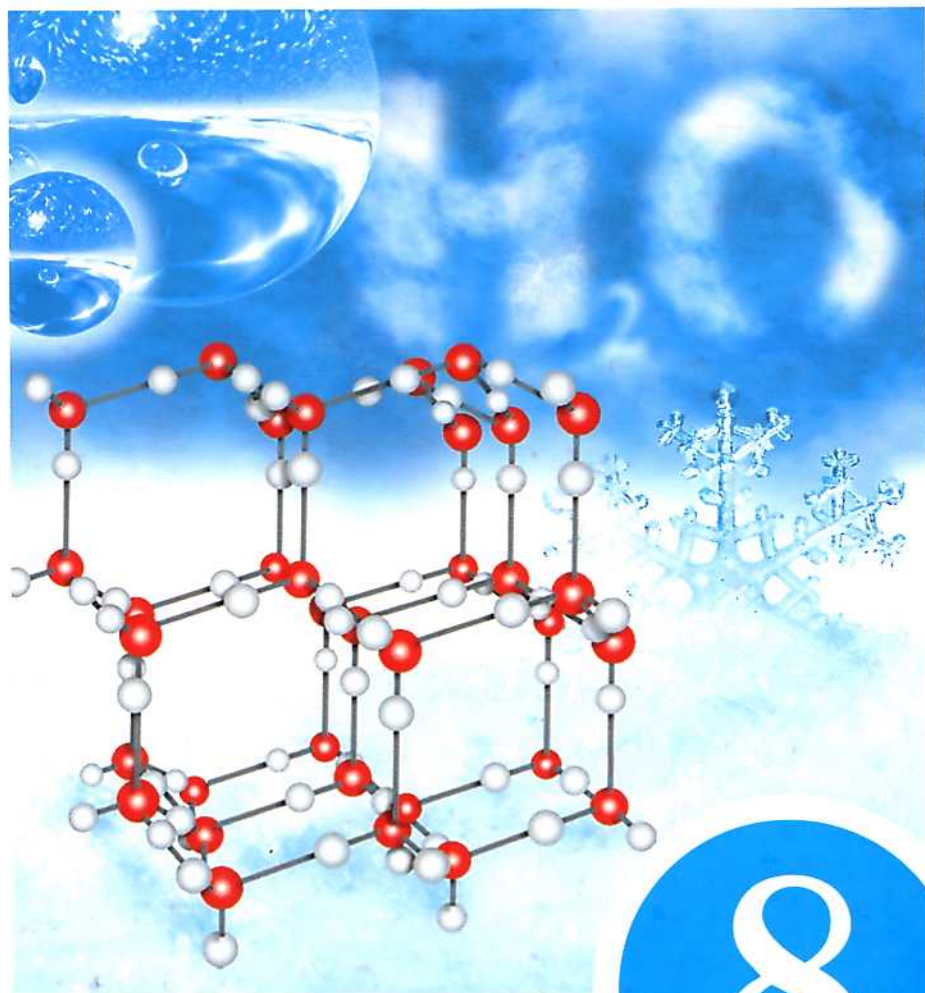


В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Луни



ХИМИЯ



8

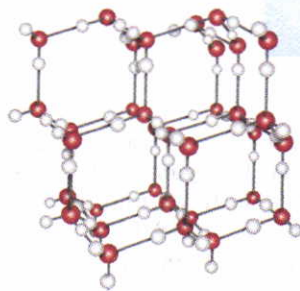
 дрофа


ВЕРТИКАЛЬ

ХИМИЯ

Учебник для общеобразовательных учреждений

Рекомендовано
Министерством
образования и науки
Российской Федерации



Москва

 **дрофа**

2012



УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Х46

Химия. 8 класс : учеб. для общеобразоват. учреждений /
Х46 В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко, А. А. Дроздов, В. В. Лунин ;
под ред. проф. Н. Е. Кузьменко и акад. РАН В. В. Лунина. —
М. : Дрофа, 2012. — 268, [4] с. : ил.

ISBN 978-5-358-11057-1

Учебник написан преподавателями химического факультета МГУ им. М. В. Ломоносова. Отличительными особенностями книги являются простота и наглядность изложения материала, высокий научный уровень, большое количество иллюстраций, экспериментов и занимательных опытов, что позволяет использовать её в классах и школах с углублённым изучением естественно-научных предметов.

Учебник соответствует Федеральному государственному образовательному стандарту основного общего образования и имеет гриф «Рекомендовано Министерством образования и науки Российской Федерации».

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

ISBN 978-5-358-11057-1

© ООО «Дрофа», 2012

Дорогие восьмиклассники!

Вы приступаете к изучению нового предмета — химии. Вместе с биологией и физикой химия принадлежит к числу естественных наук — наук, изучающих природу и происходящие в ней изменения. Как вы знаете, объектом изучения биологии являются живые организмы: растения, животные и человек. Физика исследует наиболее общие законы и явления природы. В центре внимания химии находятся вещества. Некоторые из них — вода, стекло, сахар, железо, поваренная соль — знакомы вам с детства, другие предстоит изучить.

Машины, мебель, почва, пища и, наконец, наш собственный организм — всё это состоит из веществ. Их число огромно — более 20 миллионов. Лишь незначительная часть этих веществ дана нам природой в готовом виде, например кислород, вода, мрамор, золото; другие вещества, такие как сера, поваренная соль, сахар, выделяют из природного сырья. Но самое большое число веществ, которых раньше в природе не существовало, получены человеком. Это пластмассы, керамика, лекарства, красители и др.

Свойства веществ можно познать, лишь обладая определёнными знаниями. Так, чтобы научиться читать, надо сначала выучить буквы. Химия тоже имеет свой собственный язык — язык формул и уравнений. Ежегодно учёные синтезируют тысячи новых веществ, каждо-



му из которых присваивают название, поэтому язык химии развивается так же стремительно, как и сама наука.

Окружающий нас мир постоянно изменяется. Каждую секунду происходит множество химических реакций, в результате которых одни вещества превращаются в другие. Мы сделали вдох, и в организме начались реакции окисления органических веществ. Мы сделали выдох, и в воздух попал углекислый газ, который в растениях превратится в углеводы. Некоторые химические превращения можно наблюдать непосредственно, например ржавление железных предметов или свёртывание крови. В то же время подавляющее большинство реакций протекает незаметно для нас. Для того чтобы познать суть происходящих процессов и научиться ими управлять, человеку и нужна химия.

Почему бензин горит, а вода — нет? Можно ли вырастить синие розы и красные васильки? Как получить новые вещества, которых нет в природе? Почему изделия из капрона нельзя гладить горячим утюгом? Отчего желтеют листья? Ответы на эти и многие другие вопросы даёт химия.

Конечно, можно жить и не задумываться о том, что мы видим вокруг, не задавать лишних вопросов и не стремиться найти на них ответы. Можно дышать воздухом и не знать, что в нём есть кислород, пить газировку и не догадываться, какой газ из неё выделяется, жечь костёр и не понимать, почему горят дрова. На наш взгляд, отсутствие элементарных знаний по химии, как, впрочем, и многих других знаний, ограничивает кругозор и сужает круг общения. Как было написано на одной из шумерских табличек около четырёх тысяч лет назад, «знающий может показать табличку знающему, но не незнающему». Стремитесь стать людьми знающими!

В разделах «Вопросы и задания» значком «*» отмечены задания повышенной сложности.

Для большинства из вас наш учебник окажется первой книгой по химии. С ней вы попадёте в совершенно новый мир науки и узнаете много интересного об окружающих вас веществах. Но помните, что учебник — это не магическая книга, где, по представлениям древних, содержались ответы на все вопросы. Здесь приведены лишь элементарные химические понятия — своеобразная химическая азбука. Однако без этих знаний дальнейшее изучение науки окажется невозможным.

Желаем вам успехов в изучении химии!

Авторы

Первоначальные химические понятия

§ 1 Вещества

Вы, наверное, знаете, что весь мир, живая и неживая природа, растения и камни, компьютеры и дома, воздух, да и сам человек — всё это состоит из веществ. Названия некоторых из них вам хорошо знакомы. Так, гвозди, молотки, топоры делают из железа, прозрачные пакеты для хранения пищевых продуктов — из полиэтилена, свечи — из воска, парафина или стеарина, бутылки — из стекла. Фольга, в которую заворачивают шоколадные конфеты, сделана из алюминия, а внутри термометра, которым измеряют температуру тела, находится ртуть. Железо, полиэтилен, воск, алюминий, шоколад, стекло, ртуть, а также аспирин, аскорбиновая кислота и другие лекарства — это вещества.

В физике все окружающие нас объекты называют физическими телами, а то, из чего они состоят, — веществами. Тело может состоять из одного или нескольких веществ: стакан (тело) состоит из стекла (вещество), пластиковая бутылка (тело) — из полиэтилентерефталата (вещество), страница книги (тело) — из бумаги (вещество) и краски (вещество).

Изучением веществ и занимается наука химия. Каждое вещество характеризуется определёнными свойствами, т. е. признаками, по которым оно отличается от других или сходно с ними. Изучить вещество — значит узнать его свойства, описать, из чего и как оно построено. К физическим свойствам относят агрегатное состояние, цвет, запах, температуру плавления, температуру кипения, плотность, тепло- и электропроводность, раствори-

мость и т. д. Например, вода — это бесцветная жидкость, которая замерзает при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, кипит при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, её плотность 1 г/см^3 (при $4\text{ }^{\circ}\text{C}$), это вещество плохо проводит тепло и не проводит электрический ток. Сахар — твёрдое, хрупкое вещество белого цвета, сладкое на вкус, прекрасно растворимое в воде, его температура плавления равна $185\text{ }^{\circ}\text{C}$, а плотность $1,59\text{ г/см}^3$.

Такие физические свойства веществ, как цвет и запах, определяют непосредственным наблюдением, поэтому их трудно описать точно. Более того, нередко цвет вещества зависит от условий. Так, все вещества, кажущиеся нам бесцветными, например лёд, при измельчении становятся белыми. Ведь снег — это тот же лёд, но состоящий из отдельных кристалликов, снежинок (рис. 1).

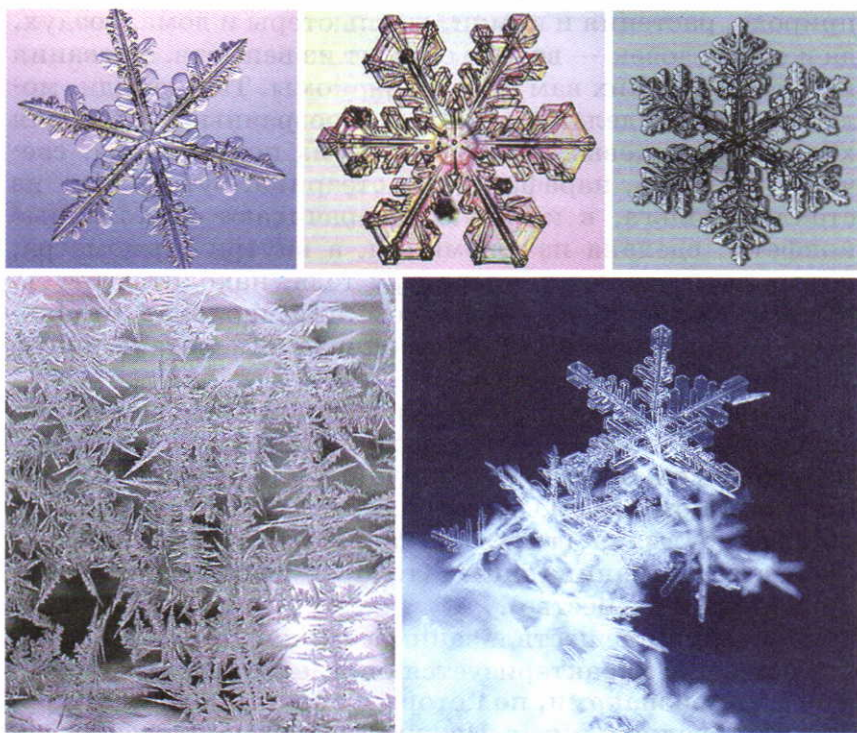


Рис. 1. Снежинки, а также крупные кристаллы инея образуются при кристаллизации водяного пара. На ровных и гладких поверхностях кристаллы льда часто принимают причудливые формы. Вы, конечно, видели на замёрзших окнах подобные ледяные узоры

Те физические свойства веществ, которые легко измерить, — температуры плавления и кипения, плотность, тепло- и электропроводность — приведены в справочниках.

Вопросы и задания

1. Что называют веществом? Приведите примеры веществ.
2. Выпишите из перечня названия веществ: дерево, древесина, железо, гвоздь, ваза, стекло, сахар, лёд, льдина, проволока, медь, нож, сталь, ртуть, термометр.
3. Какие свойства веществ относят к физическим?
4. Опишите физические свойства следующих веществ: а) алюминия; б) полиэтилена; в) поваренной соли; г) уксусной кислоты; д) углекислого газа.
5. Химическое название аспирина — ацетилсалициловая кислота. Какие свойства этого вещества вам известны?

§ 2

Агрегатные состояния вещества

Каждое вещество может существовать в трёх основных агрегатных состояниях — твёрдом, жидком и газообразном. Переходы между ними происходят при изменении температуры и давления. При высокой температуре и низком давлении вещества существуют в виде газов, а при низкой температуре — в твёрдом состоянии. Например, когда столбик термометра опускается ниже нулевой отметки, вода превращается в лёд. Иными словами, происходит процесс кристаллизации — переход вещества из жидкого состояния в твёрдое. Ртуть — жидкий металл при комнатной температуре, кристаллизуется при -39°C . Понижая температуру и повышая давление, можно любое вещество перевести в твёрдое состояние. Именно так получают, например, твёрдый углекислый газ, известный под названием «сухой лёд». Попадая в воду, кусочки «сухого льда» тают буквально на глазах. Причина этого проста — даже холодная вода оказывается необычайно тёплой для «сухого льда» (его температура не превышает -79°C), и он возгоняется, т. е. переходит из твёрдого состояния в газообразное.

Когда говорят о веществах в газообразном состоянии, иногда помимо термина «газ» используют и слово «пар». Паром называют газ, образовавшийся при испарении твёр-

дого или жидкого вещества. Так, в воздухе всегда присутствует бесцветный и незаметный для глаза водяной пар, он обуславливает влажность воздуха. Пар, выделяющийся при кипении воды в чайнике, состоит не только из газообразной воды, но и из крошечных её капелек, образующихся при конденсации. Аналогично возникает туман.

Вопросы и задания

Приведите примеры веществ, которые при комнатной температуре находятся в следующем агрегатном состоянии:

- а) твёрдом;
- б) жидком;
- в) газообразном.

§ 3 Работа в химической лаборатории

Для работы с веществами химики используют специальную посуду. Простейшие опыты проводят в *пробирках* — стеклянных трубках, заплавленных с одного конца. Если необходимо нагревание, пробирку помещают в специальный держатель.

В любой химической лаборатории есть *химические стаканы*, а также *колбы* — сосуды с широким основанием и узким горлышком (рис. 2). Колбы бывают конические, плоскодонные и круглодонные. Чтобы пробирки и колбы можно было нагревать на открытом пламени, их

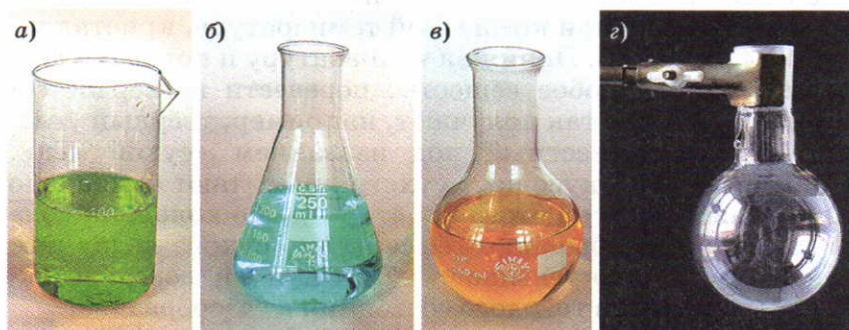
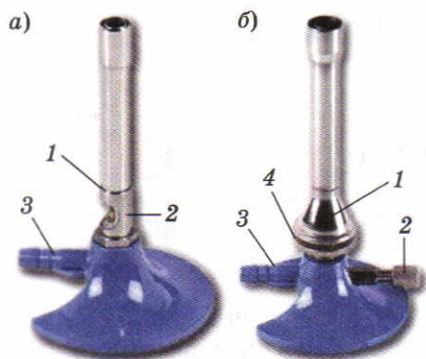


Рис. 2. Химическая посуда из стекла: химический стакан (а), колбы — коническая (б), плоскодонная (в), круглодонная (г)

Рис. 3. Газовые горелки:

а — Бунзена (1 — смеситель, 2 — заслонка, 3 — трубка для подачи газа);

б — Теклю (1 — смеситель, 2 — винт, 3 — трубка для подачи газа, 4 — кольцо)



делают из огнеупорного тонкого стекла. Такие тонкостенные сосуды разбить гораздо легче, чем толстостенные, которыми вы привыкли пользоваться в быту, поэтому и обращаться с ними следует аккуратнее.

