14.49
- Дэви, Гемфри — 4.1, 9.15, 9.18, 9.24, 9.39, 14.27, 16.4
- Дюамель де Монсо, Анри Луи — 13.7
- Дюлонг, Пьер Луи — 13.21
- Дюран, Жан — 8.22
- Зигмонди, Рихард — 19.6
- Зинин, Николай Николаевич — 14.44
- Каблуков, Иван Алексеевич — 9.28
- Кавендиш, Генри — 9.17, 12.10, 12.30, 14.39
- Каммерер, Ян — 7.5
- Каро, Генрих — 7.28, 13.33
- Кекуле, Фридрих Август — 14.43
- Кирхгоф, Густав — 11.2, 14.26
- Клапрот, Мартин — 3.26, 4.17, 4.20
- Клаус, Карл Карлович — 14.34
- Кольбе, Герман — 18.9
- Копп, Герман — 22.2
- Кронстедт, Аксель — 2.20

Крукс, Уильям — 11.12
 Курциус, Теодор — 2.7, 5.29
 Кюри, Пьер — 14.11
 Лавуазье, Антуан Лоран — 9.1, 12.10, 12.30, 14.23, 14.29
 Лайтфут, Томас — 22.9
 Лампадиус, Вильгельм — 7.3
 Ландольт, Ган Генрих — 19.9
 Лебо, Поль — 4.19, 8.22
 Левиг, Карл — 12.25
 Лемери, Никола — 14.46, 18.2
 Либавий, Андреас — 5.20, 11.30, 13.2, 22.10
 Либих, Юстус — 4.9, 5.39, 6.13, 8.9, 12.29, 14.5, 14.48, 16.3
 Лизеганг, Рафаэль — 21.10
 Ловиц, Товий Егорович — 1.15, 14.13
 Ломоносов, Михаил Васильевич — 5.4, 9.2, 11.13, 12.30, 14.1, 21.4
 Лоссен, Вильгельм — 2.14, 7.25
 Лоури, Томас Мартин — 14.22
 Лями, Клод Огюст — 11.12
 Магнус, Генрих Густав — 13.38, 20.10
 Макер, Пьер — 13.27
 Маргграф, Андреас Сигизмунд — 14.47, 15.2
 Мартен, Пьер — 14.36
 Марум, Мартин ван — 9.8
 Марш, Джеймс — 9.19, 12.16
 Менделеев, Дмитрий Иванович — 10.12, 10.15, 10.16, 14.2, 14.12, 14.40
 Мичерлих, Эйльхард — 1.3
 Монд, Людвиг — 6.32
 Мор, Карл — 13.29
 Муассан, Анри — 5.40, 14.37
 Мусин-Пушкин, Аполлос Аполлосович — 6.14
 Мюллер, Ференц — 10.24
 Нерист, Вальтер Фридрих Герман — 7.17, 14.24
 Ноддак, Вальтер — 11.20
 Ньюлендс, Джон Александер Рейна — 10.2, 10.21
 Оствальд, Вильгельм Фридрих — 14.14
 Парацельс, Филипп Аурел Теофраст-Бомбаст — 4.3, 4.29, 14.52, 21.1
 Пелиго, Эжен Мельшюр — 11.31, 21.8
 Пелуз, Теофиль — 17.7
 Пере, Маргерит — 10.17
 Плантамур, Филипп — 13.9

Планте, Гастон — 16.5
 Пристли, Джозеф — 9.1, 9.42, 9.43, 12.10, 12.20, 14.30
 Пруст, Жозеф Луи — 4.15, 8.15
 Рамзай, Уильям — 10.15
 Рауль, Франсуа — 5.5
 Рашиг, Фридрих — 13.12
 Резерфорд, Даниель — 9.17, 12.10, 14.31
 Реньо, Анри — 18.9
 Рунге, Фридрих Фердинанд — 14.44
 Салюцо, Анджело — 14.51
 Сент-Клер Девилль, Анри — 11.11, 12.2, 14.35
 Сеньет, Эли — 13.31
 Сёренсен, Сёрен — 1.26
 Склодовская-Кюри, Мария — 14.11
 Сорель, Жорж — 5.18
 Суберан, Эжен — 9.19
 Сыркин, Яков Кивович — 10.13
 Такке, Ида — 11.20
 Тенар, Луи Жак — 2.9, 7.40, 12.1, 12.25
 Тищенко, Вячеслав Евгеньевич — 14.49
 Толленс, Бернгард — 16.3
 Томас, Сидни — 14.36
 Томсен, Юлиус — 1.34
 Траубе, Вильгельм — 13.12
 Унфердорбен, Отто — 1.16
 Фарадей, Майкл — 11.13, 14.42
 Фрицше, Юлий Федорович — 14.44
 Фуркруа, Антуан — 4.30
 Холл, Чарльз — 14.35
 Цвет, Михаил Семенович — 24.6
 Цейзе, Вильям Кристофер — 6.9
 Чугаев, Лев Александрович — 6.10, 14.28
 Швейцер, Матиас — 2.17, 21.13
 Шёврель, Мишель — 17.7
 Шееле, Карл Вильгельм — 1.9, 1.40, 6.11, 9.1, 9.12, 9.17, 12.10, 14.16, 14.19, 17.7, 18.7
 Шёнбейн, Кристиан — 9.8
 Шифф, Гуго — 13.10
 Шток, Альфред — 13.35
 Штрмейер, Фридрих — 4.9
 Эрдман, Отто — 13.37
 Эрстед, Ханс Кристиан — 12.29, 14.35
 Эру, Поль — 14.35

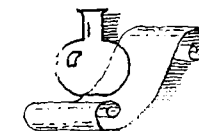
Оглавление

Предисловие 3

Часть 1. ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Глава 1. Кислоты: протоны в подарок 7

