

ПРОФ. В. Н. ВЕРХОВСКИЙ

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ**

**УЧЕБНИК
ДЛЯ 7 КЛАССА
СЕМИЛЕТНЕЙ И
СРЕДНЕЙ ШКОЛЫ**

учпедгиз · 1946

В. Н. ВЕРХОВСКИЙ

*Действительный член
Академии педагогических наук*

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ЧАСТЬ I

УЧЕБНИК ДЛЯ 7-го КЛАССА
СЕМИЛЕТНЕЙ И СРЕДНЕЙ ШКОЛЫ

ИЗДАНИЕ ДВЕНАДЦАТОЕ

*Утверждён
Министерством Просвещения РСФСР*

ГОСУДАРСТВЕННОЕ
УЧЕБНО-ПЕДАГОГИЧЕСКОЕ ИЗДАТЕЛЬСТВО
МИНИСТЕРСТВА ПРОСВЕЩЕНИЯ РСФСР
МОСКВА — 1946 — ЛЕНИНГРАД

ПРЕДИСЛОВИЕ.

Издание учебника, выходящее в 1946 г., в общем повторяет издание 1944—1945 гг., в которое, особенно во 2-ю часть, автором был внесён ряд существенных изменений по сравнению с изданиями до 1941 г.

В данном издании сделаны лишь незначительные изменения в тексте и, кроме того, исправлены опечатки издания 1944—1945 гг., которое печаталось без авторских корректур.

Издание 1946 г. в 1-й части соответствует программе 7-го класса. Материал по разделу солей, который согласно программе проходит в 8-м классе, перенесён во 2-ю часть.

Ленинград, 24/І 1946 г.

В. Верховский.

Редактор *А. Н. Коковин.* Техн. редактор *М. Зендель.* Корректор *А. А. Морозова.*

Подписано к печати 29/VI 1946 г. М 03895. Печ. л. 6. Уч.-изд. л. 7,8.
Тираж 235 000 экз. Цена без переплёта 1 р. 20 к. Переплёт 50 к. Заказ № 483.317

2-я тип. „Печатный Двор“ им. А. М. Горького треста „Полиграфкнига“ ОГИЗа
Оцифровано проектом <http://fremus.narod.ru> только для личного ознакомления.
Не подлежит любому распространению, изменению содержимого или продаже.
при Совете Министров РСФСР. Ленинград, Гатчинская, 26.

I. ВЕЩЕСТВА И ИХ ПРЕВРАЩЕНИЯ.

1. Вещества. Все предметы окружающего нас мира состоят из различных *веществ*. Железо, стекло, дерево, вода, сахар и т. д.—примеры веществ. *Химия* — наука о *веществах* и их *превращениях*. Поэтому первый вопрос, на котором мы остановимся, приступая к изучению химии, это — как различают и узнают вещества.

Вещества различают по их *свойствам* — цвету, запаху, вкусу, удельному весу, большей или меньшей твёрдости, плавкости, летучести и т. д. Например, описывая свойства сахара, мы можем сказать, что это — твёрдое, крупное вещество белого цвета, сладкого вкуса, не имеющее запаха, хорошо растворимое в воде, тяжелее воды, с удельным весом 1,6, буряющее при нагревании, и т. д.

Для того чтобы познакомиться со свойствами какого-нибудь вещества, необходимо взять его в *чистом виде*: даже небольшая примесь постороннего вещества может как бы изменить его свойства. Например, чистая вода прозрачна, бесцветна и безвкусна, но если на стакан воды прибавить каплю молока, вода делается мутной, каплю чернил — вода окрасится; от одной крупинки хинина вода примет горький вкус. Всё это будут свойства не чистой воды, а воды, содержащей примеси.

В некоторых случаях мы сразу видим, что перед нами не чистое вещество, а *смесь* различных веществ. Возьмём, например, гранит. Мы замечаем в нём розоватые частички полевого шпата, полупрозрачные кристаллики кварца и тёмные блестящие чешуйки слюды. Гранит неоднороден.

В других случаях неоднородность какого-нибудь вещества сразу незаметна, но может быть обнаружена различными способами. Так, неоднородность молока можно обнаружить, дав ему постоять: в молоке отстаивается более густой слой сливок. Значит, молоко неоднородно. Можно также воспользоваться микроскопом. Под микроскопом хорошо видно, что молоко состоит из жидкости, в которой плавают шарики масла (рис. 1).

Неоднородность какого-нибудь порошка можно иногда обнаружить, разболтав порошок в воде. Если в порошке были вещества легче и тяжелее воды, то после отстаивания лёгкие вещества всплывут, а тяжёлые осядут на дно. Например, после взбалтывания в воде смеси мелких древесных опилок с песком опилки всплывут, песок же осядет на дно

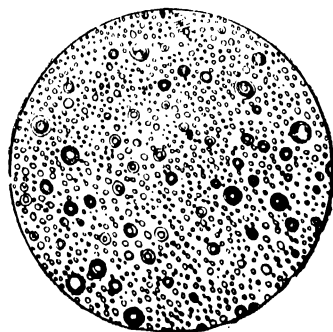


Рис. 1. Молоко под микроскопом.

сосуда. Если в порошке есть вещества нерастворимые и растворимые, то нерастворимые дадут после взбалтывания с водой муть, растворимые — прозрачный раствор. Например, при взбалтывании в воде смеси порошков мела и медного купороса, мел даёт муть, медный же купорос образует синий прозрачный раствор. Для отделения муты воду после взбалтывания с порошком процеживают через пористую непроклеенную¹, так называемую *фильтровальную*, бумагу—*фильтруют* (рис. 2). Для того чтобы узнать, является ли полученная прозрачная жидкость (*фильтрат*) раствором твёрдого вещества, её кипятят в фарфоровой чашке, пока вся вода не испарится,— *выпаривают*.

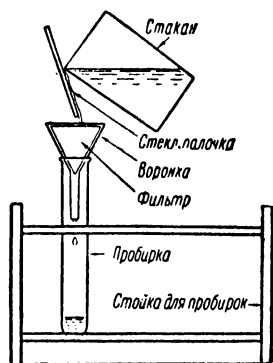


Рис. 2. Фильтрация жидкости. Жидкость наливается по палочке.

Если при этом остаётся твёрдое вещество, значит, оно было растворено в воде. Таким образом можно убедиться, что взятый порошок *неоднороден*—часть его нерастворима в воде (мут), часть — растворима.

Вообще *неоднородными* веществами называются такие, в которых можно обнаружить *отдельные участки с неодинаковыми свойствами*.

Вещества, в которых мы не можем обнаружить неоднородности даже в самый сильный микроскоп, мы считаем веществами *однородными*.

Если вещество однородно, то это, однако, ещё не значит, что оно чистое. Вода, в которой растворены сахар или соль, совершенно прозрачна и однородна, но это не чистая вода, а смесь. *Чистым* веществом будет только такое вещество, которое не содержит никаких посторонних примесей. Чистое вещество имеет свои характерные *постоянные свойства*, по которым его можно узнать и отличить от других веществ.

К числу *важнейших свойств*, характеризующих вещество, относятся свойства, которые можно *измерить*: удельный вес, температура кипения и температура плавления.

2. Некоторые способы очистки веществ, применяемые в технике.

1) *Фильтрация*. В лаборатории мутные жидкости фильтруют, как уже сказано, через пористую бумагу. На производстве же пользуются более прочными материалами — различного рода тканями. Заводской фильтр показан на рис. 3.

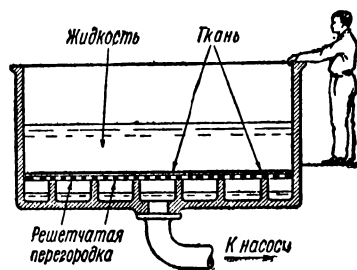


Рис. 3 (разрез). Фильтрация в заводском масштабе через ткань, помещённую на решётчатой перегородке. Проходящую через фильтр жидкость обычно откачивают насосом. Тогда под давлением атмосферы жидкость проходит через фильтр гораздо быстрее.

¹ Обыкновенная писчая и печатная бумага „проклеивается“ смолистыми и другими клеящими веществами, делающими бумагу более плотной, не пропускающей чернила и краску.

2) **Отстаивание.** Если мутную жидкость оставить надолго стоять спокойно, муть постепенно оседает на дно и сверху жидкость делается совершенно прозрачной. Её можно слить. Этим часто пользуются на производстве и в обыденной жизни.

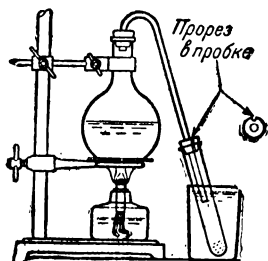


Рис. 4. Перегонка воды.

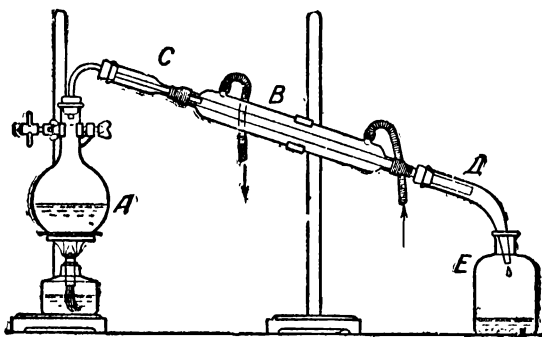


Рис. 5. Перегонка воды с холодильником Либиха.

3) **Перегонка.** Для отделения жидкостей от растворённых веществ жидкости *перегоняют*, или *дистиллируют*, т. е. обращают в пары, которые затем охлаждают.

■ **Опыт.** Профильтруйте немного заготовленной преподавателем мутной и окрашенной воды. Фильтр удерживает муть, но растворённой краски не удерживает.

Налейте немного профильтрованной окрашенной воды в колбу прибора, изображённого на рис. 4.

Укрепите колбу на штативе; пробирку, присоединённую к колбе, погружите в стакан с холодной водой. Пробка у пробирки должна быть с прорезом сбоку для выхода воздуха. Кипятите воду, пока в пробирке не соберётся немного чистой совершенно бесцветной *дистиллированной* воды. Краска остаётся в колбе. ■

На рис. 5 изображён прибор для перегонки жидкостей, применяемый обычно в химических лабораториях. Прибор состоит из колбы *A*, в которой кипятится жидкость, из холодильника *B*, в котором охлаждаются пары, и из приёмника *E*, в котором собирается перегнанная жидкость.

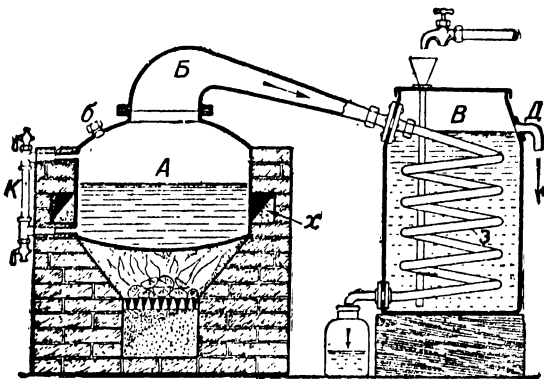


Рис. 6. Перегонный куб (в разрезе).

A — котёл, вделанный в топку, *x* — дымоходы, *K* — водомерная трубка, *б* — пробка, закрывающая отверстие для приливания воды, *B* — крышка котла („шлем“) прикрывается болтами, *z* — змеевик. Змеевик погружён в сосуд *B*, через который протекает холодная вода, вытекающая через трубку *D*.

Холодильник состоит из внутренней трубки *C*, по которой идут пары, и из наружной трубки *B*, по которой пропускается ток воды, охлаждающей внутреннюю трубку. На конец внутренней трубки надевается надставка *D*, направляющая жидкость в приёмник *E*.

Для перегонки больших количеств жидкости пользуются большим медным котлом, или так называемым *перегонным кубом*, нагреваемым в печи (рис. 6). В качестве холодильника служит согнутая спиралью оловянная или покрытая внутри оловом (лужёная) трубка, так называемый змеевик, охлаждаемая водой.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как различают вещества?
2. Какого цвета стекло в окисе?
3. Однородна ли почва?
4. Как очищают вещества?
5. Как получается вполне чистая вода?
6. Как называется вполне чистая вода?

3. Превращения веществ. С веществами могут происходить различные *изменения*. Эти изменения можно наблюдать на следующих опытах.

■ **Опыты.** Прodelайте те из нижеследующих опытов, для которых в школе имеются материалы.

1) Сильно нагрейте в пламени лампочки стеклянную трубочку или палочку, кусочек фарфора, извести и затем дайте остыть. Наблюдайте происходящие явления и обратите внимание на то, что по остывании *вещества оказались неизменившимися*.

2) Накалите медную пластинку, держа ее щипцами или пинцетом. Счистите получившийся на меди тёмный налёт (окалину) на бумагу лучинкой или ножом, снова накалите и опять счистите. Повторите это 2—3 раза. Если повторять это ещё много раз, то можно было бы всю пластинку превратить в тёмный порошок. Этот порошок, или окалина, явно не похож на медь. Это *новое вещество*. Медь превратилась в окалину.

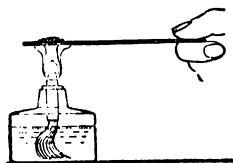


Рис. 7. Нагревание сахара на жестяной пластинке.

3) Нагрейте кусочек ленты магния, держа щипцами или зажав в расщеплённую лучинку, несколько крупинок сахара, муки, насыпав их на жестяную пластинку (рис. 7). Во всех случаях вы замечаете образование *новых веществ*.

4) Налейте в пробирку немного (рис. 8) прозрачной известковой воды и продувайте через неё выдыхаемый воздух. Вы знаете из курса естествознания, что в выдыхаемом воздухе содержится углекислый газ. Известковая вода мутнеет. Это помутнение происходит потому, что из растворённой в воде извести и углекислого газа образуется *новое вещество*. Это нерастворимый в воде белый порошок, похожий на мел, который и делает воду мутной.

5) Слейте в пробирку два заготовленных преподавателем раствора и наблюдайте образование *нового вещества*. ■

В опытах 2—5 вместо взятых веществ получились новые вещества с новыми свойствами, не похожие на взятые вещества. Такие явления

Называют химическими явлениями, химическими превращениями веществ или химическими реакциями.

При химических явлениях вещества теряют свои прежние свойства, прежнее „качество“ исчезает, появляется новое качество—новые вещества с совершенно иными свойствами.

В других случаях явления не сопровождаются образованием новых веществ. Например, при нагревании стеклянной трубочки она начинает краснеть, размягчаться, сгибаться, но стекло остаётся стеклом. По остыванию трубки оно приобретает свои прежние свойства. Также не изменились от нагревания фарфор, известь. Такие явления, при которых не образуются новые вещества, относят к явлениям физическим.



Рис. 8. Пропускание выдыхаемого воздуха через известковую воду.

Приведите примеры известных вам химических явлений в быденной жизни и на производстве.

Будут ли химическими явлениями: 1. Ржавление железа? 2. Перегонка воды? 3. Превращение куска сахара в порошок при растирании в ступке? 4. Образование угля и золы при горении дерева? 5. Превращение свинца в дробь?

Остановимся более подробно на некоторых *химических реакциях*.

4. Реакция разложения. Познакомьтесь с реакцией разложения можно на следующих опытах.

■ **Опыт 1.** Нагрейте в пробирке очень немного (рис. 9) зелёного порошка — *углемедной соли* (встречается в природе в виде минерала малахита). Держите пробирку горизонтально и наблюдайте происходящие явления. ■

При нагревании углемедной соли получается новое чёрное вещество, которое по его свойствам есть не что иное, как медная окалина, или окись меди, получающаяся при накаливании меди (стр. 6). На холодных стенках пробирки оседают капельки воды.

Откуда взялись эти два вещества? Они *образовались* из углемедной соли, которая как бы исчезла.

При химических реакциях могут выделяться вещества в газообразном состоянии. Мы можем видеть газы только в том случае, если они имеют цвет. Бесцветные газы, выделяющиеся при реакции, легко могут ускользнуть от нашего внимания. Благодаря этому газы начали различать и изучать лишь в конце XVIII века, когда научились их собирать над водой.

Продельвая опыт нагревания углемедной соли, мы не замечаем, что, кроме окиси меди и воды, образуется ещё бесцветный газ. Его можно собрать.

■ **Опыт 2.** Составьте прибор, как на рис. 10. Насыпьте в пробирку *a* углемедной соли (a_1) примерно столько, сколько показано на рисунке. Закройте пробирку пробкой с трубкой и укрепите в зажиме штатива. Вторую пробирку *b* наполните до краёв водой, заткните пальцем,

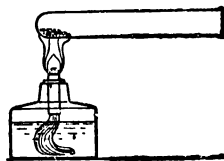


Рис. 9.

переверните, погрузите в воду и отнимите палец под водой. Таким же образом погрузите в стакан ещё одну пробирку. Когда всё готово, начните нагревать углемедную соль. Нагревайте сначала в месте, обозначенном на рис. 10 буквой *в*, а затем постепенно подвигайте пламя к доньшку пробирки.

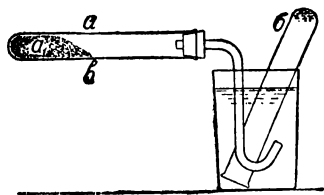


Рис. 10.

После того как из газоотводной трубки начнут выделяться пузырьки газа, выждите некоторое время, чтобы газ вытеснил из пробирки *а* находящийся там воздух, и затем соберите газ в пробирки над водой.

Что же это за газ? Из курса естествознания известны свойства некоторых газов. Мы знаем, что в кислороде тлеющая лучинка вспыхивает, в углекислом газе и азоте горящая лучинка гаснет. Отличить углекислый газ от азота можно при помощи известковой воды. Собранный нами газ гасит лучинку и мутит влитую в пробирку известковую воду. Значит—это *углекислый газ* ■.

■ **Опыт 3.** В пробирке нагрейте немного (рис. 11) *окиси ртути*, держа пробирку наклонно, как на рис. 11. Нагревать нужно *сильно* и *долго* в самой жаркой части (в верхней трети) пламени. Опустите в пробирку тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает. Вы убеждаетесь, что в пробирке *кислород*. На холодных стенках пробирки вы видите капельки *ртути*. ■

При наблюдаемых явлениях из одного вещества у нас получилось два или несколько веществ с новыми свойствами. *Химическая реакция, при которой из одного вещества образуется два или несколько новых веществ, называется реакцией разложения.*

Реакцию разложения углемедной соли можно для краткости изобразить условно в виде схемы—**равенства**:

углемедная соль = окись меди + вода + углекислый газ.

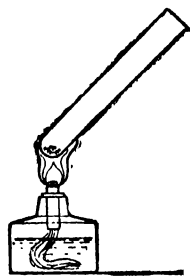


Рис. 11. Нагревание окиси ртути.

Задача. Напишите такое же равенство для реакции разложения окиси ртути

Реакция разложения нередко применяется в технике. Так, например, при обжиге *известняка* происходит реакция разложения. Получаются два новых вещества—известь (жжёная), которая применяется как материал при постройках, и углекислый газ:

известняк = известь + углекислый газ.

На рис. 12 изображена в разрезе простейшая печь для обжига известняка.

5. Реакция соединения. Химическая реакция может происходить не только с одним веществом, как в предшествующих примерах, но и в тех случаях, когда мы берём два или несколько веществ.

Пример химического взаимодействия двух веществ легко наблюдать

на реакции между железом и серой. Железо и серу мы возьмём в виде мелких порошков.

Железо в порошке серовато-чёрного цвета и, как и многие другие металлы, в измельчённом виде не имеет характерного металлического блеска, но обладает всеми другими свойствами железа: притягивается магнитом, тонет в воде и т. д.

Сера—порошок жёлтого цвета, горит синим пламенем, при взбалтывании в воде всплывает на поверхность (так как не смачивается водой), не притягивается магнитом.

■ **Опыт 1.** Возьмите ложечкой или деревянной лопаточкой примерно равные объёмы порошков серы и железа и хорошо смешайте их в ступке или пальцем на четвертушке писчей бумаги, тщательно растирая все комочки.

Полученный порошок по его виду можно принять за новое вещество. Отдельных крупинок мы не видим. Порошок *кажется однородным*.

Чтобы убедиться, однородно ли полученное вещество, всыпьте часть порошка в воду и взболтайте лучинкой. Вы убеждаетесь, что вещество *неоднородно*, так как часть порошка всплывает, часть тонет. ■

Ясно, что свойства смеси порошков серы и железа будут меняться в зависимости от количества взятых порошков. Больше серы—порошок будет желтее, меньше—темнее.

Между порошками серы и железа при их смешивании не происходит никакой химической реакции и не получается новых веществ. Однако реакцию можно вызвать, если смесь порошков нагреть. При этом порошки лучше взять в определённых количествах, а именно: на 7 весовых частей железа—4 весовые части серы.

■ **Опыт 2.** Отвесьте 3,5 г железа и 2 г серы. Очень тщательно смешайте порошки в ступке или на бумаге; всыпав немного смеси в воду и взболтав, убедитесь, что и в этом случае у вас получилось неоднородное вещество—смесь, а не новое вещество.

Всыпьте смесь в пробирку, оставив немного на бумаге. Укрепите пробирку на штативе (как на рис. 13) так, чтобы она находилась над железной доской штатива (если штатив деревянный, подложите под пробирку кусок жести и т. п.). Осторожно прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте сильнее снизу до тех пор, пока не начнётся реакция, что вы сразу же заметите. Как

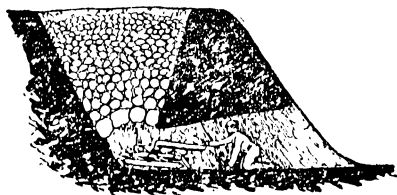


Рис. 12. Простейшая печь для обжига известняка (разрез). Известняк загружается в яму, устроенную в склоне горы. Снизу разводится огонь.

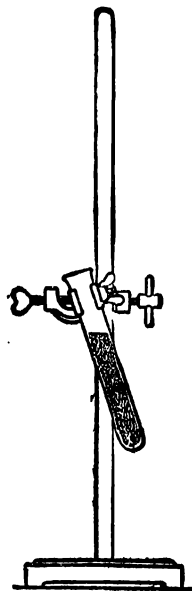


Рис. 13. Пробирка со смесью серы и железа.

только начнётся реакция, оставьте лампочку и наблюдайте. Вы замечаете, что порошок сам собою *раскаляется*—происходит выделение тепла.

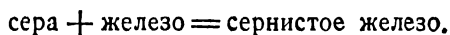
Дайте полученному веществу остыть. Разбейте пробирку и отделите куски стекла. Полученное вещество не похоже ни на взятый порошок, ни на железо, ни на серу.

Разотрите вещество в ступке в порошок. Цвет порошка не похож на цвет взятого. Взболтайте полученный порошок с водой — порошок тонет. Результаты совершенно иные, чем для первоначального порошка. ■

После нагревания смеси у нас получилось новое качество — новое вещество с новыми свойствами. Оно образовалось при химическом *соединении* серы с железом. Эти *два* вещества образовали *одно* новое вещество, в состав которого они и вошли. Это вещество называется—*сернистое железо*. Произошла химическая реакция, обратная реакции разложения—*реакция соединения*. *Реакцией соединения называется реакция, при которой из двух веществ получается одно новое вещество*.

Вещество, полученное при реакции соединения, сернистое железо, можно назвать „химическое соединение серы с железом“ или, просто, „соединение серы с железом“. Как видно, слово „соединение“ можно применять и к явлению, т. е. к реакции, и к полученному веществу.

Реакцию можно изобразить так:



Наблюдая явления, происходящие при реакции между серой и железом, некоторые учащиеся думают, что здесь суть в том, что сера или железо „сгорают“. Они правы только отчасти. Действительно, небольшая часть нагретой серы на поверхности порошка, там, где он соприкасается с воздухом, загорается, и мы видим пламя горящей серы. Но это только небольшая часть, главная же масса серы не сгорает, а соединяется с железом. При этом соединении, как и при горении, происходит *разогревание*, масса раскаляется.

Реакция между серой и железом произошла бы и в том случае, если бы взять больше железа или больше серы, чем 3,5 г и 2 г, но при этом остались бы не соединившиеся либо сера, либо железо.

С серой могут соединяться многие металлы: медь, цинк, алюминий и другие. Реакции здесь также идут в определённых весовых отношениях: на 4 г меди — 1 г серы, на 2 г цинка — 1 г серы и на 2,7 г алюминия — 4,8 г серы.

Для того чтобы вызвать реакцию, мы в рассмотренных случаях пользуемся нагреванием, но бывают и такие случаи, когда вещества соединяются между собою и без предварительного нагревания. Примером может служить применяемая в технике реакция соединения жжёной извести с водой, или „гашение“ извести. Известь просто обливают водой. Происходит сильное разогревание, известь рассыпается в порошок, получается новое вещество с новыми свойствами—гашёная известь:



Смесь гашёной извести с песком и водой применяется при постройках.

Разогревание, или, как принято говорить, *выделение тепла*, является характерным признаком многих химических реакций соединения. Иногда

это выделение тепла очень велико, как при горении дерева и других веществ, при реакции между серой и металлами, иногда меньше, как при гашении извести. По выделению тепла мы можем заключить, что произошла химическая реакция. Если же тепло не выделяется, то мы можем предполагать, что никакого нового вещества не получилось, что реакция не произошла, а получилась только смесь. Но это будет только предположение, так как бывают и такие реакции соединения, при которых тепло не выделяется. Для разрешения вопроса необходимо более подробное исследование, доказывающее неоднородность полученной смеси или образование нового вещества.

6. Химические превращения в жизни, на производстве и в природе. Мы познакомились с двумя основными типами химических реакций. Самые разнообразные и сложные реакции в большинстве случаев могут быть сведены к этим двум основным типам реакций.

Теперь, получив некоторые знания по химии, посмотрим внимательно на окружающую нас жизнь. Мы заметим, что в домашней жизни, и в природе, и на производстве мы на каждом шагу сталкиваемся с изменениями веществ, с химическими превращениями.

При горении дров в печи из дров получаются новые вещества и выделяется тепло. Приготовление пищи сопровождается целым рядом химических превращений. Мука, из которой печётся хлеб, получает ряд новых свойств; мясо, яйцо — также. При скисании молока получаются новые вещества, имеющие кислый вкус. Прибавляя к тесту соду или „аммоний“, мы пользуемся превращениями этих веществ, при которых из них выделяются газы, придающие тесту рыхлость, и т. д.

В организме человека и животных, как известно из курса естествознания, идёт непрерывное превращение употребляемых в пищу веществ в новые вещества, из которых организм строит клетки и ткани своего тела. Процесс дыхания тоже сопровождается химическими превращениями в организмах.

Химические процессы идут и в организме растения. Всякая жизнь связана с бесконечным рядом химических превращений.

В неживой природе также совершаются химические превращения, например, при разрушении гранита получается глина; другие горные породы также медленно и постепенно изменяются.

На производстве мы на каждом шагу встречаемся с химическими превращениями. Целый ряд природных сырых материалов, подвергаясь химическим превращениям, даёт различные новые ценные продукты: из известняка получают известь, из землистых и каменных руд — ценные металлы, из глины — фарфор и фаянс, из известняка, соды и песка — стекло, из сала — мыло, стеарин, глицерин, из картофеля — спирт. На химических заводах готовят различные кислоты, соли, взрывчатые и отравляющие вещества, лекарства, искусственные удобрения и т. п.

Помимо химических превращений, при которых получаются ценные продукты, вокруг нас идут химические процессы, для нас нежелательные: железо ржавеет, медь чернеет и зеленеет, дерево глеет, пищевые продукты гниют и т. д.

Вообще вокруг нас идут непрерывные изменения веществ. Иногда

эти изменения незначительны, и результат их сказывается через очень долгое время, иногда превращения происходят на наших глазах.

В окружающей нас природе идут непрерывные изменения, превращения — *непрерывное движение*.

В этом естественном и непрерывном движении веществ природы принимает самое деятельное участие человек, который старается овладеть естественными процессами, изучает их и, изучив, заставляет их идти в нужном для него направлении. Воздействуя на природу на своих заводах и фабриках, в своих лабораториях, в колхозах и хозяйствах, человек подчиняет ее себе и заставляет служить своим целям.

Ведя непрерывную борьбу за овладение естественными процессами, человек освобождается от полного подчинения природе. Достижения в этом отношении всё выше и выше поднимают человека над природой, и он постепенно превращается из раба природы в ее властелина.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Чем отличается химическое явление от физического?
2. Какие типы химических превращений вы знаете?
3. Назовите вещества, которые вы разлагали. Что вы получили?
4. Изобразите продланные реакции равенствами.
5. Приведите пример применения реакции разложения в производстве.
6. Приведите примеры реакции соединения.
7. Приведите примеры химических превращений на близком вам производстве.

II. ВОДА.

В задачи химии входит изучение веществ: их свойств, состава и химических реакций.

Для того чтобы познакомиться с тем, как изучаются вещества, остановимся на одном определённом веществе и попробуем изучить его более или менее подробно. В качестве того вещества возьмем самое обыкновенное вещество — *воду*.

1. Вода в природе. Вода является одним из самых распространённых веществ. В жидком и твёрдом состояниях, в виде морей, озёр, рек, снега и льда, вода занимает свыше 70% земной поверхности. Она пропитывает землю, горные породы, находится в виде пара в воздухе, содержится в тканях животных и растений. В теле человека вода составляет около 75% его веса, в некоторых овощах, как огурцы, воды содержится 95% и более.

Количество воды обыкновенно определяют высушиванием веществ при 100° или немного выше.

На рис. 14 показан способ высушивания, применяемый в химических лабораториях. Высушиваемое вещество помещается в чашку, взвешивается и ставится на полку *сушильного шкафа*, нагреваемого газовой горелкой, лампой или электричеством. Температура постепенно повышается и под конец поддерживается немного выше 100°, пока вес чашки

с веществом при повторных взвешиваниях не перестанет уменьшаться.

На диаграмме (рис. 15) дано содержание воды в различных растительных и животных продуктах.

Природная вода никогда не бывает вполне чистой. В ней могут содержаться как нерастворимые *примеси*, иногда заметные на-глаз, так как

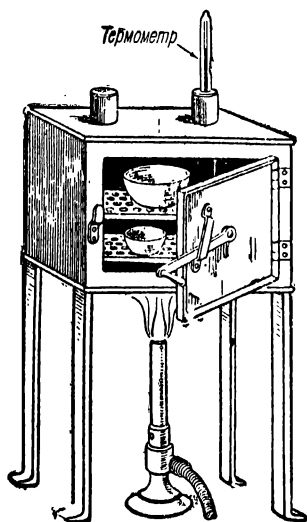


Рис. 14. Сушильный шкаф.

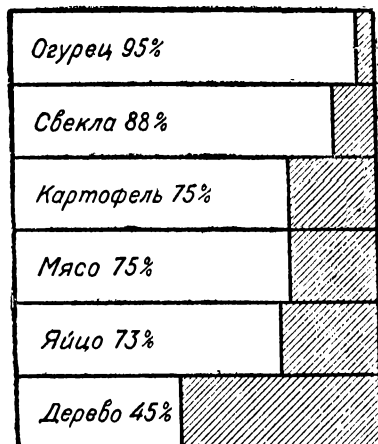


Рис. 15. Содержание воды (позаштриховано) в различных продуктах.

они делают воду мутной, так и растворимые. Присутствие растворимых не окрашенных примесей по внешнему виду воды незаметно. Вода может быть бесцветна и прозрачна, но после выпаривания даёт *остаток*. Такая вода часто образует накипь в котлах и самоварах.

Нерастворимые вещества, содержащиеся в воде в виде мути, или, как говорят, „во взвешенном“ состоянии, или в виде *суспензии* (слово, взятое из латинского языка и имеющее то же значение, что и слова „во взвешенном состоянии“), могут быть самые разнообразные: мельчайшие частички песка, глины и других горных пород, остатки растений и животных и, наконец, живые микроскопические существа — различные инфузории, бактерии и прочие микроорганизмы. Среди них могут быть и такие, которые являются причиной различных заболеваний, — *болезнетворные* микроорганизмы (рис. 16).

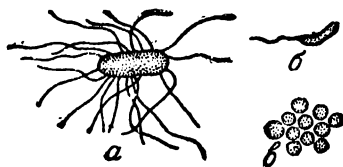


Рис. 16. Встречающиеся в воде болезнетворные микроорганизмы (увеличенные в 3000 раз).

a — бактерия тифа, *b* — бактерия холеры, *c* — стафилококки, вызывающие нагноение.