Многие химические опыты проводят при нагревании. Наиболее эффективно нагревание на *газовой горелке*. В простейшей из горелок — *горелке Бунзена* (рис. 3, *а*) — природный газ смешивается в специальной камере — смесителе 1 с воздухом, количество которого регулируется заслонкой 2. Газ, смешанный с воздухом, сгорает несветящимся голубоватым пламенем, температура которого в верхней части достигает 1550°C . Примерно такую же температуру даёт и *горелка Теклю* (рис. 3, *б*). Она, в отличие от бунзеновской горелки, снабжена специальным винтом 2, регулирующим подачу газа, и горизонтальным кольцом 4 для регулирования притока воздуха, что позволяет регулировать пламя.

В школьных лабораториях наиболее распространены спиртовые горелки, или *спиртовки* (см. рис. 121). В них горит этиловый спирт. Пламя спиртовой горелки более холодное, чем газовой, — температура самой горячей зоны не превышает 1200°C .

Если вы внимательно посмотрите на пламя, то заметите в нём несколько зон, различающихся по окраске (рис. 4). Во внутренней части пламени 1 воздух лишь смешивается с газом или парами спирта, там ещё нет горения. Средняя, светящаяся часть пламени 2 — это зона неполного сгорания топлива. Температура пламени в ней не превышает 500°C . Наиболее горячей является внешняя часть пламени 3, она почти бесцветна. Именно здесь

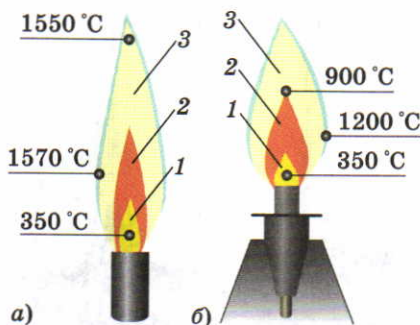


Рис. 4. Строение пламени:
а — газовой горелки;
б — спиртовки

происходит полное сгорание топлива до углекислого газа и воды. В эту зону и нужно помещать нагреваемый предмет. Правда, даже здесь его никогда не удастся нагреть до температуры самого пламени. Например, температура нагреваемой на газовой горелке пробирки с веществом не превышает $600\text{ }^{\circ}\text{C}$, даже если она находится в самой горячей зоне пламени.

Чем крупнее предмет, внесённый в пламя, тем ниже температура, до которой его удаётся нагреть. Это объясняется тем, что при нагревании поверхность предмета начинает излучать тепло, рассеивая его в окружающей среде. Например, в пламени газовой горелки можно подплавить кончик тонкой медной проволоки (температура плавления меди $1083\text{ }^{\circ}\text{C}$), но его тепла недостаточно для расплавления медной пластинки.

Горючие жидкости (спирт, ацетон, бензин) **нельзя нагревать на открытом пламени**. Для этого используют **электрические плитки** с закрытой спиралью.

С другим лабораторным оборудованием вы познакомитесь при выполнении практической работы 1.

Лабораторный опыт 1. Изучение свойств веществ

Ознакомьтесь с выданными вам веществами. Определите, в каком агрегатном состоянии они находятся. Опишите их цвет, запах, отметьте наличие или отсутствие блеска. В школьной лаборатории нет возможности определить тепло- и электропроводность веществ, поэтому заключение об этих свойствах сделайте на основании своего жизненного опыта или спросите об этом учителя. Значения плотности, температур плавления и кипения веществ найдите в справочнике.

Проверьте, растворимы ли выданные вам вещества в воде. Для этого поместите несколько кристалликов или небольшой кусочек (размером с полгорошины) твёрдого вещества в пробирку, прилейте немного воды и перемешайте. Для исследования растворимости жидкого вещества достаточно объёма примерно 1 мл ($1\text{ мл} = 1\text{ см}^3$), это соответствует слою жидкости в пробирке толщиной с палец.

По результатам наблюдений заполните таблицу 1.

Свойства веществ

Таблица 1

Вещество	Физические свойства							
	Агрегатное состояние	Цвет	Запах	Блеск	Растворимость в воде	Плотность, г/см ³	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С

Вопросы и задания

1. Какую посуду используют в химических лабораториях? Приведите несколько примеров.
2. Чем химический стакан отличается от стакана из школьной столовой?
3. Какие нагревательные приборы используют в химических лабораториях?
4. Если во внутреннюю часть пламени парафиновой свечи внести один конец стеклянной трубки (рис. 5), то из другого её конца будут выходить пары парафина, которые можно поджечь. Как объяснить наблюдаемое явление?



Рис. 5. Горение паров парафина, отведённых из внутренней зоны пламени свечи

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Дома изучите строение пламени свечи. Нарисуйте пламя красками или цветными карандашами. Тёмная зона вокруг фитиля является низкотемпературной, там происходит испарение парафина. Если вы задуете свечу, то почувствуете запах его паров. Затем расположена ярко-жёлтая часть пламени — это зона частичного сгорания парафина с образованием углекислого газа и мельчайших частиц сажи, которые, раскаляясь добела, придают ему окраску. Температура в этой зоне составляет примерно 1000 °С. Снаружи пламени заметна голубая кайма — здесь происходит полное сгорание паров парафина. Эта часть пламени наиболее горячая. Чтобы убедиться в этом на опыте, внесите в среднюю часть пламени свечи лучинку, держа её горизонтально. Запишите, в каких местах лучинка начнёт обугливаться быстрее. Нарисуйте лучинку после опыта.

§ 4

Индивидуальные вещества
и смеси веществ

Большинство объектов, которые нас окружают, состоят не из одного вещества, а представляют собой **смеси** нескольких веществ. Так, рассматривая гранит (рис. 6, а), легко заметить в нём три составные части — розовые зёрна полевого шпата, прозрачные кристаллики кварца и тёмные блестящие чешуйки слюды. Это пример *неоднородной смеси*. Мрамор, в противоположность граниту, однороден — это чистое вещество. Казалось бы, логично предположить: всё, что кажется нам однородным, т. е. состоящим из одинаковых частей, — чистые вещества. Однако это не так. Бывают и *однородные смеси* — растворы. В них частицы, образующие смесь, настолько малы, что неразличимы невооружённым глазом.

Растворим в стакане воды одну-две чайные ложки сахарного песка. Приготовленный раствор представляет собой бесцветную прозрачную жидкость, и наличие в нём сахара можно доказать лишь экспериментальным путём. **(Запомните, что в химической лаборатории пробовать вещества на вкус нельзя!)** Чай, кофе, кока-кола и другие напитки представляют собой водные растворы многих соединений. Молоко тоже кажется однородной жидкостью, но под микроскопом в нём видны мелкие капельки жира и белков, которые плавают в воде с растворёнными в ней минеральными солями (рис. 6, б).

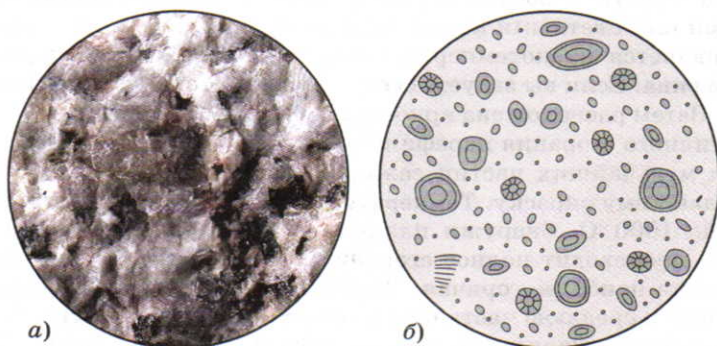


Рис. 6. Смеси под микроскопом: а — гранит; б — молоко

Как можно отличить чистое вещество от смеси? Прежде всего надо иметь в виду, что чистое вещество всегда однородно, так что даже при сильном увеличении составляющие его кристаллики или крупинки выглядят одинаково. Правда, таким образом невозможно отличить чистое вещество от однородной смеси. В этом случае на помощь приходит физика. Дело в том, что *чистые вещества, в отличие от большинства смесей, плавятся и кипят при определённой температуре*. Твёрдое вещество можно отличить от смеси, наблюдая его плавление. Положим в стакан немного снега и опустим в него термометр. Пока весь снег не расплавится, столбик термометра будет стоять на отметке «ноль» — это и есть температура плавления вещества. Снег — чистое вещество (вода), поэтому он плавится при постоянной температуре. Парафин, говяжий жир и некоторые другие твёрдые смеси кажутся однородными, но их плавление происходит в интервале температур — они начинают плавиться при одной температуре, а полностью жидкими становятся при другой, более высокой.

Узнать, чистая ли жидкость, можно, наблюдая за температурой её кипения. Будем нагревать в колбе чистую (дистиллированную) воду (рис. 7). Колба закрыта резиновой пробкой с двумя отверстиями: в одно из них вставлен термометр, а в другое короткая стеклянная трубка, через которую из колбы может выходить пар. Без такого выхода из системы обойтись нельзя, иначе образующийся при нагревании водяной пар своим давлением выбьет пробку или разорвёт колбу. При нагревании воды температура сначала медленно повышается. Когда вода закипит, столбик термометра остановится на определённой отметке (примерно 100°C) и будет ос-

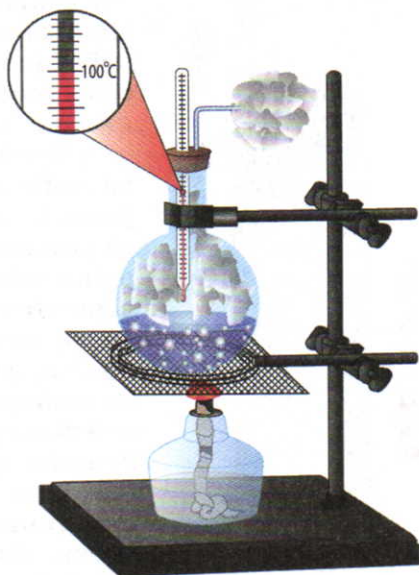


Рис. 7. Определение температуры кипения жидкости

таваться в этом положении, как бы сильно мы ни нагревали воду. Такую температуру называют температурой кипения вещества.

Можно провести аналогичный опыт с нефтью, заменив спиртовку электрической плиткой с закрытой спиралью — ведь нефть горюча. Температура будет плавно повышаться, даже когда нефть кипит. В отличие от воды, нефть — смесь многих веществ и поэтому не имеет постоянной температуры кипения.

Вопросы и задания

Из приведённого списка выпишите отдельно чистые вещества, однородные смеси и неоднородные смеси: поваренная соль, раствор поваренной соли в воде, кровь, вода, раствор медного купороса, сода, зубная паста, крахмал, золото, зола, цемент.

§ 5 Разделение смесей

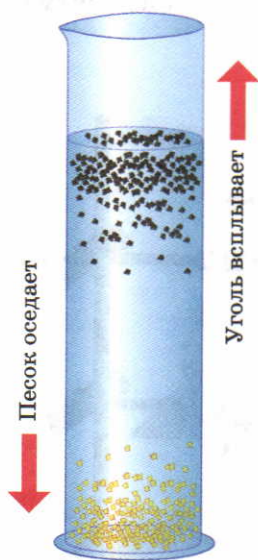


Рис. 8. Разделение смеси речного песка и угля отстаиванием

Вещества, входящие в состав смеси, сохраняют в ней свои индивидуальные свойства. На этом основаны лабораторные и промышленные способы очистки веществ, т. е. разделения смесей на чистые вещества.

Отстаивание применяют для разделения неоднородной смеси двух нерастворимых веществ, обладающих различной плотностью. Смесь помещают в воду и встряхивают. Частицы вещества с большей плотностью, т. е. более тяжёлые, постепенно оседают на дно, в то время как другое вещество собирается на поверхности или оказывается равномерно распределённым в толще воды (рис. 8). С осевшего на дно осадка аккуратно, по стеклянной палочке сливают жидкость. Этот способ используют для очистки речного песка от примеси глины, для отделения тяжёлого кристаллического осадка от раствора.

Смесь двух твёрдых веществ, сильно различающихся по плотности, удобно разделять, пропуская через неё поток воды. Раньше так выделяли крупинки золота из измельчённой золотоносной породы. Золотоносный песок помещали на наклонный жёлоб, по которому пускали струю воды. Поток воды подхватывал и уносил пустую породу, а тяжёлые крупинки золота оседали на дне жёлоба.

Отстаиванием разделяют также смеси двух несмешивающихся жидкостей, например воды и бензина. Бензин нерастворим в воде и образует слой на её поверхности. Для отделения воды смесь переносят в *делительную воронку* — цилиндрическую трубку с краном на конце (рис. 9). Дождавшись появления чёткой границы между слоями, кран открывают и держат открытым до тех пор, пока не вытечет вся вода. Теперь в делительной воронке остался чистый бензин.

Фильтрование позволяет очистить жидкость от нерастворимых в ней веществ и заключается в пропускании смеси через пористую (фильтровальную) бумагу. Жидкость просачивается через бумагу, а частички нерастворимых примесей задерживаются на ней. В лаборатории

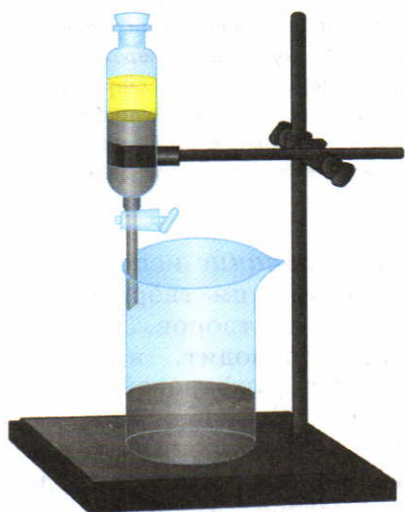


Рис. 9. Разделение смеси двух несмешивающихся жидкостей в делительной воронке

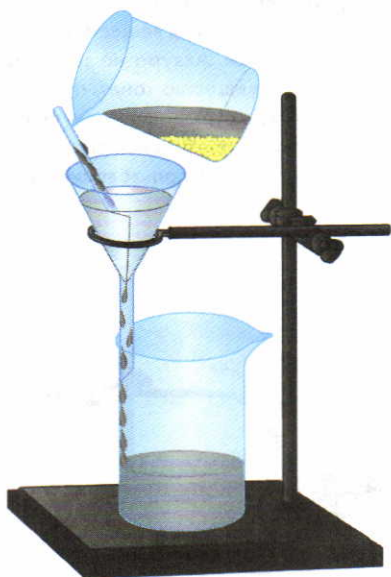


Рис. 10. Фильтрование

для фильтрования используют стеклянную воронку, в которую вставлен фильтр — сложенный вчетверо круг фильтровальной бумаги. Фильтровальная бумага, в отличие от обычной, не содержит клеящих веществ, поэтому легко впитывает и пропускает жидкость. Размер пор в ней таков, что позволяет отделять от раствора частицы размером больше 0,01 мм.

Смесь наливают в воронку с фильтром по стеклянной палочке (рис. 10). Для ускорения фильтрования стакан, в котором собирается раствор, прошедший через фильтр (его называют *фильтратом*), ставят так, чтобы жидкость не капала, а равномерно стекала по стенке сосуда.

Фильтрованием легко очистить воду или раствор от попавших туда пылинок и других загрязнений, а также отделить осадок от раствора.

В промышленности в качестве фильтров часто используют ткани. Например, на маслобойных заводах измельчённые семена подсолнечника оборачивают плотной суконной тканью и сжимают между стальными плитами. Растительное масло проходит через ткань, а внутри остаётся твёрдая масса — жмых.