- 1.1. Вот так кислота! 7
- 1.2. «Кислая влажность» 8
- 1.3. «Лунная кислота» 8
- 1.4. Странности поведения 8
- 1.5. Сильная, но... слабая 8
- 1.6. Выбери кислоту! 9
- 1.7. «Дух из солей» 9
- 1.8. Восстановим шпиргалку 9
- 1.9. «Сахарная кислота» 9
- 1.10. Без имени... 10
- 1.11. Уловки азотной кислоты 10
- 1.12. Как правильно? 10
- 1.13. Почему результаты разные? 10
- 1.14. Простая задача с трудным решением 11
- 1.15. Горючая кислота 11
- 1.16. Опасная аналогия 12
- 1.17. Кислоты «с секретом» 12
- 1.18. Метаморфоза 12
- 1.19. Парадоксы взаимодействия 12
- 1.20. Если нет справочника... 13
- 1.21. «Масло» из светящегося воска 13
- 1.22. Кислотоупорный трубопровод 13
- 1.23. Испытание теплом 13
- 1.24. Два раствора 14
- 1.25. Испорченный конспект 14
- 1.26. Удивительный «пундус гидрогениум» 14
- 1.27. Как победить в конкурсе? 15
- 1.28. Хитрость ювелира 15
- 1.29. Какой металл? 15
- 1.30. Неужели так бывает? 16
- 1.31. Разоблаченная кислота 16
- 1.32. Кислота «ест» стекло 16



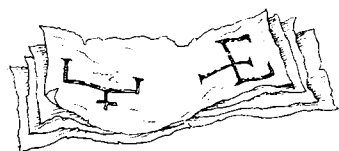
- 1.33. Знакомый незнакомец 16
- 1.34. «Золотые» кислоты 16
- 1.35. Подарок-головоломка 17
- 1.36. Мнимое противоречие 17
- 1.37. Загадка в бутылке 17
- 1.38. «Волшебная вода» 17
- 1.39. Какой газ? 18
- 1.40. С запахом горького миндаля... 18
- 1.41. Коварство азотсодержащих кислот 18
- 1.42. Решение жюри 19
- 1.43. Кроссворд «40 слов» 19

Ответы к главе 1 21

Глава 2. Основания: химический баскетбол 32

- 2.1. Продукт оазиса Аммона! 33
- 2.2. И молоко, и вода 33
- 2.3. Игра цветов — подобие и различие 33
- 2.4. Самая щелочная... сода 33
- 2.5. Почему они не белые? 33
- 2.6. Какая известь? 34
- 2.7. Партизанский трофей 34
- 2.8. Где ошибка? 34
- 2.9. Опасная реакция 34
- 2.10. Что же получилось? 35
- 2.11. Ржавчина превращает железо в сталь 35
- 2.12. Странное превращение 35
- 2.13. Где ошибка? 35
- 2.14. Загадочное вещество 35
- 2.15. Где ошибка? 36
- 2.16. Щелочная кислая соль и кислая кислая соль 36
- 2.17. Изобретение Швейцера 36
- 2.18. Странные реакции нейтрализации 36
- 2.19. Вот так «родственники»! 37
- 2.20. Гидроксиды Кронстедта 37
- 2.21. «Неправильный» электролиз 37
- 2.22. Фокусы старого профессора 38
- 2.23. Кто виноват? 38
- 2.24. Двуличный гидроксид 38
- 2.25. Брандт и кобальт 39
- 2.26. Прodelки гидролиза 39
- 2.27. Бабушкин рецепт 39
- 2.28. Приманка для протонов 39
- 2.29. Непригодный способ 40
- 2.30. Как правильно высушить? 40
- 2.31. Сгорает бесследно 40
- 2.32. Непредвиденная опасность 41
- 2.33. Кроссворд «30 слов» 41

Ответы к главе 2 43



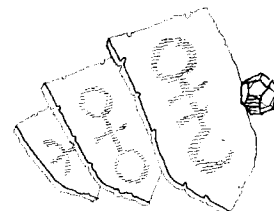
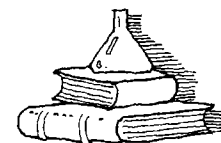
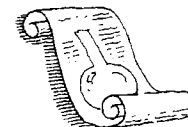
Глава 3. Кислотные оксиды: источники кислот 53

- 3.1. Дороги, ведущие «в обход» 53
- 3.2. Оксид в роли носильщика 53
- 3.3. Сколько можно? 54
- 3.4. Един в трех лицах 54
- 3.5. Тайна шести стрелок 54
- 3.6. Пари 55
- 3.7. Одинаковые или разные? 55
- 3.8. Не может быть! 55
- 3.9. Какова атмосфера Венеры? 55
- 3.10. Необычный сосуд 55
- 3.11. Негасимое пламя 56
- 3.12. Оксид с планеты Марс 56
- 3.13. Одинаковые, но разные! 56
- 3.14. Таинственный газ 56
- 3.15. Спор оксидов 57
- 3.16. Не так-то просто! 57
- 3.17. Известен с глубокой древности 57
- 3.18. Необычные «оксиды» 57
- 3.19. Странный опыт 58
- 3.20. Кислые близнецы 58
- 3.21. Желто-коричневый и очень опасный 58
- 3.22. Кислотное трио 59
- 3.23. Не кислотный кислотный оксид 59
- 3.24. Отгадай загадку 59
- 3.25. Обгорелые страницы 59
- 3.26. Закономерное поведение 60
- 3.27. Сухой и холодный 60
- 3.28. Почему они разные? 60
- 3.29. Непохожие триоксиды 60
- 3.30. Белый дым 61
- 3.31. Головоломка-абракадабра 61