Вода имеет *громдное значение* в нашей жизни. Мы пользуемся водой для питья, для приготовления пищи, для мытья, для устройства водяного отопления и т. д. Без воды немисливо сельское хозяйство, так как вода необходима и для растений и для животных. Вода рек, озёр и морей даёт нам удобные и самые дешёвые пути сообщения. Мы пользуемся водой как двигательной силой не только для мельниц, но и для таких грандиозных сооружений как Днепрогэс, Волховгэс и т. п., где падение воды используется для получения громадных количеств электрической энергии. Вода необходима при постройках для замешивания глины, извести, цемента.

Почти ни одно *производство* не может обойтись без воды. Вода нужна для паровых котлов и турбин, для различного рода холодильников, для растворения различных веществ, для промывания, отмывания, размачивания, для крашения, дубления и т. д.

2. Очистка воды и физические свойства чистой воды. И для питья и для многих производств природную воду приходится *очищать*.

Для отделения от воды взвешенных примесей её фильтруют. Для фильтрования воды обычно применяются песочные фильтры. В больших городах *песочные фильтры* устраиваются громадных размеров, площадью

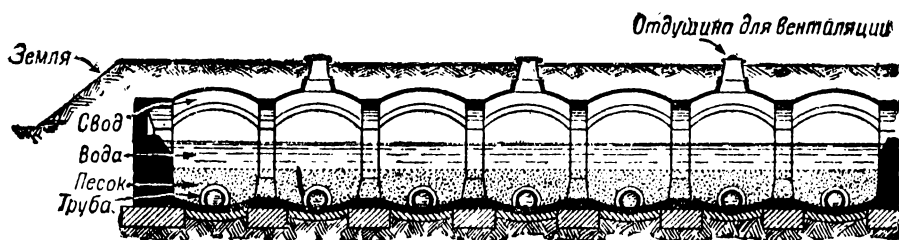


Рис. 17. Городской фильтр в разрезе.

до нескольких гектаров. Простейшие песочные фильтры — это вырытые в земле бассейны, обделанные не пропускающим воду материалом (цементом), крытые сводами, поверх которых насыпается слой земли, предохраняющий воду от нагревания летом и от замерзания зимою. В бассейны помещается слой песка. Фильтрующаяся вода собирается в расположенные на дне трубы, по которым поступает в водопровод (рис.17 и 18).

Фильтрование через песок не вполне освобождает воду от микроорганизмов. Поэтому в местностях, где в воде много болезнетворных микроорганизмов (как в Ленинграде), воду на водопроводных станциях, кроме фильтрования, еще обезвреживают прибавкой различных убивающих микроорганизмы (дезинфицирующих) веществ как хлор¹ (хлорирование воды).

Если вода не обезвреживается или недостаточно обезвреживается химическим способом, то для того чтобы убить болезнетворные организмы, воду перед употреблением кипятят.

¹ Хлор — ядовитый газ. С водой хлор постепенно образует соляную кислоту, слабый раствор которой для нас безвреден.

Вполне чистую, не содержащую ни взвешенных, ни растворённых веществ воду можно получить перегонкой, или дистилляцией (*дистиллированная вода*), с которой мы уже знакомы (стр. 5).

Напомним *физические свойства* чистой воды, которые должны быть знакомы из курсов естествознания и физики.

Удельный вес воды принимают за единицу. Вода кипит при 100°C , замерзает при 0° .

Цвет воды. Мы считаем воду бесцветной, но на самом деле она светлоголубого цвета и только в тонком слое кажется бесцветной, подобно оконному стеклу (если посмотреть на кусок стекла с ребра, то ясно видно, что стекло имеет зеленоватый или синеватый цвет).

Вкус воды. Чистую дистиллированную воду, по сравнению с питьевой водой, мы назовём невкусной. Ключевая и вообще хорошая питьевая вода кажется нам вкусной потому, что в ней содержатся растворённые соли и газы; совершенно же чистая вода невкусна.

Вода плохо проводит *тепло* и почти не проводит *электрического тока*.

3. Вода — растворитель. Вода является *растворителем* для очень многих веществ как твердых, так и жидких и газообразных.

Мы уже встречались с растворами и знаем, что раствором можно считать жидкость, содержащую постороннее вещество, но совершенно однородную, в которой нельзя обнаружить никаких взвешенных частиц и никакой мути.

В обыденной жизни раствором часто неправильно называют разболтанную в воде известь или разболтанную глину. Это, конечно, не растворы, а взвеси — *суспензии* (стр. 13).

Вещества можно разделить на хорошо растворимые в воде, как сахар, соль, мало растворимые, как известь и гипс, и нерастворимые, как фарфор и стекло.

Задача. Получите у преподавателя пробирки с отмеренными количествами воды и растворите в них различные выданные преподавателем твёрдые вещества. В пробирки, где взятые вещества растворились нацело, прибавляйте их понемногу ещё и ещё до тех пор, пока они не перестанут растворяться, всё время продолжая взбалтывать раствор.

Нагрейте жидкость в пробирках с веществами, не растворившимися нацело, почти до кипения (не кипятите!) и, если вещество растворится, прибавляйте ещё. Охладите растворы, полученные при нагревании, и наблюдайте за результатом.

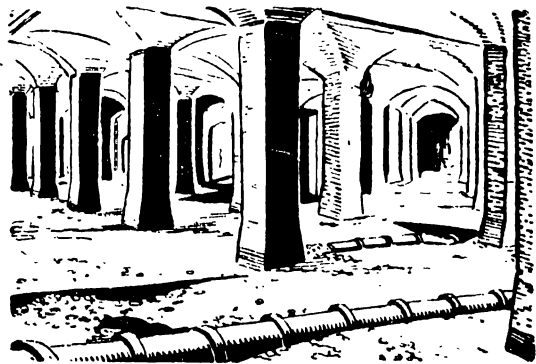


Рис. 18. Внутренний вид городского фильтра, из которого удалён песок (по фотографии).

Характеризуйте растворимость данных вам веществ (хорошо растворимое, мало растворимое, нерастворимое).

Можно ли вещества, которые при взбалтывании и после нагревания не растворились, считать нерастворимыми? Может быть, они хотя немного растворяются? Подумайте, как решить этот вопрос и проверить на опыте.

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре уже более не растворяется, называется **насыщенным раствором**.

Растворимость большинства твёрдых веществ с повышением температуры увеличивается.

Растворимость данного вещества при данной температуре можно характеризовать числом граммов вещества, способным раствориться в 100 г растворителя. Это число называется *коэффициентом растворимости* или просто *растворимостью* данного вещества.

Растворимость различных веществ весьма различна. Так, в 100 г воды при 20° может раствориться 200 г сахара, 36 г поваренной соли, 31 г селитры, 23 г медного купороса, 0,2 г гипса и т. д.

Увеличение растворимости от нагревания для различных веществ различно. Растворимость селитры увеличивается значительно, поваренной соли — очень мало.

Кроме воды, и другие жидкости могут быть растворителями. Так, различные жиры хорошо растворяются в бензине, смолы — в спирте и в скипидаре, некоторые металлы — в ртути и т. п. При этом, если вещество хорошо растворяется в одном растворителе, оно может совсем не растворяться в другом. Всем известно, что жиры, хорошо растворяющиеся в бензине, совсем не растворяются в воде. Растворимостью жиров и масел в бензине пользуются на практике для вывода жирных пятен. Растворимостью смол в спирте — для приготовления лаков и политуры и т. д.

Вещества, растворимость которых от нагревания увеличивается, при охлаждении раствора снова выделяются. Они очень часто выделяются в виде **кристаллов** — многогранников, тел, ограниченных плоскими поверхностями.

■ **Опыт 1.** Чтобы получить крупные кристаллы, растворите при нагревании в колбочке 10 г селитры в 13 см³ воды, вылейте горячий раствор в стакан, прикройте его бумажкой и дайте медленно охлаждаться. На дне стакана появляются кристаллы в виде тонких призм. ■

■ **Опыт 2.** Приготовьте раствор поваренной соли, насыщенный при обыкновенной температуре. Когда соль перестанет растворяться, нагрейте раствор. Вы не заметите, чтобы растворимость увеличилась значительно. Для проверки слейте горячий раствор с осадка в стакан и дайте охладиться. Кристаллов выпадает очень мало.

Дайте стакану с охлаждающимся раствором постоять несколько дней. По мере испарения воды количество выделившихся кристаллов увеличится и они сделаются больше. ■

Вещества могут выделяться из раствора в форме кристаллов не только при охлаждении насыщенного раствора, но и при медленном испарении из раствора воды при обыкновенной температуре. Этим пользуются для получения соли из морской воды и из воды соляных источников.

Растворением и выделением из раствора растворённого вещества пользуются в лабораториях для отделения растворимых веществ от нерастворимых.

Задача. Попробуйте очистить грязную поваренную соль от нерастворимых примесей. Обдумайте ход работы и посоветуйтесь с преподавателем.

При выделении из раствора сразу большого количества кристаллов они как бы мешают расти друг другу и получаются неполными. Но если выбрать один небольшой, хорошо образовавшийся кристалл, отделить от остальных и поместить в насыщенный раствор соответствующего вещества, например подвесить на нитке (рис. 19), то вещество выделяется, главным образом, на подвешенном кристалле. Кристалл постепенно и совершенно равномерно увеличивается, сохраняя свою первоначальную форму.

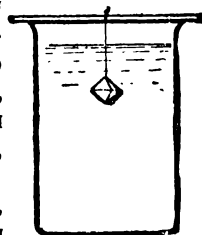


Рис. 19. Рост кристалла.

Если кристаллу ничто не мешает правильно расти, то он со всех сторон оказывается ограниченным *плоскими поверхностями, гранями*, причём каждые две соседние грани образуют друг с другом определённые двугранные углы, постоянные для данного вещества.

Форма, в которой кристаллизуется данное вещество, служит для него характерным признаком: например, поваренная соль кристаллизуется в форме *кубов* (рис. 20, а), квасцы — в форме *октаэдров* (б), селитра — в форме *призм* (в), горькая, или серномагниева, соль — также в форме *призм* (г), медный купорос — в виде совсем иной формы *призм* (д).

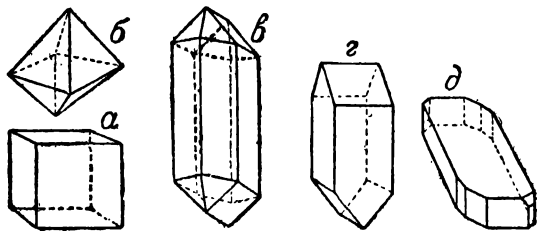


Рис. 20. Формы кристаллов.

а — поваренная соль, б — квасцы, в — селитра, г — серномагниева соль, д — медный купорос.

Форма кристаллов не является чем-то случайным. Частицы веществ, образуя кристаллические тела, располагаются в пространстве определённым образом. Можно найти ряд закономерностей, которым подчиняются формы кристаллов, и разделить кристаллы на несколько определённых „систем“. Изучением кристаллов занимается наука *кристаллография*.

Помимо внешней формы, кристаллы имеют и другие *характерные особенности*. Так, вещество в кристалле, будучи во всех своих частях химически одним и тем же, обладает, однако, по различным направлениям неодинаковыми физическими свойствами. Для того чтобы пояснить эту особенность кристаллов на примере, представим себе, что из какого-либо кристалла вырезано несколько стерженьков одинаковых размеров, но таким образом, что направления их в теле кристалла пересекаются между собой под различными углами (рис. 21). При исследовании этих стерженьков оказывается, что они разламываются не одинаково легко и под различными углами обладают различными оптическими свойствами, различными теплопроводностями и т. д.

Во многих кристаллах различие свойств в различных направлениях резко сказывается в так называемой **спайности**, состоящей в том, что кристаллы легко раскалываются по некоторым определённым направлениям. Так, например, кусок каменной соли при разбивании раскалывается по взаимно перпендикулярным плоскостям, так что полученные куски имеют обыкновенно форму параллелепипедов. Прекрасный пример спайности представляет слюда, которая, как известно, легко разделяется на тонкие пластинки.

На основании описанных свойств кристаллов мы можем называть вещество **кристаллическим** и в том случае, если оно не имеет *формы* кристалла.

Вещества, в которых мы не можем обнаружить признаков кристаллов, у которых свойства по всем направлениям одинаковы, мы называем некристаллическими или **аморфными** (от греческого слова „аморфос“ — бесформенный). Примерами аморфных веществ могут служить: стекло, целлулоид, желатина, смола, каучук и т. п.

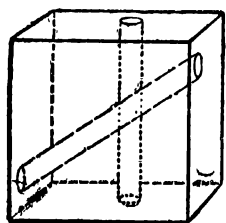


Рис. 21. Стерженьки, вырезанные из кристалла.

Искусственно можно придать куску стекла форму куба и отшлифовать его грани. С другой стороны, можно лишить кристалл поваренной соли плоских граней, например, придав ему форму шара. Тем не менее, легко обнаружить, что в первом случае, несмотря на внешнюю форму кристалла, мы имеем вещество аморфное, во втором — вещество кристаллическое. При ударе стеклянный куб будет раскалываться на куски неопределённой формы, тогда как шар из поваренной соли будет раскалываться по направлениям вполне определённым и давать куски правильной формы (параллелепипеды).

Весьма многие вещества известны и как аморфные вещества и как кристаллические. Поэтому говорят, что вещества могут находиться в *кристаллическом и аморфном состояниях*. Так, известный нам чёрный порошок окиси меди есть окись меди в аморфном состоянии. Та же окись меди встречается в природе в кристаллическом состоянии, в виде так называемой чёрной медной руды. Гашёная известь получается обыкновенно в аморфном состоянии, но может быть получена также в виде блестящих кубических кристаллов.

Кристаллы могут получаться не только из *растворов*, но и *при застывании жидких веществ* (лёд — вещество кристаллическое; при застывании расплавленных металлов образуется масса кристаллического сложения), *при охлаждении паров* некоторых веществ (как, например, йода), *при некоторых химических реакциях*.

Жидкости могут растворяться в других жидкостях либо в любой пропорции, как спирт и вода, керосин и бензин и т. п.; либо могут совсем не растворяться, как ртуть и вода, масло и вода; либо в некоторых случаях, как, например, вода и серный эфир, растворяются друг в друге частично.

■ **Опыт 3.** Взболтайте масло с водой и дайте постоять. Масло всплывает наверх. ■

Для того чтобы убедиться, что *газы* могут растворяться в воде, сделайте следующий опыт.

■ **Опыт 4.** Наполните свежей водой из водопровода или из колодца пробирку доверху, опустите отверстием в стакан с водой и конец нагревайте, как показано на рис. 22 (не кипятите). В верхней части пробирки собираются пузырьки выделившегося из воды воздуха. ■

Растворимость газов в противоположность растворимости большинства твёрдых веществ от нагревания уменьшается, от охлаждения увеличивается. Чем холоднее вода, взятая для опыта, и чем сильнее её нагреть, тем больше воздуха выделится из неё при нагревании.

Кипячением можно удалить из воды все растворённые в ней газы.

Растворённым в воде воздухом дышат рыбы. Они непрерывно пропускают воду через жабры, которые заменяют им лёгкие.

Растворимость в воде газов увеличивается при увеличении *давления*, под которым находится газ. При изготовлении лимонада, сидро и тому подобных напитков в бутылки нагнетается под давлением углекислый газ, который растворяется в воде в значительных количествах. При открывании бутылки давление газа уменьшается, делается равным атмосферному и растворённый в воде газ с шипением выделяется из раствора.

4. Состав воды. Одним из важных вопросов при изучении какого-либо вещества является вопрос об его составе: сложное ли это вещество или не сложное, т. е. можно ли его разложить или „составить“ из других веществ или нельзя. *Вода оказывается веществом сложным.* Её

можно разложить электрическим током.

Чистая вода электрического тока почти не проводит (стр. 15); поэтому для опыта берётся не чистая вода, а раствор какого-либо вещества, которое при этом опыте остаётся в растворе в том же количестве, в каком оно было взято, и не изменённым химически (серная кислота, едкий натр, известь, сода).

Прибор для этого опыта изображён на рис. 23.

Если замкнуть ток, то соединённые с источником тока пластинки, находящиеся в воде,

так называемые *электроды*, начнут покрываться пузырьками газов, которые, поднимаясь, скопляются в помещённых над электродами пробирках. Объём газа, собирающегося в одной из пробирок, *вдвое больше*, чем в другой. Легко убедиться, что полученные газы различны и отличаются от воздуха. Поднося тлеющую лучинку к отверстию той из пробирок, в которой газа меньше, мы замечаем, что лучинка вспыхи-

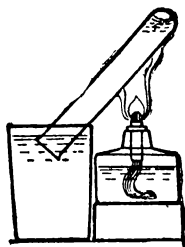


Рис. 22. Выделение из воды растворённого в ней воздуха.

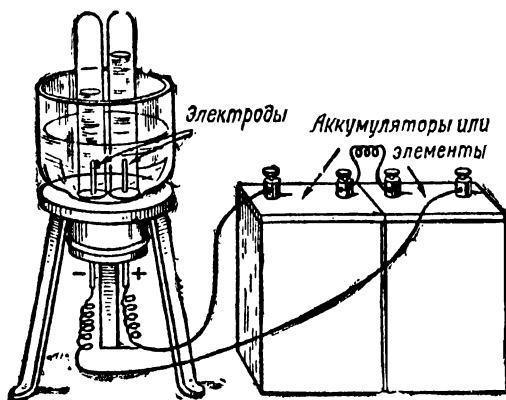
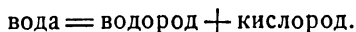


Рис. 23. Прибор для разложения воды электрическим током.

вает. Это знакомый нам *кислород* (стр. 8). Другой газ горюч — его можно зажечь. Газ этот — *водород*.

Реакцию разложения воды можно изобразить равенством:



Итак, вода — вещество сложное. При разложении воды получаются *два объёма водорода* и *один объём кислорода*.

То, что вода — вещество сложное, можно заключить не только на основании опыта с пропусканием через воду электрического тока, но и на основании *реакции* между водой и некоторыми металлами.

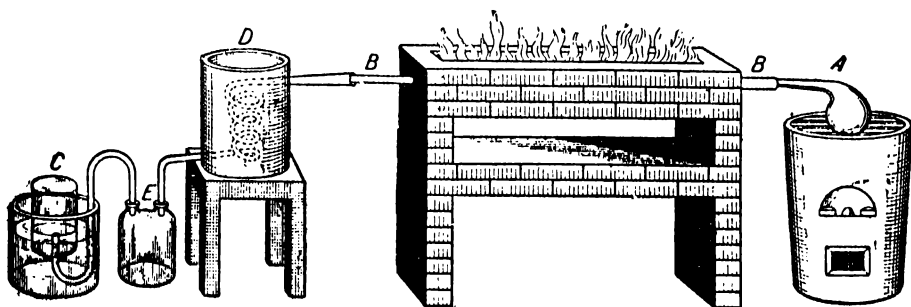


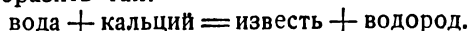
Рис. 24. Прибор Лавуазье для разложения воды.

■ *Опыт*. В пробирку с небольшим количеством воды, 1—2 см³, бросьте щепотку стружек металла *кальция* и выделяющийся газ испытайте зажжённой лучинкой. Это *водород*.

Белое вещество, получившееся вместо кальция, — знакомая вам *гашёная известь*. Вы в этом легко можете убедиться на опыте. Добавьте в пробирку, в которой вы действовали водой на кальций, немного воды, сильно взболтайте и отфильтруйте часть раствора во вторую пробирку. Чтобы убедиться, что отфильтрованная бесцветная жидкость есть известковая вода, т. е. раствор извести в воде, продуйте через воду по трубочке выдыхаемый воздух — вода мутнеет. ■

Известь — вещество сложное. В состав её входит кальций, на который мы действуем водой.

Реакцию между кальцием и водой можно изобразить так:



То, что вода — вещество сложное, было



Антуан Лоран Лавуазье (Antoine Laurent Lavoisier) 1743—1794.

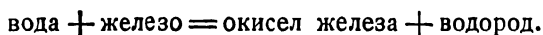
впервые доказано знаменитым французским учёным А. Лавуазье (Lavoisier, 1743—1794) в конце XVIII века.

Лавуазье также наблюдал реакцию между водой и металлом. Только он брал не кальций, который тогда ещё не был известен, а железо. Железо вступает в реакцию с водой только в накалённом состоянии.

На рис. 24 изображён прибор Лавуазье. Пары воды, кипевшей в реторте *A*, проходили через накалённую на жаровне железную трубку *B*. Выделявшийся при реакции между водой и железом водород собирался в сосуде *C*; пары воды, не успевшие вступить в реакцию с железом, охлаждались в холодильнике *D*, и вода собиралась в склянке *E*.

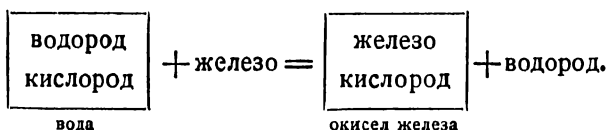
Лавуазье обнаружил, что железная трубка покрывается внутри чёрным слоем. Это окисел железа, соединение железа с кислородом.

Реакцию между водой и железом можно изобразить так:



Происходящая между водой и металлом реакция не является реакцией соединения, при которой из двух веществ получается одно, ни реакцией разложения, при которой из одного вещества получаются два или несколько новых веществ. Мы берём *два вещества* — воду и металл — и получаем *два новых вещества* — окисел металла и водород.

Реакцию между водой и железом можно изобразить более наглядно, если поместить составные части воды и окисла железа в рамочки:



В составе воды железо *заместило* водород, как бы стало на его место, образовав окисел железа, водород же выделился в свободном виде.

Этот новый для нас тип химической реакции носит название — **реакция замещения**.

Кроме кальция и железа, есть и другие металлы, вступающие в реакцию с водой: магний, цинк, алюминий; но есть также целый ряд металлов, не вступающих в такую реакцию, как медь, ртуть, серебро.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как определить процентное содержание воды в капусте?
2. Сколько воды содержится в человеческом теле?
3. Какие примеси бывают в природной воде?
4. Почему в некоторых местностях нельзя пить сырую воду?
5. Отчего образуется накипь в котлах?
6. Можно ли назвать вполне чистой прозрачную и бесцветную ключевую воду?
7. Как получить вполне чистую воду?
8. Перечислите физические свойства чистой воды.
9. Как убедиться, растворимо ли данное вещество в воде или нет?
10. Что такое насыщенный раствор?
11. Что такое растворимость?
12. В каких случаях растворённое вещество выделяется из насыщенного раствора?
13. В каком виде обычно выделяется из насыщенного раствора растворённое твёрдое вещество?
14. Чем кристаллические вещества отличаются от некристаллических? Как называются некристаллические вещества?
15. От чего зависит растворимость газов в воде?

16. Как влияет на растворимость газов в воде повышение температуры и как — повышение давления?

17. Как можно разложить воду? Напишите равенство реакции разложения воды.

18. В каком отношении находятся объёмы газов, получающихся при разложении воды?

19. С какими металлами вступает в реакцию вода? Напишите соответствующие равенства реакций.

20. Приведите пример реакции замещения.

III. КИСЛОРОД И ВОДОРОД.

Мы познакомились со свойствами воды, узнали, что вода — вещество сложное и состоит из водорода и кислорода. Изучение какого-либо вещества было бы не полно, если бы мы не познакомились со свойствами составных частей этого вещества.

1. Получение и свойства кислорода. Мы получили кислород при разложении окиси ртути. Кислород бесцветен и не имеет запаха. Он немного тяжелее воздуха. Один литр воздуха при нормальных условиях весит 1,29 г, один литр кислорода весит 1,43 г. Кислород мало растворим в воде, почему его можно собирать над водой¹.

Обычно при получении кислорода в лаборатории пользуются *бертолетовой солью*.

■ **Опыт.** Насыпьте в совершенно чистую и сухую пробирку очень немного бертолетовой соли, ни в каком случае не более как на $\frac{1}{2}$ см (рис. 11 на стр. 8), и нагревайте. Сначала соль плавится, а затем начинает как будто бы кипеть. Это уже идёт разложение соли, при котором происходит выделение кислорода. Испытайте его тлеющей лучинкой.

Разложение бертолетовой соли можно ускорить при помощи порошка двуокиси марганца². Возьмите во вторую пробирку столько же бертолетовой соли, сколько и в первой раз. Нагрейте её до плавления, но не до начала разложения. Всыпьте в расплавленную соль небольшую щепотку двуокиси марганца и сейчас же испытайте тлеющей лучинкой. Вы наблюдаете бурное выделение кислорода. ■

При участии двуокиси марганца бертолетова соль начинает разлагаться с большой быстротой при гораздо более низкой температуре, чем без двуокиси марганца³. Двуокись марганца при этом не расходуется, а является только ускорителем реакции, которая сама по себе идёт очень медленно.

С явлением изменения скорости реакции при участии некоторых веществ, не входящих в состав продуктов реакции, мы будем часто встречаться и в дальнейшем. Вещества, ускоряющие (или замедляющие) течение реакции, носят название **катализаторы**, а само явление — **катализ**. Для различных реакций применяются различные катализаторы.

Обыкновенно при получении кислорода из бертолетовой соли пользуются смесью *бертолетовой соли с двуокисью марганца*.

¹ В 100 объёмах воды растворяется 4 объёма кислорода.

² Двуокись марганца часто называют перекисью марганца. Это название устаревшее, так как по своим свойствам двуокись марганца относится не к перекисям, а к другому классу химических соединений (к ангидридам, см. ниже).

³ Чистую бертолетову соль, для того чтобы она разлагалась с надлежащей скоростью, нужно нагревать приблизительно до 400°, с примесью же двуокиси марганца достаточно нагреть до 200°.

С *бертолетовой солью* нужно обращаться с *большой осторожностью* и ни с чем её не смешивать, кроме двуокиси марганца. Смесь бертолетовой соли со многими веществами, например, с углем, серой, даже с клочками бумаги, даёт при нагревании *опасные взрывы*. Пробирка, в которой делаются опыты с бертолетовой солью, должна быть совершенно чистой.

Примечание. Бертолетова соль получила своё название по имени впервые получившего её знаменитого французского химика Бертолё (Berthollet), современника Лавуазье. Поэтому нельзя называть её „бертолетова“ соль, как её иногда называют, а нужно говорить „бертолетова“ соль.

2. Собираение кислорода и сжигание в нём различных веществ.

Так как кислород немного тяжелее воздуха, его можно собирать не над водой, а вытесняя им воздух из сосуда, который наполняют кислородом. На рис. 25 показано наполнение кислородом стакана. Газоотводная трубка погружена почти до дна стакана. Стакан прикрыт куском картона *a*. Кислород собирается на дне стакана и, вытесняя воздух, постепенно наполняет стакан доверху.

Для того чтобы определить, наполнился ли стакан кислородом, слегка сдвигают в сторону картон и на очень короткое время опускают в стакан тлеющую лучинку. Если стакан наполнился кислородом, лучинка вспыхивает у самого отверстия стакана.

■ *Опыт*. Смешайте на чистом листе бумаги (не в ступке!) 2 ложечки бертолетовой соли и одну ложечку двуокиси марганца. Пересыпьте в пробирку, укрепите её на штативе горизонтально, как на рис. 25, и нагревайте смесь, начиная от донышка пробирки. Собирайте кислород в стакан или банку. От времени до времени испытывайте тлеющей лучинкой, которую не оставляйте гореть в кислороде, чтобы его не тратить, а сейчас же вынимайте.

Как только сосуд наполнится кислородом, поднимите штатив вместе с пробиркой и оставьте наполненный сосуд, закрыв его картоном (двигайте картон по направлению стрелки, рис. 25), а на его место поставьте пустой.

Наполнив 4 сосуда, сожгите в них нижеуказанные вещества.

1) Накалите в пламени лампочки кусочек *древесного угля*, держа его щипцами или пинцетом, и раздуйте, чтобы он начал тлеть. Положите на ложечку с длинной ручкой (рис. 26) и опустите в банку с кислородом. Уголь продолжает гореть без пламени (тлеть), но гораздо ярче, чем на воздухе, образуя *углекислый газ*.

Прилейте известковой воды, закройте сосуд ладонью и хорошо взболтайте: известковая вода мутнеет.

2) Поместите на ложечку с длинной ручкой кусочек *серы* с горошину или немного порошка серы. Нагрейте на лампочке, пока сера не загорится. Опустите в сосуд с кислородом почти до дна.

Сера горит ярким пламенем сине-фиолетового цвета. Образуется соединение с кислородом — сернистый газ, имеющий резкий запах.

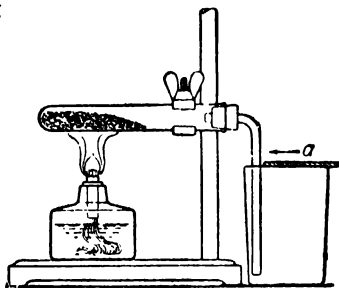


Рис. 25. Прибор для получения кислорода.

3) Для сжигания *железа*, которое на воздухе, как известно, не горит, воспользуйтесь тонкой иглой. Воткните иглу ушком в конец лучинки (рис. 27). На острей иглы насадите кусочек спички. Зажгите спичку и опустите в банку с кислородом. Сначала сгорит спичка, а затем загорится и игла (вместо иглы можно взять тонкую проволочку, например, балалаечную струну). Железо сгорает, разбрасывая во все стороны яркие искры. Получается окисел железа — соединение железа с кислородом. ■

Столь же энергично горят в кислороде и многие другие вещества. Так, например, фосфор горит ослепительно белым пламенем, образуя твёрдое соединение с кислородом в виде мельчайшего порошка (белый „дым“).

Свеча горит в кислороде ярким белым пламенем, которое светит, как электрическая лампочка.

3. Применения и технические способы получения кислорода.

Горение в кислороде применяется на практике в тех случаях, когда требуется что-либо очень сильно нагреть, получить очень высокую температуру, например для плавения, сварки и резки металлов при помощи *кислородо-ацетиленовых* горелок (рис. 28 и 29). В этих горелках горит газ ацетилен, смешивающийся у отверстия горелки с кислородом. На эти работы требуются очень большие количества кислорода.

Кроме того, кислород применяется для спасения отравленных ядовитыми газами как на войне, так и на производствах: пострадавшему дают дышать кислородом. То же делается и при некоторых заболеваниях.

Запасы кислорода в стальных цилиндрах берут с собой *авиаторы*, поднимающиеся на большую высоту, где воздух сильно разрежен и дышать трудно. Кислородом же пользуются для дыхания спасательные отряды в копиях в случае взрыва рудничного газа, когда атмосфера отравлена образующимся при взрыве угарным газом. Подобный отряд изображён на рис. 30. У рабочих за спиной видны стальные цилиндры (а), в которые накачан кислород.

Рис. 26. Ложечка для сжигания веществ в кислоруде.



Рис. 27. Игла, укреплённая в лучинке.

Противогазы со стальными цилиндрами (баллонами), наполненными кислородом, применяются также для защиты от отравляющих веществ (рис. 31). Такие противогазы называются изолирующими.

Наконец, кислород применяется в некоторых чисто химических производствах и при выплавке металлов из руд.

Как же получается кислород в больших количествах для технических целей?

Все вещества, которыми пользуются для получения кислорода в лаборатории, для промышленных целей непригодны. Это материалы, приготовленные искусственно, — материалы дорогие. Для массового производства стараются исходить из природных, легко добываемых материалов. Здесь сложность самого производства, дороговизна аппаратов играют меньшую роль. Дорогой и сложный аппарат нет никакого смысла устраивать тогда, когда продукта нужно немного. В таком случае выгоднее

взять дорогой материал, из которого легко и просто получить нужный продукт без каких-либо особых приспособлений. При массовом же производстве сложные приспособления и аппараты постепенно окупятся, и продукт, получаемый из дешёвого материала, будет обходиться дешёво.

Есть два везде доступных природных материала, содержащих кислород — это *вода и воздух*. Оба эти материала и используются техникой. Мы знаем, что из воды кислород можно получить одновременно с водородом при помощи разложения воды электрическим током (стр. 19), или *электролиза*. Этим и пользуются в технике.

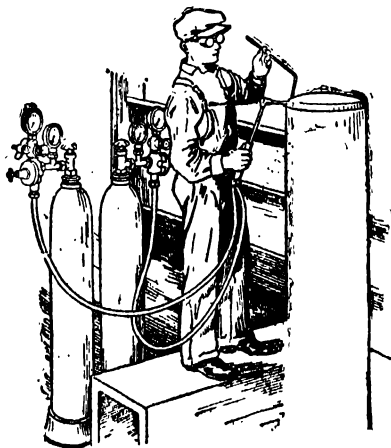


Рис. 28. Сварка железа при помощи кислородо-ацетиленовой горелки. Проволока, которую мастер держит в руке, плавится и заполняет шов свариваемого предмета.