Лабораторный опыт 2. Разделение смеси

Приготовьте смесь железа и серы или угля и речного песка, тщательно смешав выданные вам вещества стеклянной палочкой на листе бумаги. Опишите цвет смеси. Аккуратно высыпьте смесь в пробирку с водой и перемешайте. Какое вещество тонет, а какое всплывает? Через несколько минут слейте жидкость с плавающим на её поверхности веществом в чистую пробирку. Отфильтруйте оба вещества и сдайте их учителю. Какие способы разделения смесей вы использовали? На каких свойствах веществ они основаны?

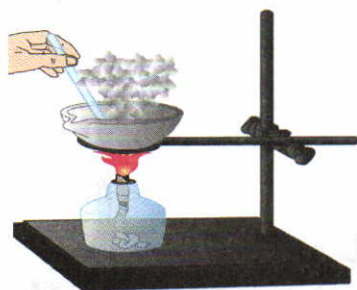


Рис. 11. Выпаривание раствора

Выпаривание используют для выделения твёрдых веществ из растворов. Эту операцию проводят, нагревая раствор в фарфоровой чашке (рис. 11). Во избежание интенсивного кипения и разбрызгивания жидкости раствор постоянно перемешивают стеклянной палочкой. Когда вся вода испарится, на дне фарфоровой чашки оста-

ётся чистое вещество в виде мелких кристаллов. Чтобы получить крупные кристаллы, воду выпаривают лишь частично, а затем раствор оставляют открытым в течение длительного времени. Вода медленно испаряется, и растворённое вещество выделяется в виде крупных кристаллов. Такой способ называют *кристаллизацией*.

Сочетание фильтрования с выпариванием или кристаллизацией позволяет разделить смесь двух веществ, одно из которых растворимо в воде, а другое — нет. Существуют и более сложные способы разделения смесей. С некоторыми из них вы познакомитесь позднее.

Вопросы и задания

1. Какие способы разделения смесей вы знаете? Что лежит в основе каждого способа?
2. Как правильно провести фильтрование?
3. Предложите способы разделения следующих смесей: а) речного песка и пробковых опилок; б) растительного масла и воды; в) медного купороса и серы; г) крахмала и сахара; д) речного песка и сахара; е) керосина и воды.
4. Почему не удаётся выделить жир из молока фильтрованием? Как это можно сделать?
5. Как можно быстро и эффективно разделить смесь серы и железных опилок? Какое физическое свойство одного из этих веществ позволяет использовать такой способ разделения смеси?
6. Чёрный порошок состоит из угля, серы и калийной селитры (вещество, хорошо растворимое в воде). Как доказать, что это смесь?
7. На рисунке 9 делительная воронка закрыта пробкой. Будет ли выливаться жидкость, если открыть кран? Почему?
8. Заполните таблицу 2.

Способы разделения смесей

Таблица 2

Смесь	Пример смеси	Способы разделения
Однородная		
Неоднородная		

§ 6

Физические и химические явления

Мир был бы скучным и однообразным, если бы в нём не происходили изменения. Кипение воды в кастрюле, горение свечи, движение поезда — всё это примеры процессов, происходящих в материальном мире, или, иначе, — **явлений**. Явления, происходящие с веществами, условно подразделяют на физические и химические. Процессы, при которых изменяется форма предмета или агрегатное состояние вещества, но не меняется его состав, называют **физическими**, их изучают в курсе физики.

Проведём простой опыт. На дно большого химического стакана нальём немного этилового спирта и нагреем его на электрической плитке (рис. 12). Когда жидкость закипит и весь стакан заполнится парами спирта, невидимыми, но легко узнаваемыми по характерному запаху, поставим на него фарфоровую чашку со льдом. В верхней части стакана тут же образуется туман, который постепенно начинает конденсироваться в капли жидкости. Мы наблюдали процессы испарения и конденсации спирта. Это физические явления, их можно повторять много раз, используя одну и ту же порцию спирта. Образование льда при замерзании рек, прокатка алюминиевой фольги, перемешивание раствора, отливка изделий из расплавленной стали, дробление камня — всё это физические процессы.

Многие явления сопровождаются превращением одних веществ в другие с новыми свойствами. Вернёмся к опыту со спиртом. Перельём спирт в сухую фарфоровую

чашку и подожжём. Он сгорит сине-фиолетовым пламенем с выделением большого количества теплоты. Спирт вступил во взаимодействие с кислородом воздуха и превратился в воду и углекислый газ.

Нагреем в пробирке кусочек сахара. Сначала он плавится (физическое явление), а затем начинает разлагаться — становится бурым, на стенках пробирки образуются капли жидкости, появляется

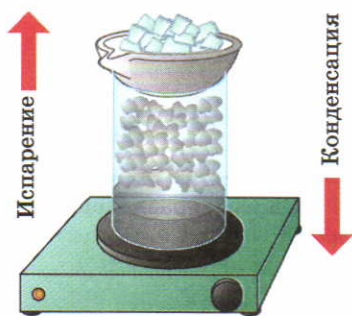


Рис. 12. Испарение и конденсация этилового спирта

едкий запах. При дальнейшем нагревании сахар превращается в чёрную аморфную массу. Это уголь.

Горение спирта и обугливание сахара — примеры *химических явлений*. Обычно их называют *химическими реакциями* или химическими превращениями. О веществах, вступающих в химическую реакцию, говорят, что они *реагируют, взаимодействуют* между собой (спирт реагирует с кислородом воздуха), или одни вещества *превращаются* в другие (сахар превращается в уголь).

В процессе химической реакции образуются новые вещества с новыми свойствами — цветом, вкусом, запахом. Так, о прокисании молока можно судить по *изменению его вкуса*, а о пригорании жирной пищи — по *появлению неприятного запаха* продукта разложения жиров — акролеина. Если получается вещество, плохо растворимое в воде, то о протекании химической реакции свидетельствует *образование осадка*. Так, при пропускании углекислого газа через известковую воду выпадает белый осадок мела. *Выделение газа* тоже часто свидетельствует о химическом превращении: гашение пищевой соды уксусом или лимонной кислотой сопровождается характерным шипением — образуется углекислый газ. Эту реакцию используют при выпечке хлеба — благодаря выделению углекислого газа тесто поднимается, становится более рыхлым.

Химическая реакция между содой и кислотой лежит в основе действия кислотных огнетушителей (рис. 13). Металлический корпус такого огнетушителя наполнен раствором соды. У самого его горлышка помещена стеклянная колба с кислотой. Чтобы привести огнетушитель в действие, необходимо повернуть рычаг и перевернуть огнетушитель вверх дном. При этом откроется клапан, и кислота смешается с рас-



Рис. 13. Кислотный огнетушитель в действии

твором соды. Начнётся химическая реакция, сопровождающаяся образованием углекислого газа. Газ выделяется под высоким давлением, захватывая с собой часть раствора и образуя пену. Отработанный огнетушитель вновь заряжают раствором соды и помещают в него новую колбу с кислотой.

Часто о химическом превращении свидетельствует изменение окраски. Прильём к раствору перманганата калия (в быту называемого марганцовкой), подкисленному серной кислотой, перекись водорода. Фиолетовая окраска перманганата калия исчезает, раствор становится бесцветным, наблюдается появление пузырьков газа. Многие химические реакции, например реакции горения, сопровождаются выделением энергии, обычно в форме теплоты и света (вспомните горение природного газа метана в газовой плите). Некоторые химические процессы сопровождаются, наоборот, поглощением энергии.

Изменение окраски, появление запаха, образование газа, выпадение осадка, выделение или поглощение энергии — это признаки, по которым можно судить о протекании химической реакции, о превращении одних веществ в другие.

Свойства, которые проявляют вещества при химических превращениях, называют **химическими**. Их изучение — одна из основных задач химии.

Химия — это наука о веществах, их свойствах и взаимных превращениях.

В начале параграфа мы разделили все процессы на физические и химические. Однако лишь простейшие явления можно однозначно отнести к той или другой группе. Более сложные процессы состоят из множества отдельных явлений — физических и химических.

Лабораторный опыт 3. Физические явления и химические реакции

1. Нагрейте в фарфоровой чашке кусочек парафина. Что вы наблюдаете? Как только парафин превратится в жидкость, погасите спиртовку. Что происходит с расплавленным парафином? Изменились ли свойства парафина? Какое это явление?
2. Поместите в пробирку немного сахарного песка и нагрейте в пламени спиртовки. Что вы наблюдаете? По каким признакам можно судить о протекании химической реакции?

3. Прилейте к раствору соды раствор хлорида кальция. Что вы наблюдаете?
4. К осадку, образовавшемуся в предыдущем опыте, добавьте соляную кислоту. Что вы наблюдаете? Внесите в пробирку горящую лучинку, не дотрагиваясь ею до жидкости. Что произошло с лучинкой? Об образовании какого газа это свидетельствует?
5. Налейте в пробирку раствор медного купороса. Добавьте к нему нашатырный спирт (раствор аммиака). Что вы наблюдаете?

На основании проведённых опытов сделайте вывод о том, чем физические явления отличаются от химических реакций. Перечислите признаки химических реакций.

Какие условия необходимы для того, чтобы произошла химическая реакция? Далеко не всегда химическое взаимодействие начинается сразу же после смешивания двух веществ. Для проведения многих химических реакций требуется нагревание.

Примером может служить взаимодействие железа с серой. Приготовим смесь порошка серы и железных опилок. Такую смесь можно хранить длительное время, не опасаясь того, что вещества вступят в реакцию между собой (рис. 14, а). Положим смесь в пробирку и аккуратно нагреем её в пламени горелки. Через некоторое время смесь начинает раскаляться (рис. 14, б). Прекратим нагревание. Смесь по-прежнему раскаляется, это свидетельствует о том, что между серой и железом протекает химическая реакция. Когда пробирка остынет, из неё можно извлечь серое вещество — сульфид железа.

Некоторые реакции протекают под действием света. Свет необходим для фотосинтеза — сложной цепи химических превращений, в результате которых зелёные растения поглощают углекислый газ, образуют глюкозу и выделяют кислород. Многие вещества способны разлагаться под действием электрического тока. Известны неустойчивые вещества, разлагающиеся от трения или при ударе.



Рис. 14. Взаимодействие железа с серой: а — исходная смесь; б — реакция идёт при нагревании; в — продукт реакции — сульфид железа

Вопросы и задания

1. Что понимают под физическим явлением, химической реакцией?
2. Перечислите признаки химических реакций. Приведите примеры.
3. Какие явления из перечисленных ниже относятся к физическим, а какие — к химическим: а) образование инея на деревьях; б) испарение этилового спирта; в) горение свечи; г) вытягивание медной проволоки; д) пожелтение листвы деревьев; е) плавление алюминия; ж) таяние снега; з) прогоркание масла; и) взрыв петарды; к) кристаллизация соли; л) отбеливание ткани; м) ржавление лезвия ножа; н) очистка лезвия ножа от ржавчины наждачной бумагой? По каким признакам вы отличили химические явления?
4. Что изучает химия?
5. Приведите примеры химических реакций, протекающих: а) при нагревании; б) под действием света.

§ 7

Атомы. Химические элементы

Как вы уже знаете из курса физики, весь материальный мир состоит из атомов. В настоящее время достоверно известно 110 видов атомов, отличающихся друг от друга строением, а также размерами и массами (рис. 15). Из них более 20 видов атомов получены искусственно — они неустойчивы и распадаются на другие атомы. Синтез новых видов атомов продолжается и в настоящее время.


Углерод	C	
Водород	H	
Азот	N	
Кислород	O	
Фосфор	P	
Сера	S	
Фтор	F	
Хлор	Cl	
Бром	Br	
Иод	I	
Кремний	Si	

Рис. 15. Модели атомов разных видов

Атомы определённого вида принято называть **химическим элементом**. Каждый химический элемент имеет название и символ — условное обозначение в виде одной или двух букв, взятых из его латинского названия. Так, химический элемент водород обозначают символом H — по первой букве его латинского названия Hydrogenium, азот (Nitrogenium) обозначают символом N, фосфор (Phosphorus) — P, хлор (Chlorum) — Cl. Часто русское на-

звание химического элемента не совпадает с латинским. Русские и латинские названия, а также символы химических элементов, которые вам надо выучить в первую очередь, приведены в таблице 3.

Названия и символы химических элементов

Таблица 3

Русское название	Латинское название	Символ	Произношение в формуле	Относительная атомная масса
Азот	Nitrogenium	N	эн	14
Алюминий	Aluminium	Al	алюминий	27
Барий	Barium	Ba	барий	137
Бор	Borum	B	бор	11
Водород	Hydrogenium	H	аш	1
Железо	Ferrum	Fe	фёррум	56
Золото	Aurum	Au	аурум	197
Иод	Iodum	I	иод	127
Калий	Kalium	K	калий	39
Кальций	Calcium	Ca	кальций	40
Кислород	Oxygenium	O	о	16
Кремний	Silicium	Si	силициум	28
Магний	Magnesium	Mg	магний	24
Марганец	Manganum	Mn	марганец	55
Медь	Cuprum	Cu	кúпрум	64
Мышьяк	Arsenicum	As	арсэникум	75
Натрий	Natrium	Na	натрий	23
Олово	Stannum	Sn	ста́ннум	119
Ртуть	Hydrargyrum	Hg	гидра́ргирум	201
Свинец	Plumbum	Pb	плóмбум	207
Сера	Sulfur	S	эс	32
Серебро	Argentum	Ag	аргéнтум	108
Углерод	Carboneum	C	це	12
Фосфор	Phosphorus	P	пэ	31
Фтор	Fluorum	F	фтор	19
Хлор	Chlorum	Cl	хлор	35,5
Цинк	Zincum	Zn	цинк	65

Русское и латинское названия химического элемента углерод (Carboneum C) произошли от слова «уголь». Золото (Aurum Au) и серебро (Argentum Ag) названы по характерному цвету — эти металлы трудно спутать с другими. Медь (Cuprum Cu) получила латинское название от острова Кипр в Средиземном море, где в древности были медные рудники. Латинское слово Hydrargyrum, обозначающее ртуть (Hg), переводится как «жидкое серебро»: этот металл действительно напоминает расплавленное серебро. Названия некоторых химических элементов предлагали учёные, открывшие их. Так, названия кислорода и водорода были введены в науку великим французским химиком Антуаном Лораном Лавуазье, жившим во второй половине XVIII в. Слово «кислород» (Oxygenium O) означает «рождающий кислоты», а «водород» (Hydrogenium H) — «рождающий воду». После водорода гелий He является самым распространённым элементом во Вселенной, так, например, Солнце на 10% состоит из гелия — отсюда и название элемента (от греч. *Helios* — Солнце). Некоторые химические элементы (уран U, селен Se, нептуний Np, плутоний Pu) названы в честь планет, другие — в честь стран (франций Fr и галлий Ga, полоний Po, стронций Sr, америций Am). Химический элемент рутений Ru назван в честь России.

Все известные к настоящему времени химические элементы представлены в Периодической системе Д. И. Менделеева (см. первый форзац учебника). Каждый из них имеет свой порядковый номер. Физический смысл порядкового номера вы узнаете из последующих разделов курса химии.

Атомы нельзя разрушить в результате химических реакций, т. е. атомы одного вида не могут превращаться в атомы другого вида. Так, кислород всегда останется кислородом, а ртуть — ртутью.

Атом — это мельчайшая, химически неделимая частица вещества.

Атомы химических элементов, встречающихся в природе, распределены в ней крайне неравномерно. Во Вселенной самый распространённый химический элемент — водород: на его долю, по современным оценкам,

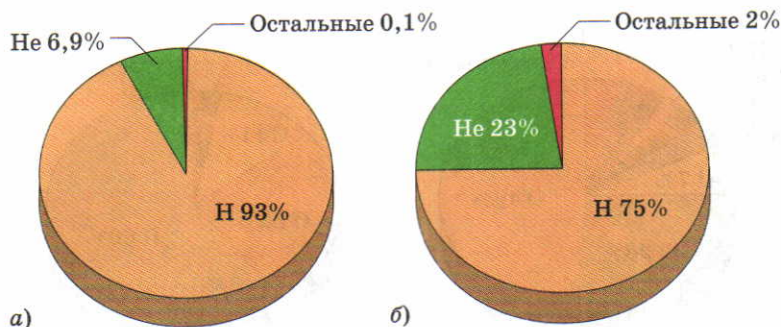


Рис. 16. Распространённость химических элементов во Вселенной: *а* — в атомных процентах; *б* — в массовых процентах

приходится 93% всех атомов Вселенной, т. е. из каждой тысячи атомов 930 — атомы водорода. Из оставшихся 70 атомов 69 — это атомы гелия — химического элемента, следующего за водородом в Периодической системе. И лишь один атом из тысячи — это атом какого-то из оставшегося набора элементов (рис. 16, *а*).