Ответы к главе 3 62

Глава 4. Основные и амфотерные оксиды — родители гидроксидов 70

- 4.1. Забавы аристократов 70
- 4.2. Чудесные превращения соли меди 71
- 4.3. Разноцветные осадки Парацельса 71
- 4.4. Извержение зеленого пепла 71
- 4.5. Тигель и перстень 72
- 4.6. Потеря и находка 72
- 4.7. Одинаковые, но... разные 72
- 4.8. Все может быть! 72
- 4.9. Оксиды немецких химиков 73
- 4.10. И зелень, и синь... 73
- 4.11. Воклен и хром 73
- 4.12. Подводные приключения 74
- 4.13. Странные оксиды 74

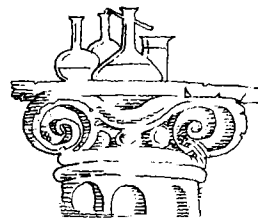
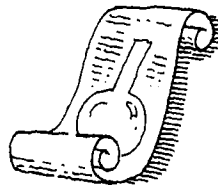


- 4.14. «Философская шерсть» 74
- 4.15. Черный, красный, синий... 75
- 4.16. Желтый, красный, коричневый... 75
- 4.17. Посылка с острова Цейлон 75
- 4.18. Беззвучная лекция Вёлера 76
- 4.19. Такой невзрачный! 76
- 4.20. Из страны эльфов 76
- 4.21. Работа для рубинов? 77
- 4.22. Без реактивов 77
- 4.23. Загадка красных веществ 77
- 4.24. Удивительные оксиды 77
- 4.25. Вот так зажигалка! 77
- 4.26. Выделяется... водород! 78
- 4.27. Белый камень 78
- 4.28. Металл Арфведсона 78
- 4.29. Парацельс и «кровь дьявола» 78
- 4.30. Птен 79
- 4.31. Гидроксид или оксид? 79
- 4.32. Что это? 79
- 4.33. Разноцветные диоксиды 79
- 4.34. Стекольное мыло 80
- 4.35. Оксидные краски 80
- 4.36. Семь минералов 80

Ответы к главе 4 81

Глава 5. Соли: химический хоровод 89

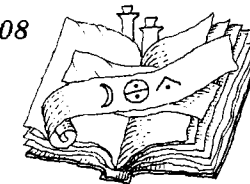
- 5.1. Цветная соль 89
- 5.2. Парадоксальный гидролиз 90
- 5.3. Вертолте и его соль 90
- 5.4. «Лутчая и сильнейшая соль» 90
- 5.5. «Что за чертовщина!» 90
- 5.6. Соль для кислоты 90
- 5.7. Кристаллическое электричество 91
- 5.8. Химические фокусы 91
- 5.9. Загадочный дихлорид 91
- 5.10. Камень из теста 92
- 5.11. Опасная селитра 92
- 5.12. Горькая вода 92
- 5.13. Свинцовое зеркало 92
- 5.14. Огнезащитные белила 92
- 5.15. Намокший образец 92
- 5.16. Кислый остаток 93
- 5.17. Тайна «красной ртути» 93
- 5.18. Камень Сореля 93
- 5.19. Станный запах 93
- 5.20. «Турецкий купорос» 94
- 5.21. Чудеса очистки 94
- 5.22. Не спеши! 94



- 5.23. Круговорот аммиака 94
 - 5.24. «Соленые» названия 95
 - 5.25. Обнажая металл 95
 - 5.26. Старинный рецепт 95
 - 5.27. Почему они разного цвета? 95
 - 5.28. Тайна пропавшего вещества 96
 - 5.29. Странное исчезновение 96
 - 5.30. Не получилось! 96
 - 5.31. Неудачный синтез 97
 - 5.32. И газ, и осадок 97
 - 5.33. Соль для умывания 97
 - 5.34. Раствор для победителя 97
 - 5.35. В чем разница? 97
 - 5.36. Нюхательная соль 97
 - 5.37. Соль против тараканов 98
 - 5.38. Красота метро и многое другое 98
 - 5.39. Соль для теста 98
 - 5.40. Мнимое фиаско Анри Муассана 98
- Ответы к главе 5 99

Глава 6. Комплексы: жизнь в квадратных скобках 108

- 6.1. Явление необычное, но объяснимое 108
- 6.2. Двойной эффект 108
- 6.3. Он растворяется! 109
- 6.4. Мостики и ядра 109
- 6.5. «Закомплексованный» иод 109
- 6.6. Вода особого рода 109
- 6.7. Похищение золота 110
- 6.8. Медная радуга 110
- 6.9. Загадочная «соль Цейзе» 110
- 6.10. Чугаевские кольца 111
- 6.11. Фиксаж и комплексы 111
- 6.12. Ошибка технолога 111
- 6.13. Зеркало Либиха 111
- 6.14. Квасцы и Мусин-Пушкин 111
- 6.15. Непослушный иодид меди 112
- 6.16. Медные «щелочи» 112
- 6.17. Трижды три 112
- 6.18. Коварный углекислый газ 113
- 6.19. Что за наваждение? 113
- 6.20. Металлы нарушают правила 113
- 6.21. Одинаковые краски с разными названиями 113
- 6.22. Секрет Якоба Вайца 114
- 6.23. Портрет подозреваемого 114
- 6.24. Растворитель, найденный Глаубером 114
- 6.25. Вещество Шлезингера 114
- 6.26. Вода — морс — вода 115
- 6.27. Три способа 115

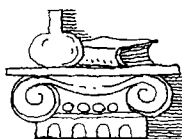
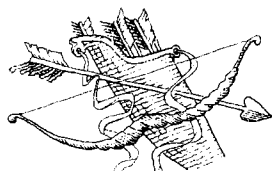
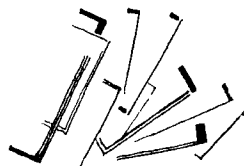