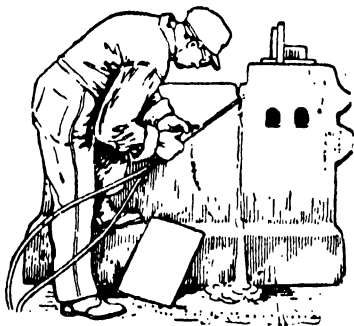


Рис. 29. Резка металла при помощи кислородо-ацетиленового пламени.

Из воздуха кислород выделяется сложным способом¹, на котором мы останавливаться не будем.

Получаемый кислород накачивается под давлением в стальные цилиндры, „баллоны“ (рис. 32), в которых и поступает на производство.

4. Получение водорода. Второй составной частью воды является *водород*. Нам предстоит познакомиться более подробно со способами получения водорода, с его физическими и химическими свойствами, а для этого его нужно получить в достаточном количестве.

Для получения водорода в лабораториях обыкновенно пользуются не водой, а *серной* или *соляной* кислотой, в состав которых, как и в состав всех других кислот, входит *водород*.

Водород из кислот можно выделить, как и из воды, при помощи металлов. Пользуются обычно *цинком*. Кислоту берут всегда в виде *раствора* в воде.

■ **Опыт 1.** Облейте кусочки цинка в пробирке кислотой, взяв очень немного раствора кислоты, 1—2 см³. Когда начнётся сильное выделение водорода, поднесите к отверстию пробирки пламя спички. Обратите внимание: водород иногда загорается спокойно, а иногда с резким свистом — со взрывом. *Смесь водорода с воздухом взрывает.*

Когда выделение водорода прекратится, решите вопрос, образуется ли при реакции между металлом и кислотой ещё что-нибудь, кроме водорода.

¹ Путём превращения воздуха в жидкое состояние и удаления затем легкого кипящего азота.

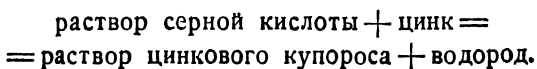
Для этого поместите на край куска стекла при помощи палочки каплю кислоты, с которой вы работали, и рядом — каплю жидкости из пробирки, в которой вы проделывали реакцию и где остались жидкость и кусочки не вступившего в реакцию цинка. Держите стекло над пламенем лампочки



Рис. 30. Спасательный отряд в коях, снабжённый стальными цилиндрами с кислородом.

Цилиндры *а* укреплены за спиной. Кислород из цилиндра поступает в резиновый мешок, находящийся в предохранительной коробке *б*, а оттуда по трубке — к полумаске, надетой на лицо. На шлемах шахтёров электрические лампочки.

растворена взятая кислота. Был раствор кислоты — получился раствор соли:



Слово „раствор“ обыкновенно не пишут, так как вода в реакции не участвует — сколько её было, столько и остаётся. Пишут так:



Это реакция замещения.

Перейдём теперь к получению водорода.

При опытах с водородом необходимо *строжайшим* образом соблюдать все *указания* и *предосторожности*, приводимые ниже. Без соблюдения предосторожностей при опытах с водородом может произойти *опасный взрыв*, тогда как при соблюдении предосторожностей опыты совершенно безопасны.

■ **Опыт 2.** В прибор, как на рис. 34 или подобный, положите цинка, сколько показано на рисунке.

Приготовьте 2—3 пробирки с водой, опрокинутые в стакан с водой,

Приливайте в воронку *понежному* раствор кислоты и *сразу* же, не дожидаясь, пока выйдет из прибора воздух, начинайте собирать выделяющийся из трубки газ. Набрав пробирку газа, сейчас же поднесите её отверстием к лампочке, стоящей на некотором расстоянии от прибора (рис. 35). Держите пробирку *отверстием книзу*. Вынимая пробирку, сейчас же замените её второй и снова повторите испытание и т. д. В первой пробирке у вас будет почти чистый воздух, затем пойдёт смесь водорода

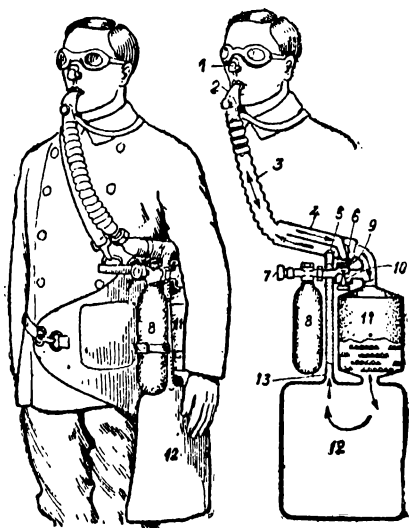


Рис. 31. Противогаз для дыхания кислородом из стального баллона.

1 — носовой зажим; 2 — загубник; 3 — соединительная резиновая трубка; 4 — клапанная камера; 5 — вдыхательный клапан; 6 — выдыхательный клапан; 7 — вентиль кислородного баллона; 8 — кислородный баллон; 9 — финиметр (показывающий количество кислорода, остающегося в баллоне); 10 — кнопка, открывающая и закрывающая отверстие для выхода кислорода в подушку через патрон; 11 — патрон с едким кали, поглощающим выдыхаемый углекислый газ; 12 — кислородная подушка; 13 — трубка-охладитель.

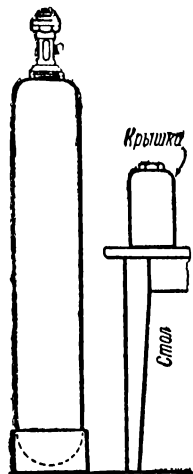


Рис. 32. Баллон с кислородом.

с воздухом. Смесь эта взрывает со свистом (в пробирке этот взрыв совершенно безопасен). Наконец, пойдёт чистый водород, который будет спокойно загораться с лёгким звуком „п-па“, без свиста.

Когда водород в пробирке загорится, переверните пробирку и наблюдайте бегущее по пробирке, почти не светящееся пламя водорода. ■

5. Свойства водорода. Чтобы узнать, легче или тяжелее воздуха водород, сделаем следующий опыт.

■ **Опыт.** Подержите некоторое время две пробирки с водородом — одну отверстием кверху, а другую — отверстием книзу, и затем поднесите их отверстиями к огню. В первой пробирке вспышки нет: водород из неё ушёл; во второй происходит вспышка. ■

Проделанные опыты показывают, что *водород легче воздуха*. В этом можно также убедиться, наполнив водородом мыльные пузыри. Они быстро поднимаются кверху.

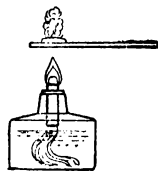


Рис. 33. Выпаривание капли жидкости на стеклянной пластинке.

Если взвесить шар, из которого выкачан насосом воздух, и затем тот же шар с воздухом, мы узнаем вес данного объёма воздуха. Наполнив этот же шар и при тех же условиях водородом и взвесив его, мы узнаем вес того же объёма водорода.

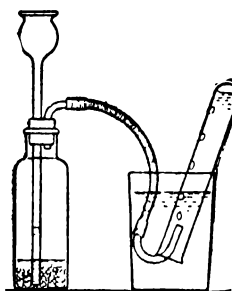


Рис. 34. Прибор для получения водорода.

Этот вес будет приблизительно в 14,5 раза меньше веса воздуха. *Водород в 14,5 раза легче воздуха.*

Водород — самый лёгкий из газов; один литр его весит при нормальных условиях около 0,09 г. На этом свойстве водорода основано применение его для наполнения воздушных шаров и стратостатов.

Благодаря посторонним примесям, часто содержащимся в цинке и в кислоте, водород обычно имеет слабый запах, *чистый же водород, ни запаха, ни вкуса не имеет.*

Водород, как и кислород, *очень мало растворим в воде.*

Пользуясь лёгкостью водорода, можно наполнять им сосуды и не над водой. Водород впускают в перевёрнутый книзу отверстием сосуд (рис. 36).

Обычно при *испытании чистоты выделяющегося из прибора водорода* так и поступают: наполняют пробирку водородом по способу вытеснения воздуха (рис. 36) и затем подносят к поставленной на *некотором расстоянии* лампочке. Нужно только достаточно долго пропускать водород и не спешить поднести пробирку к огню, так как в пробирке, не нацело наполненной чистым водородом, будет происходить взрыв смеси водорода с оставшимся воздухом.

Силу взрыва смеси водорода с воздухом можно безопасно наблюдать на следующем опыте.

Наполняют водородом по способу вытеснения воздуха поставленную вверх дном жестянку из-под консервов и т. п., у которой сделано в дне небольшое отверстие.

Отверстие во время наполнения затыкают заострённой спичкой (рис. 37).

Когда жестянка наполнится водородом, прибор для получения водорода *отставляют в сторону*, вынимают спичку, закрывающую отверстие жестянки, и длинной горячей лучинкой зажигают водород у отверстия жестянки (рис. 38). Если жестянка была нацело наполнена водородом, то водород сначала горит спокойно. Но по мере того как водород выходит из жестянки, а снизу входит воздух, слышится гудение, постепенно

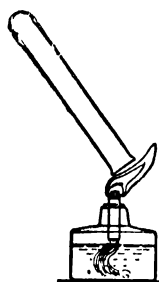


Рис. 35. Испытание чистоты водорода.

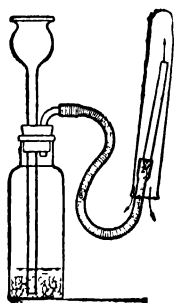


Рис. 36. Наполнение пробирки водородом. Водород вытесняет воздух из опрокинутой пробирки.

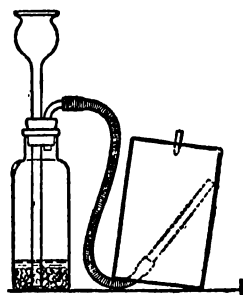


Рис. 37. Наполнение водородом жестянки.

усиливающееся, и под конец раздаётся оглушительный взрыв, подбрасывающий жестянку вверх.

Проделанный опыт объясняет, почему *при работах с водородом совершенно необходимо проверять чистоту выходящего из прибора водорода*. Если бы взрыв произошёл внутри прибора для получения водорода или в большом стеклянном сосуде, наполненном водородом, то стекло могло бы не выдержать взрыва и прибор разорвало бы. Осколками прибора могло бы *серьёзно ранить окружающих*.

Испытание выделяющегося из прибора водорода не следует забывать производить каждый раз после того, как с какой-нибудь целью (например, для добавления цинка) хотя бы не надолго вынималась пробка прибора. Часть водорода выходит при этом из прибора, в прибор же проникает воздух, и получается опасная взрывчатая смесь.

6. Пламя водорода. Пламя горящего водорода почти *бесцветно*, и мы его иногда даже не сразу видим. Познакомимся теперь ближе с пламенем водорода.

■ **Опыт 1.** Получите водород в приборе, изображённом на рис. 36. *Испытайте*, чистый ли идёт водород, и после этого (*не раньше!*) зажгите водород у конца трубки¹.

Внесите в пламя водорода тонкую стеклянную трубочку и подержите некоторое время. Трубочка размягчается. ■

Температура пламени водорода — около 1900° , примерно такую же температуру имеет пламя керосиновой горелки „примус“.

■ **Опыт 2.** Подержите над пламенем водорода (недолго) опрокинутый холодный стакан (рис. 39).

На внутренней поверхности стакана образуются капельки воды. Проведите пальцем — он делается мокрым. ■

При горении водорода получается вода. Откуда она берётся? Для решения этого вопроса зажжём водород в кислороде.

■ **Опыт 3.** Нагрейте в пробирке смесь бертолетовой соли с двуокисью марганца или несколько кристалликов марганцовокалиевой соли, выделяющей при нагревании кислород. Когда тлеющая лучинка будет вспыхивать у отверстия пробирки, опустите в неё на очень короткое время трубку (рис. 40), у конца которой горит пламя водорода (не забудьте *испытать чистоту водорода!*). Водород ярко горит в кислороде. На холодных стенках пробирки оседают капли воды. ■

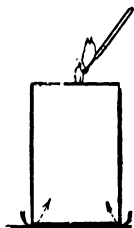
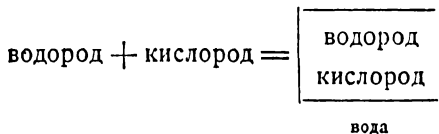


Рис. 38. Зажигание выходящего из отверстия в жестянке водорода.

¹ Для этого лучше всего поднести к ней пламя водорода, горящего в пробирке, при помощи которой испытывался водород. Пользуясь этим приёмом, вы не рискуете зажечь водород, пока он ещё содержит примесь воздуха и представляет опасность.

Опыт показывает, что вода, получившаяся при горении водорода, образуется из водорода и кислорода, которые при горении между собою соединяются:



7. Гремучий газ. Смесь водорода с кислородом взрывается гораздо сильнее, чем смесь водорода с воздухом. Наиболее сильный взрыв получается, если взять 2 объема водорода и 1 объем кислорода. Такая смесь называется *гремучим газом*.

Температура пламени водорода, горящего в кислороде, гораздо выше, чем температура пламени водорода, горящего в воздухе, а именно — около 3000°. Чтобы использовать высокую температуру пламени гремучего газа для практических целей, была придумана (Даниэлем) горелка, в которой можно сжигать водород в кислороде. Горелка изображена на рис. 41. Она состоит из двух трубок, вставленных одна в другую. По наружной (показана в разрезе) пускается водород, по внутренней — кислород. У отверстия горелки газы смешиваются, и получается пламя гремучего газа. Так как образующийся гремучий газ сейчас же сгорает, то эта горелка совершенно безопасна. Подобным же образом устроена и кислородо-ацетиленовая горелка (стр. 24).

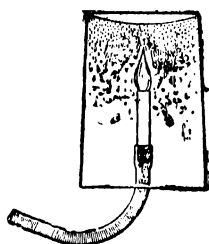


Рис. 39. Над пламенем водорода опрокинут стакан.

У отверстия горелки газы смешиваются, и получается пламя гремучего газа. Так как образующийся гремучий газ сейчас же сгорает, то эта горелка совершенно безопасна. Подобным же образом устроена и кислородо-ацетиленовая горелка (стр. 24).

В пламени гремучего газа плавятся медь (т. пл. 1083°), железо (т. пл. 1529°), платина (т. пл. 1755°), горный хрусталь (т. пл. 1710°).

Горелкой для гремучего газа (более усовершенствованной, чем изображенная на рис. 41, с приспособлением для регулирования пламени) пользуются в технике для плавления платины при её обработке, а также — для выдувания из расплавленного горного хрусталя или из непрозрачного кварца различных химических приборов — кварцевых тугоплавких пробирок, колб и т. п.

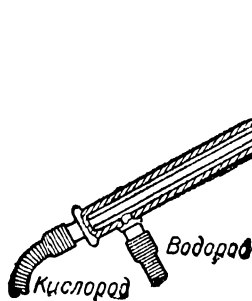


Рис. 41. Горелка Даниэля.

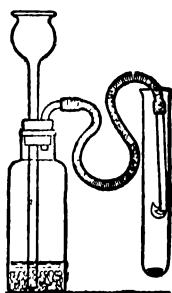


Рис. 40. Горение водорода в кислороде.

Кварцевое стекло, помимо своей тугоплавкости, отличается нечувствительностью к резким изменениям температуры. Кварцевую колбу, накаленную докрасна, можно сразу

опустить в холодную воду — колба не лопнет, как лопнуло бы в данном случае стекло. Кварцевое стекло незаменимо для целого ряда научных работ по химии. Оно находит применение и в производстве.

8. Получение водорода в технике. В технике водород применяется в больших количествах не только как источник высокой температуры и как лёгкий газ для наполнения воздушных шаров, но и для целого ряда химических производств.

Для технических целей водород получают не из кислот, так как это невыгодно, а из воды или из смеси газов, выделяющихся при так называемой сухой перегонке (нагревание без доступа воздуха) каменного угля.

Мы уже знаем, что из воды водород можно получить, пропуская через воду электрический ток, а также и при реакции между водой и металлами. Оба эти способа применяются в технике.

Для получения водорода при помощи реакции между водой и металлами пользуются обыкновенно железом. На других технических способах получения водорода мы здесь останавливаться не будем.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Перечислите свойства кислорода.
2. Как получить кислород в лаборатории?
3. Как называются вещества, изменяющие скорость реакции?
4. Какие вещества вы сжигали в кислороде, как они горят и что образуется при их горении?
5. Как собирают кислород и как убеждаются, что сосуд наполнился кислородом?
6. Какие применения имеет кислород?
7. Как получают кислород в технике?
8. Как получали вы водород? Напишите равенство реакции.
9. Почему необходимо испытывать чистоту водорода прежде чем его зажигать?
10. Во сколько раз водород легче воздуха?
11. Перечислите физические свойства водорода.
12. Что образуется при горении водорода? Напишите равенство реакции.
13. Что такое гремучий газ?
14. Какова температура пламени гремучего газа? водорода, горящего в воздухе?
15. Для чего применяется водород?
16. Какие вы знаете технические способы получения водорода?
17. Годится ли пламя водорода для освещения? Мотивируйте ответ.
18. Почему возможны взрывы воздушных шаров.

IV. ЭЛЕМЕНТЫ.

Вещества, которые мы можем получить при помощи реакции соединения и которые мы можем разложить на составные части, носят название — **сложные вещества**.

Сложных веществ известно очень много, свыше миллиона. Но есть сравнительно небольшое число веществ, которые не являются веществами сложными, которые не удаётся ни получить путём реакции соединения, ни химически разложить на другие вещества. К числу таких неразлагаемых веществ принадлежат *все металлы*, а также ряд *неметаллов*, как известные нам кислород, водород, азот, сера и ряд других веществ.

Эти несложные вещества, вступая в химические реакции, образуют сложные вещества и являются *составными частями*, или *элементами*, из которых состоят сложные вещества.

В красном порошке окисл ртути мы никакими способами не можем увидеть ни газа кислорода, ни блестящего металла ртути. Но мы знаем, что при нагревании окиси ртути она разлагается на ртуть и на кислород. Мы говорим, что окись ртути *состоит из элементов* — ртути и кислорода.

Элементы в *свободном состоянии*, т. е. не в соединениях, принято называть не элементами, а *простыми веществами*.

Разлагая окись ртути, состоящую из элементов ртути и кислорода, мы получаем простые вещества — ртуть и кислород.

Смесь серы и железа есть смесь из двух *простых веществ* — серы и железа. Но после того как произошла химическая реакция, прежние качества — сера и железо — исчезли и появилось новое качество, новое вещество с новыми свойствами — сернистое железо. *Сернистое железо* состоит из двух *элементов* — серы и железа.

В состав воды входит *элемент водород*. Если же мы будем пропускать пары воды над накалённым *простым веществом* — железом (стр. 21), то *элемент водород* выделится в виде *простого вещества*, в состав же образовавшейся „окалины“ — окисла железа — войдёт *элемент железо*.

Итак, *элементы* являются *составными частями сложных веществ* и в свободном виде образуют *простые вещества*, которые не могут быть ни химически разложены, ни получены путём реакции соединения.

В настоящее время известно 89 элементов.

Простые вещества можно разбить на две группы.

Первую группу составляют *металлы*.

Металлы имеют целый ряд общих свойств. Все металлы имеют характерный металлический блеск, по которому их можно отличить от других веществ. Все металлы более или менее хорошо проводят тепло и электричество.

Вторую группу составляют *неметаллы* (старое название — металлоиды) как кислород, водород, азот, сера, фосфор, хлор, бром, йод, углерод (уголь) и др.

Неметаллы не имеют между собой такого яркого сходства, как металлы.

Но неметаллы между собой, как и металлы между собой, имеют „химическое сходство“ — вступают в сходные реакции и образуют сходные вещества.

С химическим сходством и различием элементов мы дальше будем знакомиться подробно.

Следует ещё отметить, что резкого разделения простых веществ на металлы и неметаллы провести нельзя. Есть простые вещества, имеющие черты сходства и с металлами и с неметаллами, как, например, мышьяк и сурьма. С подобными веществами мы встретимся в дальнейшем.

Всех элементов известно, как уже сказано, 89. Большинство из них являются веществами крайне редкими, встречающимися на земле в очень небольших количествах.

Ниже приведён список элементов (приводится не для заучивания).

В списке **жирным шрифтом** выделены элементы, которые в свободном состоянии являются *металлами*, — их большинство. Звёздочкой отмечены элементы, встречающиеся в природе в свободном состоянии в виде простых веществ.

Просматривая список, вы убедитесь, что большинство элементов вам незнакомо.

СПИСОК ЭЛЕМЕНТОВ.

*Азот	Диспрозий	Лантан	Празеодим	Тантал
Активный	Европий	Литий	Протактиний	Теллур
Алюминий	*Железо	Магний	Радий	Тербий
*Аргон	*Золото	Маурий	Радон	Титан
Барий	Индий	Марганец	Рений	Торий
Бериллий	Иридий	*Медь	Родий	Тулий
Бор	Иттербий	Молибден	*Ртуть	*Углерод
Бром	Иттрий	*Мышьяк	Рубидий	Уран
Ванадий	Йод	Натрий	Рутений	Фосфор
Висмут	Кадмий	Неодим	Самарий	Фтор
Водород	Калий	*Неон	Свинец	Хлор
Вольфрам	Кальций	Никкель	Селен	Хром
Гадолиний	Кассиопей	Ниобий	*Сера	Цезий
Галлий	*Кислород	Олово	Серебро	Церий
Гафний	Кобальт	Осмий	Скандий	Цинк
*Гелий	Кремний	Палладий	Стронций	Цирконий
Германий	*Криптон	*Платина	Сурьма	Эрбий
Гольмий	*Ксенон	Полоний	Таллий	

Все самые разнообразные вещества, встречающиеся в природе, представляют собою либо простые вещества, т. е. элементы в свободном состоянии, либо соединения этих элементов.

Изучая состав земной коры, воды, воздуха, можно приблизительно подсчитать количества разных веществ, составляющих земную кору и атмосферу, а определив химический состав этих веществ, подсчитать, какие количества приходится на долю различных элементов.

Этот подсчёт показывает, что главная масса земной коры (включая воду и воздух) состоит из очень небольшого числа элементов, большинство же элементов содержится в сравнительно очень незначительных количествах. Это ясно видно на диаграмме (рис. 42), показывающей, что главная масса земной коры состоит из 9 элементов, на долю которых приходится около 98% общего веса, на долю же всех остальных — только около 2%.

Первое место принадлежит *кислороду*, который входит в состав минералов, образующих важнейшие горные породы: гранит, глину, песок,

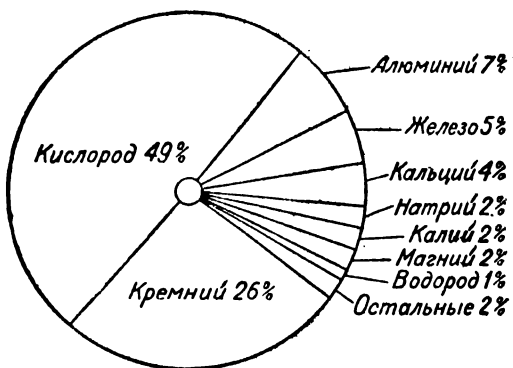


Рис. 42. Диаграмма распространённости элементов в природе.

известняки, песчаники, сланцы и др. Кислород входит в состав воды ($\frac{8}{9}$ по весу) и содержится в воздухе.

Следующий элемент — *кремний*, — название которого происходит от слова „кремёнь“, в состав которого он входит, находится также во всех составных частях гранита, в глине, в песке, в песчаниках и в целом ряде других пород.

Третий — *алюминий* — входит в состав глин, полевых шпатов и ряда других минералов.

Эти три элемента — самые распространённые на земле.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. По какому свойству вы отличите металл от неметалла?
2. Какие газообразные неметаллы вам известны?
3. Что такое простое вещество?
4. Назовите три самых распространённых элемента.

V. ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ ВЕСА ВЕЩЕСТВ.

Многие металлы при обыкновенной температуре и особенно при нагревании, как известно, подвергаются химическим превращениям — темнеют, чернеют, покрываются окалиной, ржавчиной и т. д.

Теперь мы познакомимся с этими явлениями более подробно.

1. Опыты с металлами. Первый вопрос, который нам предстоит решить, — это: изменяется ли вес металлов после прокаливания? Естественно предположить, что окалина весит меньше, чем весил металл, но может быть это и не так. На поставленный вопрос может ответить только *опыт*.

Попробуем прокалить некоторые металлы, взвешивая их до прокаливания и после прокаливания. Чтобы получить побольше окислы, мы будем брать металл не одним куском, а в виде порошка или мелких кусочков.

■ **Опыт 1.** Насыпьте в железную коробочку ложку металлического порошка или опилок, уравновесьте коробочку на весах разновесками (можно дробью или песком), затем поместите на кольцо штатива (рис. 43) или тагана и нагревайте, пока металл не покроется окалиной. Дайте *вполне* остыть, пока на ощупь коробочка не перестанет быть тёплой, и снова поместите на весы. ■

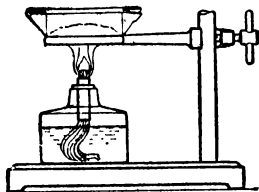


Рис. 43. Прокаливание металлов в железной коробочке.

Опыты убеждают нас, что окалина весит не только не меньше, но *больше*, чем весил взятый металл.

Для того чтобы решить вопрос, не повлияет ли на результат, если прокаливание вести в закрытом сосуде, сделаем опыт в закрытой пробирке.

■ **Опыт 2.** Насыпьте в пробирку немного того же металла, который вы брали в первом опыте. Вставьте пробку с трубочкой, на которую надет каучук с зажимом (рис. 44), уравновесьте на весах и, встряхивая металл в пробирке, нагрейте до изменения его цвета. Дайте остыть и снова поместите на весы. Вес остаётся прежним.

Для того чтобы найти объяснение полученного результата, присоедините к каучуку кусочек стеклянной трубки, опустите его в стакан с водой и откройте зажим. Вода поднимается по трубочке (рис. 45). ■

Опыты с различными металлами убеждают нас в следующем.

1. При прокаливании металлов в закрытой пробирке *количество воздуха* в пробирке *уменьшается*.

2. Вес пробирки со взятым металлом и находящимся в ней воздухом, после того как металл превратился в окалину, а воздуха сделалось меньше, остаётся *прежним*.

Из этих фактов можно сделать следующие выводы:

1. Превращение металла в окалину есть *химическая реакция*, в которой принимает участие не только металл, но и *воздух*. Поэтому воздуха и становится меньше.

2. Окалина весит больше металла потому, что при образовании окалины к металлу что-то *присоединяется* из воздуха.

3. То, что вес закрытой пробирки после прокаливании не изменяется, можно объяснить только следующим образом: металл, превращаясь в окалину, увеличивается в весе *ровно на столько*, на сколько уменьшается в весе воздух. Иначе вес пробирки должен был бы измениться.

Таким образом, при наших опытах *вес вещества полученного*, т. е. окалины, *равен весу веществ, вступивших в реакцию*, т. е. весу металла и воздуха.

2. **Опыты с другими веществами.** Посмотрим теперь, что делается с весом вступающих в реакцию веществ при других реакциях.

■ **Опыт 1.** Уравновесьте на весах два стаканчика с различными растворами, выданными преподавателем. Стаканчики удобно поместить

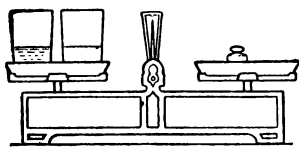


Рис. 46. Два стакана с растворами, уравновешенные на весах.

на веса с плоскими чашками (рис. 46), если их имеется достаточно. Если таких весов нет или нехватает на все звенья, то растворы можно взять в пробирках. Две пробирки связываются верёвочкой и вешаются на аптечные весы на проволочном крючке (рис. 47).

Когда весы приведены в равновесие, слейте растворы вместе. Происходит реакция. Получается осадок или окрашенный раствор, но вес остаётся *прежним*¹. ■

Опыты с различными растворами приводят нас к выводу, что вес веществ, полученных при реакции, равен весу веществ, вступивших в эту реакцию.

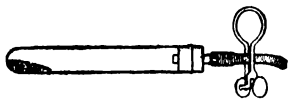


Рис. 44. Прибор для прокаливании металла в закрытом сосуде.

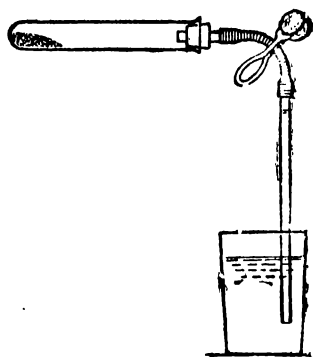


Рис. 45. Испытание: изменится ли количество воздуха при прокаливании металла в закрытом сосуде.

¹ Отдельные звенья делают опыты с различными растворами.

Можно думать, что этот вывод распространяется и на все другие химические реакции.

Однако есть явления, которые такому выводу как будто *противоречат*; так, например, наблюдая горение свечи или спирта, мы видим, что горящее вещество исчезает бесследно. Так ли это?

■ **Опыт 2.** Чтобы убедиться, не образуется ли что-нибудь при горении свечи, зажгите свечу, укрепленную на проволоке, и опустите её в сухую колбу или склянку. На стенках склянки оседают капельки воды.

После того как свеча погаснет, влейте в склянку известковой воды и встряхните. Известковая вода мутнеет, — признак углекислого газа. ■

Опыты убеждают нас в том, что сгоревшая свеча не исчезает бесследно, как это кажется на первый взгляд. Вместо сгоревшей свечи получаются два новых вещества: вода и углекислый газ.

Каков же вес этих веществ? Везят ли они меньше, больше или столько же, сколько весила сгоревшая часть свечи? Можно предположить, что вес продуктов горения, т. е. воды и углекислого газа, должен быть равен весу сгоревшей части свечи. Проверим это предположение на опыте.

Опыт можно поставить следующим образом: свечу помещают на весы и над нею ставят ламповый цилиндр, в который насыпают куски извести и едкого натра — веществ, жадно поглощающих и воду и углекислый газ

(рис. 48). По мере горения свечи тёплые газы, поднимающиеся кверху (продукты горения), проходя через слои поглощающих веществ, нацело ими поглощаются. Вместо сгоревшей свечи на весах остаются поглощённые известью и едким натром вода и углекислый газ. При этом оказывается, что они весят не столько же, а *больше*, чем весила сгоревшая часть свечи, так как чашка весов, на которой горит свеча, постепенно опускается. В чём же здесь дело? Объяснить это явление можно очень просто. При горении свечи элементы углерод и водород, входящие в состав стеарина свечи, вступают в реакцию с воздухом и образуют углекислый газ и воду.

В нашем первом предположении, что вес продуктов горения равен весу сгоревшей части свечи, мы не учли того, что *взятые вещества* — это не только свеча, но и *воздух*, часть которого вступает при горении в реакцию с веществом свечи. Оказывается, что если при более точных опытах определить количество воздуха, пошедшего на горение, то вес его будет как раз равен увеличению в весе продуктов горения по сравнению с весом сгоревшей свечи. Иными словами, и в

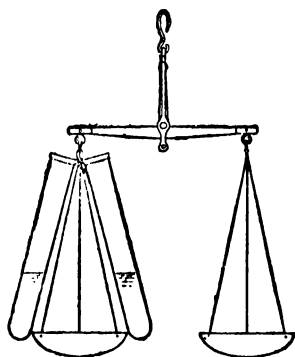


Рис. 47. Пробирки с растворами на аптечных весах.

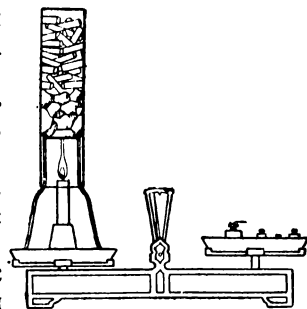


Рис. 48. Горение свечи на весах с поглощением продуктов горения.

данном случае не получается никакого противоречия с нашим основным предположением, с нашей „гипотезой“, что при всех химических реакциях *вес получающихся веществ равен весу взятых веществ*.

3. Закон сохранения веса веществ. Положение, что вес веществ получающихся равен весу веществ взятых, распространяется не только на рассмотренные нами случаи, но решительно на все химические реакции. До сих пор ни при одном химическом опыте не наблюдалось, чтобы после реакции полученные вещества весили больше или меньше, чем весили вещества, вступившие в реакцию. *Вес веществ, получающихся при реакции, всегда равен весу веществ, вступивших в реакцию.* Это положение носит обычно название „закон сохранения вещества“. Правильнее называть его *законом сохранения веса веществ*. Иногда этот закон называют также „закон Ломоносова—Лавуазье“, по имени двух великих учёных: русского М. В. Ломоносова (1711—1765) и французского А. Лавуазье (1743—1794), которые, независимо один от другого, впервые подтвердили этот закон проделанными ими опытами. Точнейшие опыты, проделанные позднее, также подтверждали этот закон, и противоречий ему не найдено.