На рисунке 16, *а* показана распространённость химических элементов во Вселенной в атомных процентах. Эту величину рассчитывают, принимая за 100% общее число всех атомов во Вселенной. Если же за 100% принять не общее число атомов, а их общую массу, то получатся другие значения (в массовых процентах), так как атомы разных химических элементов отличны по массе (рис. 16, *б*). На долю самых лёгких атомов водорода приходится три четверти (75%) массы Вселенной, и чуть меньше четверти (23%) составляет масса атомов гелия. Масса атомов всех других элементов составляет лишь около 2% от массы Вселенной.

Распространённость химических элементов в земной коре значительно отличается от их распространённости во Вселенной (рис. 17). Так, на Земле больше всего атомов более тяжёлых элементов — кислорода и кремния. Именно они, а также алюминий и железо формируют земную кору. Впрочем, и водорода на Земле достаточно — он находится на девятом месте по массе и на втором по числу атомов.

В организме человека химические элементы также распределены очень неравномерно: доля четырёх из них — водорода, кислорода, углерода и азота — составляет 99 ат. %, или 95% массы человеческого тела (рис. 18).

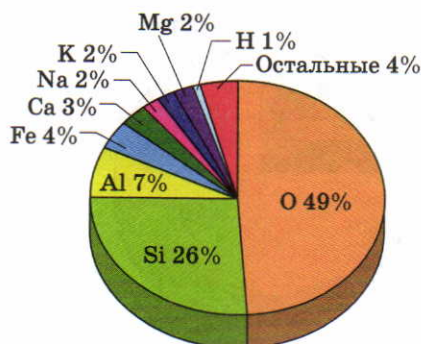


Рис. 17. Распространённость химических элементов в земной коре (в массовых процентах)

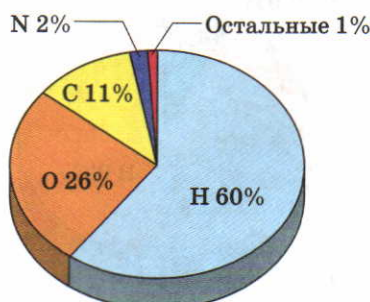


Рис. 18. Содержание химических элементов в организме человека (в атомных процентах)

Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия «химический элемент».
2. Сколько химических элементов встречается в природе, а сколько синтезировано искусственно?
3. Какими символами обозначают следующие химические элементы: железо, натрий, кальций, хром, алюминий, сера, углерод, кислород, водород, медь, калий, магний, кремний? Найдите эти элементы в Периодической системе и выпишите их порядковые номера.
4. Какой химический элемент имеет порядковый номер 1?

§ 8

Молекулы.

Атомно-молекулярная теория

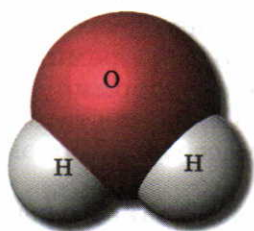


Рис. 19. Модель молекулы воды

Число веществ, найденных в природе или полученных искусственно, во много раз превышает число известных химических элементов. Это объясняется тем, что атомы объединяются с образованием более сложных частиц — молекул. Каждая молекула состоит из атомов, расположенных относительно друг друга в определённой последовательности и соединённых химиче-

скими связями. Например, вода состоит из молекул, образованных двумя атомами водорода и одним атомом кислорода (рис. 19). Химические свойства вещества, т. е. его способность вступать в химические реакции, определяются свойствами отдельных молекул.

Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами и состоящая из атомов, соединённых между собой химическими связями.

Зная состав молекулы воды, можно записать **химическую формулу** этого вещества — H_2O . В ней химические элементы обозначены символами. Цифра справа внизу от символа элемента (*индекс*) обозначает число атомов данного элемента, входящих в состав молекулы. Индекс «1» не ставят. Формулу воды читают так: «аш-два-о». Молекулы водорода, кислорода, азота и хлора состоят из двух атомов — они имеют формулы H_2 («аш-два»), O_2 («о-два»), N_2 («эн-два»), Cl_2 («хлор-два»). Углекислый газ состоит из молекул, в которых атом углерода связан с двумя атомами кислорода (рис. 20). Формула углекислого газа — CO_2 («це-о-два»).

Любая молекула содержит строго определённое число атомов. На рисунках 19 и 20 изображены модели двух- и трёхатомных молекул. Однако известны и большие молекулы, состоящие из нескольких сотен, а то и тысяч атомов. Одна из самых сложных (и самых известных) — молекула ДНК (дезоксирибонуклеиновой кислоты). Молекулы ДНК могут состоять из нескольких миллионов атомов. Такие молекулы содержатся в ядрах клеток и отвечают за передачу наследственной информации.

Представления о том, что вещества построены из мельчайших частиц — атомов (химически неделимые частицы) и молекул (частицы, состоящие из атомов), составляют атомно-молекулярную теорию. Эта теория служит



Рис. 20. Модели молекул водорода, кислорода, азота, хлора, углекислого газа

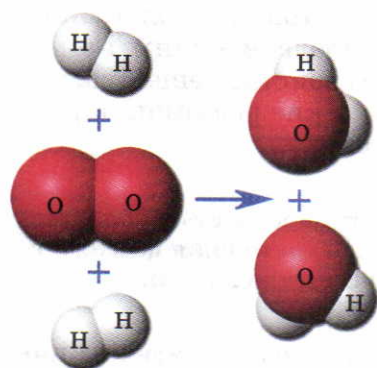


Рис. 21. Образование воды из водорода и кислорода

фундаментом современного научного мировоззрения, на ней базируются все естественные науки. Её основы были сформулированы в начале XIX в. крупнейшим английским химиком Джоном Дальтоном.

- Материя состоит из мельчайших первичных частиц, или атомов.
- Атомы неделимы и не могут создаваться и разрушаться.
- Все атомы данного химического элемента одинаковы,

но отличаются от атомов других химических элементов, в частности массой.

- Молекулы состоят из определённого числа атомов.
- Масса молекулы равна сумме масс составляющих её атомов.
- При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются.
- Химические реакции заключаются в образовании новых молекул из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.

Например, вода образуется при взаимодействии двух веществ — водорода и кислорода. В результате химической реакции две молекулы водорода и одна молекула кислорода превращаются в две молекулы воды (рис. 21).

В ходе дальнейшего развития науки выводы, сделанные Д. Дальтоном, были дополнены, в них были внесены некоторые изменения. Сейчас известно, что не все вещества состоят из молекул. В некоторых веществах атомы связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы. В таком случае можно выделить лишь отдельный повторяющийся фрагмент. Веществ немолекулярного строения достаточно много — металлы, алмаз, графит, кварц, слюда, полевой шпат, мрамор, поваренная соль. Для них тоже записывают химические формулы, но не молекулы, а наименьшего повторяющегося фрагмента. Например, железо, как и другие металлы, состоит из атомов (рис. 23, а), поэтому наименьший повторяющийся фрагмент (структурная единица) этого вещества — атом. Следовательно, формула железа — Fe. Кварц состоит из

Дальтон Джон (1766—1844)

Выдающийся английский химик. Сын ткача из Кэмберленда. Занимаясь изучением газов атмосферы, высказал предположение, что разные газы отличаются размерами частиц, ввёл понятие об атомных весах и первые символы элементов (рис. 22). Правда, замысловатые обозначения Дальтона в дальнейшем были заменены привычными нам символами. На лекциях Дальтон демонстрировал студентам модели молекул, составленные из разноцветных деревянных шариков, символизирувавших атомы. Такими моделями мы пользуемся до сих пор. Свои взгляды Дальтон изложил в книге «Новая система химической философии».



Круг интересов учёного не ограничивался химией. Так, им был открыт дефект зрения, заключающийся в неспособности различать некоторые цвета. Этот дефект зрения до сих пор называют дальтонизмом, а людей, страдающих им, — дальтониками.

химически связанных атомов кремния и кислорода, причём на один атом кремния приходится два атома кислорода (рис. 23, б). Формула кварца — SiO_2 .

Во многих случаях по свойствам вещества можно догадаться, построено оно из молекул или нет. Связи между отдельными молекулами достаточно слабые, поэтому для веществ молекулярного строения характерны низкие температуры плавления и кипения; такие вещества часто летучи и имеют запах. Так, все газы и почти все жидкости состоят из молекул. Вещества немoleкулярного строения обычно имеют высокие температуры плавления и кипения, так как атомы в них прочно связаны друг с другом. Такие вещества твёрдые, нелетучие и не имеют запаха.
















ELEMENTS					
	Hydrogen	1		Strontian	^{ws} 46
	Azote	5		Barytes	68
	Carbon	54		Iron	50
	Oxygen	7		Zinc	56
	Phosphorus	9		Copper	56
	Sulphur	13		Lead	90
	Magnesia	20		Silver	190
	Lime	24		Gold	190
	Soda	28		Platina	190
	Potash	42		Mercury	167

Рис. 22. Обозначения атомов, введенные Дальтоном

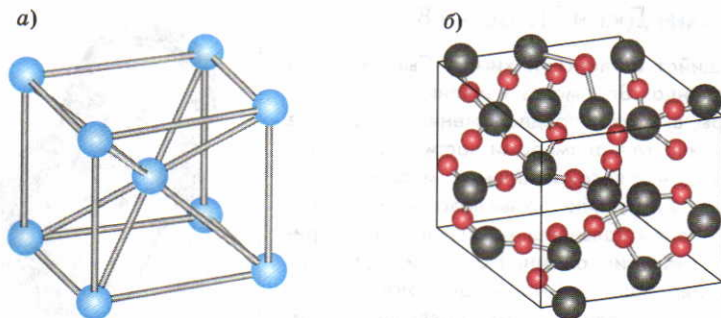


Рис. 23. Строение некоторых веществ: а — железа; б — кварца

Таким образом, пользуясь традиционной терминологией, идущей от истоков атомно-молекулярной теории (молекулы состоят из атомов и т. д.), будем принимать некоторую условность и ограниченность такой терминологии. По ходу дальнейшего изучения химии мы будем видеть, как уточнялись положения атомно-молекулярной теории.

Вопросы и задания

1. В чём суть атомно-молекулярной теории? Каково её значение?
2. Что такое молекула в рамках атомно-молекулярной теории?
3. Прочитайте формулы следующих веществ: С (уголь, алмаз, графит), Fe_3O_4 (магнитный железняк), Na_2CO_3 (кальцинированная сода), KNO_3 (калийная селитра), H_2O_2 (пероксид водорода), KMnO_4 (перманганат калия, или марганцовка), H_2SO_4 (серная кислота), NaCl (хлорид натрия, или поваренная соль), CaCO_3 (мел, мрамор, известняк). Какие химические элементы входят в состав каждого вещества? Постарайтесь запомнить эти формулы.
4. Приведите примеры веществ молекулярного и немолекулярного строения.
5. Напишите химическую формулу природного газа метана, если известно, что в состав его молекулы входит один атом углерода и четыре атома водорода.
6. Напишите химическую формулу минерала малахита, зная, что на два атома меди в этом соединении приходится один атом углерода, пять атомов кислорода и два атома водорода.
7. Предположите, какие из перечисленных веществ имеют молекулярное строение, а какие — немолекулярное: а) кислород; б) вода; в) сахар; г) алюминий; д) мрамор; е) уксусная кислота. Ответ обоснуйте.

Закон постоянства состава веществ молекулярного строения

В начале XIX в. французский химик Жозеф Луи Пруст открыл закон постоянства состава.

Состав вещества постоянен и не зависит от способа его получения.

Например, углекислый газ, полученный сжиганием угля или природного газа, при брожении глюкозы или при дыхании, имеет один и тот же состав, одну и ту же химическую формулу CO_2 и одни и те же свойства. Аскорбиновая кислота, содержащаяся в плодах шиповника и полученная искусственно, — это одно и то же соединение. Поэтому многие вещества, которые первоначально выделяли из природного сырья, теперь получают на химических производствах, а затем используют для приготовления лекарств, в пищевой промышленности, в быту. Они полностью идентичны природным веществам по составу и свойствам.

Именно этим чистые вещества отличаются от смесей: *состав каждого вещества постоянен и может быть выражен химической формулой, в то время как смесь может иметь произвольный состав.*

При этом необходимо отметить, что закон постоянства состава не является всеобщим, он применим лишь к веществам, состоящим из молекул. *Состав веществ молекулярного строения зачастую зависит от способа их получения.* Приведём пример. Хлорид калия KCl (минерал сильвин) образует бесцветные кристаллы, по свойствам напоминающие поваренную соль (хлорид натрия). Однако в природе изредка встречаются кристаллы сильвина, имеющие яркую окраску (рис. 24). Окрашенные кристаллы отличаются от обычных бесцветных лишь тем, что имеют «дефект» — в них содержится некоторый избыток атомов калия, например на 100 атомов хлора приходится 105 атомов калия. Формулу окрашенной соли правильнее записать $\text{K}_{1,05}\text{Cl}$ или в общем виде K_{1+x}Cl . Наличие подобных дефектов, а также небольшого количества атомов примесей обуславливает неповторимую окраску многих драгоценных камней — алмаза, сапфира,



Рис. 24. Природные кристаллы сильвина



Рис. 25. Драгоценные камни: сапфир (а), алмаз (б), александрит (в)

александрита (рис. 25). Поэтому подобрать два близких по окраске камня так же трудно, как найти двух похожих людей.

Вопросы и задания

1. Какой состав имеет вода? Зависит ли он от способа её получения? Почему вода из водопроводного крана, из колодца и из моря различается по вкусу?
2. Выпишите вещества, состав которых не зависит от способа их получения: углекислый газ, этиловый спирт, кварц, уксусная кислота, алмаз.

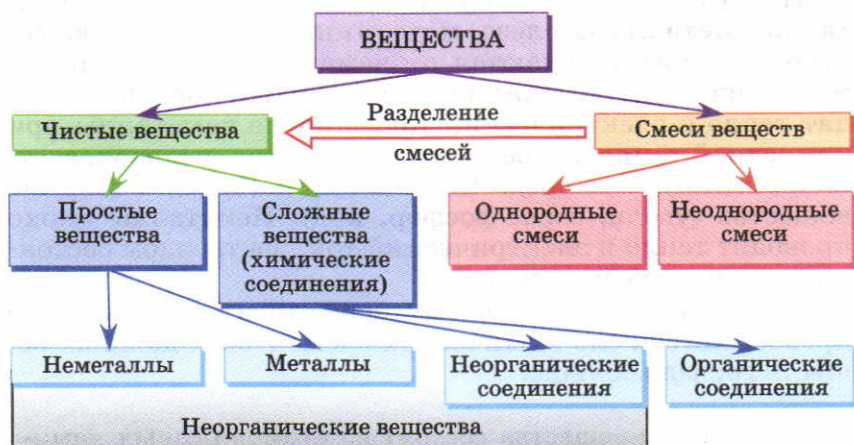
§ 10 Классификация веществ.

Простые и сложные вещества

К настоящему времени известно около 20 миллионов веществ, и это число постоянно возрастает. Для того чтобы ориентироваться среди такого огромного количества веществ, химики разделили их на отдельные классы — составили их классификацию (схема 1).

Исследуя новое вещество, учёные не только определяют его состав, но и относят к определённому классу. В первую очередь выясняют, чистое это вещество или смесь. Как вы помните, смеси бывают однородными и неоднородными. Однородную смесь — раствор — по внешнему виду невозможно отличить от чистого вещества. Используя физические методы (отстаивание, фильтрование, выпаривание и др.), из смеси можно выделить вещества, её образующие.

Классификация веществ



Чистые вещества по составу подразделяют на простые и сложные.

Простые вещества образованы атомами одного химического элемента.

Например, вещество железо состоит лишь из атомов железа; газ кислород образован молекулами, состоящими только из атомов кислорода. Обратите внимание на то, что чаще всего простые вещества называют так же, как и химические элементы, из атомов которых они образованы. Когда мы говорим о кислороде, содержащемся в атмосфере Земли, которым дышат все живые организмы, мы имеем в виду простое вещество — газ кислород, состоящий из молекул O_2 . Говоря же о том, что эти молекулы состоят из двух атомов кислорода, мы имеем в виду атомы определённого вида, т. е. химический элемент кислород.