- 6.28. «Спрятанный» хлор 115
- 6.29. Результат одинаковый 115
- 6.30. «Кухонное» изобретение 116
- 6.31. Загадка Тассера 116
- 6.32. Странное открытие Монда 116
- 6.33. Чудеса с иодом 117
- 6.34. «Силачи» и «слабаки» 117
- 6.35. Как правильно? 117
- 6.36. Как повысить степень окисления? 117
- 6.37. Неуловимое серебро 117

Ответы к главе 6 118

Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции: охотники и добыча 128

- 7.1. Требуется агрессор 128
- 7.2. Он окисляет воду 128
- 7.3. Голубое холодное пламя 128
- 7.4. Поджигает... вода! 129
- 7.5. Первые спички 129
- 7.6. Холод тормозит реакции 129
- 7.7. Горючая смесь для немецких ракет 130
- 7.8. Химический хамелеон 130
- 7.9. Почему отбеливает «Белизна»? 130
- 7.10. Медные фокусы 130
- 7.11. Алюминий подвел! 130
- 7.12. Электроны-чистильщики 131
- 7.13. Цветная загадка 131
- 7.14. Обновили!.. 131
- 7.15. Колосс Родосский и затонувшая яхта миллионера 131
- 7.16. Ошибка аппаратчика 132
- 7.17. «Сундук с электричеством» 132
- 7.18. Электрод из водорода 132
- 7.19. Гесс и «солероды» 132
- 7.20. Развеселился! 133
- 7.21. «Страшилка» 133
- 7.22. Химическая «угадка» 133
- 7.23. Где идет гидролиз? 134
- 7.24. Вот так «изобретение»! 134
- 7.25. Многоликий гидроксилламин 134
- 7.26. Насмешил! 134
- 7.27. Из одной соли — две 135
- 7.28. Открытие Каро 135
- 7.29. Галогены и вода 135
- 7.30. Ошибка лаборанта 136
- 7.31. Цепочка «серебряных» превращений 136
- 7.32. Простой вопрос 136
- 7.33. «Разборчивый» гексафторид серы 137
- 7.34. Радуга богини Ванадис 137
- 7.35. Перманганатная «самодеятельность» 137



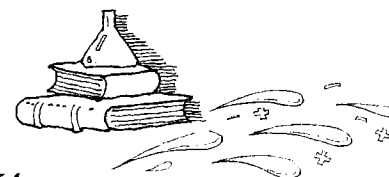
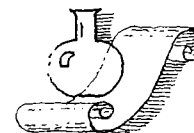
Оглавление

- 7.36. Отважный реагент 138
 - 7.37. Подсказывает ряд напряжений 138
 - 7.38. Эксперимент не удался 138
 - 7.39. Остался один 138
 - 7.40. Командует пиролюзит 139
 - 7.41. Загадочные смеси 139
 - 7.42. «Антихлор» 139
 - 7.43. «Антииод» 139
 - 7.44. Три раствора 139
 - 7.45. Кроссворд «29 слов» 139
- Ответы к главе 7 141

Глава 8. Гидролиз: атакует вода 153

- 8.1. Дым спугнул вора 153
- 8.2. Титановые белила 154
- 8.3. Хитрый тетраборат 154
- 8.4. Мифические карбонаты 154
- 8.5. Один шаг до «пятерки»! 154
- 8.6. Нитриды, но какие? 154
- 8.7. Альгароттов порошок 154
- 8.8. Проказы медного купороса 155
- 8.9. Вонючая реакция 155
- 8.10. Это тоже кислота 155
- 8.11. «Ярь-медянка» 155
- 8.12. Неуловимый иодоводород 156
- 8.13. Дымовая завеса 156
- 8.14. Хлорид дает две кислоты 156
- 8.15. Бургундский ядохимикат 156
- 8.16. Странная пропажа 157
- 8.17. Секреты карбида и цианамида 157
- 8.18. Происхождение малахита 157
- 8.19. Загадочное предписание 157
- 8.20. Существенное различие 157
- 8.21. Галоген плюс азот равняется — чему? 157
- 8.22. Ионы в кристаллах 158
- 8.23. Дождь помог 158
- 8.24. Гадание на воде 158
- 8.25. Сода-вредительница 158
- 8.26. «Смущенный» ацетат 159
- 8.27. Неизвестное вещество 159
- 8.28. Кислые и дают «кислый спирт» 159
- 8.29. Чужой! 159
- 8.30. Ионы-соперники 160
- 8.31. Удивительная соль — «Персоль» 160
- 8.32. Задание: осветлить и умягчить 160
- 8.33. «Паяльная кислота» 160
- 8.34. Гидролиз в кипятке 160
- 8.35. Кислотная или щелочная? 160

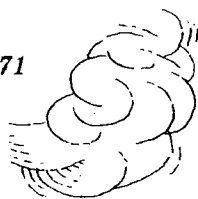
Ответы к главе 8 161



Глава 9. Газы: эфирные создания 170

- 9.1. Четвертый 170
- 9.2. Смутное начало — флогистон 171
- 9.3. Место рождения: болото 171
- 9.4. Старый знакомый 171
- 9.5. Сатанинские огни 171
- 9.6. Элегаз 172
- 9.7. Вспышка на воздухе 172
- 9.8. Пахучий 172
- 9.9. Где больше? 172
- 9.10. Удобный способ 172
- 9.11. Капризы одного газа 173
- 9.12. Снова флогистон 173
- 9.13. Негорючий газ 173
- 9.14. Его открывали многократно... 174
- 9.15. Веселящий газ 174
- 9.16. Батарея Захарова 174
- 9.17. «Испорченный газ» 175
- 9.18. Рудничный газ 175
- 9.19. Ядовитый сюрприз 175
- 9.20. Невидимый враг 176
- 9.21. «Вздуватели» 176
- 9.22. Газ-оборотень 176
- 9.23. Чужак 176
- 9.24. Рожденный светом 177
- 9.25. Тощий? Жирный? 177
- 9.26. Расчет для водолаза 177
- 9.27. А он опасен! 177
- 9.28. Опыты Каблукова 178
- 9.29. Станный газ 178
- 9.30. Коварное вещество 178
- 9.31. Загадка для аспиранта 178
- 9.32. Загадка голубого алмаза 179
- 9.33. Битва анионов 179
- 9.34. Пушкин — химик? 179
- 9.35. Маслородный газ 179
- 9.36. Зеленый туман 179
- 9.37. Газ-солерод 180
- 9.38. Экзо- и эндогаз 180
- 9.39. Изобретение Гемфри Дэви 180
- 9.40. Правила безопасности 181
- 9.41. Закон для газов, но не только 181
- 9.42. Особенности эксперимента 181
- 9.43. «Новый воздух» 181
- 9.44. Кроссворд 182