Закон сохранения веса веществ считается основным законом природы. Все химические явления, происходящие вокруг нас, неизменно подчиняются этому закону. Если что-нибудь на первый взгляд противоречит закону сохранения веса веществ, то всегда оказывается, что мы не учли всех веществ, принимающих участие в данном явлении.

Закон сохранения веса веществ подтверждает основное философское положение о том, что в природе ничего не исчезает бесследно и не появляется из ничего, что материя, образующая весь мир, существует и движется вечно, а не была сотворена за 5508 лет до „рождества христового“, как учит религия.



Михаил Васильевич
Ломоносов
1711—1765.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как изменяется вес металлов при образовании окалин?
2. Известны ли случаи возникновения веществ из ничего или полного исчезновения веществ?
3. Что образуется при горении свечи?
4. Дайте примеры и формулируйте закон сохранения веса веществ.

VI. ВОЗДУХ.

Наблюдая поднятие воды в трубке после прокаливания металла в закрытой пробирке, мы заметили, что вода заняла лишь часть объёма, занимаемого первоначально воздухом,—в пробирке оставалось ещё много воздуха, который не вступил в реакцию.

Почему же не весь воздух израсходовался на превращение металла в окалину, а только *часть* его? Что это за активная, вступающая в реакцию часть воздуха?

Естественно предположить, что это не что иное, как знакомый уже нам *кислород*.

1. Воздух — смесь газов. Можно доказать, что кислород находится в воздухе и образует соединения с металлами, что воздух не есть чистое вещество, а смесь газов.

Кислород, присоединившийся к металлу из воздуха, можно отнять от окалины обратно при помощи водорода. Для опыта можно воспользоваться медной окалиной.

■ **Опыт.** К приборчику для получения водорода (рис. 49) присоедините стеклянную трубку, которую укрепите в зажиме штатива слегка наклонно, как на рисунке. *Испытайте* чистоту водорода и, когда пойдёт чистый водород, наденьте на трубку пробирку с небольшим количеством окиси меди (рис.49).

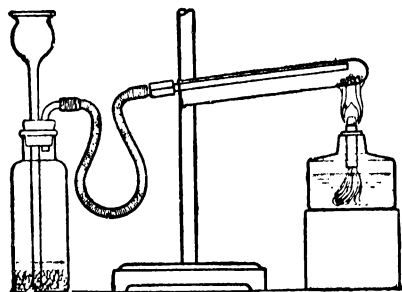
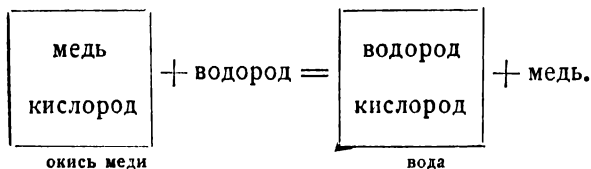


Рис. 49. Прибор для восстановления окиси меди водородом.

Нагрейте окись меди и наблюдайте, что с нею происходит.

Окись меди постепенно превращается в металл, на стенках же пробирки оседают капельки воды. ■

Пронсходящую реакцию можно изобразить так:



Подобная реакция замещения идёт со многими окислами металлов. Её называют: **реакция восстановления**.

При этой реакции металл получается из окалины обратно, — „восстанавливается“.

Проделанный опыт с несомненностью доказывает, что при образовании окалины металл действительно соединяется с кислородом и что, следовательно, кислород находится в воздухе.

Вопрос о том, что воздух есть смесь газов, возник только в конце XVIII века, после того как английским учёным Пристли (Priestley, 1733—1804) был впервые получен чистый кислород (1774 г.).

Пристли получил кислород, разлагая нагреванием окись ртути, так же, как мы это делали, знакомясь с реакцией разложения (стр. 8).

Но вопрос о составе воздуха, который долгое время считался одним из элементов, был решён не Пристли, а его современником, известным уже нам французским учёным Лавуазье.

Лавуазье, в противоположность своим предшественникам, которые изучали химические явления большей частью качественно, не учитывая количества веществ, принимающих участие в реакции, всегда при своей

работе точно измерял весовые количества веществ. Он считал весы важнейшим орудием химика при изучении веществ и их превращений.

Работа Лавуазье о составе воздуха представляет продолжение его работ по изучению горения различных веществ в кислороде и в воздухе. Лавуазье поставил следующий опыт (рис. 50). Он нагревал на жаровне *A* ртуть в реторте *C* с изогнутой трубкой, конец которой был подведён под колокол с воздухом *B*, поставленный в чашку со ртутью *D*. После нагревания в течение 12 суток оказалось, что часть ртути в реторте превратилась в красный порошок, а ртуть в колоколе поднялась: воздуха стало меньше приблизительно на $\frac{1}{5}$ первоначального объёма.

При дальнейшем прокаливании объём воздуха уже не изменялся. Лавуазье извлёк вещество из реторты, отделил от оставшейся ртути образовавшуюся окалину и исследовал её. Полученная окалина была не чем иным, как известной ему окисью ртути, которая разлагается при прокаливании на ртуть и кислород. Чтобы окончательно убедиться в правильности своего предположения, Лавуазье поместил окалину в маленькую реторту и прокаливал её на сильном огне. Из окалины выделился газ, который был собран в сосуд над водой. Оказалось, что газа получилось по объёму ровно столько же, на сколько уменьшился объём воздуха при первом опыте: вещества в одном месте убавилось столько же, сколько прибавилось его в другом. Исследуя собранный газ, Лавуазье убедился, что это действительно кислород¹. Оставшийся же под колоколом воздух не поддерживал ни горения, ни дыхания: свеча в нём гасла; мышь, помещённая в этот газ, задохлась. Лавуазье назвал его *азот*, что означает — непригодный для жизни.

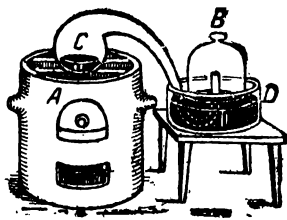


Рис. 50. Прибор, которым пользовался Лавуазье для анализа воздуха.

Было получено полное доказательство, что кислород — составная часть воздуха и что горение, образование окалины, дыхания суть соединения веществ с кислородом, независимо от того, происходит ли реакция в чистом кислороде или в воздухе.

Реакцию соединения веществ с кислородом обычно называют **окислением** веществ. Продукты реакции соединения элементов с кислородом называют **окислами** (единственное число — окисел).

2. Состав воздуха. Для того чтобы познакомиться с составом воздуха, мы можем сделать более простой опыт, взяв вместо ртути *фосфор*, вещество, которое гораздо легче и быстрее вступает в реакцию с кислородом, чем ртуть.

Фосфор помещают в укрепленную на пробке чашечку, плавающую на воде под колоколом (рис. 51). Фосфор зажигают и быстро закрывают колокол пробкой. Фосфор сгорает, а образовавшийся белый дым — окисел фосфора (фосфорный ангидрид) — растворяется в воде.



Рис. 51. Сжигание фосфора под колоколом.

¹ Название „кислород“ — образователь кислот — было предложено Лавуазье. Слово „кислород“ — перевод латинского названия „оксигениум“. Многие соединения кислорода дают при растворении в воде кислоты.

Вода поднимается приблизительно на $\frac{1}{8}$ объёма, который занимал первоначально воздух. Если испытать оставшийся газ, то можно убедиться, что он не поддерживает горения: горящая свеча или лучинка, внесённые в колокол, моментально гаснут. Кроме того, этот газ не мутит известковой воды — это не углекислый газ. Это *азот*; на его долю приходится около $\frac{4}{8}$ объёма воздуха (рис. 52, диаграмма).

Кроме азота и кислорода, в воздухе находится углекислый газ и пары воды. Количество этих газов не постоянно, а зависит от места, где была взята проба, и от целого ряда других условий.

Углекислый газ, как уже известно, образуется при дыхании и при горении, и поэтому его в воздухе городов, где много фабрик и заводов,

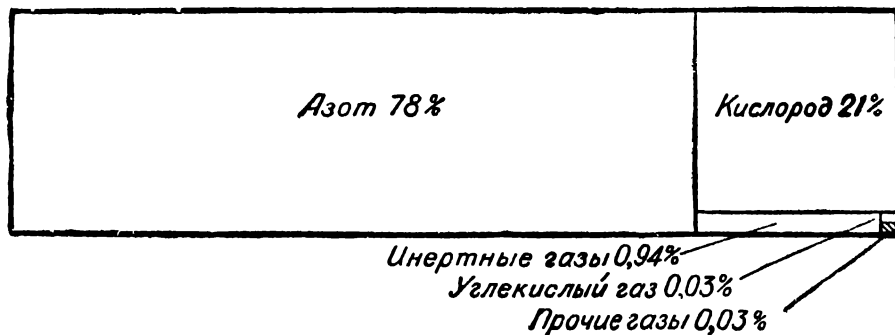


Рис. 52. Диаграмма объёмного состава воздуха.

где сжигаются большие количества топлива, несколько больше, чем в воздухе над морем, в лесу или в поле. В чистом воздухе углекислого газа около 0,03—0,04% по объёму (рис. 52), в густо населённых местах содержание его может доходить до 0,06—0,07%.

Особенно много углекислого газа скопляется в закрытых, плохо проветриваемых помещениях, в которых находится много людей: кислород потребляется при дыхании, накапливается углекислый газ. Воздух, содержащий более 0,1% углекислого газа, очень душен.

Количество *водяных паров* зависит от близости воды, температуры и других условий, которые должны быть известны из географии и физики.

В воздухе всегда присутствуют *пыль* и *микрорганизмы* (бактерии, споры плесени и т. д.). Они находятся в воздухе во взвешенном состоянии, подобно мути в воде, и носятся в воздухе, благодаря воздушным течениям. Количество и состав этих примесей очень разнообразны. В воздухе города много угольной пыли: сажи, несгоревших частичек угля, которые выбрасываются в виде чёрного дыма из труб. Многие производства дают большое количество пыли, которая несётся в воздухе. Попадая в лёгкие, она раздражает их и вызывает различные, иногда очень тяжёлые заболевания.

Был исследован воздух в помещениях *вредных производств*, и в одном кубическом метре воздуха было найдено: на мельнице 47 мг пыли, в воздухе помещения для обрубки металлических отливок 55 мг и на цементном заводе 224 мг. На рис. 53 изображён вид различного рода пыли под микроскопом.

На производстве ведётся борьба с пылью — устраняется вентиляция и различные приспособления для уменьшения количества пыли.

В школьных помещениях также образуется большое количество пыли, и поэтому нужно принимать все меры для борьбы с пылью — сырую уборку, стирание с доски мокрой тряпкой. Следует помнить, что пыль вредна для лёгких и что вместе с пылью в воздухе всегда находятся также зародыши микроорганизмов, из которых очень многие являются причиной опасных болезней.

3. Инертные газы. Долгое время считали, что состав воздуха уже изучен, хорошо известен и ничего нового о воздухе сказать нельзя. Опыты Лавуазье, которые затем в различных видоизменениях повторялись многократно, казались очень убедительными.

Только в конце XIX столетия, лет 50 назад, английский учёный Рамсей (Ramsay, 1852 — 1916), пользуясь новыми методами, разработанными на основании достижений современной науки и техники, обнаружил в азоте, остающемся после удаления из воздуха кислорода и примесей, присутствие ещё *нескольких газов*.

Рамсей отделил и исследовал эти газы; оказалось, что они отличаются *особыми свойствами*: у них почти полностью отсутствует способность вступать в какие-либо химические соединения. Их характерное свойство — химическая инертность, т. е. неактивность. Поэтому их называют *инертными газами*. Это аргон, гелий, неон, криптон и ксенон. В воздухе этих газов всего около 1% по объёму (рис. 52).

Некоторые из инертных газов уже *применяются* в настоящее время в технике в тех случаях, когда требуется негорючий, не вступающий в химические реакции газ. Так, *гелий*, который является самым лёгким газом после водорода (он только в два раза тяжелее водорода), применяется в воздухоплавании, взамен огнеопасного водорода (применяется обычно безопасная смесь гелия с небольшим количеством водорода). Подъёмная сила гелия лишь на 8% меньше, чем подъёмная сила водорода.

Гелий иногда содержится в газах, выделяющихся в некоторых местностях из земли, в газах, выделяющихся из нефтеносных скважин и из воды минеральных источников; из этих газов он и добывается.

Для наполнения электрических лампочек употребляется другой газ — *аргон*. Как известно, в электрических лампочках металлическая нить (из вольфрама) накаляется до высокой температуры электрическим током и испускает свет. При накаливании в воздухе нить сгорела бы. Чтобы избежать этого, из лампочки выкачивают воздух; но в разреженном пространстве нить постепенно разрушается от испарения металла. Известно, что долго горевшая лампочка покрывается изнутри тёмным на-

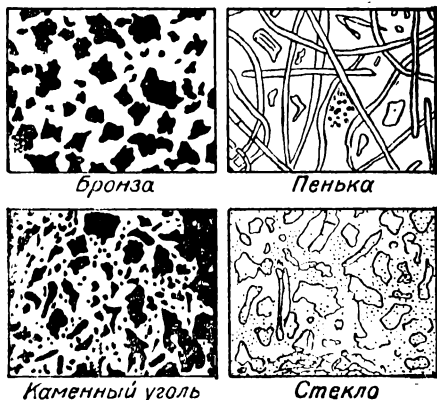


Рис. 53. Производственная пыль под микроскопом.

лётот металла. Поэтому теперь часто делают лампочки, наполненные аргоном в смеси с азотом, и оказывается, что такие лампочки и долговечнее и экономичнее в употреблении, чем обыкновенные.

Аргон и неон применяются также для особых электрических ламп, в которых светится не металлическая нить, а самый газ, через который проходит электрический разряд. Лампы в виде трубок, наполненных аргоном, дают яркосиний свет, наполненных неоном — яркий красновато-оранжевый свет. И те и другие трубки применяются для украшения витрин магазинов, световых объявлений, реклам и т. п. Неоновые лампы применяются на маяках.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Как доказать, что в воздухе находятся кислород и углекислый газ?
2. Какие свойства кислорода и азота используют для отделения кислорода от азота?
3. Назовите самое характерное свойство аргона или гелия.
4. Почему гелий применяется в воздухоплавании несмотря на то, что он тяжелее водорода?
5. Почему воздух считают смесью газов, а не химическим соединением?
6. Какие вредные примеси находятся в воздухе?

VII. ВЕСОВЫЕ СООТНОШЕНИЯ МЕЖДУ ЭЛЕМЕНТАМИ В ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЯХ.

При изучении какого-либо сложного вещества нас могут интересовать не только его свойства и его качественный состав, т. е. из каких элементов оно состоит, но и те весовые соотношения, в которых находятся составляющие это вещество элементы. Интересно также, могут ли быть колебания в весовых соотношениях между элементами, вступающими между собой в соединение.

Для того чтобы подойти к этим вопросам, мы должны прежде всего познакомиться с тем, как устанавливается *весовой состав* какого-либо вещества. В качестве примера возьмём воду, которую мы до сих пор изучали.

1. Весовой состав воды. Мы уже знаем свойства воды и её *качественный состав*. Мы знаем, что вода состоит из двух элементов — водорода и кислорода. В каких же весовых количествах входят водород и кислород в состав воды?

Для решения этого вопроса мы можем исходить из того, что при разложении воды электрическим током мы получили водорода по объёму вдвое больше, чем кислорода. Если бы мы получили 1 л кислорода, то водорода получилось бы 2 л.

Взвешивая 1 л водорода, взятого при нормальных условиях, мы найдём, что он весит 0,09 г, 2 л водорода весят $0,09 \times 2 = 0,18$ г, 1 л кислорода (при тех же условиях) весит 1,43 г. Следовательно, отношение веса водорода к весу кислорода в воде будет $0,18:1,43 = 1:7,94$, или, в круглых числах, $1:8$, т. е. на 1 весовую часть водорода приходится 8 весовых частей кислорода. Это и будет *количественный*, или весовой, состав воды.

Количественный состав воды может быть установлен и иным путём, как это впервые (в 1805 г.) сделал французский учёный Гей-Люссак (Gay-Lussac, 1778—1850). Гей-Люссак смешивал в различных пропорциях

водород и кислород и производил взрыв полученной смеси в закрытом сосуде с прочными стенками. Затем он определял, какой газ у него оставался в избытке и в каком объёме. Зная это, он мог рассчитать, сколько объёмов каждого газа пошло на образование воды. Допустим, что он брал 10 см^3 кислорода и 30 см^3 водорода. После взрыва у него осталось 10 см^3 водорода. Следовательно, соединились между собою, образовав воду, 10 см^3 кислорода и $30 \text{ см}^3 - 10 \text{ см}^3 = 20 \text{ см}^3$ водорода, т. е. для образования воды водорода нужно вдвое больше, чем кислорода. Беря газы в таком соотношении, он получал только воду; ни водорода, ни кислорода не оставалось. Другими словами, получая воду, Гей-Люссак нашёл *то же отношение* между объёмами водорода и кислорода, которое наблюдается и *при разложении* воды.

Взрыв в закрытом сосуде Гей-Люссак вызывал, пропуская через смесь электрическую искру.

На рис. 54 изображён упрощённый прибор, в котором можно повторить опыт Гей-Люссака.

В толстостенную трубку *a*, наполненную водой, собирают сначала 2 объёма кислорода, получаемого в пробирке *b* из марганцовокалиевой соли или иного вещества, а затем — столько же водорода.

После этого проволочки, вставленные в пробку, соединяют с источником электричества высокого напряжения. Между концами проволочек внутри трубки проскакивает электрическая искра, и в трубке происходит взрыв. После взрыва вода в трубке поднимается на три деления. В трубке вместо четырёх объёмов газа остаётся один объём; этот газ оказывается кислородом. Следовательно, при взрыве с двумя объёмами водорода соединился только один объём кислорода.

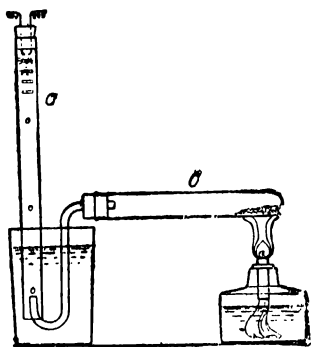


Рис. 54. Упрощённый прибор для опыта Гей-Люссака.

Для определения весового состава воды можно воспользоваться также реакцией между окисью меди и водородом. Как известно (стр. 38), при этой реакции образуется вода. Если предварительно взвесить окись меди и затем полученную медь, то мы узнаем вес кислорода, который отделился при реакции от меди. Весь этот кислород вошёл в состав образовавшейся воды. Следовательно, если взвесить получившуюся воду и вычесть из веса воды вес вошедшего в её состав кислорода, то мы узнаем вес заключающегося в воде водорода.

Этим способом весовой состав воды был определён французским учёным Дюма́ (Dumas, 1800—1884), через 40 лет после опытов Гей-Люссака.

Способ Дюма является гораздо более точным, чем способ Гей-Люссака, так как взвешивание можно производить с гораздо большей точностью, чем изменение объёмов газов.

При опытах Дюма некоторые трудности представляло определение веса образующейся при реакции воды. Нужно было не только собрать сгустившуюся в жидкость воду, но удержать и пары воды, которые могли улететь вместе с проходящим через прибор избытком водорода. Для этого Дюма воспользовался веществом, жадно поглощающим пары воды — фосфорным ангидридом.

На рис. 55 дана схема прибора Дюма. Здесь *a* — трубка с шариком, в котором происходила реакция; трубка взвешивалась с окисью меди до опыта и с получившейся медью после опыта (разность двух взвешиваний — вес отделившегося от меди кислорода); *b* — колбочка, в которой собиралась образующаяся при реакции вода; *вв* — трубки с фосфорным ангидридом для удержания паров воды. Для того чтобы трубки не занимали много места, они согнуты

в виде дуги или латинской буквы U (это так называемые U-образные трубки). Отводная трубка погружена в цилиндр с концентрированной серной кислотой, препятствующей проникновению в трубки *вв* влаги воздуха.

Колбочка *б* и трубки *вв* взвешивались до опыта и после опыта; разность — вес образовавшейся при реакции воды.

Водород получался в приборе *А* действием серной кислоты на цинк. В трубках *ггг* водород очищался от газообразных примесей при помощи веществ, их поглощающих. В трубках *ddd* находился фосфорный ангидрид, при помощи которого осушался водород, т. е. поглощались пары воды, которые примешивались к водороду в приборе *А* (для получения водорода берётся раствор серной кислоты в воде). Если бы не удерживать паров воды до поступления в трубку с окисью меди (*а*), то эти пары поглотились бы (как и пары, образующиеся при реакции) в трубках *вв*, и опыт дал бы неверный результат.

Опыты Дюма подтвердили результаты, полученные Гей-Люссаком, и дали точное отношение водорода к кислороду в воде, а именно 1:7,94, или, в круглых числах, 1:8.

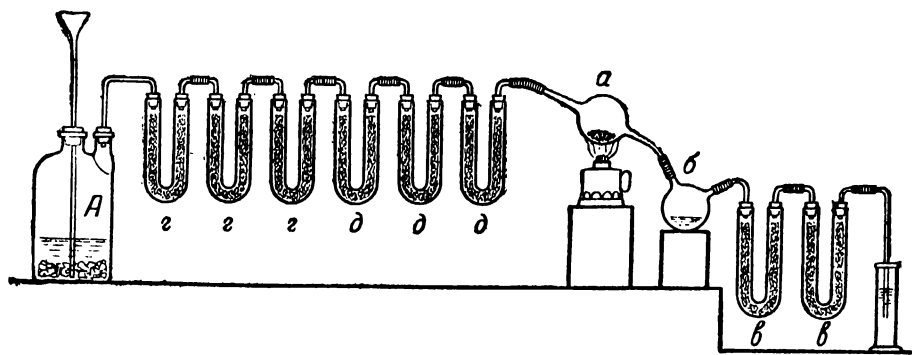


Рис. 55. Схема прибора Дюма.

2. Анализ и синтез. Разлагая какое-либо вещество с целью определить его состав, мы производим **химический анализ**. *Нахождение качественного состава веществ, т. е. определение, из каких элементов оно состоит, называется качественным анализом.*

Простейший случай качественного анализа — это разложение сложного вещества с выделением элементов в свободном виде. Примером такого анализа, помимо разложения воды, может служить также разложение окиси ртути нагреванием (стр. 8). При помощи тлеющей лучинки мы открываем, что при нагревании окиси ртути выделяется кислород, и по характерным свойствам ртути узнаём, что, кроме кислорода, в состав окиси входит ртуть.

Можно обнаружить присутствие данного элемента в соединении и не выделяя этого элемента в свободном виде. Так, например, при нагревании углемедной соли (стр. 7—8) получаются три вещества: вода, окись меди и углекислый газ. Все три полученные вещества — сложные. Мы знаем, что вода состоит из водорода и кислорода. Вода образовалась из углемедной соли. Значит, в состав углемедной соли входят водород и кислород. Зная, что окись меди состоит из меди и кислорода, мы заключаем, что в состав углемедной соли входит ещё медь, и, наконец, зная, что углекислый газ состоит из углерода и кислорода, мы заключаем, что в углемедной соли содержится и углерод.

Итак, мы узнали качественный состав углемедной соли. Она состоит из четырёх элементов: меди, углерода, кислорода и водорода. Было бы неправильно сказать, что в состав углемедной соли входят окись меди, вода и углекислый газ. Эти вещества образуются при разложении углемедной соли, состоит же она из элементов.

Мы привели два простейших примера качественного анализа. Задача определения качественного состава веществ не всегда решается так просто. Разрешение подобных задач, а также и анализ смесей составляют предмет особого отдела химии — *аналитической химии*.

Определение весовых отношений элементов в сложном веществе носит название количественного анализа. Примером количественного анализа может служить разложение воды электрическим током.

Для определения состава веществ можно пользоваться и другим методом, *противоположным* анализу. Вместо того чтобы разлагать данное вещество, мы его *получаем* из элементов. Например, доказав, что при соединении двух объёмов водорода и одного объёма кислорода получается только вода и ничего больше, мы тем самым устанавливаем состав воды.

Метод получения сложных веществ из простых веществ или, вообще, более сложных веществ из менее сложных носит в химии название синтеза.

При научных исследованиях методом синтеза очень часто пользуются для проверки данных анализа, и, наоборот, синтезировав какое-либо вещество, его затем подвергают анализу. Оба метода приводят к одной цели — к установлению состава вещества.

3. Весовой состав воды, полученной различными способами.

Мы знаем, что вода бывает в природе разная: речная, колодезная, ключевая, дождевая, морская и т. д. Мы можем разными способами получить воду искусственно — из водорода и кислорода, разложением углемедной соли, при восстановлении окиси меди водородом. Окись меди можно получить нагреванием меди, углемедной соли, азотомедной соли и иными способами. Разными способами можно получить и ряд других веществ.

Вполне естественно предположить, что образцы воды и любого другого вещества, полученные из разных мест и разными способами, могут хотя бы немного различаться по своему составу.

Знаменитый французский учёный Берт о л ё (Berthollet, 1748—1822), известный целым рядом важных научных открытий, действительно нашёл, что для некоторых веществ, полученных различными способами, наблюдаются некоторые колебания в весовом составе. Так, он нашёл, что при прокаливании металлов на воздухе их кислородные соединения образуются с сильно меняющимися весовыми отношениями. Подобные же явления он находил и для некоторых других соединений. Он считал, что одни вещества образуют между собой соединения с постоянным составом, для других же существуют некоторые пределы, в которых состав этих соединений может колебаться.

Мнение Бертоле оспаривал другой французский учёный Пруст (Proust, 1754—1826; Пруст, также француз, был профессором мадридского университета в Испании), который считал, что все химические соединения имеют постоянный состав, независимо от способа получения. Он утверждал, что данные, полученные Бертоле, зависели от недостаточной

чистоты исследованных им веществ. Спор Пруста и Бертоле продолжался около 6 лет. За это время ими были разработаны методы более точного анализа и проделано большое число опытов. В результате Пруст оказался прав, и в науке установилось убеждение, что *всякое чистое вещество имеет постоянный, неизменный состав*, что существует **закон постоянства состава**.

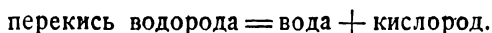
Итак, состав воды, как и всякого соединения (стр. 10, соединения металлов с серой), постоянен. Однако из этого не следует, что водород и кислород не могут образовать совершенно *другого соединения*, отличающегося от воды и по свойствам и по составу, т. е. с отношением между водородом и кислородом не 1:8, а иным. Такое соединение действительно может быть получено и называется *перекисью водорода*.

4. Перекись водорода. Перекись водорода многим хорошо известна. Слабый раствор её применяется для полоскания горла при некоторых заболеваниях, а также для дезинфекции ран. Раствор перекиси водорода, даже очень слабый (чайная ложка 3⁰/₁₀₀ раствора на стакан воды), имеет характерный вкус. Более крепкие растворы имеют очень едкий вкус и действуют на кожу. На коже появляются белые пятна и чувствуется жжение.

Чистая перекись водорода — густая, бесцветная жидкость в 1¹/₂ раза тяжелее воды.

Перекись водорода представляет пример вещества, *легко разлагающегося*. Разложение перекиси водорода идёт при обыкновенной температуре, но медленно. Разложение можно ускорить нагреванием.

Если нагревать раствор перекиси водорода в пробирке с газоотводной трубкой (рис. 56), то можно убедиться, что при разложении перекиси водорода выделяется газ. Испытав собранный газ, мы узнаем, что это не гремучий газ, т. е. не смесь водорода и кислорода, а чистый кислород. Реакция идёт так:



Следовательно, кислорода в перекиси водорода больше, чем в воде, откуда и название „перекись водорода“ (воду можно было бы назвать „окись водорода“).

Разложение перекиси водорода можно ускорить не только нагреванием, но и при помощи катализаторов (стр. 22).

■ **Опыт.** Возьмите $\frac{1}{4}$ пробирки раствора перекиси водорода (3⁰/₁₀₀). Имейте наготове тлеющую лучинку. Бросьте в пробирку небольшую щепотку чёрного порошка *двуокиси марганца* и опустите в пробирку тлеющую лучинку. Лучинка вспыхивает, так как сразу же начинает выделяться *кислород*.

Двуокись марганца вызывает бурное разложение перекиси водорода и выделение кислорода. Вскоре реакция заканчивается. При разложении наблюдается разогревание — выделение тепла.

Что же осталось в пробирке? Во что превратилась двуокись марганца? На вид она не изменилась.

Отфильтруйте чёрный порошок, оставшийся в пробирке, возьмите его с фильтра лучинкой и снова бросьте в пробирку с небольшим количеством перекиси водорода. Вы снова наблюдаете бурное разложение перекиси водорода. Можно опять отделить порошок, и он снова будет

вызывать бурное разложение перекиси водорода. Это можно повторять сколько угодно раз. ■

Данный опыт нам подтверждает сказанное выше (стр. 22), что катализатор, ускоряя реакцию, сам в состав продуктов реакции не входит.

Кроме двуокиси марганца, катализаторами для перекиси водорода могут служить и другие вещества, как порошки металлов, особенно платины, песок и даже стекло. В стеклянной посуде перекись водорода разлагается быстрее, чем в сосуде, например, из парафина¹.

Катализаторы могут ускорять или замедлять не только реакцию разложения перекиси водорода, бертолетовой соли, но и другие самые разнообразные химические процессы. С явлением катализа мы будем ещё встречаться дальше.

Кроме нагревания и катализаторов, разложение перекиси водорода ускоряет также *свет*. Если оставить раствор перекиси водорода в хорошо закупоренной склянке на окне, то разложение настолько ускоряется, что давлением выделившегося кислорода может выбросить пробку и даже разорвать склянку. В темноте же разложение идёт настолько медленно, что тот же раствор перекиси водорода может сохраняться без заметного разложения многие месяцы. Вот почему из аптек перекись водорода отпускают обыкновенно в склянках тёмного стекла. Но и в такой склянке перекись водорода лучше держать в тёмном шкафу и на холоду. И, несмотря на это, перекись водорода при хранении постепенно разлагается, и раствор её делается всё слабее и слабее.

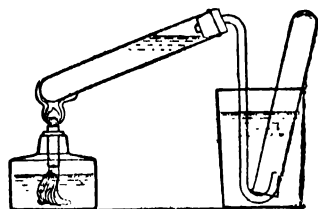


Рис. 56. Разложение перекиси водорода нагреванием.

Чем крепче раствор перекиси водорода, тем легче она разлагается. Разложение чистой перекиси водорода может быть настолько бурным, что сопровождается взрывом. Чистая перекись водорода — опасное взрывчатое вещество. В химии легко разлагающиеся вещества обыкновенно называют *химически непрочными* или, просто, *непрочными*. *Перекись водорода вещество непрочное.*

Получить перекись водорода из воды и кислорода в сколько-нибудь значительных количествах не удаётся. Её получают при реакции между перекисью бария и охлаждённым до 0° раствором серной кислоты.

Анализ перекиси водорода показывает, что в ней на одну весовую часть водорода приходится 16 весовых частей кислорода, т. е. *вдвое больше*, чем в воде (в воде на 1 часть водорода приходится 8 частей кислорода).

Итак, водород и кислород образуют между собой *два* соединения с совершенно *различным составом*. При этом с изменением *количественных* соотношений между элементами возникает новое *качество*, новое вещество с новыми свойствами. Вода и перекись водорода — два совершенно различных вещества.

5. Весовой состав различных соединений двух элементов. Вода и перекись водорода — не единственный случай, когда два элемента

¹ При хранении перекиси водорода в стеклянных сосудах, разложение её можно замедлить и даже почти прекратить при помощи катализаторов, замедляющих разложение перекиси водорода, как глицерин и некоторые другие.

образуют между собою не одно, а два различных соединения. Некоторые элементы образуют между собою даже больше двух соединений—3, 4, 5 и больше.

Некоторые металлы, например, медь, свинец, железо, марганец, образуют с кислородом по несколько соединений—окислов. Для изучения состава и весовых отношений элементов, входящих в состав окислов металлов, можно воспользоваться реакцией между этими окислами и водородом.

Если металл образует несколько различных окислов, то все они дают при восстановлении водородом металл и воду. Естественно предположить, что различные окислы одного и того же металла, *качественно* различные, должны быть различны и по *количественному* составу.

Подтверждение этого предположения можно получить, если мы будем брать точно взвешенное количество окисла металла, восстанавливать водородом в приборе, изображённом на рис. 49 (стр. 38), и затем *взвешивать* полученный металл.

Вычитая из веса окисла металла вес полученного металла, мы узнаем вес кислорода, который был соединён с металлом и отнят от металла водородом при реакции восстановления.

Для опыта можно взять два различных окисла меди—один красного, другой чёрного цвета—и два различных окисла свинца—один жёлтого, другой тёмнобурого цвета.