Интересно, что многие химические элементы образуют не одно, а несколько простых веществ. Это явление называют *аллотропией*, а простые вещества, образованные одним химическим элементом, — *аллотропными модификациями*. Кислород существует в природе не только в виде молекул O_2 , но и в виде трёхатомных молекул O_3 . Простое вещество O_3 называют озоном. Большое количество озона содержится в атмосфере. Несколько

ко аллотропных модификаций образуют углерод (алмаз, графит и др.), фосфор, сера.

Простые вещества подразделяют на металлы и неметаллы. **Металлы** (железо, медь, цинк, олово, серебро, золото, натрий) отличаются от неметаллов характерным металлическим блеском и ковкостью, они хорошо проводят тепло и электрический ток. Многие **неметаллы** при комнатной температуре — газы (кислород, водород, азот, хлор, гелий), есть среди них жидкость (бром) и твёрдые вещества (уголь, сера, фосфор, иод). Неметаллы плохо проводят тепло и электрический ток, а в твёрдом состоянии при ударе рассыпаются.

Число известных простых веществ в несколько раз превосходит число химических элементов. Сложных веществ гораздо больше.

Сложные вещества состоят из атомов разных химических элементов.

Сложные вещества иначе называют **химическими соединениями**. Они тоже образуют две большие группы — органические и неорганические соединения. В состав **органических веществ** обязательно входит углерод, поэтому при нагревании некоторые из них могут обугливаться. Мы уже описывали такой опыт с сахаром. Слово «органические» напоминает о том, что когда-то эти вещества выделяли из растений и животных. Так до сих пор получают сахар. Среди известных вам органических веществ назовём этиловый спирт, уксусную кислоту, аспирин, крахмал, целлюлозу, белки, пластмассы. Органических веществ гораздо больше, чем **неорганических**, к числу которых относят не только соединения всех химических элементов, кроме углерода, но и простейшие соединения углерода, например углекислый газ. Кварц, кислород, вода, серная кислота, поваренная соль, сода — неорганические вещества. В школьном курсе химии вы сначала будете изучать неорганические вещества.

Лабораторный опыт 4. Ознакомление с образцами простых и сложных веществ

Рассмотрите выданные вам вещества, обращая внимание на их химические формулы. Разделите вещества на простые и сложные. Выпишите их формулы в отдельные столбцы. Среди простых веществ найдите металлы и неметаллы. Какими общими свойствами обладают металлы?

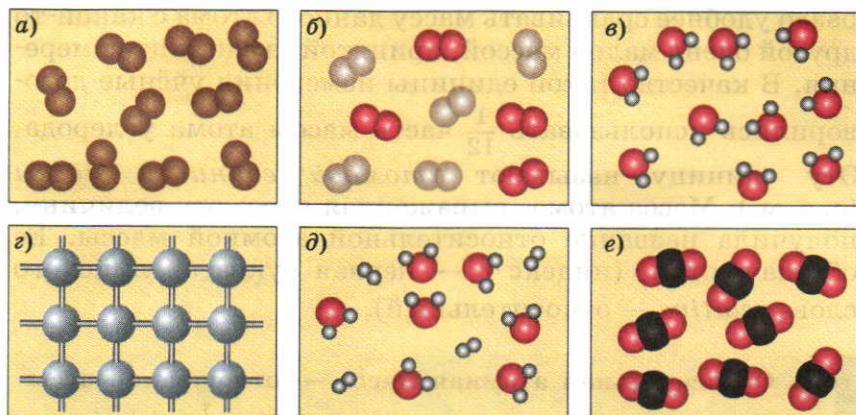


Рис. 26. Модели некоторых веществ и смесей

Вопросы и задания

- Объясните разницу между понятиями «химический элемент» и «простое вещество», «простое вещество» и «сложное вещество».
- Определите, в приведённой ниже информации речь идёт о железе как о химическом элементе или простом веществе.
В организме животных и человека железу принадлежит одна из главных ролей — оно входит в состав гемоглобина крови, переносящего кислород от органов дыхания и углекислый газ от тканей к органам дыхания. Молекула гемоглобина очень сложная.
- Приведите примеры известных вам металлов. К каким веществам они относятся — простым или сложным?
- Как доказать, что полиэтилен — органическое соединение?
- Рассмотрев рисунок 26, определите модели простых веществ, сложных веществ, смесей веществ. Ответ поясните.

§ 11

Относительная атомная и молекулярная массы.

Качественный и количественный состав вещества

Атомы настолько малы, что их массу трудно выражать в привычных единицах — граммах или килограммах. Даже самые тяжёлые атомы весят ничтожно мало — около 10^{-22} г, т. е. 0,0 000 000 000 000 000 000 001 г. Го-

раздо удобнее сравнивать массу данного атома с какой-то другой очень малой массой, принятой за единицу измерения. В качестве такой единицы измерения учёные договорились использовать $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода. Эту единицу называют *атомной единицей массы* (а. е. м.). Масса атома, выраженная через эту величину, получила название относительной атомной массы. Её обозначают A_r (индекс r — первая буква английского слова *relative* — относительный).

Относительная атомная масса — отношение массы атома данного химического элемента X к $\frac{1}{12}$ массы атома углерода:

$$A_r = \frac{m(X)}{\frac{1}{12}m(C)}.$$

Относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса данного атома больше $\frac{1}{12}$ массы атома углерода. Например, $A_r(H) = 1$, т. е. один атом водорода имеет такую же массу, как $\frac{1}{12}$ атома углерода. Атом фтора в 19 раз тяжелее $\frac{1}{12}$ атома углерода: $A_r(F) = 19$.

Относительная атомная масса — величина безразмерная, подобно всем другим относительным величинам. Её нельзя путать с *абсолютной массой атома*, выраженной в атомных единицах массы (а. е. м.). Численные значения абсолютных масс атомов, выраженных в а. е. м., совпадают со значениями относительных атомных масс. В некоторых учебниках используют именно эти, абсолютные единицы: например, масса атома кислорода равна 16 а. е. м., атома серы — 32 а. е. м. и т. д. Нужно помнить о том, что 1 а. е. м. — необычайно малая величина (1 а. е. м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг), она меньше килограмма примерно во столько раз, во сколько масса человека меньше массы земного шара.

Атомы разных химических элементов различаются по массе не более чем в 300 раз, поэтому относительные атомные массы представляют собой сравнительно не-

большие числа. Значение относительной атомной массы каждого химического элемента приведено в Периодической системе Д. И. Менделеева. На практике эти значения обычно округляют до целых чисел. Округлённые значения относительных атомных масс некоторых химических элементов приведены в таблице 3 (см. с. 23).

Атомные массы некоторых химических элементов впервые определил Д. Дальтон в начале XIX в. Он, конечно, не взвешивал отдельные атомы, но сумел определить, во сколько раз одни атомы тяжелее или легче других. Известно, например, что медь реагирует с серой с образованием сульфида меди CuS , в котором на один атом меди приходится один атом серы. Опытным путём было установлено, что масса меди в этом соединении в 2 раза больше, чем масса серы. Следовательно, каждый атом меди в 2 раза тяжелее атома серы (рис. 27). Аналогично было найдено, что атом меди в 4 раза тяжелее атома кислорода. Оказалось, что самый лёгкий — атом водорода, поэтому долгое время его массу принимали за единицу измерения. Потом массы других атомов стали сравнивать с $\frac{1}{16}$ массы атома кислорода, а с 1961 г. — с $\frac{1}{12}$ массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса (M_r) показывает, во сколько раз масса молекулы больше $\frac{1}{12}$ массы атома углерода. Для нахождения относительной молекулярной

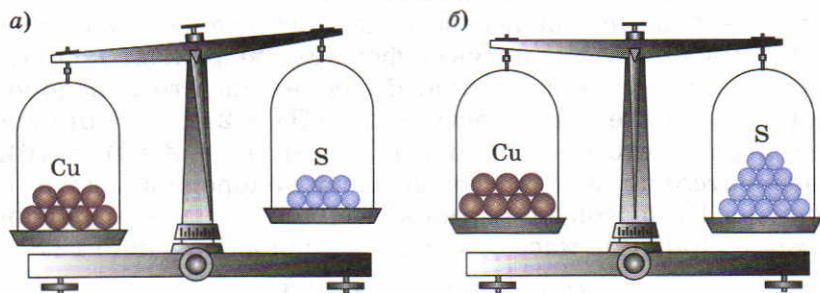


Рис. 27. Сравнение масс атомов. Если бы атомы можно было взвесить на весах, то мы заметили бы, что атомы меди тяжелее атомов серы: *а* — семь атомов меди тяжелее, чем семь атомов серы; *б* — семь атомов меди ($A_r = 64$) имеют такую же массу, как четырнадцать атомов серы ($A_r = 32$)

массы не обязательно знать массу молекулы. Гораздо проще рассчитать относительную молекулярную массу, принимая во внимание, что масса молекулы равна сумме масс атомов, из которых она состоит. Следовательно, *относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс химических элементов, образующих данное соединение, с учётом числа атомов каждого элемента*. Например, относительная молекулярная масса воды равна сумме двух относительных атомных масс водорода и одной относительной атомной массы кислорода:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Аналогично, относительная молекулярная масса газа азота, состоящего из молекул N_2 , равна 28, а газа водорода H_2 равна 2:

$$M_r(\text{N}_2) = 2A_r(\text{N}) = 2 \cdot 14 = 28;$$

$$M_r(\text{H}_2) = 2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2.$$

Сравнивая эти значения, можно заметить, что водород в 14 раз легче азота — это самый лёгкий из газов.

Относительные молекулярные массы простых веществ, имеющих немолекулярное строение, а также серы и фосфора принято считать численно равными их относительным атомным массам: например, $M_r(\text{Fe}) = A_r(\text{Fe}) = 56$.

Химическая формула вещества включает в себе достаточно много информации. Рассмотрим формулу воды H_2O . Во-первых, она показывает *качественный состав* вещества: данное вещество содержит водород и кислород. Во-вторых, химическая формула выражает *количественный состав* вещества. В воде на два атома водорода (их относительная масса — $2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1 = 2$) приходится один атом кислорода (его масса — $A_r(\text{O}) = 16$). Следовательно, на 2 массовые части водорода в воде приходится 16 массовых частей кислорода, или, иными словами, отношение масс водорода и кислорода равно 1 : 8:

$$m(\text{H}) : m(\text{O}) = 2 : 16 = 1 : 8.$$

Ясно, что для получения воды из водорода и кислорода их надо смешать в массовом отношении 1 : 8.

По химической формуле можно рассчитать массовые доли химических элементов в соединении. **Массовая до-**

ля химического элемента показывает, какая часть относительной молекулярной массы вещества приходится на данный элемент. Её рассчитывают по формуле:

$$w(X) = \frac{nA_r(X)}{M_r},$$

где $w(X)$ — массовая доля химического элемента X , выраженная в долях единицы;

n — число атомов данного элемента, обозначенное индексом в формуле соединения;

A_r — относительная атомная масса X ;

M_r — относительная молекулярная масса соединения.

Долей называют часть целого, поэтому сумма всех долей равна единице, или 100%.

Задача 1. Рассчитайте массовые доли химических элементов в красном железняке Fe_2O_3 .

Решение.

Определим относительную молекулярную массу вещества:

$$M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2A_r(\text{Fe}) + 3A_r(\text{O}) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160.$$

Затем рассчитаем массовые доли химических элементов железа и кислорода:

$$w(\text{Fe}) = \frac{2A_r(\text{Fe})}{M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{2 \cdot 56}{160} = 0,7, \text{ или } 70\%;$$

$$w(\text{O}) = \frac{3A_r(\text{O})}{M_r(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{3 \cdot 16}{160} = 0,3, \text{ или } 30\%.$$

Обратите внимание, что сумма массовых долей железа и кислорода составляет 1, или 100%.

О т в е т. $w(\text{Fe}) = 70\%$; $w(\text{O}) = 30\%$.

Задача 2. Рассчитайте массу атомов кислорода, содержащихся в одном стакане (200 г) воды.

Решение.

Рассчитаем массовую долю кислорода в воде:

$$w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16}{18} = 0,889, \text{ или } 88,9\%.$$

Таким образом, $m(\text{O}) = 0,889 \cdot 200 \text{ г} = 177,8 \text{ г}$.

О т в е т. $m(\text{O}) = 177,8 \text{ г}$.

Вопросы и задания

1. Дайте определения понятий «относительная атомная масса», «относительная молекулярная масса». Какой смысл имеет слово «относительная»?
2. Что означает запись $A_r(S) = 32$?
3. Какой атом тяжелее — железа или кремния — и во сколько раз?
4. Определите относительные молекулярные массы простых веществ: водорода, кислорода, хлора, меди, алмаза (углерода). Вспомните, какие из них состоят из двухатомных молекул, а какие — из атомов.
5. Рассчитайте относительные молекулярные массы следующих соединений: углекислого газа CO_2 , серной кислоты H_2SO_4 , сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$, этилового спирта C_2H_6O , мрамора $CaCO_3$.
6. В перексиде водорода на один атом кислорода приходится один атом водорода. Определите формулу пероксида водорода, если известно, что её относительная молекулярная масса равна 34. Каково массовое соотношение водорода и кислорода в этом соединении?
7. Во сколько раз молекула углекислого газа тяжелее молекулы кислорода?
8. Что называют массовой долей химического элемента в соединении?
- *9. В каком массовом отношении нужно смешать железо и серу для получения сульфида железа FeS ?
- *10. В каком массовом отношении нужно смешать алюминий и серу для получения сульфида алюминия Al_2S_3 ? Определите массовые доли химических элементов в этом соединении.
11. Определите массовые доли серы и кислорода в молекуле SO_2 .
12. Определите массовые доли химических элементов в мраморе $CaCO_3$.
13. Рассчитайте массу атомов кислорода в куске мрамора $CaCO_3$ массой 20 г.
14. Найдите массу мрамора $CaCO_3$, содержащего 100 г атомов Ca.

§ 12 Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций

В XVIII в. на основании многочисленных экспериментов французский химик Антуан Лоран Лавуазье и независимо от него русский учёный Михаил Васильевич Ломоносов установили:

в результате химических превращений масса веществ остаётся неизменной — общая масса всех исходных веществ равна общей массе всех продуктов реакции.

Ломоносов Михаил Васильевич (1711–1765)



Великий русский учёный. Сын архангельского крестьянина-помора. Учился в Москве, в Славяно-греко-латинской академии, затем в Германии. Он считал, что тела состоят из «корпускул» (молекул) — мельчайших частиц, имеющих вес и обладающих всеми свойствами вещества, а «корпускулы» состоят из «элементов» (атомов). Однако созданная им атомная теория не была опубликована. Ломоносов сформулировал закон сохранения материи (1758): «Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому. Так, ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте...» А. С. Пушкин, собиравший материалы к биографии учёного, писал, что у него был непростой характер: «С ним шутить было накладно. Он везде был тот же: дома, где все его домочадцы трепетали; во дворе, где он дирил за уши пажей; в Академии, где не смели при нём пикнуть». Ломоносов создал первую в России химическую лабораторию, ввёл в химию количественные методы исследования, разработал метод получения непрозрачного стекла (смальты), который использовал для создания мозаики. По словам Пушкина, «историк, ритор, механик, химик, минералог, художник и стихотворец, он всё испытал и всё проник». По инициативе М. В. Ломоносова в 1755 г. был открыт Московский университет, который теперь носит его имя.

Это утверждение носит название **закона сохранения массы веществ при химических реакциях**. Сейчас оно кажется очевидным. Действительно, в результате химических реакций одни вещества превращаются в другие, но при этом атомы не исчезают, не появляются и не превращаются из одного вида в другой.

Однако в то время, когда атомно-молекулярная теория ещё не завоевала всеобщего признания, многие факты, казалось, противоречили закону сохранения массы веществ. Например, всем известно, что свеча постепенно сгорает, её масса уменьшается. Как это объяснить? Горение свечи — это химическая реакция парафина с кислородом воздуха, протекающая с образованием углекислого газа и воды. Продукты этой реакции (углекислый газ и водяной пар) — газообразные вещества, которые улетучиваются, поэтому нам и кажется, что происходит потеря массы.