Ответы к главе 9 183



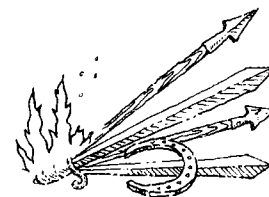
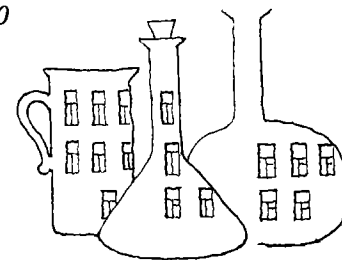
Глава 10. Периодический закон и Периодическая система: химический дом и его обитатели 190

- 10.1. Старое и новое 190
- 10.2. Смысл слова «номер» 191
- 10.3. Триады 191
- 10.4. Бракованная, но какая? 191
- 10.5. Задача без расчетов 191
- 10.6. Как предсказать? 192
- 10.7. Фиаско 192
- 10.8. Две частицы 192
- 10.9. Диады 192
- 10.10. Бездомный 193
- 10.11. Электронные секреты 193
- 10.12. Легче водорода 193
- 10.13. Если бы... 193
- 10.14. Активная пара 194
- 10.15. «Химический мертвец» 194
- 10.16. Вакантные места? 194
- 10.17. Загадочный восемьдесят седьмой 195
- 10.18. Пергамент Элюара 195
- 10.19. Химическая диагональ 196
- 10.20. Что под кляксами? 196
- 10.21. Музыкальная таблица Ньюлендса 196
- 10.22. Угадай... элемент! 197
- 10.23. Сколько? 197
- 10.24. Невероятное золото 197
- 10.25. Уровень, подуровень, орбиталь 198
- 10.26. Причуды орбитального числа 198
- 10.27. Другие варианты 198
- 10.28. Химия и астрономия 198
- 10.29. Необходимая поправка 198
- 10.30. Самое яркое впечатление 198
- 10.31. «Минеральные» элементы 199
- 10.32. Химия и география 199
- 10.33. Химия и мифология 199
- 10.34. Попасть в таблицу... 200
- 10.35. Кроссворд «33 синонима» 200

Ответы к главе 10 202

Глава 11. Металлы: светлое тело, которое ковать можно 208

- 11.1. Электрон в сверкающих одеждах 208
- 11.2. Небесно-голубой 209
- 11.3. Черное и красное 209
- 11.4. Одно из свойств серебра 209
- 11.5. Черные, цветные... малые 210
- 11.6. Различие есть 210
- 11.7. Журналист не ошибся 210
- 11.8. Утраченный и обретенный вновь 210

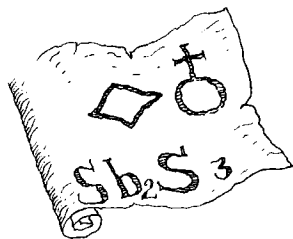
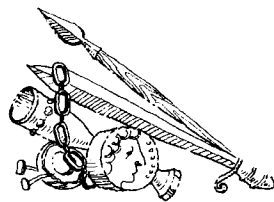


- 11.9. Кто первый 211
 11.10. Рецепты арабских алхимиков 211
 11.11. Беззащитный 211
 11.12. Зеленая ветка 212
 11.13. Металлы в «доспехах» 212
 11.14. Один из самых древних 212
 11.15. Царица эльфов 213
 11.16. Чемпион псевдонимов 213
 11.17. Мягкое и жесткое 213
 11.18. Разноцветный 214
 11.19. Магnezий или манганйй? 214
 11.20. Он не стал ни ильмением, ни дэвием 214
 11.21. Рейтинг металлов 214
 11.22. «Ароматный» 215
 11.23. Металл Ренея 215
 11.24. Соседи 215
 11.25. Как решето... 215
 11.26. Чудеса «черни» 216
 11.27. «Серебришко» 216
 11.28. Опасный металл 216
 11.29. Золотисто-желтый сплав 216
 11.30. «Дымящий спирт Либавия» 217
 11.31. Засекреченный 217
 11.32. Металлы с «графитовыми» названиями 217
 11.33. Металл-хищник 217
 11.34. Кроссворд «33 вопроса» 218
 11.35. Побратим 219
 11.36. Четыре земляка 219
 11.37. Чума оловянная и водородная 219
 11.38. Металл-помощник 220
 11.39. Премудрости иодидов 220
 11.40. Новые термометры? 220

Ответы к главе 11 221

Глава 12. Неметаллы: электронам хода нет 228

- 12.1. Буртовор 228
 12.2. Мемуары химиков 228
 12.3. Почти как алмаз 229
 12.4. Ошибка властителя Лахора 229
 12.5. Тот, который не разбивается 229
 12.6. Решетка без замков 230
 12.7. Неметалл захотел стать бронзой 230
 12.8. Запоздалое открытие 231
 12.9. Рецепт активности 231
 12.10. Здесь нужен кругозор 231
 12.11. Откройте его имя! 232
 12.12. Осторожно с крышкой! 232
 12.13. Библейское чудо 232