Чтобы было яснее, как производятся такие опыты, приводим результаты опытов, проделанных в одной из школ с окислами меди и свинца.

1. Красный окисел меди.

Вес пробирки с окислом—8,33 г	Вес пробирки с получ. медью—8,24 г
” ” пустой—7,53 ”	” ” пустой —7,53 ”
” окисла меди—0,8 ”	” ” полученной меди —0,71 ”
Вес кислорода = 0,8 г — 0,71 г = 0,09 г.	

2. Чёрный окисел меди.

Вес пробирки с окислом—8,72 г	Вес пробирки с получ. медью—8,60 г
” ” пустой . . —8,12 ”	” ” пустой—8,12 ”
” окисла—0,6 ”	” ” полученной меди—0,48 ”
Вес кислорода = 0,6 г — 0,48 г = 0,12 г.	

Рассчитаем теперь, сколько меди приходится в этих окислах на одно и то же количество кислорода, например, на 10 г.

Если на 0,09 г кислорода в красном окисле меди приходится 0,71 г меди, то на 1 г будет приходиться $\frac{0,71}{0,09}$, а на 10 г—в 10 раз больше, т. е.

$$\frac{0,71}{0,09} \times 10 = 79 \text{ (г) меди.}$$

Произведя такой же расчёт для чёрного окисла меди, найдём:

$$\frac{0,48}{0,12} \times 10 = 40 \text{ (г) меди.}$$

79 почти в два раза больше 40. Если бы в школе были более точные весы, то числа получились бы ещё более близкие к отношению 2:1 или даже точно 2:1.

Для окислов свинца при подобных же опытах были получены следующие данные: в 2,87 г жёлтого окисла свинца было найдено 2,67 г свинца и 0,2 г

кислорода. В 2,093 г *темнобурого* окисла — 1,82 г свинца и 0,273 г кислорода.

Если рассчитать количество кислорода, приходящееся в обоих окислах на одно и то же количество, например, на 10 г свинца, то найдём:

в жёлтом окисле:

на 2,67 г свинца приходится 0,2 г кислорода
 " 10 " " " " x " "

$$x = \frac{0,2 \times 10}{2,67} = 0,75 \text{ (г) кислорода;}$$

в темнобуром окисле:

на 1,82 г свинца приходится 0,273 г кислорода
 " 10 " " " " x " "

$$x = \frac{0,273 \times 10}{1,82} = 1,5 \text{ (г) кислорода.}$$

$$1,5 : 0,75 = 2.$$

Опыты показывают, что в красном окисле меди на одно и то же число граммов кислорода приходится *ровно вдвое больше* меди, чем в чёрном окисле, и что в темнобуром окисле свинца на то же число граммов свинца приходится *ровно вдвое больше* кислорода, чем в жёлтом окисле.

Мы знаем, что сера с железом образуют *сернистое железо* (стр. 10). Кроме сернистого железа, существует ещё другое соединение серы с железом, встречающееся в природе, — это имеющий металлический блеск минерал *серный колчедан*.

Пользуясь другими приёмами анализа, можно найти количество серы, приходящееся на одно и то же количество железа в сернистом железе и в серном колчедане. Мы знаем, что на 7 частей железа в сернистом железе приходится 4 части серы (стр. 10). Анализ серного колчедана показывает, что в серном колчедане на 7 частей железа приходится 8 частей серы, т. е. *вдвое больше*, чем в сернистом железе.

В *перекиси водорода*, как уже известно, на 1 часть водорода приходится *вдвое больше* кислорода, чем в *воде*.

Возьмём ещё пример — два соединения углерода с водородом: *болотный газ*, выделяющийся со дна стоячих вод при разложении под водой остатков растений и животных, и *ацетилен* — искусственно получаемый газ, применяемый для сварки и резки металлов (стр. 24). В болотном газе на 1 часть водорода приходится три части углерода, а в ацетилене на 1 часть водорода — 12 частей углерода, т. е. в 4 раза больше. Такие же *простые соотношения* получаются и для других подобных соединений.

Во всех этих случаях мы должны обратить внимание на два обстоятельства.

1. По весовому составу два соединения одних и тех же элементов *резко отличаются* одно от другого. Состав изменяется как бы *скачком*.

С 1 частью водорода соединяются либо 8, либо 16 частей кислорода. Другого состава соединений получить не удастся.

То же можно сказать и вообще о нескольких соединениях двух элементов.

2. Кроме того, когда два элемента образуют между собою несколько соединений, наблюдается другая правильность. Помимо того, что на одно и то же количество одного элемента приходится резко различные количества другого элемента, эти количества обычно в 2, в 3, в 4, вообще *в целое число раз одно больше другого*.

Эти правильности были найдены впервые английским учёным Дальтоном (Dalton, 1766—1844).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Каков весовой состав воды?
2. Как установил Гей-Люссак состав воды?
3. Как определяется состав воды по Дюма?
4. Что такое качественный анализ?
5. Что такое синтез?
6. Что такое количественный анализ?
7. В чём заключается закон постоянства состава?
8. Какие химически непрочные вещества вы знаете?
9. Что такое катализатор?
10. Укажите условия, вызывающие ускорение реакции.
11. Можно ли сказать, что в состав известняка входит известь?
12. Какой газ останется после взрыва смеси пяти объёмов водорода и двух объёмов кислорода и сколько объёмов газа останется?
13. Каковы свойства и состав перекиси водорода?
14. Какие правильности были установлены Дальтоном для нескольких соединений, образованных двумя данными элементами?

VIII. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА.

Дальтон не только отметил указанные выше правильности. Он открыл и причину этих правильностей. Он дал им объяснение, которое лежит в настоящее время в основе всех наших знаний по химии. Дальтон является основателем современной химии.

1. Атомы Дальтона. Из наблюдений Дальтона выходит так, как будто бы элементы можно присоединять к другим элементам только определёнными порциями. К данному количеству одного элемента можно присоединить одну, две, три порции другого элемента, но не произвольные количества, подобно тому как к паровозу мы можем прицепить 1, 2, 3 вагона, но не 1,3 или 2,78 вагона.

Дальтон нашёл указанные правильности не случайно, он именно ожидал таких *простых* соотношений. Дело в том, что на основании ряда соображений Дальтон составил себе определённое представление о *строении вещества*, представление, которое зародилось ещё у древних греческих философов, живших более двух тысяч лет назад. Дальтон представлял себе всякое вещество не чем-то сплошным, неразрывным, а состоящим из мельчайших, неразличимых глазом частичек, кото-




Джон Д а л ь т о н (John Dalton),
1766—1844.


рым греческие философы дали название **атомы**, это значит — неделимые.

Дальтон считал, что для каждого элемента эти атомы особые, имеющие свой собственный определённый вес и размеры. Распасться, делиться атомы не могут. Они могут только соединиться между собой, образуя „атомы сложных веществ“, которые теперь называют — **молекулы**.

При образовании молекул к данному числу атомов одного элемента могут присоединиться либо один, либо два, либо вообще целое число атомов другого элемента.

Дальтон представлял себе атомы в виде шариков и изображал их

при помощи кружочков. Пусть кружочек  изображает атом ки-

слорода и кружочек  изображает атом меди. При образовании со-

единений меди с кислородом могут к одному атому кислорода присоединиться либо *один*, либо *два* атома меди.

Пусть один атом кислорода весит 8 каких-то ничтожно малых долей грамма, а атом меди — 32 такие же доли грамма. Тогда в молекуле чёрного окисла меди на 8 вес. частей кислорода будет приходиться 32 вес. части меди, а в молекуле красного окисла меди на те же 8 вес. частей кислорода — 64 вес. части меди, т. е. *вдвое больше*.

Ясно, что то же соотношение останется, если мы возьмём 2 молекулы чёрного окисла и 2 молекулы красного, 10 и 10 молекул, миллион и миллион молекул. Всё равно, на одно и то же количество кислорода в красном окисле меди будет вдвое больше меди, чем в чёрном окисле меди, сколько бы вещества мы ни брали.

Опыты, произведённые Дальтоном, вполне подтвердили его гипотезу; открытые им правильности вполне отвечали его представлению о том, что вещество состоит из отдельных атомов, имеющих определённый и неизменный вес. В различных соединениях двух элементов, действительно, на данное количество одного элемента приходились такие количества другого, которые были в целое число раз одно больше другого.

Исходя из того, что в самых разнообразных химических соединениях *наименьшие весовые количества* всегда приходятся на долю *водорода*, Дальтон решил, что *наиболее лёгкий* атом — *атом водорода*.

Далее Дальтон предположил, что *молекула воды*, весовой состав которой — 1 вес. часть водорода и 8 вес. частей кислорода, состоит только из двух атомов: из *одного атома* водорода и *одного атома* кислорода. Из этого следовало, что атом кислорода весит в 8 раз больше одного атома водорода. Таким образом, если один атом водорода, кото-


рый Дальтон обозначил знаком , весит одну какую-то ничтожно



Чёрный
окисел
меди


Красный
окисел
меди

малую единицу веса, то атом кислорода весит 8 таких единиц. Дальтон

изображал состав воды так: 

Подобным же образом, принимая вес одного атома водорода за единицу, Дальтон, на основании весового состава соединений различных элементов с водородом, *определил, во сколько раз различные атомы тяжелее одного атома водорода*, т. е. вывел **атомные веса** и других известных ему элементов. При этом он каждый раз исходил из предположения, что в молекулы простейших соединений двух элементов входит по одному атому каждого элемента¹.

Дальтон обозначил соответствующими кружочками не только атомы, но и их веса. При помощи этих кружков он начал изображать весовой состав химических соединений. Это были *первые химические формулы*, изображавшие не только качественный, но и количественный состав веществ, так как каждый кружок изображал атом, т. е. определённое весовое количество элемента.

Формула красного окисла меди, или *закиси меди*, которую Дальтон изобразил бы так:  , не только означает, что молекула

закиси меди состоит из одного атома кислорода и двух атомов меди, но и то, что в любом количестве этого соединения отношение между кислородом и медью такое же, как в одной молекуле, т. е. 8:64.

На нижеследующей таблице приведены (не для заучивания!) примеры значков, которыми Дальтон обозначал атомы известных ему элементов:

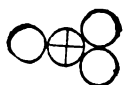
	— Водород		— Фосфор		— Цинк
	— Азот		— Сера		— Медь
	— Углерод		— Ртуть		— Свинец
	— Кислород		— Железо		— Серебро

Каждому значку соответствовал определённый атомный вес. Мы этих атомных весов не приводим, так как они были негочны и впоследствии заменены более точными (см. ниже).

Вот несколько примеров формул Дальтона (не для запоминания):



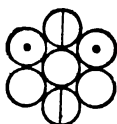
¹ Для элементов, не дающих соединений с водородом, Дальтон исходил из их соединений с кислородом, рассчитывая количество элемента, приходящееся на 8 весовых частей, т. е. на один атом кислорода.



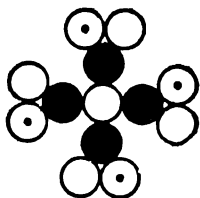
Трёхокись
серы



Уксусная
кислота



Аммонийная селитра



Винная кислота

Эти формулы, составленные на основании неточных анализов того времени, с неточными атомными весами, всё-таки (за исключением формулы воды) близки к современным химическим формулам, и можно поражаться гениальности, с которой Дальтон предвидел состав многих веществ.

2. Атомно-молекулярное учение. Замечательная идея Дальтона составляет, как уже сказано, *основу современной химии*. Учение Дальтона постепенно развилось и расширилось. Мы теперь не только *вполне определённо знаем*, что атомы действительно *существуют*, но мы много знаем и о строении атомов, имеем ясное представление о *строении* молекул, о *размерах* и *весе* молекул и атомов, об их *движении*.

Всё это составляет целую область науки — *атомно-молекулярное учение*. Из курса физики должно быть известно, что расширение тел при нагревании и сжатие при охлаждении объясняются тем, что молекулы веществ могут удаляться друг от друга и сближаться.

Помимо того, что молекулы тел находятся друг от друга на некоторых расстояниях, которые могут уменьшаться и увеличиваться, молекулы находятся в непрерывном *движении*.

Движение молекул особенно ярко сказывается на свойствах веществ в газообразном состоянии.

Если мы возьмём два цилиндра с газами и соединим их отверстиями, то очень скоро оба газа *сами собой* перемешаются и получится однородная смесь газов. Это явление, которое носит название *диффузия*, особенно хорошо наблюдать, если один из газов бесцветен, а другой — окрашен. Можно, например, взять цилиндр с водородом и другой цилиндр с окислом азота, имеющим бурый цвет. После соединения цилиндров более тяжёлый окисел азота будет распространяться, диффундировать вверх (рис. 57), а более лёгкий водород — вниз.

Газы сами собой перемешиваются даже в том случае, если их молекулам приходится проходить по узкой трубке.

Дальтоном был проделан такой опыт. Он взял две склянки; одну наполнил углекислым газом, другую — водородом, соединил склянки стеклянной трубкой, как показано на рис. 58, причём склянку с тяжёлым углекислым газом поместил внизу, а с водородом, который в 22 раза легче углекислого газа, — вверху и оставил прибор в полном покое на несколько часов. Когда он исследовал газы в склянках, то оказалось, что состав газов в обеих склянках был совершенно одинаков — водород перемешался с углекислым газом, образовалась однородная смесь. Явление диффузии газов можно объяснить только *движением* молекул.

Диффузию газообразных веществ мы на каждом шагу наблюдаем в нашей обыденной жизни. Всем хорошо известно, как быстро

распространяются различные запахи — карболки, бензина, нафталина, духов. Стоит в одном месте пролить пахучее вещество — запах наполняет всю комнату. Что же такое запах? Запах — это свойство вещества; молекулы вещества движутся и, попадая на слизистую оболочку нашего носа, действуют на нее и вызывают определённое ощущение.

Движутся не только молекулы газов. Молекулы жидкостей и твёрдых веществ также перемешиваются между собой.

Если налить в цилиндр воды, а поверх воды осторожно налить более лёгкого спирта и оставить цилиндр спокойно стоять, то сначала мы отчётливо видим два отдельных слоя жидкостей, а затем постепенно граница становится всё менее ясной, и, наконец, получается совершенно однородная смесь.

Если положить на дно высокого стеклянного цилиндра кристаллы какого-либо растворимого в воде твёрдого вещества, например медного купороса, осторожно налить воды и оставить цилиндр стоять спокойно, то через некоторое время мы заметим над кристаллами слой густо окрашенной жидкости, постепенно светлеющей кверху, и над ним бесцветную воду. Постепенно, хотя очень медленно, окрашенный слой растёт, и, наконец, вся жидкость становится однородной.

Все эти наблюдения на первый взгляд противоречат закону тяготения: более тяжёлые — углекислый газ, вода, соли — поднимаются вверх, более лёгкие — водород, спирт и другие вещества — опускаются вниз. Эти противоречия можно объяснить только тем, что и вода, и соли, и газы и т. д. состоят из отдельных частиц — молекул, имеющих *своё собственное движение*. Такое движение можно открыть у молекул и атомов даже твёрдых веществ: если взять медную пластинку, шлифованную к ней цинковую пластинку, очень сильно сжать и нагреть долгое время ниже температуры плавления металлов, то окажется, что пластинки спаиваются и на

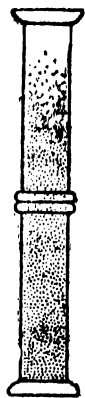


Рис. 57.
Диффузия газов.



Рис. 58.
Опыт Дальтона.

границе соприкосновения меди и цинка образуется сплав — атомы цинка проикли между атомами меди и, наоборот, атомы меди — между атомами цинка. Этим пользуются в настоящее время в технике для покрытия металлов их сплавами с другими металлами. Покрываемый предмет помещают в плотно закрывающийся сосуд с порошком металла (цинка, алюминия) и нагревают до температуры ниже температур плавления взятых металлов. Атомы металла, взятого в виде порошка, постепенно проникают в поверхность покрываемого металла и образуют с ним прочный сплав.

Итак, целый ряд наблюдений над *физическими* явлениями подтверждает молекулярное строение вещества.

Химические реакции нельзя себе представить без перемещения, т. е. без *движения атомов*, составляющих молекулы вещества. Атомы также находятся в непрерывном движении.

Таким образом, атомно-молекулярное учение даёт объяснение целому ряду физических и химических явлений. Оно делает понятными также и те химические законы, с которыми мы раньше познакомились.

Закон сохранения веса веществ заключается в том, что вес веществ, полученных при реакции, равен весу веществ, вступающих в реакцию. С точки зрения атомно-молекулярной теории при всяком химическом явлении атомы, входящие в состав молекул данных веществ, образуют новые молекулы. Сколько было атомов, столько их и остаётся, но в других комбинациях. А так как вес атомов неизменен, то новые вещества должны весить столько же, сколько весили взятые.

Закон постоянства состава заключается в том, что состав данного соединения неизменен, постоянен, независимо от способов получения. Мы это можем пояснить так: если в состав, например, чёрного окисла меди входит один атом меди и один атом кислорода, то отношение между весами меди и кислорода должно быть неизменным, каким бы способом мы это вещество ни получали. Если же с одним атомом кислорода соединяется не один, а два атома меди, то это уже будет совсем другое вещество — красный окисел меди.

Понятия: *простое вещество, сложное вещество, элемент* — также получают новое освещение с точки зрения атомно-молекулярного учения.

Простые вещества состоят из одинаковых атомов, сложные вещества — из разнородных атомов.

При химических реакциях атомы простых и сложных веществ переходят в молекулы новых веществ. Однако образование новых молекул мы не можем рассматривать только как перемещение атомов из одной молекулы в другую, а молекулу — лишь как простую сумму атомов, её составляющих. Соединяющиеся в молекулы атомы настолько сильно влияют друг на друга, что в веществах, состоящих из новых молекул, мы уже не видим свойств прежних веществ. В окиси ртути мы не видим ни свойств ртути, ни свойств кислорода. Окись ртути — совершенно новое вещество с новыми свойствами (новое качество).

Отмечая это, мы говорим, что в окиси ртути находится не простое вещество — ртуть, а элемент ртуть.

С точки зрения атомно-молекулярного учения, *элемент* — это все вообще атомы одного и того же рода, *совокупность атомов одного и того же рода*. Эти атомы могут составлять простое вещество и могут вместе с атомами других родов образовать сложные вещества.

Интересно отметить, что учение об атомах, лежащее в основе развития современной химии, очень долго, с первых веков нашей эры и до XVII века, подвергалось гонению со стороны христианской церкви, как противоречащее религии. Так, например, в 1626 г. по настоянию церковников парижским парламентом был издан декрет, запрещающий заниматься атомной теорией под страхом смертной казни. Это замедлило, но не остановило развитие атомно-молекулярного учения, играющего громадную роль в науке.

3. Аллотропные видоизменения элементов. Для лучшего выяснения различия понятий „простое вещество“ и „элемент“ следует ознакомиться с изменением, которое происходит в кислороде в том случае, если через кислород пропускать электрические искры.

Всякий, кто стоял близко от работающей электрической машины, знает, что при проскакивании искр, т. е. при разряде через воздух, около машины замечается своеобразный запах свежести, делающийся затем более резким. Изучение этого явления показало, что причиной

запаха является изменение, которому подвергается кислород воздуха.

На рис. 59 изображён прибор, при помощи которого можно познакомиться с изменённым кислородом. Прибор состоит из широкой стеклянной трубки. Внутри трубки вставлена проволока *a*, снаружи трубка обвита второй проволокой *b*. Проволоки соединены с электрической машиной или с другим прибором, дающим настолько высокое напряжение¹, чтобы разряд проходил через стекло и через кислород, пропускаемый прибор по трубке слева.

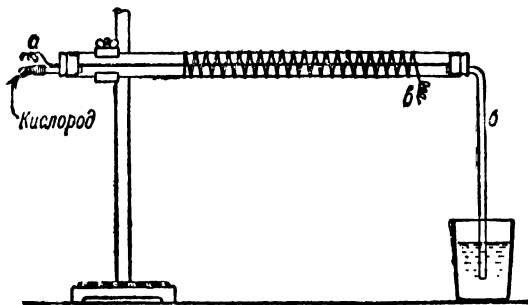


Рис. 59. Простейший озонатор.

Вскоре же выходящий из отводной трубки *б* кислород приобретает характерный запах. Если пропускать кислород в воду, как на рис. 59, то образующееся видоизменение кислорода растворяется в воде.

Более подробное изучение изменившегося кислорода показывает, что изменяется не только запах, изменяются

все свойства кислорода. Получается *совсем новое вещество*. В чистом виде это новое вещество получить трудно, но возможно. Это газ более тяжёлый, чем кислород, синего цвета, значительно лучше, чем кислород, растворяющийся в воде. Газ имеет резкий запах, при вдыхании сильно раздражает слизистые оболочки носа и горла и в значительных количествах вызывает отравление.

Это видоизменение кислорода получило название *озон* (слово греческое, обозначающее „пахнущий“).

Озон вступает в те же химические реакции, что и кислород, но он гораздо активнее кислорода. Если пропускать кислород, содержащий озон, в раствор синей краски индиго или в раствор лакмуса, то краска постепенно окисляется и обесцвечивается. Каучуковая трубка, через которую протекает озон, через некоторое время начинает разрушаться и, в конце концов, распадается на части. Так же легко окисляется озон и целый ряд других веществ.

Озон, если его оставить на некоторое время, сам собою постепенно превращается в обыкновенный кислород. Это обратное превращение можно ускорить нагреванием.

С таким явлением, когда простое вещество, не вступая ни в какие химические реакции с другими веществами, превращается в новое качество, в новое вещество с новыми свойствами, мы до сих пор ещё не встречались. В чём же здесь дело? Как можем мы объяснить такое превращение?

Объяснение мы находим в атомно-молекулярном учении. Можно доказать (доказательств мы здесь приводить не можем), что атомы

¹ Например, трансформатор, или катушка с напряжением в несколько тысяч вольт. Устройство и действие этих приборов рассматриваются в курсе физики.

кислорода, образуя простое вещество кислород, соединяются между собой в молекулы, состоящие из двух атомов кислорода; образуя же озон, который также является простым веществом, соединяются в молекулы, состоящие из трёх атомов кислорода.

Образование молекул озона из молекул кислорода можно изобразить такой схемой:



Следовательно, образование из простого вещества *нового качества* — нового простого вещества с новыми свойствами — связано с изменением *количества атомов*, соединяющихся между собою при образовании молекул.

Взаимное влияние атомов друг на друга в том случае, когда они связаны в молекуле по два, иное, чем тогда, когда они связаны по три.

При превращении озона в кислород молекулы озона распадаются на отдельные атомы, которые затем образуют новые молекулы. То же самое происходит и при действии на молекулы кислорода электрического разряда. Молекулы распадаются на атомы, которые затем образуют частью молекулы озона, частью опять молекулы кислорода.

С распадением молекул озона на отдельные атомы кислорода связано то, что озон легче окисляет, чем обыкновенный кислород. Очевидно, отдельные атомы, не соединившиеся ещё в молекулы, реагируют несравненно легче, чем молекулы.

Озон является хорошим дезинфицирующим (обеззараживающим) средством. Он убивает бактерии и применяется для обеззараживания воздуха и воды. Свежий запах воздуха после грозы, т. е. после электрических разрядов в атмосфере, объясняется образованием в воздухе озона.

Когда элемент образует два или *несколько* различных *простых веществ*, отличающихся по своим свойствам, то эти видоизменения одного и того же элемента называют **аллотропными** видоизменениями, а самое явление — **аллотропией**. Кроме кислорода, аллотропные видоизменения могут образовать и многие другие элементы. С этими видоизменениями мы ещё встретимся.

Из сказанного ясно, почему понятие „простое вещество“ нельзя отождествлять с понятием „элемент“. Окись меди мы можем получить, действуя на медь и кислородом и озоном. В состав же этой окиси входит не кислород как простое вещество и не озон, а элемент кислород или те атомы, которые образуют и кислород и озон.

Мы можем теперь дать определения понятий „молекула“ и „атом“.

Молекулы — это *наименьшие отдельные частички, из которых состоят вещества*.

Атом — это *наименьшая частичка данного элемента, которая может существовать в молекулах соединений и простых веществ*.

4. Вес атома и атомный вес. Атомов и молекул мы видеть не можем, так как они *необычайно малы*. Некоторое представление о том,

насколько малы молекулы, можно составить себе на основании следующего опыта.

Если отвесить 0,015 г марганцовокалиевой соли (несколько кристалликов) и растворить её в 1 л воды, то вода приобретает заметное розовое окрашивание. В одном кубическом сантиметре этого раствора будет $0,015 : 1000 = 0,000015$ г соли. В одной капле — примерно в 20 раз меньше, т. е. $0,000015 : 20 = 0,00000075$ г соли. Но ведь одна капля вся окрашена солью, и, следовательно, в ней находится ещё очень много молекул. Как же мал должен быть вес каждой молекулы!

Одна крупинка хинина придаёт горький вкус нескольким литрам воды. Запах мускуса может наполнить целый громадный зал, а самые точные весы не обнаруживают потери в весе, так как эта потеря ничтожна.

На стекле можно осадить заметный по блеску слой золота, толщиной в 0,000000005 см. Ясно, что диаметр атома золота не может быть больше этой величины.

На основании данных современной физики можно определить *веса атомов* различных элементов, конечно, не непосредственным взвешиванием, а косвенным образом.



Вес одного атома водорода в граммах был найден равным 0,000 000 000 000 000 000 000 001 663 г, вес одного атома кислорода равен 0,000 000 000 000 000 000 000 026 608 г и т. д.

Мы в нашем воображении не можем себе ясно представить таких малых величин совершенно так же, как у нас нет реального представления об очень больших величинах.

Задача. Попробуйте прикинуть на глаз, какой толщины будет книга в 2 миллиона страниц (1 миллион листков), а затем подсчитайте, измерив толщину 200 страниц какой-нибудь книги в сантиметрах, и сравните с величиной, какую вы себе представили на глаз.

Ясно, что пользоваться такими малыми числами на практике было бы очень затруднительно. Поэтому, хотя мы теперь и знаем веса отдельных атомов, мы продолжаем пользоваться введёнными в науку понятием об атомных весах.

Атомный вес — это число, показывающее, во сколько раз атом данного элемента тяжелее одного атома водорода.

Идея Дальтона относительно возможности установления атомных весов элементов получила затем дальнейшее развитие. Приблизительные и неточные *атомные веса* Дальтона заменены были, после продолжительной работы целых поколений учёных, очень точно определёнными атомными весами. Так, между прочим, оказалось, что атомный вес кислорода следует принять не за 8, а за 16, и в составе воды не один атом водорода, а два. Состав воды, пользуясь значками Дальтона, мы должны изобразить не  , а  , т. е. на 2 вес. части (2 атома)

водорода 16 вес. частей (1 атом) кислорода. Здесь отношение остаётся то же самое 1 : 8, какое и было найдено Гей-Люссаком, но атомный вес кислорода не 8, а 16.

Следует отметить, что современные точные атомные веса оказались удобным рассчитывать, принимая вес атома водорода не ровно за 1,

а за 1,008. Тогда атомный вес кислорода будет ровно 16, а не 15,88, как получилось бы, если бы вес атома водорода принимать за 1. Напомним (стр. 42), что анализ и синтез воды дают отношение веса водорода к весу кислорода 1:7,94 или 1,008:8, а не ровно 1:8, как мы это для простоты принимали.

Вопросы о том, как установлены современные точные атомные веса, как определены размеры атомов и молекул и на основании каких соображений можно судить о строении атомов, — вопросы крайне интересные, но очень сложные и трудные, и с ними возможно вполне сознательно ознакомиться лишь в высшей школе. Однако это несколько не помешает нам пользоваться атомными весами для изображения весового состава сложных веществ при помощи *химических формул*.

5. Химические формулы. Из таблицы значков Дальтона (стр. 52) видно, что для некоторых металлов Дальтон, вместо того чтобы придумывать новые отличия кружков, начал ставить в середине кружков буквы. Это начальные буквы английских названий металлов: I — iron (айрн) — железо, C — copper (коппер) — медь и т. д.

Впоследствии эта мысль Дальтона была использована шведским учёным Берцелиусом (Berzelius, 1779—1848) для обозначения атомов *только буквами*, без кружков. Со времен Берцелиуса мы изображаем атомы элементов начальными *латинскими буквами* их названий, взятых большею частью из латинского и греческого языков. На нижеследующей таблице (стр. 60) приведены химические знаки, или *символы*, и атомные веса важнейших элементов (атомные веса даны округлённые, без десятых и сотых; точные атомные веса см. на таблице в конце книги). Если названия нескольких элементов начинаются с одной и той же буквы, то рядом с начальной буквой ставится одна из следующих.

Химические формулы, по предложению Берцелиуса, пишут не так, как это делал Дальтон, а именно: не повторяют химический знак столько раз, сколько атомов данного элемента в молекуле сложного вещества, а обозначают число атомов маленькой цифрой внизу справа от знака элемента (цифра 1 не ставится). Так состав воды обозначают не ННО, а H_2O . Читают эту формулу так: ха-два-о, произнося х, как г, с придыханием или, чаще, аш-два-о¹. Понимают же формулу воды так: в состав молекулы воды входят 2 атома водорода и один атом кислорода, т. е. вода состоит из двух весовых частей водорода и 16 весовых частей кислорода.

Формулу серной кислоты H_2SO_4 произносят обыкновенно так: аш-два-эс-о-четыре, а понимают так: в состав серной кислоты входят 2 весовые части водорода, 32 весовые части серы и 64 (т. е. 16×4) весовые части кислорода. Как отдельные буквы в формулах принято произносить только знаки следующих важнейших элементов: бора В (бе), углерода С (це), водорода Н (аш), кислорода О (о), фосфора Р (пе) и серы S (эс). Остальные все знаки произносятся обыкновенно как латинские названия элементов: железо Fe — феррум, медь Си — купрум, ртуть Hg — хидраргирум, причём, если русское название взято из латинского, то у названия произносят обычно русское

¹ Латинские буквы в химических формулах произносят по латыши, но букву Н чаще произносят по-французски (аш), хотя это и неправильно.

окончание, а не латинское: Са — кальций, а не кальциум, К — калий, а не калиум, Zn — цинк, а не цинкум.

Вот ещё несколько примеров произношения формул:

Fe_2O_3 (окись железа) — феррум-два-о-три;

HCl (соляная кислота) — аш-хлор;

NaCl (поваренная соль) — натрий-хлор.

Задача. Пользуясь таблицей, приведённой ниже, запишите произношение и количественное значение формул:

- | | |
|---------------------|-------------------------------|
| 1. Поташ K_2CO_3 | 6. Ляпис $AgNO_3$ |
| 2. Селитра KNO_3 | 7. Сулема $HgCl_2$ |
| 3. Купорос $CuSO_4$ | 8. Двуокись марганца MnO_2 |
| 4. Сода Na_2CO_3 | 9. Горькая соль $MgSO_4$ |
| 5. Гипс $CaSO_4$ | 10. Бертолетова соль $KClO_3$ |

ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЗНАКОВ И АТОМНЫХ ВЕСОВ ВАЖНЕЙШИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

Химич. знак	Атомный вес	Русское название	Латинское название	Произношение латинского названия	Произношение химического знака в формуле
Ag	108	Серебро	Argentum	Аргентум	Аргентум
Al	27	Алюминий	Aluminium	Алюминиум	Алюминий
Ba	137	Барий	Barium	Барииум	Барий
Bi	209	Висмут	Bismuthum	Бисмутум	Висмут
C	12	Углерод	Carboneum	Карбонеум	Це
Ca	40	Кальций	Calcium	Кальциум	Кальций
Cl	35,5	Хлор	Chlorum	Хлорум	Хлор
Cu	64	Медь	Cuprum	Купрум	Купрум
Fe	56	Железо	Ferrum	Феррум	Феррум
H	1	Водород	Hydrogenium	Хидрогениум	Аш
Hg	200	Ртуть	Hydrargyrum	Хидраргирум	Хидраргирум
K	39	Калий	Kalium	Калиум	Калий
Mg	24	Магний	Magnesium	Магнезиум	Магний
Mn	55	Марганец	Manganum	Манганум	Марганец
N	14	Азот	Nitrogenium	Нитрогениум	Эн
Na	23	Натрий	Natrium	Натриум	Натрий
O	16	Кислород	Oxygenium	Оксигениум	О
P	31	Фосфор	Phosphorus	Фосфорус	Пе
Pb	207	Свинец	Plumbum	Плюмбум	Плюмбум
S	32	Сера	Sulfur	Сульфур	Эс
Si	28	Кремний	Silicium	Силициум	Силициум
Sn	119	Олово	Stannum	Станнум	Станнум
Zn	65	Цинк	Zincum	Цинкум	Цинк

6. Как составляется химическая формула. Так как каждое сложное вещество состоит из молекул, а всякая молекула состоит из определённого числа атомов, то состав всякого сложного вещества можно выразить при помощи химической формулы. Как это делается? Ведь химический анализ даёт нам только весовые количества элементов, а не число атомов в молекуле. Как же по весовому составу найти химическую формулу? Разберём это на примере.