Химические реакции обычно записывают в виде уравнений. В левой части уравнения химической реакции представлены формулы исходных веществ (реагентов), а в правой — продуктов. Рассмотрим на простейшем примере, как составить такое уравнение. При прокаливании на воздухе медной фольги на её поверхности образуется чёрный налёт оксида меди CuO — соединения меди с кислородом. Медь Cu соединяется с кислородом воздуха (кислород состоит из двухатомных молекул O_2), образуя оксид меди CuO :



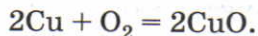
Это *схема реакции*. Чтобы она превратилась в уравнение, нужно уравнивать число атомов каждого химического элемента в левой и правой частях (до и после стрелки). Для этого расставляют *коэффициенты* — цифры перед формулами веществ, указывающие число частиц, вступивших во взаимодействие. Как легко заметить, число атомов кислорода в левой и правой частях схемы различно: слева два атома кислорода, справа — один, а это противоречит закону сохранения массы веществ. Поэтому перед формулой оксида меди CuO поставим коэффициент 2:



Теперь слева и справа от стрелки записано одинаковое число атомов кислорода. Однако, поставив коэффициент 2 перед формулой CuO , мы одновременно увеличили и число атомов меди в правой части схемы — их стало два. Для того чтобы уравнивать число атомов меди в обеих частях схемы, нужно поставить ещё один коэффициент, на этот раз перед формулой меди:



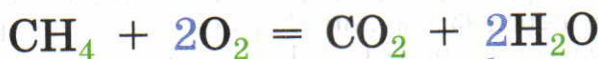
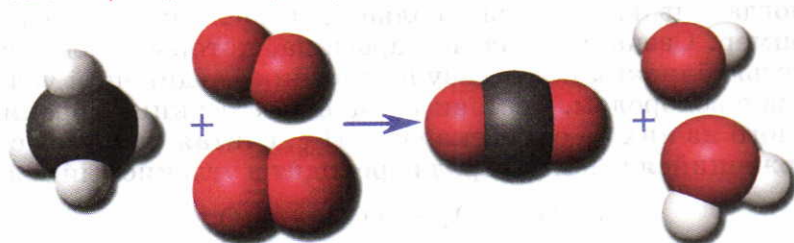
Теперь число атомов каждого вида в левой и правой частях схемы одинаково. Чтобы подчеркнуть, что коэффициенты расставлены, стрелку между формулами реагентов и продуктов в уравнении химической реакции принято заменять знаком равенства:



Как вы уже заметили, коэффициент 1, подобно индексу 1 в формуле вещества, не ставят.

Реагенты (исходные вещества)

Продукты (конечные вещества)



Коэффициенты

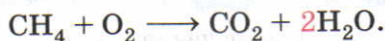
Индексы

Рис. 28. Уравнение реакции горения метана и его изображение с помощью моделей

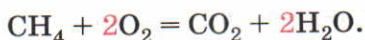
Рассмотрим ещё один пример. Главная составная часть природного газа — метан CH_4 . Напишем уравнение реакции горения метана, зная, что продуктами реакции являются углекислый газ CO_2 и вода H_2O (рис. 28). Сначала напомним схему реакции:



Уравняем число атомов каждого химического элемента слева и справа от стрелки, т. е. расставим коэффициенты. Начнём с атомов углерода — в обеих частях их по одному. Затем подсчитаем число атомов водорода: в левой части схемы их четыре, а в правой — два. Уравняем их число, поставив коэффициент 2 перед формулой H_2O :



Наконец, осталось уравнять число атомов кислорода. В левой части только два атома кислорода в молекуле O_2 , а в правой — четыре (два атома в составе молекулы CO_2 и по одному в составе двух молекул H_2O). Очевидно, что перед формулой O_2 в левой части нужно поставить коэффициент 2:

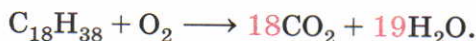


Подсчитав ещё раз число атомов каждого химического элемента в левой и правой частях уравнения химической реакции, убедимся, что коэффициенты расставлены правильно.

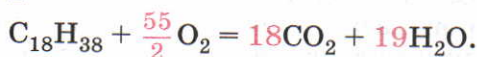
Коэффициенты в уравнениях химических реакций иногда бывают довольно большими числами. Приведём пример. Свеча сделана из парафина, который является смесью близких по составу и строению соединений углерода с водородом. Составим уравнение реакции горения одного из них — октадекана $C_{18}H_{38}$, считая, что весь содержащийся в нём углерод переходит в углекислый газ:



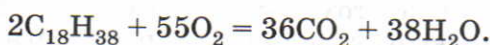
Сначала уравнием число атомов углерода и водорода, для этого перед формулой CO_2 поставим коэффициент 18, а перед формулой H_2O — 19:



Теперь осталось уравнивать число атомов кислорода. Слева их 2, а справа — $18 \cdot 2 + 19 = 55$. В таком случае число молекул O_2 в левой части уравнения получается дробным — $\frac{55}{2}$:



Но что значит дробное число молекул кислорода? Ведь молекула — мельчайшая частица вещества. Чтобы все коэффициенты были целыми числами, увеличим каждый из них в два раза:



По уравнению реакции можно проводить различные расчёты. Вы научитесь делать это в 9 классе.

Вопросы и задания

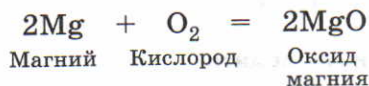
1. Сформулируйте закон сохранения массы веществ и обоснуйте его с позиций атомно-молекулярной теории.
2. Почему при горении спиртовки масса спирта постоянно уменьшается? Не нарушается ли при этом закон сохранения массы веществ?
3. Как вы объясните увеличение массы железной детали при ржавлении?
4. Что обозначают индекс в формуле вещества и коэффициент в уравнении реакции?
5. Что значит расставить коэффициенты в уравнении химической реакции?
6. При горении угля C образуется углекислый газ. Напишите уравнение этой реакции.

7. При взаимодействии двух газов — кислорода и водорода — образуется вода. Напишите уравнение этой реакции.
8. При разложении малахита $\text{Cu}_2\text{CO}_3\text{H}_2$ образуются оксид меди CuO , углекислый газ и вода. Напишите уравнение этой реакции.
9. Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций:
- а) $\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 $\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$;
 $\text{CH}_4 \longrightarrow \text{C} + \text{H}_2$;
 $\text{P} + \text{Br}_2 \longrightarrow \text{PBr}_5$;
- б) $\text{Al} + \text{F}_2 \longrightarrow \text{AlF}_3$;
 $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$;
 $\text{FeO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{FeCl}_3$;
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 $\text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CaO}$;
 $\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{NaCl}$;
 $\text{BaO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{BaO}_2$;
- г) $\text{CuO} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$;
 $\text{FeBr}_3 \longrightarrow \text{FeBr}_2 + \text{Br}_2$;
 $\text{CuCl}_2 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{CuS} + \text{NaCl}$;
- д) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CH}_5\text{N} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$;
- е) $\text{Zn} + \text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{CuOH} \longrightarrow \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
- *10. В природном газе содержится небольшое количество этана C_2H_6 . На воздухе он сгорает подобно метану. Составьте уравнение реакции.

§ 13 Типы химических реакций

Число химических реакций очень велико. Простейшие из них можно условно разделить на четыре группы — реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

В реакциях соединения из нескольких исходных веществ образуется одно сложное вещество. Примером может служить реакция горения магния (рис. 29):



или реакция образования зелёного налёта малахита на поверхности бронзовых изделий:

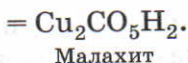


Рис. 29. Горение магниевой ленты

Лабораторный опыт 5. Окисление медной пластинки (проволоки)

Возьмите пинцетом медную пластинку или проволоку и внесите её в пламя спиртовки. Что наблюдаете? Образующийся чёрный налёт — это оксид меди CuO . Напишите уравнение реакции. Определите тип реакции.

Реакции разложения приводят к распаду одного исходного сложного вещества на несколько продуктов. Так, при разложении мела CaCO_3 образуются оксид кальция (негашёная известь) CaO и углекислый газ CO_2 :



а при разложении малахита — оксид меди, вода и углекислый газ:



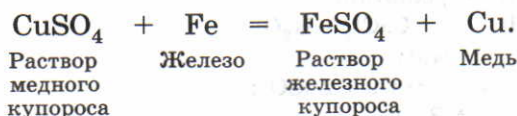
Реакции разложения чаще всего протекают при нагревании. В уравнении химической реакции это условие обозначают символом температуры t над знаком равенства. Многие соединения, устойчивые при комнатной температуре, при нагревании разлагаются. Например, подавляющее большинство органических веществ не выдерживает нагревания до 300°C , а при 2500°C начинает распадаться на водород и кислород даже такое устойчивое вещество, как вода. Некоторые вещества разлагаются под действием света. Так, соединения серебра на свету чернеют вследствие выделения серебра. На этом процессе основана чёрно-белая фотография.

Лабораторный опыт 6. Разложение малахита

Положите в сухую пробирку немного порошка малахита. Какого он цвета? Нагрейте пробирку в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Какая жидкость конденсируется на стенках пробирки? Зажгите лучинку и внесите её в пробирку. Что происходит? О выделении какого газа это свидетельствует? Перечислите вещества, образующиеся при разложении малахита. Напишите уравнение реакции. Определите тип реакции.

Реакции замещения — это реакции между простым и сложными веществами, протекающие с образованием двух

новых веществ — простого и сложного. Если в синий раствор медного купороса опустить железный гвоздь, то на поверхности гвоздя начнёт выделяться красный налёт меди. Вскоре окраска раствора станет зеленовато-жёлтой, характерной для железного купороса:



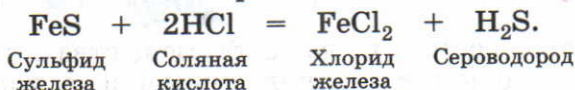
В результате этой реакции атом железа занимает место атома меди в медном купоросе — замещает атом меди.

Лабораторный опыт 7.

Взаимодействие железа с раствором медного купороса

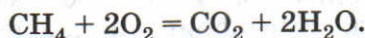
Заполните пробирку примерно на одну треть раствором медного купороса. Обратите внимание на цвет раствора. Опустите в пробирку железный гвоздь. Что происходит? Как изменяется цвет раствора? Чем покрывается поверхность гвоздя? Напишите уравнение реакции. К какому типу она относится?

Реакциями обмена называют взаимодействие между двумя сложными веществами, при котором они обмениваются атомами или группами атомов. При действии на сульфид железа соляной кислоты выделяется сероводород H_2S — ядовитый газ с неприятным запахом тухлых яиц:



Подробнее с реакциями обмена вы познакомитесь позднее.

Многие химические реакции нельзя отнести ни к одному из перечисленных четырёх типов. Примером может служить реакция горения метана:



Единой классификации химических реакций не существует.

Вопросы и задания

1. На какие четыре типа подразделяют химические реакции?
2. Может ли простое вещество образоваться в результате реакции: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена? Ответ поясните.

3. Из схем реакций, приведённых в задании 9 (см. с. 45), выпишите отдельно схемы реакций: а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена; д) не относящихся ни к одному из четырёх типов.
4. Расставьте коэффициенты в схемах следующих реакций и определите типы реакций:
 - а) $\text{CaO} + \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\text{Na} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{NaI}$;
 $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$;
 $\text{Ba} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{BaO}$;
 $\text{Mg} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$;
 - б) $\text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
 $\text{AgF} + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{NaF}$;
 $\text{HgO} \longrightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$;
 $\text{MnO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4$;
 $\text{Cu} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CuO}$.
5. Под действием электрического тока вода разлагается на водород и кислород. Напишите уравнение этой реакции. К какому типу она относится?
6. Напишите уравнение реакции получения сульфида железа FeS из простых веществ. К какому типу она относится?
- *7. Под действием света бромид серебра AgBr, входящий в состав фотоэмульсии, разлагается на серебро и бром Br₂. Напишите уравнение этой реакции. К какому типу она относится?

Самое важное в главе 1

Все тела состоят из веществ. Вещества встречаются в природе как в индивидуальном виде, так и в составе смесей. В отличие от чистых веществ, смеси не имеют определённого состава и не могут быть описаны химической формулой. Как правило, смесь плавится или кипит в интервале температур. Свойства веществ в смеси сохраняются. Различают однородные и неоднородные смеси. Однородные смеси — растворы — разделяют выпариванием, а неоднородные — фильтрованием и отстаиванием.

Каждое вещество может находиться в трёх агрегатных состояниях — твёрдом, жидком, газообразном. Качественный и количественный состав вещества записывают в виде химической формулы, состоящей из символов химических элементов и индексов, указывающих число атомов каждого элемента.

Изменения, происходящие с веществами и телами, называют явлениями. При физических явлениях

изменяется лишь форма тела или агрегатное состояние вещества, а состав вещества остаётся неизменным. Химические явления, или химические реакции, сопровождаются превращением одних веществ в другие, обладающие новыми свойствами. О протекании реакций судят по выделению или поглощению энергии, изменению окраски, образованию осадка, выделению газа, появлению запаха. Вещества реагируют между собой в определённом массовом отношении.

В результате химической реакции общая масса веществ остаётся неизменной (закон сохранения массы веществ). Химические реакции записывают в виде уравнений. Простейшие химические реакции разделяют на четыре типа: реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

Материальный мир состоит из атомов. Атом — это мельчайшая, химически неделимая частица вещества. Атомы определённого вида называют химическим элементом. Простые вещества состоят из атомов одного вида, а сложные — нескольких видов. В веществах атомы либо объединены в молекулы, либо связаны друг с другом в бесконечные слои и каркасы.

Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами и состоящая из атомов, объединённых в одно целое химическими связями. Состав веществ, состоящих из молекул, постоянен и не зависит от способа получения вещества (закон постоянства состава).

Относительные массы атомов (A_r) и молекул (M_r) показывают, во сколько раз данная частица тяжелее $\frac{1}{12}$ части атома углерода. Относительную молекулярную массу соединения подсчитывают как сумму относительных атомных масс образующих его химических элементов, учитывая число атомов каждого из них. Массовая доля (w) химического элемента в веществе показывает, какая часть относительной молекулярной массы приходится на данный элемент. Сумма массовых долей всех химических элементов в соединении равна 1 (100%).

Химия — это наука о веществах, их свойствах и взаимных превращениях.

ГЛАВА 2

Кислород. Оксиды. Валентность

Знакомство с миром веществ обычно начинают с кислорода — газа, который необходим нам для дыхания. Горение топлива и других веществ на воздухе также протекает при участии кислорода.

§ 14 Кислород

В Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева кислород имеет порядковый номер 8. Относительная атомная масса кислорода равна 16. Это означает, что атом кислорода в 16 раз тяжелее, чем $\frac{1}{12}$ часть атома углерода.

Кислород — самый распространённый химический элемент на Земле. Атомы кислорода входят в состав большинства минералов и горных пород, образующих земную кору и мантию. Примерами таких минералов служат гематит (красный железняк), магнетит (магнитный железняк), кварц, гипс, полевой шпат. На долю атомов кислорода приходится около половины (47%) массы земной коры, а также около 90% массы Мирового океана. Он входит в состав белков, жиров и углеводов. Примерно $\frac{3}{5}$ массы человека приходится на атомы кислорода. Самое распространённое на Земле соединение кислорода — это вода H_2O . В виде простого вещества O_2 кислород содержится в воздухе, а в виде озона O_3 — в верхних слоях атмосферы.

Простое вещество кислород состоит из двухатомных молекул O_2 . При обычных условиях кислород представ-

ляет собой бесцветный газ без запаха. Он немного тяжелее воздуха: 1 л воздуха при температуре 0°C и обычном давлении весит 1,29 г, а 1 л кислорода — 1,43 г.

Кислород плохо растворим в воде — при комнатной температуре и обычном давлении в 100 объёмах воды растворяются 3 объёма кислорода. Кислородом, растворённым в воде, дышат рыбы и водные растения. При понижении температуры растворимость кислорода возрастает — в 100 объёмах ледяной воды (4°C) растворяется уже около 5 объёмов газа. Но даже такого количества кислорода может не хватить обитателям водоёмов на всю зиму, так как запас этого газа в скованных льдом реках и озёрах не пополняется за счёт растворения кислорода воздуха.

При температуре -183°C кислород сжижается — переходит в жидкое состояние. Жидкий кислород — подвижная жидкость голубого цвета, притягиваемая магнитом. При -219°C она затвердевает, образуя синие кристаллы твёрдого кислорода.