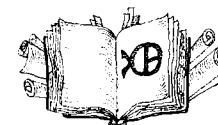
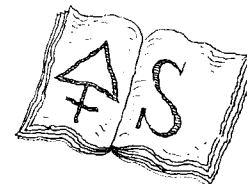
Оглавление

- 12.14. «Пластилин» 232
 12.15. Красный незнакомец 233
 12.16. Порошок для наследников 233
 12.17. Доказательство 233
 12.18. Металл или неметалл? 233
 12.19. Ошибка алхимика 234
 12.20. Парамагнитный газ 234
 12.21. «Греческий огонь» 234
 12.22. Обман 235
 12.23. Самый, самый... 235
 12.24. Утраченный талисман 235
 12.25. Кто первый? 236
 12.26. Галоген-хамелеон 236
 12.27. Иод — пособник грабителей 236
 12.28. Убийца в солонке 236
 12.29. Красно-бурый 237
 12.30. Кто его поймал? 237
 12.31. Неприятный запах 237

Ответы к главе 12 238

Глава 13. Химическая номенклатура: имя, фамилия, прозвище 244

- 13.1. Купоросы всех цветов радуги 244
 13.2. Купоросное масло и кислый спирт 245
 13.3. «Спиритус салис» 245
 13.4. «Крепкая водка» 246
 13.5. Рожденная в яме 246
 13.6. Глауберова соль 246
 13.7. Соль Бульриха 247
 13.8. Чтобы не горело дерево 247
 13.9. «Погремушка» Плантамура 247
 13.10. Тионил и сульфурил 248
 13.11. Поташ 248
 13.12. Вещества Траубе и Рашига 248
 13.13. Спирты на любой вкус 249
 13.14. Известы, но такие разные... 249
 13.15. Странное золото 249
 13.16. Вещество Вильямсона 249
 13.17. Удивительные сочетания атомов 250
 13.18. Хлор и азот дают опасные продукты 250
 13.19. Ангельский порошок 250
 13.20. Каломель и сулема 250
 13.21. «Новатистые» кислоты 251
 13.22. Стибаты или антимонаты? 251
 13.23. Роза и сера 251
 13.24. Преципитаты 252
 13.25. Сахар-сатурн и «свинцовый уксус» 252
 13.26. Эльбор или боразон 252
 13.27. Вещество Макера 253



Оглавление

- 13.28. Цемент, цементит и цементация 253
- 13.29. Шёниты и соль Мора 253
- 13.30. Соль Анджели 253
- 13.31. Загадочная соль 253
- 13.32. Пруссиды 254
- 13.33. Кислота Каро 254
- 13.34. Аммоний и аминий 254
- 13.35. От Вёлера до Штока 254
- 13.36. Ангидр... а дальше что? 255
- 13.37. Соль Эрсмана 255
- 13.38. Зеленая соль Магнуса 255
- 13.39. Лутео- и празео- 255
- 13.40. «Водородосерная» 256
- 13.41. Гидроорто... 256
- 13.42. Алкаль 256
- 13.43. Азиды и нитриды 256
- 13.44. Белая и черная магнезия 256
- 13.45. Силан, селан и сульфат 257
- 13.46. Серные шалости 257

Ответы к главе 13 228

Глава 14. Великие имена: творцы химической науки 266

- 14.1. Похвала науке 266
- 14.2. Открытие великого закона 266
- 14.3. Достижения фантазера 267
- 14.4. Группы элементов 267
- 14.5. «Я буду химиком!» 268
- 14.6. Он не стал хирургом... 268
- 14.7. Великий химик из Казанской губернии 268
- 14.8. Научный консультант Наполеона 269
- 14.9. Блестящая карьера шведского химика 269
- 14.10. Химик — сын ткача 270
- 14.11. Они открыли полоний и радий 270
- 14.12. Чемоданных дел мастер 271
- 14.13. Академик-аптекарь 271
- 14.14. Немец из Риги 271
- 14.15. Странник из Нойштадта 272
- 14.16. Аптекарь из Штральзунда 272
- 14.17. «Сын шведской сельской местности» 273
- 14.18. Аптекарь и химик 273
- 14.19. От глицерина до синильной кислоты 274
- 14.20. Княжеское изобретение 274
- 14.21. Лакмус из Шотландии 274
- 14.22. Протоны и кислоты 275
- 14.23. Кто автор термина? 275
- 14.24. Водородный электрод и абсолютный нуль температур 275
- 14.25. Нобелевский лауреат 1913 г. 275
- 14.26. Спектроскоп 276



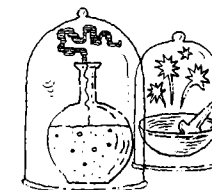
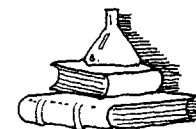
- 14.27. Уроженец Пензанса 276
- 14.28. Реактив имени русского химика 277
- 14.29. Трагическая смерть великого химика 277
- 14.30. «Честнейший еретик» 277
- 14.31. Химическое открытие профессора ботаники 278
- 14.32. Он открыл кобальт 278
- 14.33. Ошибка патриота 278
- 14.34. Имени России 278
- 14.35. Путь к «серебру» 279
- 14.36. Конвертер и печь 279
- 14.37. Опасный опыт 279
- 14.38. Объем моля и число, названное именем итальянского юриста 279
- 14.39. Станный богач 280
- 14.40. В защиту нефти 280
- 14.41. Творец теории химического строения 280
- 14.42. Он открыл бензол 281
- 14.43. Сон в руку 281
- 14.44. Кианол или бензидам? 282
- 14.45. От газовых законов до воздушного шара 282
- 14.46. Парижский гугенот 282
- 14.47. Вспышка паров 283
- 14.48. Главные детали для перегонки 283
- 14.49. Для промывки газов 283
- 14.50. «Горластые» склянки 283
- 14.51. Самое быстрое фильтрование 284
- 14.52. Ятрохимик 284
- 14.53. Линейный кроссворд 285