Пусть имеется какой-то газ. Качественный анализ даёт, что газ состоит из углерода и кислорода. Количественный анализ, — что в этом газе на 3 весовые части углерода приходится 8 весовых частей кислорода.

Из скольких атомов углерода и скольких атомов кислорода состоит молекула этого газа?

Сделаем простейшее предположение, а именно, предположим, что в молекуле этого газа содержится 1 атом углерода. Один атом углерода — это 12 вес. частей углерода. Сколько же весовых частей кислорода должно приходиться на 12 вес. частей углерода, если на 3 части приходится 8 частей?

Рассуждаем так: если на 3 части углерода приходится 8 частей кислорода, то на одну часть будет в 3 раза меньше, т. е. $\frac{8}{3}$, а на 12 частей в 12 раз больше, т. е. $\frac{8 \times 12}{3}$ части. Сокращая дробь, получаем $8 \times 4 = 32$ части. Сколько же это будет атомов? Атомный вес кислорода 16, следовательно, атомов будет $32 : 16 = 2$. Значит, в состав молекулы нашего газа входит 1 атом углерода и 2 атома кислорода, и формула его будет CO_2 . Это углекислый газ.

Но ведь мы совершенно произвольно произвольно допустили, что в молекуле газа содержится 1 атом углерода. Почему же не допустить, что в нём 1 атом кислорода? Не получится ли тогда другой результат? Попробуем сделать такое предположение. Тогда мы должны рассуждать так: на 8 вес. частей кислорода приходится 3 вес. части углерода. Сколько весовых частей углерода придётся на 1 атом кислорода, т. е. на 16 вес. частей? Придётся $\frac{3 \times 16}{8} = 6$ частей углерода. Так как атомный вес углерода 12, то это составляет $\frac{1}{2}$ атома углерода на 1 атом кислорода. Но $\frac{1}{2}$ атома быть не может. Значит, должно приходиться не $\frac{1}{2}$ атома на 1 атом, а 1 атом на 2 атома. Иными словами, и при таком рассуждении получается формула CO_2 . То же получится, если мы предположим, что в молекуле нашего газа 2 атома углерода. Мы получим отношение 24 : 64, которому соответствуют 2 атома углерода и 4 атома кислорода, за формулу же мы принимаем простейшее соотношение, т. е. не 2 : 4, а 1 : 2, т. е. получаем опять CO_2 .

Возможность нахождения химической формулы основана на том, что весовое отношение между элементами в любом количестве сложного вещества должно быть такое же, как в одной молекуле. В молекуле углекислого газа отношение углерода к кислороду 12 : 32, а анализ даёт отношение 3 : 8. Ясно, что эти отношения равны $12 : 32 = 3 : 8$.

Таким образом, задача нахождения формулы по весовому составу — задача чисто арифметическая.

Вместо того, чтобы решать задачи приведением к единице, как указано выше, можно пользоваться следующим простым *правилом*: весовые количества элементов (выраженные в процентах или в весовых единицах) делим на соответствующие атомные веса. Получаем отношение между числами атомов в данном веществе. Если числа получаются дробные, приводим их к целым, так как в состав молекулы могут входить только целые числа атомов.

Возьмём разобранный пример вещества, состоящего из 3 вес. частей углерода и 8 вес. частей кислорода. Делим 3 на 12, получаем 0,25. Делим 8 на 16, получаем 0,5.

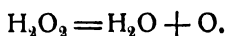
Числа атомов углерода и кислорода относятся как 0,25 : 0,5, или, в целых числах, как 1 : 2.

Результаты химического анализа выражают обычно в процентах. Так, например, белый порошок, получающийся при горении магния — жжёная магнезия, — содержит 60% магния и 40% кислорода, т. е. весовые количества магния и кислорода относятся как 60 : 40.

Задачи. Найдите формулы следующих веществ:

1. Жжёной магнезии, состав которой приведён выше.
2. Болотного газа, содержащего 75% углерода и 25% водорода.
3. Кислородных соединений серы, одно из которых содержит 50% серы и 50% кислорода и другое — 40% серы и 60% кислорода.
4. Марганцевой руды (пирролюзита), содержащей 63,2% марганца и 36,8% кислорода.
5. Окисла азота, содержащего 25,93% азота и 74,07% кислорода.
6. Поташа, содержащего 56,52% калия, 8,70% углерода и 34,78% кислорода.
7. Чилийской селитры, содержащей 27,2% натрия, 16,5% азота и 56,3% кислорода.

7. Молекулярные формулы. Во всех разобранных нами примерах и задачах мы находили простейшее отношение между атомами в молекулах; формулой углекислого газа мы считали простейшую формулу CO_2 , а не C_2O_4 и не C_3O_6 , которые также отвечали бы весовому составу вещества. Во всех рассмотренных нами случаях оно так и есть. Но иногда встречаются такие вещества, которым приходится приписывать не простейшую формулу, а более сложную: удвоенную, утроенную и т. д. Примером может служить перекись водорода, в которой отношение между водородом и кислородом 1 : 16, и простейшая формула которой была бы HO . Но ввиду того, что перекись водорода разлагается на кислород и воду, ей можно приписать формулу не HO , а H_2O_2 :



Есть и другие соображения, по которым молекула перекиси водорода должна состоять из двух атомов водорода и двух атомов кислорода. Подобные же соображения заставляют формулу уксусной кислоты писать $\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$, а не H_2CO , ацетилена (стр. 49) C_2H_2 , а не CH ; наконец, есть основания считать, что одни простые вещества, т. е. элементы в свободном состоянии, могут состоять из отдельных атомов, или, как часто говорят, из одноатомных молекул (как молекулы металлов), другие же существуют в виде молекул, состоящих из двух или нескольких однородных атомов. В некоторых случаях удаётся даже установить состав этих молекул. Так, например, молекулы водорода, кислорода, азота, хлора состоят из двух атомов. Мы можем их изобразить так: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 . Молекула озона состоит из трёх атомов — O_3 .

Не следует, однако, думать, что молекула любого простого вещества состоит из двух или нескольких атомов. Это относится только к данным газам и небольшому числу других простых веществ, на которых мы здесь не останавливаемся.

Формулы, изображающие *состав молекул* сложных и простых веществ, называются **молекулярными формулами**. В большинстве случаев для

веществ, с которыми нам придётся встречаться в дальнейшем, молекулярной формулой и будет простейшая формула, найденная на основании весового состава, но о формулах вроде H_2O_2 , C_2H_2 и т. п. необходимо упомянуть, чтобы у читающего не составилось неправильного представления, будто формула всякого вещества *должна быть* простейшей. Однако вопрос о том, как найдены молекулярные формулы, — вопрос слишком сложный и его здесь рассмотреть нельзя. О приёмах нахождения молекулярных формул говорится в курсе старших классов.

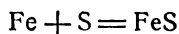
По молекулярной формуле легко рассчитать *молекулярный вес* данного вещества. Для этого нужно сложить атомные веса всех отдельных атомов, составляющих молекулу. Так, например, молекула серной кислоты H_2SO_4 состоит из двух атомов водорода, вес которых $1 \times 2 = 2$, одного атома серы — 32 и четырёх атомов кислорода — $16 \times 4 = 64$.

Следовательно, молекулярный вес серной кислоты равен $2 + 32 + 64 = 98$. Молекулярный вес ацетилена C_2H_2 — $12 \times 2 + 2 = 26$.

Атомный вес, как уже было сказано, есть число, показывающее, во сколько раз атом данного элемента тяжелее одного атома водорода (стр. 58). **Молекулярный вес** есть число, показывающее, во сколько раз молекула данного вещества тяжелее одного атома водорода.

8. Химические равенства. При помощи химических формул можно выражать не только состав сложных веществ, но и химические реакции, подобно тому как мы изображали их словами. Разница здесь будет только в том, что **химические равенства** с формулами изображают не только качественные, но и количественные соотношения реагирующих веществ.

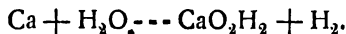
Равенство реакции соединения серы ($\text{S} = 32$) с железом ($\text{Fe} = 56$)



показывает, что при соединении 56 вес. частей ¹железа с 32 вес. частями серы образуется $56 + 32 = 88$ вес. частей сернистого железа.

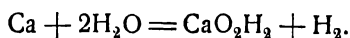
Так как *химическое равенство* изображает весовые количества веществ, то оно *должно выражать и закон сохранения веса веществ*. Число атомов каждого элемента слева и справа от знака равенства должно быть одно и то же.

Возьмём знакомую нам реакцию между водой и кальцием. Знак кальция Ca. При этой реакции образуются так называемая гашёная известь и водород. Анализ гашёной извести показывает, что она состоит из кальция, кислорода и водорода, и формула её CaO_2H_2 . Реакцию между кальцием и водой мы должны, значит, записать так: с левой стороны — химический знак кальция и формулу воды, с правой стороны — формулы гашёной извести и молекулы водорода (молекула водорода H_2):



Но в таком виде наша схема противоречит закону сохранения веса веществ (почему вместо знака равенства поставлены пока чёрточки). Слева в молекуле воды у нас два атома водорода, а справа — четыре атома водорода: два атома в молекуле извести и ещё два атома в молекуле свободного водорода. Кислорода в воде один атом, а в извести — 2 атома. Как же написать это равенство так, чтобы оно не противоречило закону сохранения веса веществ? Мы, конечно, не можем вместо формулы воды H_2O написать H_4O_2 . Это была бы уже не вода, а какое-то другое

вещество. Ясно, что так поступить нельзя. Очевидно, реакция идёт так, что в ней участвует не одна молекула воды H_2O , а две молекулы. Это мы обозначаем так: ставим перед формулой большую цифру два: $2\text{H}_2\text{O}$. Тогда в двух молекулах воды и будут нужные 2 атома кислорода и 4 атома водорода:



Написав таким образом, мы получили равенство, в котором число атомов каждого элемента в левой части равно числу атомов тех же элементов в правой части равенства:

Ca — слева 1 атом и справа 1 атом.

H — слева в двух молекулах воды 4 атома, справа в молекуле извести 2 атома и в свободном водороде 2 атома, всего 4 атома.

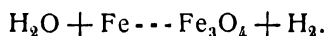
O — слева в двух молекулах воды 2 атома и справа в молекуле извести 2 атома.

Итак, значит, равенство написано верно.

Следует ещё отметить, что формулу гашёной извести пишут обыкновенно не CaO_2H_2 , а $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и произносят: кальций-о-аш-дважды. Словом „дважды“ („трижды“ и т. д.) отменяется, что 2 (3 и т. д.) относится ко всем атомам, стоящим в скобках. Если бы сказать: „кальций-о-аш-два“, то это означало бы несуществующее вещество CaOH_2 .

Рассмотрим ещё один пример составления химического равенства.

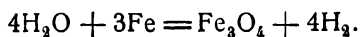
При реакции между парами воды и железом получаются окисел железа и водород (стр. 21). Анализ окисла железа показывает, что его состав Fe_3O_4 . Схему реакции мы, следовательно, должны написать сначала так:



Эта схема не отвечает закону сохранения веса веществ. Числа атомов водорода, кислорода и железа в левой и правой частях схемы не равны. Находим формулу, где число различных атомов наибольшее: Fe_3O_4 , и по ней начинаем „уравнивать“. Железа справа 3 атома, слева — 1. Ставим перед химическим знаком железа слева 3:



Затем уравниваем кислород. Справа кислорода 4 атома. Следовательно, в реакции участвуют четыре молекулы воды: $4\text{H}_2\text{O}$. В четырёх молекулах воды имеются 4 нужных нам атома кислорода и, кроме того, ещё 8 атомов водорода. Столько же атомов водорода должно быть и в правой части равенства, которое принимает, следовательно, такой вид:



Подобное „уравнивание“ необходимо, если оказывается, что правая сторона схемы не соответствует левой; но правильно уравнивать можно только в том случае, если мы точно знаем, какие вещества получаются при реакции, и если мы их формулы написали верно — в соответствии с их составом.

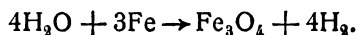
Если формулы всех веществ написаны правильно, то может идти речь лишь о *числе молекул* веществ, участвующих в реакции, и веществ получающихся. Несомненно, число молекул каждого вещества *должно*

* Некоторые химики вместо „дважды“, „трижды“ говорят „вдвое“, „втрое“.

быть таково, чтобы равенство не противоречило закону сохранения веса веществ.

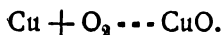
Вместо слова „уравнять“ говорят часто — „расставить коэффициенты“.

Примечание. Химические равенства иногда называют „химические уравнения“. Вместо знака равенства в некоторых книгах ставится \rightarrow , например:

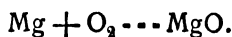


В заключение припомним все химические реакции, которые были нами проделаны или рассмотрены, но не были изображены при помощи химических равенств. Эти реакции изображены ниже в виде *схем* без коэффициентов, почему вместо знаков равенства поставлены чёрточки. Эти схемы следует переписать в тетрадь в виде равенств и расставить коэффициенты.

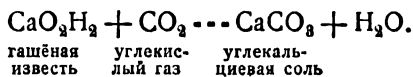
Образование окиси меди (медной окалины, стр. 6):



Образование окисла магния:



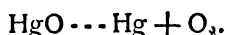
Помутнение известковой воды (раствора гашёной извести) при действии углекислого газа (стр. 6):



Разложение углемедной соли (стр. 7):



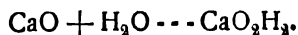
Разложение окиси ртути (стр. 8):



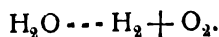
Разложение (обжиг) известняка (стр. 8):



Гашение извести (стр. 10):



Разложение воды (стр. 19):

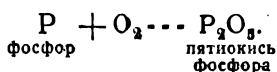
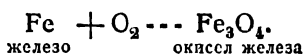
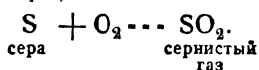
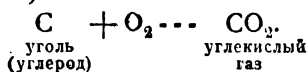


Получение кислорода разложением бертолетовой соли (стр. 22):

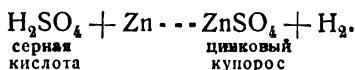


Катализатор — двуокись марганца MnO_2 , — который мы прибавляем к бертолетовой соли, остаётся в том же количестве, в каком был взят, и потому его формула в равенство реакции не входит.

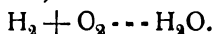
Образование окислов при сжигании различных простых веществ в кислороде (стр. 23—24):



Получение водорода (стр. 25):



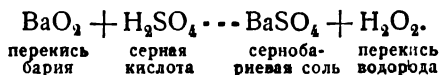
Горение водорода (стр. 29):



Восстановление окиси меди водородом (стр. 38):



Получение перекиси водорода (стр. 47):



Образование озона из кислорода (стр. 57):



9. Расчёты по формулам и равенствам. Зная формулу какого-либо вещества и припоминая или находя в таблице атомные веса элементов, мы можем решать целый ряд вопросов. Так, например, зная формулу углекислого газа CO_2 , мы легко можем рассчитать, сколько в нём процентов углерода, т. е. сколько весовых частей углерода содержится в 100 весовых частях углекислого газа.

Припоминая (см. таблицу, стр. 60), что атомный вес углерода = 12, атомный вес кислорода = 16. В молекуле углекислого газа 1 атом углерода — 12 вес. частей и 2 атома кислорода — $16 \times 2 = 32$ вес. части. Следовательно, молекулярный вес углекислого газа равен $12 + 32 = 44$ вес. частям.

Теперь мы легко можем рассчитать, сколько весовых частей углерода находится в 100 вес. частях углекислого газа. Рассуждаем так: в 44 вес. частях углекислого газа содержится 12 вес. частей углерода, в 1 вес. части $\frac{12}{44}$, а в 100 вес. частях $\frac{12 \times 100}{44} = 27,27\%$.

Для решения этой задачи можно воспользоваться также правилом пропорций:

$$x : 12 = 100 : 44, \text{ откуда } x = \frac{12 \times 100}{44} = 27,27\%.$$

Таким образом мы нашли, что в углекислом газе $27,27\%$ угле-
рода.

Таким же образом можно решать и целый ряд других вопросов. Например: имеется 20 *m* минерала — оловянного камня — состава SnO₂. Сколько тонн олова можно из него выплавить?

Атомный вес олова 119. Молекулярный вес SnO₂ будет равен 119 + 16 × 2 = 119 + 32 = 151.

Составляем пропорцию:

$$x : 119 = 20 : 151, \text{ откуда } x = \frac{119 \times 20}{151} = 15,8 \text{ (т)}.$$

Задачи (вычисляйте в десятичных дробях с точностью до первого десятичного знака).

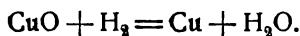
1. Сколько свинца можно получить из 478 *m* свинцового блеска, который имеет состав PbS?

2. Сколько килограммов цинковой обманки ZnS необходимо взять для получения 25 кг цинка?

3. Решите, которая из руд богаче железом — бурый железняк Fe₂O₃ или магнитный железняк Fe₃O₄?

4. Сколько вагонов потребуется для подвозки к доменной печи железной руды Fe₂O₃ (красный железняк), нужной для выплавки 200 *m* железа, если вагон вмещает 15 *m* руды?

Подобные же задачи можно решать и на основании равенств реакций. Например, сколько граммов воды должно получиться при восстановлении водородом 32,8 г окиси меди CuO? Пишем равенство реакции:



Из данного равенства мы видим, что одна молекула окиси меди, т. е. 64 + 16 = 80 вес. частей, даёт при реакции одну молекулу воды, т. е. 2 + 16 = 18 вес. частей.

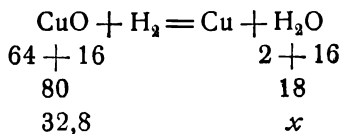
Составляем пропорцию: 18 во столько раз больше *x*, во сколько раз 80 больше 32,8, или

$$18 : x = 80 : 32,8,$$

откуда

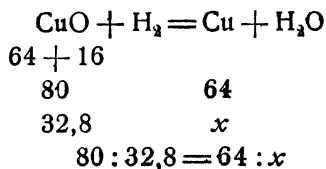
$$x = \frac{18 \times 32,8}{80} = 7,38 \text{ (г)}.$$

Удобно располагать вычисления таким образом:

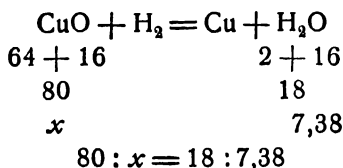


Читаем: 80 г окиси меди дают 18 г воды, 32,8 г дают *x*. Отсюда пропорция: 80 : 32,8 = 18 : *x*.

Если бы вопрос касался количества меди, то вычисления пришлось бы расположить так:



Если бы вопрос был поставлен — сколько граммов окиси меди надо взять, чтобы получить при реакции 7,38 г воды, — то эта задача решалась бы так:



Вместо того чтобы составлять пропорцию, можно было бы рассуждать так:

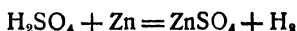
80 г окиси меди дают 18 г воды. Чтобы получить 1 г воды, нужно взять не 80 г окиси меди, а в 18 раз меньше, т. е. $\frac{80}{18}$, а чтобы получить не 1 г, а 7,38 г воды, — в 7,38 раза больше:

$$\frac{80 \times 7,38}{18} \text{ (г.)}$$

Произведя действия, мы найдём искомый результат.

При различных химических опытах и расчётах очень часто, вместо того чтобы рассчитывать количества веществ в произвольных весовых частях, пользуются понятиями грамммолекулярный вес и грамматомный вес, или, для краткости, **граммолекула** и **грамматом**. Эти термины означают количества веществ в граммах, соответствующие молекулярному весу вещества или атомному весу элемента. Грамммолекула серной кислоты H_2SO_4 будет $2 + 32 + 64 = 98$ г серной кислоты, грамматом цинка — 65 г цинка.

Если нужно проделать какую-нибудь реакцию на практике, то проще всего отвесить вещества в граммах. Беря грамммолекулу серной кислоты и грамматом цинка, мы знаем, что при реакции:



у нас не останется ни цинка, ни серной кислоты и получатся только серноцинковая соль и водород.

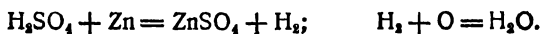
Иногда грамммолекулярный вес называют сокращённо — *молярный вес* или, ещё короче, — *моль*.

Вместо целых грамммолекул при работах можно брать доли грамммолекул, например $\frac{1}{2}$ грамммолекулы, 0,1 грамммолекулы и т. п.

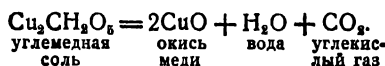
Задачи.

1. Сколько килограммов железа нужно взять, чтобы получить 20 кг сернистого железа? Равенство реакции на стр. 63.

2. Сколько воды получится при сжигании водорода, выделенного из серной кислоты при взаимодействии с 50 г цинка? Равенства реакций:



3. Сколько граммов окиси меди получится при прокаливании 200 г углемедной соли? Равенство реакции:



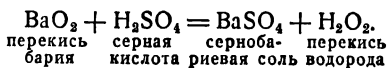
4. Сколько углемедной соли нужно разложить, чтобы выделилось 10 г воды?

5. При разложении углемедной соли выделилось в сумме 25 г воды и углекислого газа. Сколько было взято углемедной соли?

6. При реакции между кальцием и водой получилось 10 г водорода. Сколько было взято кальция? Равенство реакции на стр. 64.

7. Сколько цинка и сколько серной кислоты нужно взять для того, чтобы наполнить водородом воздушный шар вместимостью 100 м³, если 1 м³ водорода весит 0,09 кг?

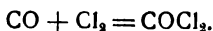
8. При реакции между перекисью бария BaO₂ и серной кислотой H₂SO₄ получается перекись водорода (стр. 47) по равенству реакции:



Сколько граммов перекиси бария нужно взять для получения 340 г перекиси водорода?

9. Какой объём хлора (в литрах) при нормальных условиях необходимо взять для получения 100 г фосгена (ОВ), имеющего состав COCl₂?

Равенство реакции:



Один литр хлора весит при нормальных условиях 3,17 г.

10. Химический язык. Химические формулы и равенства являются необыкновенно кратким, ясным и наглядным способом изображения качественного и количественного состава веществ и происходящих с ними явлений.

Благодаря наглядности формул и равенств они легко запоминаются, тогда как запоминание процентного состава веществ было бы невысказано.

Берцелиус взял за основу для химических знаков, или „символов“, латинские и греческие названия элементов. Эти символы приняли химики всех стран и народов. Таким образом, химические формулы и равенства — это особый интернациональный *химический язык*, одинаково понятный любому химику, к какой бы национальности он ни принадлежал.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Расставьте коэффициенты в нижеследующих схемах реакций, переписав их в виде равенств в свои тетради.

а) Образование воды при реакции между двуокисью свинца и водородом



б) Реакция между цинком и соляной кислотой:



в) Реакция между алюминием и водой:



г) Реакция между углемедной солью и соляной кислотой:



2. Чем отличаются простое и сложное вещества по составу их молекул?

3. Перечислите свойства озона.

4. Каков состав молекул кислорода и озона?

5. Какая разница между понятиями „вес атома“ и „атомный вес“?

6. Почему Дальтон при определении атомных весов принял вес атома водорода за единицу?

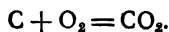
7. Какие законы объясняет атомно-молекулярная теория?

8. Что такое молекулярная формула?

9. Напишите молекулярную формулу хлора.

10. Найдите формулу вещества, содержащего 82,25% азота и 17,75% водорода.

11. На одном заводе сжигается в год 190 000 т каменного угля. Сколько тонн углекислого газа выпускается ежедневно из труб завода, если в году 310 рабочих дней и, в среднем, уголь содержит 70% углерода С, который при сгорании даёт углекислый газ? Равенство реакции:



IX. ОКИСЛЕНИЕ. ВОССТАНОВЛЕНИЕ.

1. Горение в кислороде и в воздухе. Горение в кислороде отличается от горения в воздухе только тем, что в чистом кислороде процесс идёт гораздо энергичнее и быстрее, чем в воздухе. В воздухе кислород, как уже было сказано, разбавлен значительным количеством азота ($\frac{1}{5}$ по объёму), который в реакции горения участия не принимает и только замедляет процесс. При горении и в чистом кислороде и в воздухе получаются те же самые продукты — соединения элементов с кислородом. Общее название всех соединений элементов с кислородом — окислы. Процесс соединения с кислородом носит название — окисление.

Говоря, что вещество горит в кислороде, что кислород „поддерживает горение“, мы не должны забывать, что горение есть столько же соединение данного вещества с кислородом, сколько и соединение кислорода с этим веществом. Они соединяются *взаимно*. Легко показать, например, что кислород может гореть в водороде так же, как и водород в кислороде. Горение

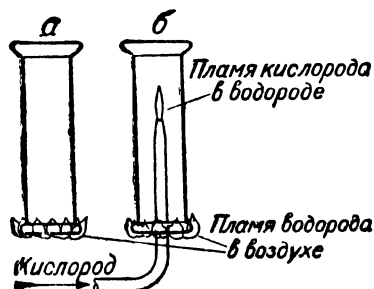
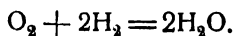


Рис. 60. Горение кислорода в водороде.

водорода в кислороде мы уже наблюдали (стр. 30, рис. 40).

Опыт с горением кислорода в водороде можно проделать так: цилиндр, держа его вниз отверстием, наполняют водородом, затем водород зажимают (рис. 60, а) и сейчас же вводят в цилиндр трубку, из которой выходит струя кислорода. В тот момент, когда конец трубки проходит через пламя водорода, горящего у отверстия цилиндра в воздухе, у конца трубки появляется пламя (рис. 60, б). Это *пламя кислорода, горящего в водороде*. Стенки цилиндра отпотевают, так как при горении образуется вода:



При горении *сложных веществ*, как и при горении простых веществ, образуются *окислы*. Это окислы элементов, входящих в состав сложного вещества. Так, например, при горении стеариновой свечи образуются два окисла элементов, входящих в состав стеарина, — окисел водорода (вода) и окисел углерода (углекислый газ).

Задача. Напишите равенство реакции, происходящей при горении стеарина, формула которого $C_{18}H_{36}O_2$.

Известно, что одни вещества загораются легче, другие — труднее.

■ **Опыт.** Укрепите в конце расщеплённой лучинки кусочек целлюлозы, из которого делают гребёнки и разные другие предметы. Вне-

сите одновременно в пламя лампочки целлулоид и такой же примерно толщины кусочек картона или лучинку и сейчас же выньте. Целлулоид сразу же вспыхивает, а картон или лучинка не успевают загореться.

Проделайте тот же опыт, взяв кусочек картона и ленту магния. Чтобы загорелся магний, его приходится нагревать гораздо дольше, чем картон. ■

Фосфор можно зажечь, прикоснувшись к нему пробиркой с горячей водой (температура ниже 100°).

Для всякого горючего вещества можно определить приблизительную температуру, при которой оно загорается. Это будет его температура воспламенения. Температура воспламенения фосфора — около 50° , серы и дерева — около 270° , угля — около 350° , водорода — около 600° , магния — около 800° .

Раз загоревшееся вещество продолжает гореть, так как выделяющееся при горении тепло нагревает ближайшие к пламени участки вещества до температуры воспламенения. Мы должны нагревать вещество лишь для начала реакции.

Горение можно прекратить, или прекратив доступ воздуха, или охладив горящее вещество ниже температуры воспламенения.

Когда мы заливаем огонь водой, мы не только охлаждаем горящее вещество, но и прекращаем доступ к нему воздуха.

Что горящее вещество можно погасить только понижением его температуры, легко показать на следующем опыте. В железный тигель наливают немного *скипидара* и пробуют зажечь его горячей лучинкой. Скипидар не загорается. Тогда тигель слегка нагревают и опять подносят горящую лучинку. Скипидар загорается.

По мере разогревания тигля горение идёт всё сильнее. Если теперь тигель охладить, погружая его в холодную воду, — горение скипидара слабеет и, наконец, совсем прекращается.

Вещества, легко загорающиеся, называют *огнеопасными*.

От огня легко загораются горючие вещества газообразные или легко испаряющиеся, даже и с высокой температурой воспламенения. Это потому, что газ быстрее нагревается до температуры воспламенения, чем жидкость или твёрдое вещество. Поэтому к огнеопасным веществам относятся не только горючие вещества, имеющие низкую температуру воспламенения, но и вещества, легко испаряющиеся, как спирт, бензин, эфир.

От бензина очень часто бывают несчастные случаи. Люди, не знающие, насколько летуч и огнеопасен бензин, часто чистят что-нибудь бензином или переливают бензин при огне. Если даже огонь и далеко, быстро распространяющиеся пары бензина доходят до огня и загораются. Пары бензина легко могут воспламениться не только от свечи или лампы, но и от топящейся печи, от зажжённой на другом конце комнаты спички. Получается громадное пламя, которое охватывает работающего. На нём загорается платье.

Самый верный способ потушить платье, загоревшееся на человеке, — это накинуть на него одеяло, шубу, ковёр, занавес и т. п. и плотно завернуть его, чтобы прекратить доступ воздуха к горящему платью (рис. 61).

Очень опасно, если человек, на котором горит платье, начинает бегать по комнате, вследствие чего свежий воздух только усиливает горение.

Бензин и керосин не следует заливать водой. Они легче воды, на ней всплывают и продолжают гореть. Это легко наблюдать, если немного бензина налить в жестянку, зажечь и дать разгореться. Вливание в жестянку воды не гасит пламени, но пламя сейчас же гаснет, если жестянку накрыть тряпкой. Этим способом лучше всего гасить бензин или керосин, загоревшийся в бидоне или в бутылки. Пожарные сбивают пламя бензина и керосина сильной струёй воды или водяного пара, в химических лабораториях и на производстве легко горючие жидкости в случае, если они загорятся, гасят, засыпая из ведра песком или при помощи огнегасителей, в домашнем же обиходе лучше всего набросить на пламя одеяло и т. п.



Рис. 61. Тушение загоревшегося на человеке платья.

Великая Отечественная война поставила в необходимость каждого гражданина уметь гасить зажигательные бомбы, сбрасываемые с самолётов врагом не только на военные объекты, но и на жилища мирных жителей. Зажигательные бомбы состоят из оболочки и зажигательного состава, загорающего при ударе бомбы о препятствие. Оболочки бомб бывают или железные, или из электрона — горючего сплава металлов магния, алюминия и цинка. Зажигательные составы бывают разные. Наиболее важный — это термит, смесь крупинок алюминия с крупинками окиси железа. При реакции между алюминием и окисью железа образуются железо и окись алюминия:



При этом развивается такая высокая температура, что продукты реакции получаются в расплавленном виде; они растекаются по дереву строения и его неминуемо зажигают.

Зажигательную бомбу, пробившую крышу, а иногда даже и потолок, пока она еще не разгорелась, можно взять щипцами или за хвостовую часть даже руками (в рукавицах) и выбросить на улицу или загасить, бросив в кадку с водой или со снегом, а лучше всего засыпав песком. Это с большим успехом проделывали учащиеся ленинградских, московских и многих других школ и спасали здания от пожара.

2. Значение реакции горения. Человек начал пользоваться огнём с незапамятных, доисторических времён. В первый раз человек столкнулся с огнём, вероятно, случайно. Огонь мог возникнуть от зажжённого молнией сухого дерева. Сначала человек был, несомненно, поражён огнём и видел в нём только божественную силу, а затем научился пользоваться огнём и поддерживать его, подбрасывая в костёр сухие сучья. С течением времени человек научился и добывать огонь. Это было большим завоеванием в жизни первобытного человека. Трением одного куска сухого

дерева о другой он добывал огонь (рис. 62) для зажигания костра, у которого человек грелся, готовил пищу и которым отпугивал своих врагов — хищных зверей.

Следующим достижением человека было добывание огня при помощи кремня и куска колчедана.

При ударе твёрдым кремнем о кусок серного колчедана FeS_2 , благодаря развивающемуся при ударе теплу, отскакивающие от колчедана мелкие частички загораются, образуя искры, которыми можно зажечь сухую траву и другой легко воспламеняющийся материал.

Серный колчедан иначе называется *пирит*. Это название, происходящее от греческого слова „пир“ — огонь, указывает на доисторическое применение колчедана, которое, очевидно, было известно и древним грекам.

В дальнейшем пирит был заменён куском железа (огниво, рис. 63). Этот способ добывания огня был во всеобщем употреблении ещё каких-нибудь 150 лет назад. Тогда ещё не было ни спичек, ни газа, ни керосиновых ламп, ни даже стеариновых свечей. Были только салные свечи.