Простое вещество озон O_3 является аллотропной модификацией кислорода. Озон — бесцветный газ с запахом. Он образуется в воздухе при электрическом разряде, а также при работе копировальных аппаратов, высоковольтных трансформаторов. Большое количество озона находится в верхних слоях атмосферы на высоте 10—20 км. Этот озоновый слой защищает Землю от жёсткого ультрафиолетового излучения Солнца.

Вопросы и задания

1. Какова распространённость кислорода на Земле? В составе каких веществ содержится кислород в земной коре и в воздухе?
2. Во сколько раз атом кислорода тяжелее атома водорода?
3. Кислород входит в состав гематита (красного железняка) Fe_2O_3 , кварца SiO_2 , пиролюзита MnO_2 . Определите массовые доли кислорода в этих минералах. Какой из них наиболее богат кислородом?
4. Учащийся 8 класса весит 50 кг. Рассчитайте массу и число всех атомов кислорода в его организме, если известно, что массовая доля кислорода равна 61%, масса одного атома кислорода составляет $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг.
5. Является ли химической реакцией превращение жидкого кислорода в газообразный? Ответ поясните.
6. Зачем работники рыбных хозяйств делают зимой проруби во льду рек и озёр?

7. Определите относительную молекулярную массу газов кислорода и озона.
8. Во сколько раз кислород тяжелее воздуха; озон тяжелее кислорода?

§ 15 Получение кислорода в лаборатории

Считается, что чистый кислород впервые был получен английским учёным Джозефом Пристли (1733—1804).

В 1774 г. учёный изучал действие лучей света, сконцентрированных большой стеклянной линзой, на различные вещества. При помощи такой линзы ему удалось нагревать соединения до температуры в несколько сот градусов и вызывать их разложение. В одном из опытов Пристли использовал оксид ртути HgO , полученный им прокаливанием ртути на воздухе. Нагревая красный порошок оксида ртути, который находился в перевёрнутом вверх дном цилиндре, опущенном в сосуд с ртутью (рис. 30), учёный заметил выделение газа. Тлеющая лучинка вспыхивала в нём ярким пламенем и горела ярче, чем на воздухе. Мыши, помещённые в сосуд с этим газом, дышали легко, но скоро погибали. Сам учёный тоже вдохнул его и отметил, что он «помогает лёгким дышать». «Свеча сгорает в нём быстро, а человек, наверное,

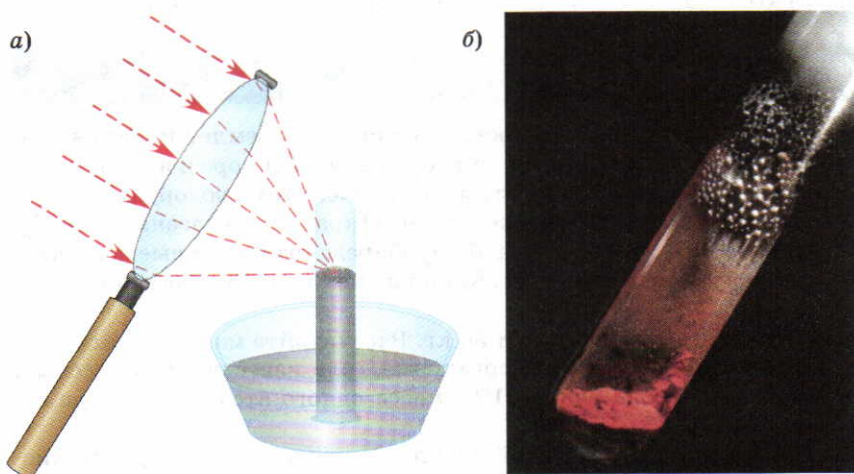


Рис. 30. Опыт Пристли по разложению оксида ртути: *а* — при помощи линзы; *б* — при нагревании в пробирке

в нём скоро состарится... Может быть, чистый... воздух станет когда-нибудь модным предметом роскоши... А покамест только две мыши да я сам имели возможность вдыхать его», — записал Пристли в своём дневнике. Благодаря удивительному свойству поддерживать горение полученный газ был назван «огненным воздухом», а позднее — кислородом (*Oxygenium*), что означает «образующий кислоты».

В настоящее время в лаборатории кислород получают при нагревании некоторых легко разлагающихся веществ. К их числу относится бертолетова соль KClO_3 , названная по имени открывшего её французского химика К. Бертолле, современника Дж. Пристли.

Положим в чистую сухую пробирку несколько кристалликов бертолетовой соли и нагреем её в пламени спиртовки. Сначала соль начнёт плавиться (357°C), а затем расплав «закипит» (400°C) — это началось разложение с выделением газа. Испытаем выделяющийся бесцветный газ тлеющей лучинкой. Лучинка в нём ярко загорается — это кислород. Когда реакция прекратится, на дне пробирки останется белый порошок хлорида калия KCl :



Направленная вверх стрелка после формулы кислорода обозначает, что данный продукт выделяется в виде газа.

Чтобы ускорить разложение, к бертолетовой соли добавляют немного порошка оксида марганца MnO_2 . В его присутствии выделение кислорода начинается при более слабом нагревании (200°C), даже ниже температуры плавления. Сам оксид марганца лишь ускоряет реакцию, но не расходуется в ней. С явлением ускорения реакций при помощи некоторых веществ, остающихся по окончании реакции неизменными, мы будем встречаться довольно часто. Такие вещества называют *катализаторами*, а увеличение скорости реакции под действием катализатора — *катализом*. Для различных реакций используют разные катализаторы.

Кислород тяжелее воздуха и малорастворим в воде, поэтому его можно собирать двумя способами — вытеснением воздуха и над водой (рис. 31). В первом случае кислород, поступающий в сосуд по стеклянной трубке,

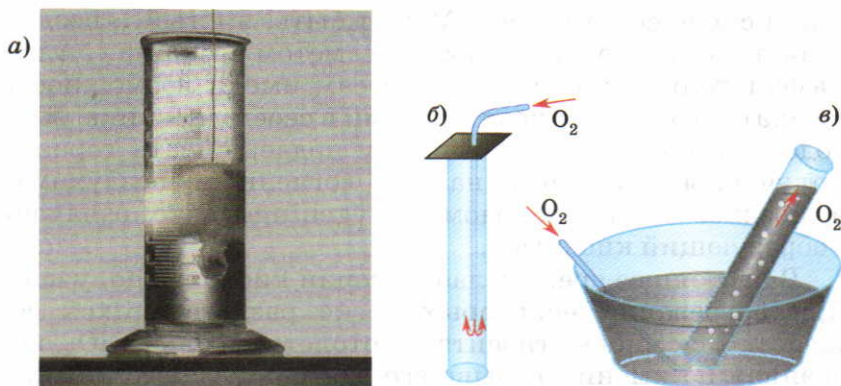
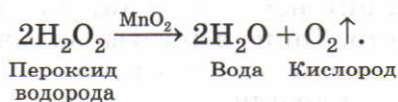


Рис. 31. Получение кислорода разложением пероксида водорода (а) и его соби́рание вытеснением воздуха (б) и над водой (в)

постепенно вытесняет воздух. Во избежание перемешивания кислорода с атмосферным воздухом отверстие сосуда неплотно закрывают кусочком ваты или фильтровальной бумагой. Чтобы убедиться, заполнился ли сосуд кислородом, к его отверстию подносят тлеющую лучинку. Если сосуд заполнен, то лучинка вспыхивает у самого отверстия. При соби́рании кислорода над водой выделяющийся газ постепенно вытесняет воду из цилиндра, предварительно заполненного водой. Когда газ полностью вытеснит воду из цилиндра, его отверстие закрывают стеклом и лишь затем вынимают из воды и переворачивают.

Для получения кислорода можно использовать и другие соединения, например пероксид водорода H_2O_2 , называемый в быту перекисью водорода. Если внести в раствор пероксида щепотку катализатора — оксида марганца MnO_2 , то жидкость сильно вспенивается, «закипает» (рис. 31, а) — это выделяется кислород:



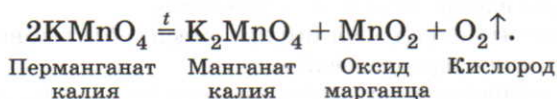
По окончании реакции в пробирке остаётся смесь, состоящая из оксида марганца и воды. Её легко разделить фильтрованием. Отфильтрованный оксид марганца можно использовать для разложения новой порции пероксида водорода или бертолетовой соли.

Разложение пероксида водорода ускоряется и в присутствии некоторых других соединений, например гемоглобина крови. Именно на этом свойстве основано использование слабого раствора пероксида водорода в медицине. При контакте с кровью пероксид водорода начинает разлагаться, а выделяющийся кислород не только убивает болезнетворные бактерии, но и закупоривает мелкие сосуды, тем самым останавливая кровотечение.

Лабораторный опыт 8. Получение кислорода разложением пероксида водорода

Налейте в пробирку 2 мл раствора пероксида водорода и бросьте в неё немного оксида марганца MnO_2 , взяв его стеклянной палочкой. Что происходит? Имеет ли выделяющийся газ запах? Поднесите к отверстию пробирки тлеющую лучинку. Что вы наблюдаете?

В школьных лабораториях кислород часто получают разложением перманганата калия $KMnO_4$ (в быту называемого марганцовкой). Это соединение обычно имеется в домашних аптечках. Реакция начинается при температуре около $230\text{ }^{\circ}\text{C}$:



Помимо кислорода образуются манганат калия — вещество, дающее неустойчивые зелёные растворы, и уже

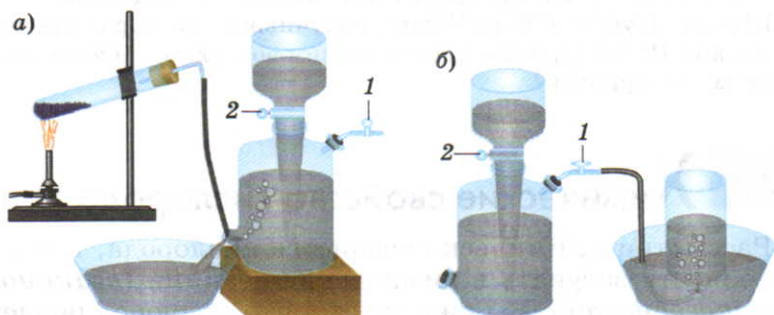


Рис. 32. Газометр: *a* — заполнение газометра кислородом (краны 1, 2 закрыты); *б* — наполнение сосуда кислородом из газометра (краны 1, 2 открыты)



Рис. 33. Баллон с кислородом

известный вам оксид марганца MnO_2 . Его можно выделить, обработав водой порошок, оставшийся в пробирке после разложения перманганата калия.

Для хранения небольших количеств кислорода в лабораториях используют *газометры* (рис. 32). Их заполняют кислородом методом вытеснения воды.

В последнее время на смену газометрам приходят баллоны, в которых кислород находится под давлением в 150 атм (рис. 33). Баллоны с кислородом окрашены в голубой цвет.

Вопросы и задания

1. Какими способами можно получить кислород в лаборатории? Напишите уравнения реакций. К какому типу они относятся?
2. Какие вещества называют катализаторами? Приведите примеры каталитических реакций, т. е. реакций, скорость которых возрастает в присутствии катализатора.
- *3. Как выделить оксид марганца из смеси, образовавшейся после прокаливания бертолетовой соли?
4. На чём основано использование пероксида водорода для остановки кровотечений и для дезинфекции ран?
5. Какие способы собирания газов вам известны? Опишите их.
6. Прокомментируйте опыт Пристли. Напишите уравнение реакции разложения оксида ртути HgO на простые вещества.
7. Шведский учёный Карл Шееле, получивший кислород одновременно с Пристли, назвал его «райским воздухом». Что он хотел этим подчеркнуть?

§ 16 Химические свойства кислорода

Рассмотрим химические свойства кислорода, т. е. его способность вступать в химические реакции (*реакционную способность*). Вы уже знаете, что кислород поддерживает горение: в нём вспыхивает тлеющая лучинка. Наполним кислородом несколько сосудов и изучим его реакции с некоторыми простыми веществами (рис. 34).

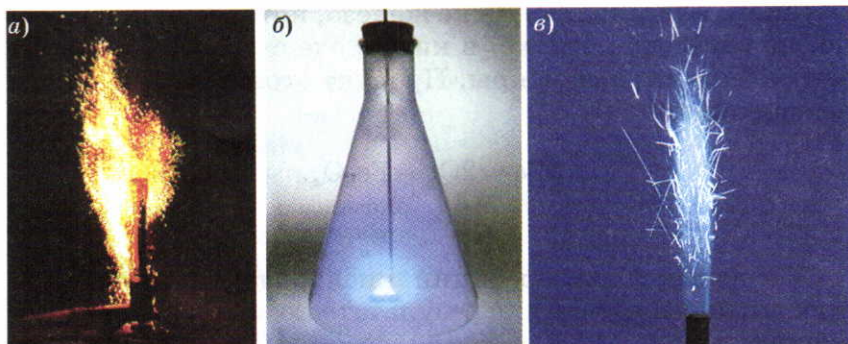
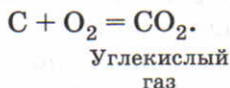
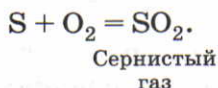


Рис. 34. Горение веществ в кислороде: *а* — порошка железа; *б* — серы; *в* — алюминиевой пудры

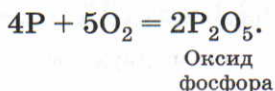
Раскалим в пламени спиртовки кусочек древесного угля до появления пламени и внесём в сосуд с кислородом. Уголь продолжает гореть, не образуя пламени, но гораздо ярче, чем на воздухе. В результате реакции образуется углекислый газ CO_2 :



Поместим в стальную ложечку для сжигания кусок серы величиной с горошину, внесём её в пламя спиртовки и подождём, пока сера расплавится и загорится. На воздухе сера горит едва заметным синеватым пламенем. При внесении горячей серы в кислород сине-фиолетовое пламя становится ярким и интенсивным. Появляется удушливый запах сернистого газа SO_2 , образующегося в результате реакции:

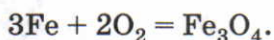


Зажжённый на воздухе фосфор сгорает в кислороде ослепительно белым пламенем, образуя дым, состоящий из мельчайших частиц оксида фосфора P_2O_5 :



Так же энергично реагирует кислород и со многими другими простыми веществами — водородом, натрием,

магнием, алюминием. Даже железо, которое, как известно, не горит на воздухе, в кислороде сгорает, разбрасывая ослепительные искры. Продукт этой реакции — железная окалина Fe_3O_4 :



Железная
окалина

Мы рассмотрели реакции кислорода с некоторыми простыми веществами, в результате которых образуются оксиды.

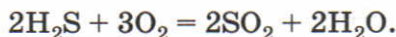
Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород.

Например: углекислый газ CO_2 — это оксид углерода, железная окалина Fe_3O_4 — оксид железа, а вода H_2O — оксид водорода. В формулах оксидов символ кислорода всегда записывают на втором месте.

В кислороде горят и некоторые сложные вещества, при этом также образуются оксиды. Так, продуктами горения природного газа метана CH_4 являются углекислый газ и вода:



Сероводород H_2S — газ с запахом тухлых яиц — сгорает в кислороде с образованием сернистого газа и воды:



Взаимодействие кислорода с простыми и сложными веществами называют **окислением**, а сам кислород — **окислителем**.

Вопросы и задания

1. Как определить, в каком из двух сосудов находится кислород, а в каком — воздух?
2. Охарактеризуйте химические свойства кислорода.
3. Какие вещества называют оксидами? Приведите примеры.

4. При сжигании в кислороде порошка алюминия образуется оксид алюминия Al_2O_3 . Напишите уравнение реакции.
5. При горении водорода H_2 в кислороде образуется вода. Напишите уравнение реакции.
6. Сероуглерод CS_2 — летучая ядовитая жидкость, используемая в производстве некоторых искусственных волокон (вискозы). При его горении в кислороде образуются сернистый и углекислый газы. Напишите уравнение этой реакции.
- *7. Озон O_3 является более сильным окислителем, чем кислород. Он реагирует даже с серебром, превращаясь в оксид серебра Ag_2O . Напишите уравнение реакции.

§ 17 Валентность.

Составление формул оксидов

Вы, наверное, обратили внимание на то, что оксиды различных химических элементов по составу отличаются друг от друга. Например, на один атом кислорода в воде H_2O приходится два атома водорода, а в оксиде магния MgO — один атом магния. Как это можно объяснить?