Ответы к главе 14 286

Часть 2. ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ОПЫТЫ

Глава 15. Экспонаты химического музея 293

- 15.1. Искрящиеся кристаллы 293
- 15.2. Оранжевый свет 294
- 15.3. Красный осадок белого вещества 296
- 15.4. Гроза в стакане 297
- 15.5. Облако из колбы 298
- 15.6. Ёлочка в снегу 299
- 15.7. Выходки сахара 299
- 15.8. Дым под арестом 300
- 15.9. Дым из воды 301
- 15.10. Таинственное исчезновение 301
- 15.11. Ацетон и медная проволока 302
- 15.12. Куда подевался спирт? 303
- 15.13. Ацетат против огня 303
- 15.14. Фокусы с «сухим льдом» 304
- 15.15. «Сухая кислота» 305
- 15.16. Волшебное яйцо 305



Глава 16. Фокусы с металлами 306

- 16.1*. Ложка исчезает, или Три опыта с алюминием 306
- 16.2. Кислота-защитница 308
- 16.3. Зеркальная колба 309
- 16.4*. Пожар под водой 310
- 16.5. Шаровая молния в растворе 311
- 16.6*. Это тоже амальгама! 312
- 16.7. Огниво Дёберейнера 313
- 16.8. Неугасимый магний 315
- 16.9*. Серебряная монета 316
- 16.10. Растворимая ложка 316

Глава 17. Химический «серпентарий» 317

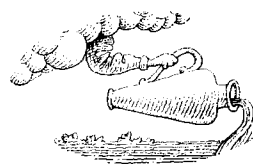
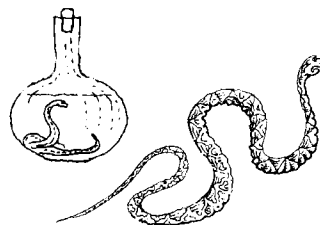
- 17.1*. Тиоцианатная «змея» Вёлера 317
- 17.2. «Змея» зеленая... 318
- 17.3. Сладкая зеленая «змейка» 320
- 17.4. Содовая «гадюка» 321
- 17.5. Селитряная «змея» 321
- 17.6. Черный «удав» из стакана 321
- 17.7. Уротропиновый «дракон» 322
- 17.8*. Нитратный «червяк» 324

Глава 18. Настольные вулканы 325

- 18.1. Вулкан Бёттгера 325
- 18.2. Железный вулкан Лемери 326
- 18.3. Цинковый вариант 326
- 18.4. Ферратный вулкан 327
- 18.5. Угольный вулкан 327
- 18.6. Дымящий вулкан 328
- 18.7. Вулкан Шееле 329
- 18.8. Ганс Гольдшмидт и вулканический термит 329
- 18.9. Цинковый вулкан 331
- 18.10. Иодный вулкан 332
- 18.11. Искристый вулкан 332
- 18.12. Фиолетовый джинн 333
- 18.13. Огнедышащая сера 333
- 18.14. И еще гейзеры 334

Глава 19. Водяные чудеса 335

- 19.1. Химическая хирургия 335
- 19.2. Рука-волшебница и платок-хамелеон 336
- 19.3. Мармелад 336
- 19.4. Три чуда: молоко, творог и газировка 338
- 19.5. Вода превращается в вино 338
- 19.6*. Кассиев золотой пурпур 339
- 19.7. Малиновый фонтан 340
- 19.8. Раствор-хамелеон 342
- 19.9. Задумчивая реакция 343
- 19.10. Союз ионов меди и иода 345
- 19.11*. Беспокойный металл 347



- 19.12. Вода-поджигательница 347
- 19.13. Тепло из воды 348
- 19.14. Противопожарные хитрости 348
- 19.15. Негасимый... карбид 349

Глава 20. Волшебные огни 350

- 20.1*. Светящаяся надпись 350
- 20.2*. И вдруг вспыхнула свеча! 351
- 20.3. Свеча и волшебная палочка 351
- 20.4*. Исчезающие кольца 352
- 20.5. Цветное пламя свечи 354
- 20.6. Спиртовые огни 354
- 20.7. Вода вместо спичек, или Пероксид-воспламенитель 355
- 20.8. Горящая кислота 356
- 20.9. Огненный дождь... взаперти 356
- 20.10. Железо горит! 357
- 20.11. И с помощью лимонной кислоты... 358
- 20.12. Пламя — и сноп искр 359
- 20.13. Горящий снег 359
- 20.14. Зеленое пламя 359
- 20.15. Факел из эфира 360
- 20.16. Фейерверк над тиглем 360
- 20.17*. Огни в жидкости 360
- 20.18. Небесный огонь 361
- 20.19*. Натрий-колдун 361
- 20.20. Хромовая зажигалка 362
- 20.21. Волшебное пламя 362
- 20.22. Пробирка-факел 362
- 20.23. Самовозгорание? 363
- 20.24. В кислороде... 363

Глава 21. Химические пейзажи 364

- 21.1. Деревья Сатурна и Юпитера 364
- 21.2*. Серебряное деревце Дианы 365
- 21.3. Кристаллы меди на графите 366
- 21.4. Цианоферратные кустарники Ломоносова 367
- 21.5. Хроматный осенний сад 368
- 21.6. Золотистые листочки в растворе 368
- 21.7. Химический аквариум 369
- 21.8. Оранжевая Пелиго 369
- 21.9. Фантастические пейзажи на стекле 370
- 21.10. Кольца Лизеганга 371
- 21.11. Заросли из серы 371
- 21.12. Замшелые камни 372
- 21.13. Целлюлозные водоросли 373
- 21.14. Эмалевые пейзажи на металле 375
- 21.15. Зимний пейзаж на стекле 376
- 21.16*. «Иней» 377
- 21.17. Марсианский пейзаж 377
- 21.18. Метель в банке 378