В течение многих тысячелетий огонь и топливо использовались лишь для домашнего обихода, и только за последнее столетие топливо постепенно приобрело более широкое значение.

Топливо в настоящее время нам необходимо не только для согревания жилищ и для приготовления пищи, как в былые времена. Оно имеет

громадное значение и как источник двигательной силы для фабрик и заводов, для паровозов, пароходов, теплоходов, автомобилей, самолётов, танков, самоходных пушек, для двигателей сельскохозяйственных машин, для тракторов, для добывания электрической энергии, для добывания светильного газа, кокса и каменноугольной смолы, для выплавки металлов из руд.

В чисто химических производствах топливо нужно для целого ряда операций: для нагревания, выпаривания, перегонки, высушивания, прокаливания и т. д.

Если топливо необходимо каждой стране, то для нашей страны оно имеет особо важное значение. Нам нужны громадные количества

материалов, колоссальные количества энергии. Эту энергию дают нам частично гидростанции, но главным образом сжигание топлива.

Главнейшие виды топлива, необходимые для производства, — каменный уголь, торф, нефть.

Каменный уголь является важнейшей энергетической базой нашей промышленности. Запасы его в СССР громадны.

По выявленным геологоразведкой запасам каменного угля дореволюционная Россия стояла среди других стран на 9-м месте. В настоящее же время



Рис. 62. Добывание огня трением.

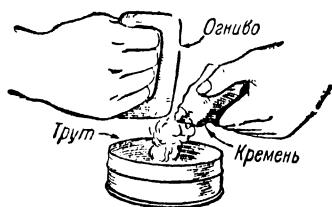


Рис. 63. Высекание огня при помощи кремня и огнива. От огнива отскакивают мельчайшие частички железа, накаливающиеся от удара и лающие искры. В коробке находится трут, который загорается от искры.

СССР, благодаря широко развёрнутым разведочным работам, стал на 3-е место, уступая только США и Канаде. На 1935 г. наши запасы каменного угля исчислялись в 1200 млрд. т, но далеко ещё не все возможности нахождения новых залежей были исчерпаны.

Но каменный уголь в нашу эпоху в сколько-либо значительных количествах не образуется, и эти запасы не пополняются. Поэтому, где возможно, каменный уголь, с целью его экономии, заменяется *торфом*, который образуется в болотистых местностях.

Топливо для двигателей внутреннего сгорания тракторов, автомобилей, самолётов даёт *нефть*. Запасы нефти в СССР по сравнению с другими странами велики, но всё же они во много сотен раз меньше запасов каменного угля и постепенно истощаются. Поэтому принимаются все меры к тому, чтобы это драгоценное топливо не тратилось там, где оно может быть заменено углём и торфом.

Дрова как топливо для производства имеют наименьшее значение.

Топливо как источник двигательной силы может быть заменено *силой падающей воды* („белый уголь“) и *силой ветра*, но подсчёты показывают, что эти источники энергии, даже при полном их использовании, могли бы лишь в *небольшой части* заменить потребляемое топливо. Главное количество энергии мы получаем от топлива, и вопрос о топливе и его рациональном использовании является основным вопросом социалистического хозяйства.

3. Сухая перегонка дерева. Многие сложные вещества, содержащие в своём составе углерод и водород, так называемые *органические вещества*, разлагаются при нагревании без доступа воздуха на более простые вещества — газообразные, жидкие и твёрдые.

■ **Опыт.** Заполните пробирку на две трети лучинками сухого дерева. Вставьте пробку с трубкой, выдающейся внутрь пробирки, как на рис. 64.

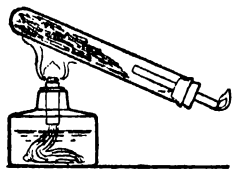


Рис. 64. Сухая перегонка дерева.

Укрепите пробирку на штативе в наклонном положении, как на рисунке, и нагревайте на лампочке, начиная с конца пробирки. Выделяющийся из пробирки газ подожгите. Нагревайте, пока выделение газа не прекратится. Осторожно приоткрыв пробку, перелейте собравшуюся у пробки жидкость в другую пробирку. Высыпьте из первой пробирки полученный уголь. Обратите внимание на его плотность и звонкость при бросании на твёрдую поверхность — свойства хорошо выжженного угля. Исследуйте образовавшуюся при нагревании дерева жид-

кость. В водянистой жидкости можно заметить бурые смолистые капли *дёгтя*, имеющего характерный запах.

Испытайте водянистую часть бумажкой, пропитанной лакмусом. Лакмус от кислот краснеет. По изменению цвета бумажки вы убедитесь, что это не чистая вода, а раствор, содержащий кислоту. ■

Исследование состава водянистого слоя, получающегося при нагревании дерева без доступа воздуха, показывает, что этот слой содержит *уксусную кислоту*, небольшое количество так называемого *древесного спирта* и целый ряд других веществ. Дёготь также представляет смесь различных органических веществ.

Разложение дерева и других органических веществ нагреванием без доступа воздуха носит название *сухая перегонка*.

4. Пламя. Горение может происходить с пламенем и без пламени. Без пламени горят такие вещества, которые во время горения не превращаются в газы, как уголь, который только накаливается и тлеет,

и как железо, которое, сгорая в кислороде, даёт только искры — отскакивающие частички накалённой окиси железа. Если же вещество горит с пламенем, то это значит, что данное вещество или газообразно, как водород, светильный газ, или же превращается при горении в газы.

Если рассмотреть пламя спиртовой лампы, то мы заметим в нём нижнюю — синеватую часть, верхнюю — желтоватую и внутри — более тёмную часть *А* (рис. 65). Над нею виден более светлый язык *Б*. Если внимательно присмотреться, то можно заметить, что всё пламя окружено ещё едва заметной оболочкой *В*, которая виднее в верхней части пламени. При рассматривании пламени фитиль не следует выдвигать слишком сильно: пламя должно быть средних размеров.

Для того чтобы узнать, что происходит в различных частях пламени, что это за части, сделаем следующие опыты.

■ **Опыт 1.** Внесите в пламя лучинку, держа её горизонтально над самой светильней (рис. 66). Как только лучинка начнёт темнеть, быстро выньте её, не давая загореться. Лучинка обугливается в двух местах, находившихся в наружной части пламени. ■

Опыт показывает, что самая жаркая часть пламени будет слой *Б*.

Что находится во внутренней части *А* пламени спиртовой лампочки? Для решения этого вопроса сделаем следующий опыт.

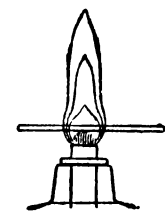


Рис. 66. Нагревание лучинки в пламени спиртовой лампы.

■ **Опыт 2.** Возьмите щипцами или пинцетом небольшой кусок стеклянной трубки (около 10 см длиной) и, хорошо прогрев её в пламени лампочки, держите наклонно так, чтобы конец её приходился примерно в середине части пламени *А* (рис. 67). К верхнему концу поднесите зажжённую спичку. У конца трубки появится маленькое пламя. Это горят пары спирта, находящиеся во внутренней части пламени и выходящие по трубочке. Трубка должна быть нагрета, для того чтобы пары в ней не сгушались.

Если нижний конец трубки поднять до части *Б*, пламя у трубки гаснет. Значит, здесь уже нет паров спирта. ■

Проделанные опыты показывают, что горение происходит лишь в наружной и верхней части пламени, внутри же пламени находятся пары спирта, испаряющегося со светильни. В самой же наружной, едва видимой части пламени *В* находятся лишь накалённые продукты горения.

Подобно тому как внутри пламени спиртовой лампочки находятся пары спирта, так же и внутри пламени серы, фосфора, магния находятся пары этих веществ, которые и образуют пламя. Пламя лучинки имеет такое же строение, как и всякое другое пламя. Если задуть пламя лучинки, то от неё будет некоторое время подниматься дымок с характерным запахом. Но это, конечно, не пары дерева, а знакомые нам продукты сухой перегонки дерева, те же газы и пары, которые получаются при нагревании дерева без доступа воздуха. Эти газы и пары и составляют

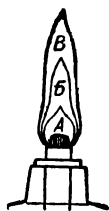


Рис. 65. Строение пламени спиртовой лампы.

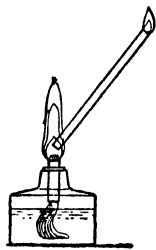


Рис. 67. Выведение паров спирта из пламени спиртовой лампы.

внутреннюю часть пламени. Точно так же и внутри пламени свечи находятся газы и пары, представляющие продукты сухой перегонки стеарина.

■ **Опыт 3.** Прodelайте со свечой опыт с выведением газов из внутренней части пламени свечи (рис. 68) при помощи нагретой на спиртовке стеклянной трубки (как в опыте с пламенем спирта). Обратите внимание на резкий запах этих газов, не похожий на запах стеарина. ■

Наблюдая пламя свечи, мы замечаем одно существенное отличие пламени свечи от пламени спиртовой лампочки — это *светимость пламени свечи*. От чего она зависит? ■

■ **Опыт 4.** Внесите в верхнюю часть пламени свечи какой-нибудь холодный предмет — стакан, чашку, нож. Вы заметите образование *копоти*, т. е. частичек угля.

Можно сделать и пламя свечи *несветящим*. Для этого при помощи паяльной трубки (прежде чем брать трубку в рот, продезинфицируйте её: нагрейте конец в пламени спиртовки и остудите) вдуйте в пламя свечи струю воздуха (рис. 69). Пламя получается *почти несветящее*. Внесите в это пламя холодный предмет. Копоть теперь не оседает. ■

Сделанные нами наблюдения заставляют предположить, что образование в пламени частичек угля и есть причина

светимости пламени свечи. Это предположение подтверждается тем, что есть вещества, которые не только горят светящим пламенем, но при этом ещё коптят, выделяя сажу, как, например, керосин. Здесь частички угля выделяются из пламени, не успев сгореть, в пламени же свечи образующиеся частички угля *сгорают* в наружной части пламени, и потому свеча не коптит.

При усиленном притоке воздуха (в лампах) и керосин горит некоптящим пламенем. Усиленный приток воздуха получается благодаря стеклу, в котором образуется тяга, как в дымовой трубе (рис. 70) (приток воздуха показан стрелками).

В „примусе“ тонкая струя паров керосина, выходящая из отверстия горелки, хорошо перемешивается с воздухом, и пламя тоже не коптит.

Если припомнить, какие вещества горят ярким *светящим пламенем*, то окажется, что это такие вещества, как магний, фосфор, кальций, которые дают *твёрдые продукты горения* (окись магния — MgO , фосфорный ангидрид — P_2O_5 , окись кальция, известь — CaO). Вещества же, дающие газообразные продукты горения, как водород, сера, горят на воздухе бледным, мало светящим пламенем. Зависит это от того, что накалинные твёрдые вещества светят ярче, чем накалинные газы.

Теперь мы можем уже ясно пред-



Рис. 68. Выведение продуктов сухой перегонки из пламени свечи.

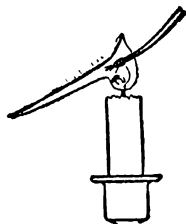


Рис. 69. Вдувание воздуха в пламя свечи.

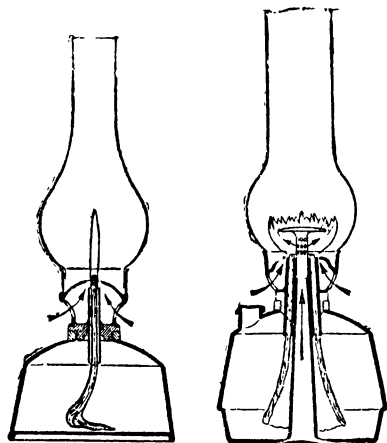


Рис. 70. Керосиновые лампы.

ставить себе причину светимости пламени стеарина и других органических веществ. Это вещества, богатые углеродом, который при процессе сухой перегонки, происходящей в пламени, выделяется в свободном состоянии в виде сажи. Накалённые частички сажи светят. Сажа может или вся сгорать в наружной части пламени, например в пламени свечи, либо частично выделяется наружу, как в пламени горящего не в лампе керосина, в пламени скипидара, масла, отчасти дерева (чёрный дым) и других веществ. Усиленный приток воздуха может сделать это пламя ископтящим и несветящим. В последнем случае, благодаря перемешиванию продуктов сухой перегонки с кислородом воздуха, углерод не успевает выделиться в свободном виде, происходит сразу же полное сгорание в углекислый газ (водород органического вещества даёт при этом пары воды).

Органические вещества, менее богатые углеродом, горят мало светящим и некоптящим пламенем, как спирт (спирт содержит 52% углерода, тогда как стеарин — 76%, скипидар — 88%).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что произойдёт, если наполнить сосуд парами серы, которые зажечь у отверстия сосуда, а затем ввести в сосуд трубку, из конца которой выходит струя кислорода?
2. Назовите два вещества с низкой температурой воспламенения.
3. Какие вещества называются огнеопасными?
4. Как следует гасить загоревшийся бензин или керосин?
5. Опишите первобытные способы добывания огня.
6. Что такое „сухая перегонка“?
7. Как распределяется температура в пламени?
8. Как повысить температуру пламени?
9. От чего зависит светимость пламени органического вещества?
10. Приведите примеры веществ, горящих на воздухе мало светящим пламенем.
11. Почему стеарин, зажжённый на ложечке, коптит, а пламя стеариновой свечи не коптит?

5. Медленное окисление. При горении соединение с кислородом происходит быстро; сразу выделяется много тепла, происходит накаливание и свечение. Но реакция соединения с кислородом может идти и медленно, не сопровождаясь накаливанием и свечением. Вспомним окисление металлов при нагревании. Известно, что многие металлы постепенно окисляются на воздухе и без нагревания.

При медленном окислении, так же как и при горении, выделяется тепло, но оно постепенно отдаётся окружающим предметам и воздуху (окружающей среде), и мы обыкновенно не замечаем разогревания. Но если охлаждение затруднено окружающим воздухом, нет достаточной вентиляции, или если вещество окисляется очень энергично, а температура воспламенения его низкая, то оно может само собой загореться, произойдет **самовоспламенение**.

Примером легко воспламеняющегося вещества может служить фосфор. Особенно легко загорается фосфор, когда он мелко раздроблен. Это легко наблюдать на следующем опыте. Фосфор растворяют в сероуглероде и смачивают раствором полоску бумаги. Сероуглерод испаряется, а оставшийся на бумаге фосфор сначала начинает дымиться, а затем, програвшись до температуры воспламенения (50°), сам собою загорается.

Если фитиль свечи смочить раствором фосфора в сероуглероде, то через некоторое время свеча „сама собою“ загорится.

Случаи самовоспламенения нередко наблюдаются на практике. Так, если сложить в кучу масляные тряпки, которыми обтирались машины, и оставить их так на долгое время, то, вследствие окисления масла, температура внутри кучи может подняться настолько, что произойдет самовоспламенение. Наблюдались случаи самовоспламенения в кучах мелкого каменного угля, в стогах сена и т. п.

При гниении и тлении растительных и животных веществ также происходит медленное окисление. Если в банку поместить взятые из леса гниющие листья, то в ней легко обнаружить образование углекислого газа.

При гниении, как при всяком окислении, непрерывно идет выделение тепла, которого мы обычно не замечаем. Но этим теплом пользуются на практике. Так, например, при устройстве парников, в которых ранней весной, пользуясь солнечным светом и теплом, выращивают овощи, в парник сначала помещается большой слой навоза, сверх которого уже насыпается земля (рис. 71). Тепло, выделяющееся при гниении навоза, содействует поддержанию в парнике более высокой температуры, чем температура окружающего воздуха.

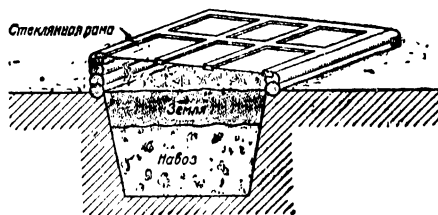
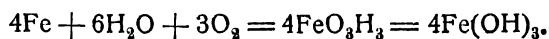


Рис. 71. Разрез парника.

Навозом пользуются на севере для предохранения от замерзания водопроводных труб в тех местах, где имеются пожарные краны. Чугунные крышки, прикрывающие колодцы над пожарными кранами, перед зимой открывают и накладывают в колодец навоз (рис. 72). Когда навоз перегниет, его удаляют, а в колодцы закладывают свежий навоз.

Следует напомнить, что процесс окисления происходит и при дыхании. Ткани нашего организма состоят главным образом из соединений водорода H и углерода C. Вот почему в выдыхаемом воздухе содержатся пары воды H₂O и углекислый газ CO₂.

Окислением принято называть не только такие случаи присоединения кислорода, при которых образуются окислы, но и такие, при которых получают другие, более сложные вещества. Так например, при ржавлении железа получается не окисел железа, как при окислении накаленного железа, а вещество, в состав которого, кроме кислорода, входит также и водород. Состав ржавчины можно изобразить формулой Fe(OH)₃. Дело в том, что ржавление железа происходит только во влажном воздухе, и в этой реакции участвует, кроме кислорода воздуха, и вода:



Реакцией окисления будет и образование уксусной кислоты из спирта при скисании вина и целый ряд других реакций, в которых участвует кислород.

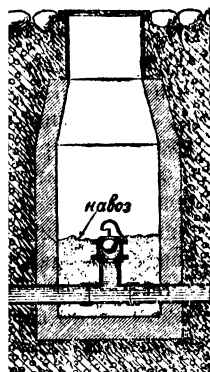


Рис. 72. Разрез колодца с пожарным краном.

Реакции окисления, протекающие самопроизвольно, в некоторых случаях являются не только нежелательными, но крайне вредными, как например, **ржавление металлов**, особенно самого нужного из металлов — железа. Ржавление приносит громадные *убытки* и в домашнем хозяйстве и особенно на производстве, и с ржавлением необходимо вести неустанную *борьбу*. На рис. 73 изображено наглядно количество металла, добытого во всём мире за 33 года (1890—1923), и количество металла, погибшего за это время от ржавления.

Ржавление отличается тем, что, раз начавшись в одном месте, оно постепенно всё быстрее и быстрее распространяется дальше, и ценный предмет в конце концов погибает.

Остановить ржавление гораздо труднее, чем не допустить. Не допустить же ржавление можно внимательным и бережным отношением к инструменту, машине, орудью. Сознательный советский рабочий и каждый советский гражданин должны ясно отдавать себе отчёт, какие убытки приносит ржавление металлов, и всячески оберегать металл от ржавления.

Как же это сделать? Прежде всего нужно держать металл, поскольку это возможно, в чистоте и сухости, не допускать на полированной или чёрной поверхности металла царапин, с которых обыкновенно начинается ржавление.

В некоторых случаях, особенно же при продолжительном хранении, металлические предметы смазываются вазелином, маслом и т. п. Рабочий, ясно понимающий значение машины или орудия для социалистической промышленности, никогда не пожалеет времени на то, чтобы протереть, вычистить и смазать металлические части, особенно легко ржавеющие. В месте появления ржавчины прочность металла нарушается, и он легче даёт трещины и изломы.

В тех случаях, когда постоянный уход за металлом труден, его стараются предохранить от кислорода каким-нибудь покрытием. Наиболее простой способ — это окраска *масляной краской*. Окраску необходимо во-время возобновлять.

Если пропустить нужный момент для окраски, например, крыши, она может быстро проржаветь насквозь. Малейшая ржавая точка на крашеном железном ведре может быстро обратиться в дыру, если за ведром не следить и своевременно его не покрасить.

Если предмет подвергается нагреванию, как кухонная посуда, то его часто покрывают *эмалью*. Эмалированную посуду нельзя бросать и по ней нельзя ударять, так как эмаль откальвается и кислород начинает свою работу.

Металлы покрывают также *другими металлами*, менее подверженными окислению, а именно — лудят (покрывают оловом), оцинковывают, никкелируют, серебрят, золотят.

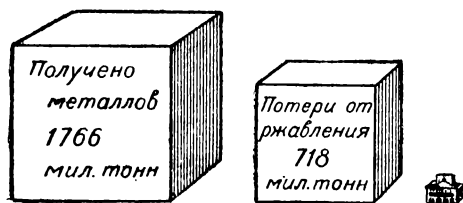


Рис. 73. Диаграмма, изображающая относительные количества металла, добытого во всём мире, и количество металла, погибшего от ржавчины за 33 года (1890—1923). Для сравнения справа изображено здание театра на 1500 мест.

В настоящее время в СССР и в других странах ведётся громадная исследовательская работа над изучением во всех подробностях явления ржавления различных металлов и условий, благоприятствующих ржавлению. Ведётся работа также и над наиболее достигающими цели методами борьбы со ржавлением.

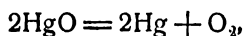
Новейшим достижением является покрытие металлов хромом Cr, который, помимо своей стойкости по отношению к кислороду и красивого блеска, отличается и большой твёрдостью по сравнению с обычно применяемым никкелем, химически чистым алюминием Al и т. д. Кроме того, борьба со ржавлением идёт и по другой линии: разработан целый ряд нержавеющей сплавов, как нержавеющая сталь и другие.

6. Реакция восстановления. Мы уже знаем, что реакции, при которых происходит присоединение кислорода, называются реакциями *окисления*. Наряду с реакциями окисления могут идти реакции, при которых от кислородного соединения *отнимается* кислород. Например, при пропускании водорода над накалённой окисью меди происходит, как мы уже знаем, реакция:



При этой реакции происходит как бы отнятие кислорода от окиси меди при помощи водорода. Медь, которая, соединившись с кислородом, потеряла свои свойства, получается обратно, *восстанавливается*. Отсюда название реакции отнятия кислорода — *реакция восстановления*.

Реакция разложения окиси ртути с образованием свободной ртути,



есть реакция восстановления. Кислород здесь отнимается от ртути путём нагревания.

В тех случаях, когда при реакции восстановления отнимаемый кислород не выделяется в свободном виде, а образует новое соединение, как при реакции

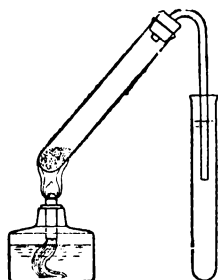
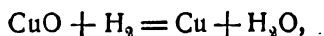


Рис. 74. Восстановление окиси меди углём.

одновременно идут *две реакции* — и восстановление и окисление: медь в нашем примере восстанавливается, водород же окисляется.

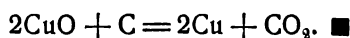
Это реакция восстановления по отношению к окиси меди и реакция окисления по отношению к водороду.

Уголь может отнимать кислород от окислов металлов.

■ **Опыт 1.** Смешайте с порошком угля кусочки окиси меди и поместите в пробирку (рис. 74). Газоотводную трубку опустите в пробирку с известковой водой, чтобы обнаружить выделяющийся при реакции углекислый газ. Нагревайте пробирку сильнее, пока выделение газа не прекратится или сильно не ослабеет. Выньте конец трубки из известковой воды, дайте пробирке остыть, высыпьте содержи-

мое на бумагу и осторожно сдуйте угольный порошок. Можно под конец осторожно покатавать кусочки пальцем по бумаге. Вместо окиси меди у вас получилась красная медь.

Произошла реакция:



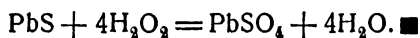
При этой реакции также идут два процесса — восстановление окиси меди и окисление угля — углерода — в углекислый газ.

О подобных реакциях мы можем говорить не как о реакциях восстановления или окисления, а как об *окислительно-восстановительном процессе*.

В тех случаях, когда мы пользуемся окислительно-восстановительным процессом с целью присоединения кислорода, мы называем процесс *окислением*.

■ **Опыт 2.** К взболтанному в воде сернистому свинцу PbS прилейте раствор перекиси водорода H_2O_2 . Осадок белеет.

Происходит реакция окисления, при которой сернистый свинец окисляется в серносвинцовую соль PbSO_4 белого цвета:



Этой реакцией пользуются на практике при реставрации (обновлении) картин, написанных масляными красками. Если художник пользовался свинцовыми белилами (ими нередко пользовались в старину), то с течением времени картина чернеет вследствие образования сернистого свинца. При действии перекиси водорода сернистый свинец переходит в белую серносвинцовую соль, и картина обновляется.

Действие перекиси водорода на сернистый свинец называют *реакцией окисления*, хотя на самом деле это окислительно-восстановительный процесс — одновременно с окислением сернистого свинца происходит восстановление перекиси водорода, от неё отнимается половина кислорода.

Вещество, способное отдавать свой кислород другим веществам, называется *окислителем*. Например, перекись водорода, озон — сильные окислители.

В тех случаях, когда целью окислительно-восстановительного процесса является восстановление, мы называем процесс *восстановлением*, например, действие водорода на окись меди называют восстановлением, хотя одновременно с восстановлением окиси меди происходит окисление водорода (образование воды).

Вещество, способное отнимать кислород от других веществ, называется *восстановителем*. Водород и уголь являются восстановителями по отношению к окиси меди, окиси свинца и некоторым другим окислам.

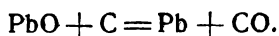
Термин „восстановление“ применяется двояко. Можно сказать, например: „водород восстанавливает медь из окиси меди“, но чаще говорят короче: „водород восстанавливает окись меди“.

Реакция восстановления имеет громадное значение для *добывания металлов из руд*.

В качестве *руд* пользуются преимущественно природными окислами металлов.

При выплавке из руды металла задача сводится к тому, чтобы отнять кислород от окисла, восстановить его. В качестве восстановителя применяется углерод — иногда древесный уголь, но главным образом кокс, получаемый из каменного угля.

В простейшем случае уголь вступает непосредственно в реакцию с окислом металла, образуя с кислородом углекислый газ CO_2 или окись углерода CO , например:



При помощи угля могут быть восстановлены железо, медь, цинк, свинец, олово и многие другие металлы (некоторые металлы, как алюминий, выплавляются при помощи электрического тока).

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что является причиной самовоспламенения некоторых веществ?
2. Какие химические процессы происходят при гниении и тлении веществ? Как эти процессы используются?
3. Почему необходимо бороться с ржавлением металлов?
4. Что такое окислительно-восстановительный процесс? Приведите примеры.
5. Что такое окислитель? восстановитель?

Х. ОКИСЛЫ. ОСНОВАНИЯ. КИСЛОТЫ. СОЛИ.

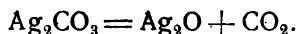
Мы знаем, что кислород является самым распространённым элементом на земле (стр. 33). Он встречается в свободном виде в воздухе, входит в состав углекислого газа воздуха, в состав воды и в состав целого ряда природных окислов и других более сложных соединений, образующих земную кору.

Искусственно могут быть получены окислы всех элементов, кроме инертных газов, которые не дают соединений ни с одним элементом.

1. Окислы и гидраты окислов. Мы знаем, что окислы получают при *реакции окисления*: при горении веществ в кислороде и воздухе, при медленном окислении, при окислительно-восстановительном процессе.

Кроме того, окислы могут получаться косвенным путём, при самых различных реакциях, в которых участвуют вещества, содержащие в своём составе кислород. Так, например, при разложении известняка CaCO_3 получают два окисла: окись кальция CaO — жжёная известь и двуокись углерода CO_2 — углекислый газ; при разложении углемедной соли (стр. 65) получают три окисла: окисел меди CuO , окисел углерода — углекислый газ CO_2 и окисел водорода H_2O — вода.

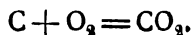
Для некоторых элементов окислы могут быть получены только косвенным путём. Так, серебро, золото, платина не только не тускнеют на воздухе, но не вступают в реакцию с кислородом даже при самых высоких температурах. Но окислы их известны. Например, окись серебра Ag_2O может быть получена при разложении углесеребряной соли:



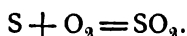
Для того чтобы ближе познакомиться со свойствами окислов, сожжем в кислороде неметаллы — уголь, серу и фосфор, которые мы уже

сжигали, знакомясь со свойствами кислорода, и, кроме того, — металлы: натрий, кальций и магний.

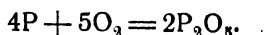
Уголь горит в кислороде без пламени, тлеет, но гораздо ярче, чем на воздухе, образуя углекислый газ CO_2 :



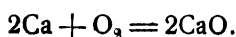
Сера горит ярким сине-фиолетовым пламенем, образуя газ с резким запахом — сернистый газ SO_2 :



Фосфор горит ослепительным белым пламенем, образуя белый дым твёрдого окисла — фосфорного ангидрида P_2O_5 :

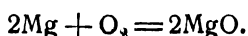


Кальций горит ярким оранжевым пламенем, образуя твёрдый белый продукт — окись кальция CaO :



Окись кальция, как мы знаем, получается также при обжиге известняка CaCO_3 (стр. 8 и 65) и называется жжёной известью.

Магний, который и на воздухе горит ослепительным белым пламенем, в кислороде горит ещё ярче, образуя белый порошок — окись магния, или жжёную магнезию:



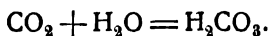
Все полученные окислы могут вступать в реакцию с водой, образуя новые вещества — водные окислы, или *гидраты окислов*. Растворы гидратов окислов обладают способностью изменять цвет некоторых веществ, например: фиолетовой краски *лакмуса* (получаемого из некоторых видов лишайников), настоя черники, синей капусты и других.

Если в склянки, где мы сжигали различные простые вещества, прилить воды и затем фиолетового раствора лакмуса, то цвет лакмуса меняется: в склянках, где мы сжигали *неметаллы*, лакмус *краснеет*, в склянках, где горели *металлы*, лакмус *синееет*.

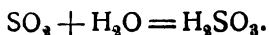
Такое различие в действии на лакмус гидратов окислов связано с тем, что окислы неметаллов и окислы металлов дают гидраты различного типа.

Окислы *неметаллов*, полученные нами сжиганием неметаллов, вступая в реакцию с водой, образуют гидраты, имеющие более или менее кислый вкус и относящиеся к особому классу веществ — **кислотам**.

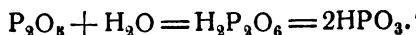
Так, углекислый газ образовал с водой *угольную кислоту* H_2CO_3 :



Сернистый газ SO_2 образовал *сернистую кислоту* H_2SO_3 :



Фосфорный ангидрид P_2O_5 образовал *фосфорную кислоту* HPO_3 :



Образовались две молекулы фосфорной кислоты HPO_3 .

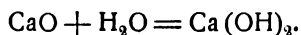
Окислы *металлов*, полученные нами сжиганием металлов, вступая

в реакцию с *водой*, образовали гидраты — так называемые *щёлочи*, от которых лакмус *синее*¹.

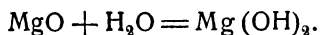
Окись натрия Na_2O образовала с водой щёлочь NaOH , носящую название *едкий натр*:



Окись кальция CaO образовала щёлочь CaO_2H_2 , или $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Это так называемая *гашёная*, или *едкая*, *известь*:



Окись магния MgO образовала с водой небольшое количество мало-растворимого в воде гидрата $\text{Mg}(\text{OH})_2$, имеющего также свойство щёлочи:



В том, что при взаимодействии окислов с водой происходит не только растворение, а химическая реакция соединения, легко убедиться на следующем опыте.

■ **Опыт.** Кусок жжёной извести CaO поместите в фарфоровую чашку или на блюдце и обливайте понемногу водой, давая воде каждый раз впитаться, пока впитывание не прекратится. Через некоторое время вы заметите признаки реакции — выделение тепла (над известью поднимается пар), шипение, рассыпание кусков в мелкий порошок. ■

Выделение тепла есть характерный признак химической реакции.

Если в стакан с водой бросить ложку фосфорного ангидрида P_2O_5 , то также происходит реакция, сопровождающаяся шипением, выделением тепла.

2. Формулы окислов. Валентность. Анализ окислов показывает, что они имеют очень разнообразный состав, например: H_2O , Na_2O , CaO , MgO , Al_2O_3 (окисел алюминия), Cr_2O_3 (окисел хрома), SO_3 , CO_2 , P_2O_5 , N_2O_5 (окисел азота) и т. д.

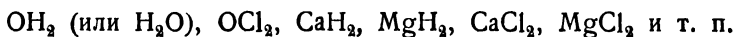
Образование окислов разнообразного состава есть частный случай проявления свойства атомов, называемого валентностью и выражающегося в том, что атомы одного элемента могут удерживать в соединениях лишь определённые числа атомов других элементов, причём для различных атомов эти числа различны.

Есть элементы, *один атом* которых не может удерживать в соединении более *одного атома* другого элемента. Это так называемые *одновалентные* элементы. К числу одновалентных элементов относятся водород H , металлы натрий Na и калий K , неметалл хлор Cl (в соединениях с водородом и с металлами) и небольшое число других элементов.