Глава 22. Странные приборы, фантастические изобретения 380

- 22.1*. Синий плотномер 380
- 22.2. Химический барометр 381
- 22.3. Бумажный гигрометр 382
- 22.4. Семь рецептов секретных чернил 383
- 22.5. Мечта реставратора 384
- 22.6. Неудача или изобретение? 385
- 22.7. Катализатор на ниточке 387
- 22.8. Красный селен 388
- 22.9. Анилиновый черный 388
- 22.10. Комплекс Либавия 389
- 22.11. Это огнетушитель! 389
- 22.12. Химическая грелка 390
- 22.13. Светящаяся смесь 390
- 22.14. Чудесная картина 391
- 22.15*. Непромокающие спички 392



Глава 23. Сюрпризы к празднику 393

- 23.1. «Огненная надпись» 393
- 23.2. Гирлянда из кристаллов 393
- 23.3. Перья в бриллиантах 394
- 23.4. Букет в банке 394
- 23.5. Чешуйчатый дракон 394
- 23.6. Еловые духи 395
- 23.7. Фрукты и овощи на елке 396
- 23.8. Апельсин, лимон, яблоко 397
- 23.9. Искусственные драгоценности 397
- 23.10. Цветные перлы 398



Глава 24. Опыты для младшего брата 399

- 24.1. Волшебная картонка 399
- 24.2. Лакмус для цветов 400
- 24.3. Васильковая роза и розовый василек 400
- 24.4. Разноцветная смородина и чудесная капуста 401
- 24.5. Летние индикаторы 401
- 24.6. Зеленая душа листы 402
- 24.7. Самый важный газ 403
- 24.8. Водородные мыльные пузыри 404
- 24.9. Кислород из марганцовки 404
- 24.10. Красивые гвозди 405



Приложения

Приложение 1. Периодическая система химических элементов
Д. И. Менделеева 406

Приложение 2. Дата и приоритет открытия химических
элементов 408

Книги, рекомендуемые для чтения 412

Именной указатель 413

Учебное издание

Степин Борис Дмитриевич
Аликберова Людмила Юрьевна

ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ И ЭФФЕКТНЫЕ ОПЫТЫ ПО ХИМИИ

Ответственный редактор Н. В. Стрелецкая

Редактор А. В. Яшукова

Оформление Ю. В. Христин

Художники П. Ю. Перевезенцев, А. В. Проскуряков

Художественный редактор С. И. Кравцова

Технический редактор Н. И. Герасимова

Компьютерная верстка Г. М. Татаринова

Корректор Е. Е. Никулина

Цветоделение О. А. Молочков, Д. А. Дачевский

Изд. лиц. № 061622 от 07.10.97.

Подписано к печати 22.04.02. Формат 70×90^{1/16}.

Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная.

Усл. печ. л. 31,59. Тираж 10 000 экз. Заказ № 2103.

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Сушенский вал, 49.

По вопросам приобретения продукции
издательства «Дрофа» обращаться по адресу:

127018, Москва, Сушенский вал, 49.

Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (095) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник».

109172, Москва, ул. Малые Каменщики, д. 6, стр. 1А.

Тел.: (095) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Магазин «Переплетные птицы».

127018, Москва, ул. Октябрьская, д. 89, стр. 1.

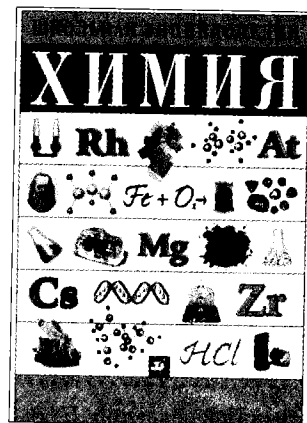
Тел.: (095) 912-45-76.

Отпечатано на ФГУП Тверской области Трудового Красного Знамени
полиграфкомбинат детской литературы им. 50-летия СССР Министерства Российской
Федерации по делам печати, телерадиовещания и средств массовых коммуникаций.
170040, г. Тверь, проспект 50-летия Октября, 46.

Учительская страничка

«Химия: энциклопедия химических элементов».

Под ред. проф. А. М. Смолеговского



Это пособие — уникальный, не имеющий аналогов красочно иллюстрированный справочник. В нем содержатся все необходимые сведения о каждом химическом элементе, входящем в периодическую систему Д. И. Менделеева.

Очерки об элементах наряду с новейшей научной информацией содержат сведения об истории их открытия. Доступность изложения гармонично сочетается с необходимой научной четкостью.

Книга предназначена для учащихся средних школ, гимназий и колледжей, абитуриентов, студентов, учителей и преподавателей, а также широкого круга читателей.

По вопросам оптовых закупок учебной литературы обращайтесь
в отдел реализации издательства «Дрофа».

Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51, 795-05-52.

Адрес: 127018, Москва, Суцеский вал, 49.

Опково-розничную продажу книг производит

Торговый дом «Школьник» по адресу:

Москва, ул. Малые Каменщики (м. «Таганская», радиальная), д. 6, стр. 1А.

Телефоны для справок: (095) 912-15-16, 911-70-24, 912-45-76.

Магазин «Переплетные птицы» по адресу: Москва, ул. Октябрьская, д. 89, стр. 1.

Телефон для справок: (095) 912-45-76.

Вы также можете подписаться на книги издательства «Дрофа» в любом
почтовом отделении РФ. Спрашивайте каталог «Учебники».

Оперативная информация об издательстве в глобальной сети Интернет —
по адресу <http://www.drofa.ru>. E-mail: info@drofa.msk.ru