Они дают между собою такие соединения:

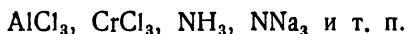


Атомы *двувалентных* элементов удерживают в соединении *два атома* одновалентных элементов. Примерами двувалентных элементов могут служить кислород O и металлы: кальций Ca , магний Mg . Они дают с одновалентными элементами такие соединения:



¹ Настой черники и синей капусты от кислот краснеет, от щелочей зеленеет.

Атомы *трёхвалентных* элементов удерживают в соединении *три атома* одновалентных элементов. Примерами трёхвалентных элементов могут служить металлы алюминий Al и хром Cr и неметалл азот. Они дают с одновалентными элементами такие соединения:



Примерами *четырёхвалентных* элементов могут служить углерод C и кремний Si, дающие соединения:

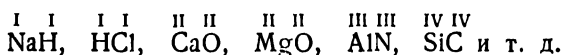


Есть элементы пяти-, шести-, семи- и восьмивалентные, но на них мы пока останавливаться не будем.

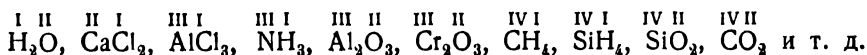
Валентность элемента можно определить как *число, показывающее, сколько атомов водорода (или другого одновалентного элемента) может удерживать в соединении один атом данного элемента.*

Валентность элемента, найденная по его соединениям с одновалентными элементами, проявляется в его соединениях и с другими элементами.

Элементы с *одинаковой* валентностью соединяются — *один атом с одним атомом.* Для наглядности в нижеследующих примерах мы будем отмечать валентности элементов римской цифрой над их символами:



Если валентности двух соединяющихся элементов различны, то число связанных между собою атомов бывает различно, но при этом общее число валентностей всех атомов одного элемента всегда равно общему числу валентностей всех атомов другого элемента. Например:



Во всех приведённых примерах *произведение числа атомов на валентность* одного элемента равно произведению числа атомов на валентность второго элемента.

Исходя из этого правила, нетрудно составить формулу соединения любых двух элементов, если известны их валентности.

Следует, однако, иметь в виду следующее: 1) не всякие два элемента могут давать между собою соединения и 2) у некоторых элементов в одних соединениях одна валентность, в других — другая.

Мы уже знаем, что медь может давать два окисла Cu_2O и CuO .

В первом она одновалентна: $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}$, во втором — двувалентна: $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$. Мы знаем также, что углерод, кроме углекислого газа $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$, где углерод четырёхвалентен, даёт окись углерода CO , где он двувалентен: $\overset{\text{II}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$.

Валентность элементов *может меняться* в зависимости от условий, в которых происходит реакция. Так, например, *окись меди* CuO чёрного цвета может быть получена при накаливании меди на воздухе при температуре 500—600°. Если же нагревать медь выше 800°, то получается *закись меди* Cu_2O красного цвета,

В дальнейшем мы будем встречаться с целым рядом элементов, имеющих *переменную* валентность. Это главным образом неметаллы. Среди *неметаллов* только два имеют *постоянную валентность* — это

одновалентный *водород* $\overset{\text{I}}{\text{H}}$ и двухвалентный *кислород* $\overset{\text{II}}{\text{O}}$.

Поэтому мы здесь не приводим валентностей неметаллов. Изучая их соединения, мы будем по составу этих соединений судить о валентности неметаллов.

Что же касается *металлов*, то среди обычных металлов большинство имеют постоянную валентность и являются металлами двухвалентными. Ввиду этого, если ограничиться важнейшими обычными металлами, валентность их запомнить нетрудно:

Одновалентные металлы — калий **K**, натрий **Na**, серебро **Ag**.

Трёхвалентные металлы — алюминий **Al** и хром **Cr**.

Переменную валентность имеют: медь — $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}$ и $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}$ — и железо — $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}$ и $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}$.

Двухвалентные — все прочие металлы, с которыми нам пока придётся иметь дело.

Запомнив приведённую табличку и правило составления формул, указанное на стр. 85, можно легко написать *формулу окисла* любого металла.

Например, для того чтобы составить формулу окисла хрома, пишем знак хрома **Cr**. Припоминаем, что хром трёхвалентен, и пишем над зна-

ком хрома римскую цифру три: $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}$. Рядом пишем знак кислорода, над

которым ставим римскую цифру два: $\overset{\text{III}}{\text{Cr}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$. В таком виде формула будет неправильна, так как трём валентностям одного атома хрома здесь соответствуют две валентности одного атома кислорода. Значит, в состав окисла входит по нескольку атомов хрома и кислорода. Число атомов должно быть таково, чтобы произведение валентности хрома на число атомов было равно произведению валентности кислорода на число атомов. Нетрудно сообразить, что это будет достигнуто в том случае, если мы возьмём два атома хрома и три атома кислорода. Общее число валентностей трёх атомов кислорода будет тоже 6. Значит, формула окисла хрома — Cr_2O_3 .

Окислы металлов с *постоянной* валентностью называются *окиси*.

Для металлов с *переменной* валентностью *высший окисел*, т. е. окисел, в котором металл имеет высшую валентность, называется также *окисью*, а *низший окисел* — *закисью*.

Так, $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ — окись меди и $\overset{\text{I}}{\text{Cu}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ — закись меди.

$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ — окись железа и $\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\overset{\text{II}}{\text{O}}$ — закись железа.

Упражнение. Составьте формулы окислов нижеперечисленных металлов, стараясь припомнить их валентности наизусть и только затем проверяя себя по табличке, приведённой выше.

Незнакомые символы металлов находите по таблице в конце книги.

Вначале ставьте над символами обозначения валентностей, а затем проделайте упражнения второй раз сначала, уже без обозначения валентностей.

Список металлов (для упражнения):

Натрий	Серебро	Железо (окись)	Магний
Свинец	Кальций	Олово	Медь (окись)
Цинк	Калий	Медь (закись)	Кадмий
Хром	Алюминий	Железо (закись)	Никкель

3. Основания. Гидраты окислов металлов составляют особый класс соединений и носят название — **основания**.

Некоторые основания, как едкий натр, *растворимы* в воде и могут быть получены непосредственным соединением окислов металлов с водой. Эти основания называют **щелочами**.

Большинство же оснований в воде *нерастворимы* и непосредственным соединением окислов металлов с водой не получают.

Щелочей известно *немного*. Важнейшие щёлочи:

Едкий натр NaOH	есть гидрат окиси натрия (Na ₂ O)
Едкое кали KOH	" " " калия (K ₂ O)
Едкая известь Ca(OH) ₂	" " " кальция (CaO)
Едкий барит Ba(OH) ₂	" " " бария (BaO)

Все эти щёлочи называются **едкими щелочами**, так как они сильно разъедают различные вещества, как кожу, дерево, бумагу и т. п. Если раствор едкой щёлочи попадёт на руку и его не смыть, кожу начинает щипать и могут получиться язвы.

Едкие щёлочи — вещества твёрдые, растворимые в воде. Растворы их придают лакмусу *синий цвет*, или, как говорят, имеют **щелочную реакцию** на лакмус.

Кроме едких щелочей, щелочные свойства имеют и некоторые другие вещества, не являющиеся гидратами окислов металлов, как, например, щёлок, раствор веществ, содержащихся в древесной золе. Щёлок содержит поташ K₂CO₃, который и имеет щелочные свойства. Эти свойства щёлока известны были с незапамятных времён, и от щёлока происходит название „щёлочь“. Щелочные свойства имеет также раствор соды Na₂CO₃, применяемой для стирки белья, и растворы многих других веществ, не являющихся едкими щелочами.

Познакомьтесь с образцами щелочей.

■ **Опыт 1.** Растворите кусочек едкого натра NaOH или едкого кали KOH в воде ($\frac{1}{3}$ пробирки воды). Растворение идёт быстро без подогревания. Возьмите лучинкой каплю раствора и разотрите между пальцами (стараясь, чтобы щёлочь не попала под ноготь) и сейчас же хорошо вымойте руку. Мойте до тех пор, пока пальцы не перестанут быть скользкими, иначе может разъесть кожу.

Прилейте к раствору лакмуса. Лакмус синее. ■

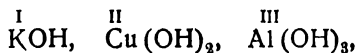
■ **Опыт 2.** Взболтайте с водой гашёную (едкую) известь Ca(OH)₂. Известь мало растворима в воде. Профильтруйте немного жидкости и фильтрат испытайте лакмусом. Лакмус синее. Возьмите около 1 см³ раствора на стакан воды и попробуйте на вкус. ■

Гашёная известь в смеси с песком и водой применяется главным образом для штукатурки стен.

Как уже сказано, *большинство оснований в воде не растворимы* и могут быть получены только косвенным образом. Состав же их таков, как если бы соответствующие окислы непосредственно соединились с водой.

Так, например, гидрат окиси меди имеет состав CuO_2H_2 , или $\text{Cu}(\text{OH})_2$, т. е. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$; состав гидрата окиси цинка — $\text{Zn}(\text{OH})_2$, т. е. $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$; гидрата окиси алюминия — AlO_3H_3 , или $\text{Al}(\text{OH})_3$, как если бы происходила такая реакция: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2\text{O}_6\text{H}_6 = 2\text{Al}(\text{OH})_3$; и т. д.

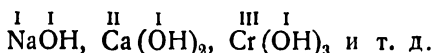
Если сопоставить формулы гидратов окислов одно-, дву- и трёхвалентных металлов



то мы заметим, что в состав каждого гидрата окисла металла входит металл и группа элементов (ОН).

Группу (ОН) называют **гидроксил** или *водный остаток*. Это то, что осталось бы от молекулы воды, если бы мы отняли от неё один атом водорода. Если написать формулу воды в виде $\overset{\text{I}}{\text{H}}(\overset{\text{I}}{\text{O}}\text{H})$, то видно, что *гидроксил одновалентен*.

Отсюда легко составить формулу гидрата окисла любого металла:

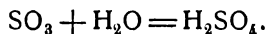


Упражнение. Составьте формулы гидратов окислов тех металлов, для которых вы составляли формулы окислов.

Соответствующие основаниям безводные окислы металлов, как Na_2O , CaO , CuO и т. д., называют **основными окислами**.

4. Кислоты. Кислоты — *угольную* H_2CO_3 , *сернистую* H_2SO_3 , фосфорную, или, иначе, *метафосфорную*, HPO_3 , — мы получили при реакции с водой окислов *неметаллов*: углерода, серы и фосфора.

Таким же способом, т. е. непосредственным соединением соответствующих окислов с водой, могут быть получены и некоторые другие кислоты, как, например, серная кислота H_2SO_4 . Этой кислоте соответствует серный ангидрид $\overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$ — окисел, который образует сера помимо сернистого газа:



Серная кислота таким способом и получается на заводах. Однако это не единственный способ получения кислот. Кислоты могут получаться и при других реакциях.

Окислы, которым соответствуют кислоты, носят общее название — **ангидриды кислот** (ангидрид значит „безводный“).

Сопоставим формулы важнейших кислот и их ангидридов:

Кислоты:		Ангидриды:		Их обыденные названия:
Серная	H_2SO_4	Серный	SO_3	Нет
Сернистая	H_2SO_3	Сернистый	SO_2	Сернистый газ
Угольная	H_2CO_3	Угольный	CO_2	Углекислый газ
Азотная	HNO_3	Азотный	N_2O_5	Нет
Метафосфорная	HPO_3	Фосфорный	P_2O_5	Нет

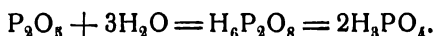
Для дальнейшего *следует запомнить* формулы этих кислот: формулы же ангидридов запоминать нет необходимости, их легко вывести из формул кислот, вычитая из них мысленно воду, например:



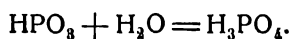
Если в кислоте один атом водорода, то для вычитания воды нужно взять две молекулы кислоты. Например, ангидрид метафосфорной кислоты находим так:



Некоторые ангидриды могут присоединять и одну и *несколько молекул воды*, образуя несколько разных кислот. Так, например, фосфорный ангидрид P_2O_5 , кроме метафосфорной кислоты HPO_3 , образует ещё ортофосфорную кислоту H_3PO_4 , которая соответствует фосфорному ангидриду, соединённому с тремя молекулами воды:



На практике эта кислота получается кипячением HPO_3 с водой:



Ортофосфорная и метафосфорная кислоты — твёрдые вещества хорошо растворимые в воде.

Если данный элемент образует несколько *ангидридов*, то их названия различаются *суффиксами*, так же как и названия соответствующих кислот.

Например:

Серный ангидрид SO_2
Сернистый ангидрид SO_3
Азотный ангидрид N_2O_5
Азотистый ангидрид N_2O_3

Серная кислота H_2SO_4
Сернистая кислота H_2SO_3
Азотная кислота HNO_3
Азотистая кислота HNO_2

Все гидраты окислов неметаллов относятся к классу кислот.

Следует отметить, что *нельзя сказать наоборот*: кислоты — это гидраты окислов неметаллов, так как существует много кислот, которые не являются гидратами окислов неметаллов. Так, есть целый ряд *бескислородных кислот*, т. е. не содержащих кислорода, как, например, *соляная кислота* HCl , *сероводородная кислота* H_2S и др.

Кислоты, которым соответствуют ангидриды, называют **кислородными кислотами**.

Кислоты составляют особый класс химических соединений. Неизменной частью всех кислот является *водород* H. Кроме того, кислоты имеют ряд общих свойств.

■ **Опыт.** При помощи стеклянной палочки возьмите в пробирки по одной капле заготовленных преподавателем растворов различных кислот, прилейте по $\frac{1}{2}$ пробирки воды, взболтайте и одну каплю раствора попробуйте на вкус. Вкус кислый.

Прилейте к растворам различных кислот фиолетового раствора лакмуса — лакмус краснеет. ■

В заключение приводим определения понятий кислота, соль, щёлочь.

Кислота — это водородное соединение, которое имеет обычно более или менее кислый вкус и придаёт лакмусу *красный цвет* (имеет **кислую реакцию** на лакмус). Кроме того, характерным свойством всех кислот является *способность образовывать соли* путём замещения водорода кислоты металлом.

Соль по своему составу есть продукт замещения водорода кислоты металлом.

Щёлочь — растворимый в воде гидрат окиси металла, придающий лакмусу синий цвет (имеющий щелочную реакцию на лакмус). Более точные определения этих понятий могут быть даны только в конце курса.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. При каких реакциях получают окислы? Приведите примеры.
2. Как получают окислы элементов, которые с кислородом непосредственно не соединяются? Приведите примеры.
3. Формулы окислов никкеля: NiO , Ni_2O_3 . Который из этих окислов следует назвать окисью никкеля?
4. Каким образом можно отличить раствор кислоты от раствора щёлочи?
5. Перечислите важнейшие щёлочи и приведите их формулы.
6. Что такое основание?
7. Что такое гидроксил?
8. Перечислите важнейшие кислоты — кислородные и бескислородные, и напишите их формулы.
9. Перечислите общие свойства кислот.
10. Выведите формулу борного ангидрида из формулы борной кислоты H_3BO_3 .

5. Взаимодействие кислот с металлами. Соли. С реакцией между кислотой и металлом мы уже отчасти знакомы — мы пользовались этой реакцией для получения водорода. Теперь изучим эту реакцию более подробно, взяв различные кислоты и различные металлы.

■ **Опыты.** В пробирки с разбавленными растворами кислот *серной, соляной и метафосфорной* положите небольшие количества цинка Zn , и по выделению газа наблюдайте, идёт ли реакция. Испытайте газ горячей лучинкой; наблюдайте выделение тепла при реакции и отметьте, какие из взятых кислот реагируют наиболее сильно и какие наиболее слабо. Там, где реакция идёт очень слабо, — слегка нагрейте.

Положите в пробирки небольшие количества различных металлов, выданных преподавателем, например *алюминия Al , железа Fe , магния Mg , меди Cu , свинца Pb* . Прилейте во все пробирки по $\frac{1}{4}$ пробирки соляной кислоты и наблюдайте, где реакция идёт наиболее энергично. Если металл не реагирует с кислотой, слегка подогрейте.

То же сделайте с серной и метафосфорной кислотами.

Одну из пробирок, где реакция идёт хорошо, оставьте стоять, пока не закончится реакция. Отфильтруйте несколько капель жидкости на стёклышко и выпарьте. Полученный остаток — *соль*, продукт, который получился при замещении водорода кислоты металлом. Соль была растворена в воде, так как мы брали кислоту, разбавленную водой. ■

Опыты показывают, что из взятых нами кислот серная и соляная — *сильные* кислоты, сильно действующие на металлы, метафосфорная же кислота — кислота *слабая*, медленно реагирующая с металлами.

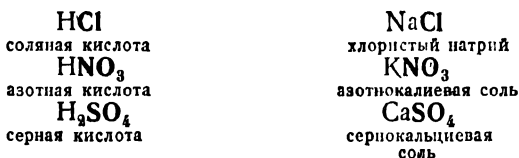
Кроме того, и металлы по отношению к одной и той же кислоте ведут себя различно. Один из взятых металлов — *медь* — совсем не вступает в реакции с разбавленными кислотами, остальные же обладают различной активностью: одни реагируют с кислотами очень сильно, другие — слабее. Из взятых нами металлов наиболее активен магний, который вытесняет водород без нагревания даже из *слабой* метафосфорной кислоты.

Металл, вступая в реакцию с кислотой, вытесняет водород из кислоты. Образуется соль этого металла и кислоты.

Например:



Формулу каждой соли можно рассматривать, как состоящую из двух частей: 1) металла и 2) части, остающейся от кислоты после замены её водорода металлом. Это так называемый **кислотный остаток**. В нижеследующих примерах кислотные остатки выделены жирным шрифтом:



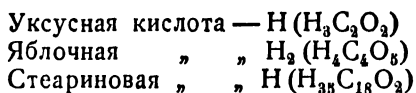
Число атомов водорода кислоты, замещаемых металлом, определяет **валентность кислотного остатка**. Остатки (NO_3) и (Cl), соответствующие азотной кислоте HNO_3 и соляной кислоте HCl , одновалентны. Остаток (SO_4), соответствующий серной кислоте H_2SO_4 , двухвалентен; остаток (PO_4), соответствующий ортофосфорной кислоте H_3PO_4 — трёхвалентен.

Бывают кислотные остатки и четырёхвалентные, но с соответствующими кислотами мы пока иметь дела не будем. Кислоты с одновалентным остатком называют одноосновными, с двухвалентным — двуосновными и т. д. **Основность кислоты** определяется *числом атомов водорода, которые могут быть замещены металлом*.

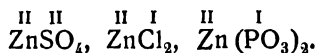
Следует отметить, что существует целый ряд *кислот*, в состав которых *входит кислород* и которые, однако, *не являются гидратами ангидридов*, т. е. соединениями окислов с водой. Примерами таких кислот могут быть так называемые *органические* кислоты, как уксусная кислота $H_4C_2O_2$, содержащаяся в уксусе, яблочная кислота $H_6C_4O_6$, содержащаяся в яблоках, стеариновая кислота $H_{36}C_{18}O_2$ (обыкновенный стеарин, из которого делают свечи) и т. п.

Эти кислоты отличаются ещё тем, что в них в большинстве случаев только часть атомов водорода может замещаться металлом с образованием соли, т. е. их *основность меньше, чем число атомов водорода*. Так, в уксусной и в стеариновой кислотах только один атом водорода замещается металлом — это кислоты одноосновные, в яблочной кислоте только два атома — это кислота двуосновная.

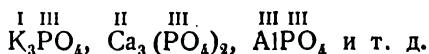
Мы будем изображать подобные кислоты, вынося водород, способный замещаться металлом, за скобки:



Зная валентность металла и валентность кислотного остатка, нетрудно составить формулу соответствующей соли, соблюдая те же правила, которые мы установили для составления формул окислов и гидратов окислов металлов. Так, например, формулы солей в вышеприведённых (стр. 91) равенствах реакций составлены следующим образом:



Если взять соли ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , то их формулы составляются таким образом:

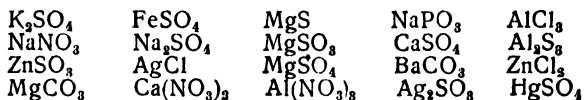


Названия солей кислородных кислот слагаются из названия кислоты, которой данная соль соответствует, и из названия металла, например: серноцинковая соль ZnSO_4 , углекальциевая соль CaCO_3 , азотнатриевая соль NaNO_3 .

Иногда применяются и такие названия: сернокислый цинк, углекислый кальций, азотнокислый натрий.

Названия солей бескислородных кислот, состоящих из водорода и неметалла, как соляная кислота HCl , сероводородная H_2S и т. п., слагаются из названия неметалла, взятого в виде прилагательного, и из названия металла: хлористый натрий NaCl , хлористый кальций CaCl_2 , сернистый цинк ZnS .

Упражнение. Прочитайте названия следующих солей. О названиях металлов спрашивайтесь в таблице на стр. 60, о названиях кислот — на стр. 88 и 89.



Кроме научных названий, для многих солей сохранились ещё старинные обыденные названия, как, например: купоросы (CuSO_4 , серно-медная соль — медный купорос, и FeSO_4 , серножелезная соль — железный купорос), селитра (KNO_3 , азотнокалиевая соль), сода (Na_2CO_3 , угленатриевая соль) и др.

Упомянем ещё: поташ (K_2CO_3 , углекалиевая соль), ляпис (AgNO_3 , азотносеребряная соль), сулема (HgCl_2 , хлорная ртуть). Некоторые соли называются по имени учёного, открывшего данную соль, как бертолетова соль (KClO_3 , хлорноватокалиевая соль), глауберова соль (Na_2SO_4 , сернонатриевая соль); по месту получения, например: чилийская селитра (NaNO_3 , азотнонатриевая соль); по некоторым характерным свойствам, как горькая соль (MgSO_4 , серномагниева соль).

Необходимо отметить, что в химической литературе часто встречается третий тип названия солей (наиболее рациональный). Это названия, *построенные по образцу иностранных названий*, где за основу берутся латинские названия кислоты и металла, например: сернонатриевая соль Na_2SO_4 может быть названа — сульфат натрия или натрий-сульфат (ацидум сульфурikum — серная

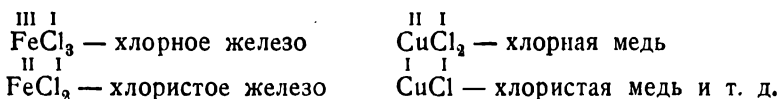
кислота), азотнатриевая соль NaNO_3 — нитрат натрия, или натрий-нитрат (ацидум нитрикум — азотная кислота) и т. д.

Для того чтобы напрактиковаться в *составлении формул солей по названиям*, следует сначала составлять формулы солей без равенств реакций, принимая во внимание только валентности металлов и кислотных остатков.

Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

- | | | |
|----------------------|--------------------|----------------------|
| 1. Серномедная | 7. Углесеребряная | 13. Фосфорнохромовая |
| 2. Азотноцинковая | 8. Азотобариевая | 14. Хлористый цинк |
| 3. Серножелезная | 9. Серномагниева | 15. Сернистый свинец |
| 4. Азотноалюминиевая | 10. Серноцинковая | 16. Серносвинцовая |
| 5. Угленатриевая | 11. Углекалиевая | 17. Сернохромовая |
| 6. Сернокалиевая | 12. Углекальциевая | 18. Хлорный хром |

Названия солей металлов с *переменной валентностью* различаются следующим образом: соли бескислородных кислот различают *по окончанию прилагательного*:



Соли других кислот различают прибавкой слов „окисная соль“, или „соль окиси“ — для солей металлов с высшей валентностью и „закисная соль“, или „соль закиси“ — для солей металлов с низшей валентностью.

Например, CuSO_4 — окисная серномедная соль, или серномедная соль окиси, FeSO_4 — закисная серножелезная соль, или серножелезная соль закиси, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — окисная серножелезная соль, или серножелезная соль окиси и т. д.

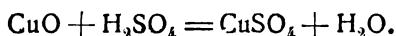
Упражнение. Составьте формулы следующих солей:

- | | | |
|----------------------------------|-------------------------------|-----------------------------|
| 1. Серномедная, окисная | 11. Ортофосфорносеребряная | 21. Углебариевая |
| 2. Азотноцинковая | 12. Азотнокалиевая | 22. Сернохромовая |
| 3. Хлористый алюминий | 13. Уксусножелезная, закисная | 23. Уксусносвинцовая |
| 4. Сернокалиевая | 14. Сернистый натрий | 24. Азотномедная, окисная |
| 5. Ортофосфорножелезная, окисная | 15. Сернистонатриевая | 25. Хлорное железо |
| 6. Угленатриевая | 16. Сернонатриевая | 26. Хлористое железо |
| 7. Сернистомедная, закисная | 17. Углекальциевая | 27. Сернистый марганец |
| 8. Хлорная медь | 18. Углекалиевая | 28. Серномагниева |
| 9. Сернистый барий | 19. Хлористый свинец | 29. Серножелезная, закисная |
| 10. Метафосфорнокальциевая | 20. Ортофосфорнокальциевая | |

6. Взаимодействие кислот с окислами металлов. Соли могут получаться не только при замещении водорода кислот металлами, но и при различных других реакциях. Здесь мы остановимся только на реакциях между кислотами и окислами металлов. Другие случаи образования солей рассматриваются в старших классах.

■ **Опыт.** В фарфоровую чашку налейте $\frac{1}{2}$ пробирки разбавленной серной кислоты. Нагрейте её и прибавляйте порошок окиси меди небольшими порциями. Не прибавляйте новой порции окиси меди, пока не „растворится“ предыдущая. Раствор не кипятите, а только нагревайте. Когда окись меди перестанет „растворяться“, отфильтруйте горячий раствор от оставшегося порошка в стакан и оставьте охлаждаться. Наблюдайте образование кристаллов. ■

При нагревании окиси меди с серной кислотой окись меди постепенно исчезает, как бы растворяется, а раствор окрашивается в синий цвет. Здесь, однако, идёт не обыкновенное растворение, а происходит сначала реакция между окисью меди и серной кислотой:



Получается серномедная соль и вода, а затем образующаяся соль растворяется в той воде, в которой была растворена кислота. Из раствора при его охлаждении выпадают кристаллы соли.

Этим же способом, т. е. при взаимодействии кислот с окислами металлов, можно получать и другие соли.

Ниже предлагается написать ряд равенств реакций между окислами металлов и кислотами. При составлении этих равенств, как и в дальнейшем, следует придерживаться *следующих правил*.

1. Написать формулы веществ, *вступающих в реакцию*, — кислоты и окисла металла, причём, составляя формулу окисла металла, *припомнить валентности* металла и кислорода (стр. 86).

2. Написать правильно формулы *веществ, получающихся*, в данном случае, — соли и воды, пользуясь знанием валентностей металла и кислотного остатка и не считаясь с тем, имеется ли в левой части равенства достаточное число атомов элементов, входящих в состав полученных веществ.

Только после этого приступить, если потребуется, к расстановке коэффициентов.

Упражнение. Напишите равенства реакций между:

1. Окисью кальция и серной кислотой. 2. Окисью натрия и сернистой кислотой. 3. Окисью алюминия и соляной кислотой. 4. Окисью цинка и азотной кислотой. 5. Окисью хрома и серной кислотой. 6. Окисью кальция и ортофосфорной кислотой. 7. Окисью свинца и азотной кислотой. 8. Окисью меди и соляной кислотой. 9. Окисью ртути и азотной кислотой. 10. Окисью калия и угольной кислотой. 11. Окисью хрома и метафосфорной кислотой.

Реакцию между окислом металла и кислотой применяют на практике для получения солей таких металлов, которые непосредственно водород из кислот не вытесняют, как медь Cu, ртуть Hg и др.

При этом часто используются отходы металлпромышленности, как опилки, обрезки и стружки, а также образовавшиеся при плавке металлов окислы, так называемый „угар“. Отходы металла подвергаются обжигу в печах, в которые продувают воздух, а затем полученные окислы обрабатывают кислотами и получают соответствующие соли. Химия содействует, таким образом, рационализации производства в металлпромышленности — используются малоценные отходы.

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ.

1. Что такое основность кислоты?
2. Приведите пример кислоты, у которой число атомов водорода в молекуле не соответствует её основности.
3. Какие четыре названия можно дать соли CuSO_4 ?
4. Назовите соль $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
5. Приведите по три примера на два известных вам случая образования солей.

АТОМНЫЕ ВЕСА ВАЖНЕЙШИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

АЗОТ	N	14,008	НАТРИЙ	Na	22,997
АЛЮМИНИЙ	Al	26,97	НЕОН	Ne	20,183
АРГОН	Ar	39,944	НИККЕЛЬ	Ni	58,69
БАРИЙ	Ba	137,36	ОЛОВО	Sn	118,70
БЕРИЛЛИЙ	Be	9,02	ПЛАТИНА	Pt	195,23
БОР	B	10,82	РАДИЙ	Ra	226,05
БРОМ	Br	79,916	РУТЬ	Hg	200,61
ВИСМУТ	Bi	209,00	РУБИДИЙ	Rb	85,48
ВОДОРОД	H	1,0081	СВИНЕЦ	Pb	207,21
ВОЛЬФРАМ	W	184,00	СЕЛЕН	Se	78,96
ГЕЛИЙ	He	4,003	СЕРА	S	32,06
ЖЕЛЕЗО	Fe	55,84	СЕРЕБРО	Ag	107,880
ЗОЛОТО	Au	197,2	СТРОНЦИЙ	Sr	87,63
ЙОД	I	126,92	СУРЬМА	Sb	121,76
ИРИДИЙ	Ir	193,1	ТЕЛЛУР	Te	127,61
КАДМИЙ	Cd	112,41	ТИТАН	Ti	47,90
КАЛИЙ	K	39,096	ТОРИЙ	Th	232,12
КАЛЬЦИЙ	Ca	40,08	УГЛЕРОД	C	12,01
КИСЛОРОД	O	16,00	УРАН	U	238,07
КОБАЛЬТ	Co	58,94	ФОСФОР	P	30,978
КРЕМНИЙ	Si	28,06	ФТОР	F	19,00
ЛИТИЙ	Li	6,940	ХЛОР	Cl	35,457
МАГНИЙ	Mg	24,32	ХРОМ	Cr	52,01
МАРГАНЕЦ	Mn	54,93	ЦЕЗИЙ	Cs	132,91
МЕДЬ	Cu	63,57	ЦЕРИЙ	Ce	140,13
МОЛИБДЕН	Mo	95,95	ЦИНК	Zn	65,38
МЫШЬЯК	As	74,91	ЦИРКОНИЙ	Zr	91,22

ОГЛАВЛЕНИЕ

	Стр.
Предисловие	2
I. Вещества и их превращения	3
1. Вещества. 2. Некоторые способы очистки веществ, применяемые в технике. 3. Превращения веществ. 4. Реакция разложения. 5. Реакция соединения. 6. Химические превращения в жизни, на производстве и в природе	
II. Вода	12
1. Вода в природе. 2. Очистка воды и физические свойства чистой воды. 3. Вода — растворитель. 4. Состав воды.	
III. Кислород и водород	22
1. Получение и свойства кислорода. 2. Собираение кислорода и сжигание в нём различных веществ. 3. Применения и технические способы получения кислорода. 4. Получение водорода. 5. Свойства водорода. 6. Пламя водорода. 7. Гремучий газ. 8. Получение водорода в технике.	
IV. Элементы	31
V. Закон сохранения веса веществ	34
1. Опыты с металлами. 2. Опыты с другими веществами. 3. Закон сохранения веса веществ.	
VI. Воздух	37
1. Воздух — смесь газов. 2. Состав воздуха. 3. Инертные газы.	
VII. Весовые соотношения между элементами в химических соединениях	42
1. Весовой состав воды. 2. Анализ и синтез. 3. Весовой состав воды, полученной различными способами. 4. Перекись водорода. 5. Весовой состав различных соединений двух элементов.	
VIII. Строение вещества	50
1. Атомы Дальтона. 2. Атомно-молекулярное учение. 3. Аллотропные видоизменения элементов. 4. Вес атома и атомный вес. 5. Химические формулы. 6. Как составляется химическая формула. 7. Молекулярные формулы. 8. Химические равенства. 9. Расчёты по формулам и равенствам. 10. Химический язык.	
IX. Окисление. Восстановление	70
1. Горение в кислороде и в воздухе. 2. Значение реакции горения. 3. Сухая перегонка дерева. 4. Пламя. 5. Медленное окисление. 6. Реакция восстановления.	
X. Окислы. Основания. Кислоты. Соли	82
1. Окислы и гидраты окислов. 2. Формулы окислов. Валентность. 3. Основания. 4. Кислоты. 5. Взаимодействие кислот с металлами. Соли. 6. Взаимодействие кислот с окислами металлов.	
Атомные веса важнейших элементов	95

Цена 1 р. 60 к.

Fremus