В XIX в. учёные предположили, что атомы разных элементов обладают различной способностью присоединять к себе другие атомы. Так, атом водорода может присоединить лишь один атом другого химического элемента, кислород — два атома, азот — три. В настоящее время известно, что атомы, входящие в состав молекул, соединены между собой химическими связями в определённой последовательности. Чтобы показать это, используют *структурные формулы*, выражающие не только число атомов, но и последовательность их соединения. Химические связи между атомами в молекулах принято обозначать чёрточками.

Число связей, которые данный атом образует с другими атомами, называют валентностью.

Слово «валентность» в переводе с латинского означает «сила, способность».

Изобразим структурную формулу воды:



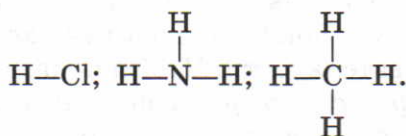
Обратите внимание на то, что атомы водорода в молекуле воды не связаны друг с другом, а соединены только с атомом кислорода. Каждый атом водорода образует одну химическую связь (от символа H отходит одна чёрточка) — он одновалентен. Атом кислорода образует две связи — он двухвалентен. Число чёрточек, отходящих от символа химического элемента в структурной формуле, и есть валентность данного атома.

Установлено, что и в других соединениях водород всегда одновалентен, т. е. атомы водорода образуют лишь одну связь. Валентность кислорода всегда равна двум.

В молекуле углекислого газа CO_2 атом углерода образует с каждым атомом кислорода две двойные связи, которые равноценны четырём одинарным (четыре чёрточки в структурной формуле), следовательно, углерод в этом веществе четырёхвалентен:



Зная валентность одного химического элемента в соединении, можно определить валентность другого. Так, хлор в хлороводороде HCl одновалентен, азот в аммиаке NH_3 трёхвалентен, а валентность углерода в метане CH_4 равна четырём:



Для обозначения валентности обычно используют римские цифры, которые ставят в формуле над символом химического элемента:



Чтобы подсчитать валентность, нет необходимости каждый раз рисовать структурные формулы. Легко заметить, что в соединении общее число единиц валентнос-

Таблица 4

Последовательность действий	Составление формулы	
Указать валентность кислорода	$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}_2\text{O}_3$	$\overset{\text{II}}{\text{C}}\text{O}_2$
Умножить число атомов кислорода на численное значение его валентности (II)	$3 \cdot 2 = 6$	$2 \cdot 2 = 4$
Разделить полученное значение на индекс, показывающий число атомов другого элемента	$6 : 2 = 3$	$4 : 1 = 4$
Записать значение валентности над символом этого элемента	$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3$	$\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{II}}{\text{O}}_2$

ти всех атомов одного элемента всегда равно общему числу единиц валентности всех атомов другого элемента. Иными словами, *произведение числа атомов одного элемента на его валентность равно произведению числа атомов второго элемента на его валентность.*

Например:



Для углерода (число атомов равно 1): $\text{IV} \cdot 1 = 4$;
для кислорода (число атомов равно 2): $\text{II} \cdot 2 = 4$.

Чтобы определить валентность элемента в оксиде по формуле, необходимо провести следующие математические вычисления (табл. 4).

Некоторые химические элементы проявляют в соединениях постоянную валентность (табл. 5), её надо запомнить, другие — переменную.

Химические элементы с постоянной валентностью

Таблица 5

Валентность	Химические элементы
I	H, Na, K, Ag
II	O, Mg, Ca, Ba, Zn
III	Al

Таблица 6

Последовательность действий	Составление формулы	
Записываем символы химических элементов (кислород на втором месте) и указываем их валентность (кислород двухвалентен, валентность второго элемента либо дана в названии, либо постоянна и приведена в таблице 5)	Оксид алюминия $\overset{\text{III}}{\text{Al}} \overset{\text{II}}{\text{O}}$	Оксид углерода(IV) $\overset{\text{IV}}{\text{C}} \overset{\text{II}}{\text{O}}$
Находим наименьшее общее кратное двух числовых значений валентности	$\text{III и II} \Rightarrow 6$	$\text{IV и II} \Rightarrow 4$
Находим индексы, поделив наименьшее общее кратное на числовые значения валентности данного элемента	$6 : 3 = 2 (\text{Al})$ $6 : 2 = 3 (\text{O})$	$4 : 4 = 1 (\text{C})$ $4 : 2 = 2 (\text{O})$
Записываем индексы после знаков химических элементов	Al_2O_3	CO_2

Обратите внимание, что значения валентности многих металлов совпадают с номерами групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева, в которых они находятся.

Значение переменной валентности принято указывать в скобках в названии соединения, например: $\overset{\text{IV}}{\text{C}} \overset{\text{II}}{\text{O}}_2$ — оксид углерода(IV), $\overset{\text{II}}{\text{C}} \text{O}$ — оксид углерода(II).

Рассмотрим, как можно составить формулу оксида по его названию (табл. 6).

Понятие о валентности возникло на заре современной химии, поэтому его использование в настоящее время вызывает много вопросов. Как, например, определить валентность атомов в простых веществах? В железе при комнатной температуре у каждого атома 8 ближайших соседей (см. рис. 23, а). Означает ли это, что железо восьмивалентно? Как быть с другими веществами немолекулярного строения? Так, оксиды металлов, как правило, не образуют молекул. Строение того же оксида алюми-

ния Al_2O_3 лишь формально можно изобразить структурной формулой $\text{O}=\text{Al}-\text{O}-\text{Al}=\text{O}$, на самом деле в этом веществе каждый атом алюминия находится в окружении шести атомов кислорода. Поэтому приведённую формулу принято называть *графической*. В общем, надо помнить, что валентность имеет реальный смысл лишь в случае веществ молекулярного строения.

Вопросы и задания

1. Дайте определение понятия «валентность».
2. Зная, что водород одновалентен, определите валентность химических элементов по формулам соединений: NaN , CaH_2 , AlH_3 , CH_4 , PH_3 , H_2S , HF .
3. Определите валентность элементов по формулам оксидов и назовите вещества: P_2O_5 , SO_2 , SO_3 , NO , Na_2O , CaO , Mn_2O_7 , SnO_2 , I_2O_5 , H_2O .
4. Напишите формулы следующих оксидов: оксида магния, оксида фосфора(III), оксида калия, оксида хлора(IV), оксида железа(III), оксида меди(II), оксида кремния(IV), оксида хлора(VII), оксида цинка, оксида алюминия, оксида водорода, оксида золота(III).
5. В соединениях с кислородом марганец проявляет валентности II, III, IV, VII. Составьте формулы этих оксидов и назовите их.
6. Хлор образует четыре оксида, в которых он проявляет валентности I, III, V и VII. Составьте формулы этих соединений и назовите их.
7. При горении магния, цинка и алюминия в кислороде образуются их оксиды. Составьте формулы этих соединений, напишите уравнения реакций.

§ 18 Воздух

Долгое время люди рассматривали воздух как особую невидимую стихию, которую, в отличие от воды, нельзя удержать в руках. В XVII—XVIII вв. словом «воздух» стали называть различные газы: углекислый газ именовали «удушливым воздухом» (он не поддерживает дыхания), а водород — «горючим воздухом». Главный вклад в изучение воздуха, безусловно, внёс А. Л. Лавуазье, однако окончательно состав воздуха был определён лишь в XX столетии.

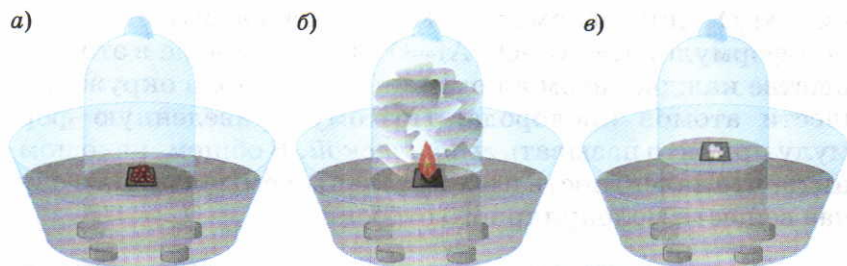


Рис. 35. Определение состава воздуха: а — перед опытом; б — фосфор горит; в — опыт закончен

Физические свойства воздуха известны каждому. Он не имеет вкуса, цвета и запаха, малорастворим в воде. При комнатной температуре в 100 объёмах воды растворяются всего около 3 объёмов воздуха. А вот определённой температуры плавления и кипения, а также химической формулы у воздуха нет, так как *воздух — однородная, хорошо перемешанная смесь различных газов.*

В этом легко убедиться на опыте (рис. 35). На стальную пластинку, укреплённую на куске пробки, положим немного красного фосфора и поместим её в стеклянный сосуд — *кристаллизатор*, заполненный водой. Горящей лучинкой осторожно зажжём фосфор и опустим стеклянный колокол. Фосфор сгорает, заполняя пространство под колоколом густым белым дымом. Вода поднимается примерно на $\frac{1}{5}$ того объёма, который первоначально занимал воздух, — ровно столько в воздухе было кислорода. После того как фосфор погаснет, а колокол остынет, вынем из горлышка колокола пробку и испытаем оставшийся в нём газ. Он не поддерживает горения: внесённая в него горящая лучинка моментально гаснет. Газ, собранный под колоколом, не вызывает помутнения известковой воды, следовательно, это не углекислый газ. Лавуазье, проделав серию подобных экспериментов, назвал этот газ азотом, что в переводе с греческого означает «безжизненный». На долю азота, таким образом, приходится около $\frac{4}{5}$ объёма воздуха.

Кроме азота и кислорода, являющихся основными компонентами воздуха, в его состав в незначительных количествах входят углекислый газ, водяной пар, а так-

же благородные (инертные) газы, главным образом аргон.

К семейству благородных газов относят шесть химических элементов — неметаллов: гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe и радон Rn. Соответствующие им простые вещества, в отличие от кислорода и азота, состоят из одноатомных молекул. При комнатной температуре они представляют собой бесцветные газы, малорастворимые в воде.

Долгое время считали, что инертные газы совсем не вступают в химические реакции. Но около 40 лет назад учёным удалось получить химические соединения трёх тяжёлых инертных газов — криптона, ксенона и радона. Однако все они неустойчивы и не выдерживают сильного нагревания.

С химической инертностью связано применение благородных газов в технике. Аргоном наполняют электрические лампочки накаливания. В центре лампы находится вольфрамовая спираль, которая накаляется током до высокой температуры и испускает свет. Если внутрь лампы попадёт воздух, спираль тут же сгорит. Чтобы избежать этого, лампу заполняют аргоном.

В последние годы вместо аргона для наполнения ламп стали использовать криптон, такие лампы при той же мощности спирали дают более яркий свет из-за дополнительного свечения (люминесценции) атомов криптона.

Учёные обнаружили, что при прохождении через разреженный инертный газ электрического разряда наблюдается яркое свечение. На основе этого созданы люминесцентные лампы, в которых светится не металлическая нить, а сам газ, через который проходит электрический ток. Лампы, наполненные аргоном, дают ярко-синий свет, неоном — оранжево-красный, криптоном — зелёный. Неоновыми лампами большой мощности оборудуют маяки.

Самый лёгкий из благородных газов — гелий — используют для заполнения метеорологических шаров-зондов, аэростатов, дирижаблей. В воздухе гелия мало, его добывают из природного газа, где он также содержится в виде примеси.

Состав сухого, т. е. не содержащего водяного пара, воздуха приведён на диаграмме (рис. 36). Водяной пар обуславливает влажность воздуха. В сырую и тёплую погоду его больше, в сухую и холодную меньше.



Рис. 36. Объёмный состав сухого воздуха

Углекислый газ образуется при горении и дыхании, поэтому в воздухе крупных городов его больше, чем над лесами и морями. Особенно много углекислого газа в закрытых, плохо проветриваемых помещениях, местах большого скопления людей. Воздух, содержащий более 0,1% углекислого газа, угнетающе действует на человека.

В воздухе промышленных центров часто присутствуют оксиды азота, угарный газ CO и другие вредные примеси. Они образуются при неполном сгорании автомобильного топлива, а также выбрасываются в атмосферу химическими и металлургическими комбинатами, теплоэлектростанциями. В таких городах воздух всегда содержит много пыли — мелких частичек сажи и других веществ. Пыль находится в воздухе во взвешенном состоянии, подобно мути в воде. Крупные частички пыли заметны невооружённым взглядом в косых лучах солнца. Сохранение чистого воздуха в городах — серьёзная экологическая проблема, над которой работают специалисты.

Вопросы и задания

1. Каковы основные компоненты воздуха? Приведите их формулы.
2. Как изменяется состав воздуха в закрытом кабинете во время урока химии?
3. В каком воздухе — влажном или сухом — больше содержание азота?
4. Какие вещества относят к благородным газам?
5. Оксид ксенона(VIII) — крайне неустойчивое соединение. При лёгком нагревании он распадается со взрывом на простые вещества. Напишите уравнение реакции.
- *6. Если в лампу накаливания попадёт воздух, то вольфрамовая спираль сгорит и на стекле образуется жёлтый налёт оксида вольфрама(VI). Напишите уравнение этой реакции. Символ вольфрама найдите в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Проведите дома опыт по определению состава воздуха, аналогичный описанному в параграфе. Для этого воспользуйтесь глубокой тарелкой или миской, на дне которой укрепите парафиновую свечу. Заполните миску водой, зажгите свечу и накройте её перевернутой вверх дном стеклянной банкой. Что наблюдаете? На какую высоту поднимается вода? Нарисуйте опыт в тетради. Какой вывод о составе воздуха можно сделать?

§ 19 Горение веществ на воздухе

Горение — это химическая реакция, протекающая с выделением теплоты и света. Часто горение сопровождается пламенем.

Яркость пламени зависит от наличия в нём мельчайших твёрдых частиц или паров, образующихся при взаимодействии вещества с кислородом. Если среди продуктов горения есть твёрдые вещества, то получается светящееся пламя. Так, железо и фосфор сгорают в кислороде ярким пламенем. При горении водорода образуется лишь водяной пар, поэтому пламя практически бесцветно. Горение природного газа метана также сопровождается образованием едва заметного голубого пламени. Это связано с тем, что весь углерод, входящий в состав метана, окисляется до углекислого газа.

При горении веществ, более богатых углеродом по сравнению с метаном, например бензина, керосина, парафина, угля, углерод сгорает не полностью, а частично переходит в сажу. Раскалённые до высокой температуры мельчайшие частички сажи и делают пламя ярким. Однако если обеспечить дополнительный приток воздуха или кислорода к топливу, как, например, при топке камина (рис. 37), то частички сажи сгорают, и пламя становится почти несветящимся. Такое пламя имеет более высокую температуру и оставляет мало копоти (налёта из сажи).

Горение может протекать не только в кислороде и на воздухе, но и в других газах, например фторе F_2 , хлоре Cl_2 , оксиде азота(I) N_2O .

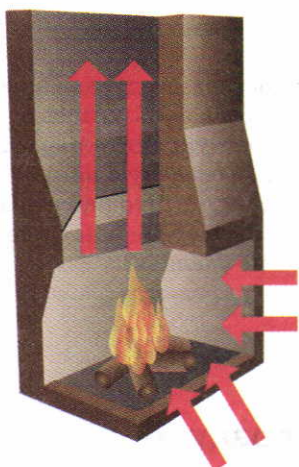


Рис. 37. Топка камина. При устройстве печей и каминов всегда стремятся создать тягу

На воздухе горение протекает менее интенсивно, чем в чистом кислороде, так как содержащийся в воздухе азот не поддерживает горение. Мы наблюдали, как быстро сгорает в кислороде железная проволока. На воздухе её не удаётся зажечь.

Первым учёным, правильно объяснившим процесс горения взаимодействием вещества с кислородом воздуха, был французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Опыты по сжиганию веществ учёный проводил на открытом воздухе, используя в качестве нагревательного прибора систему из двух больших линз (рис. 38). Каждая линза имела диаметр более метра и состояла из двух тонких вогнуто-выпуклых стёкол, пространство между которыми было заполнено этиловым спиртом. В солнечный день такие линзы позволяли нагревать тела до температуры выше $1500\text{ }^{\circ}\text{C}$. С их помощью можно было расплавить золото и железо. Лавуазье даже удалось сжечь несколько алмазов.

Вы, наверное, замечали, что одни вещества загораются на воздухе легче, а другие — труднее. Внесём в пламя горелки одновременно магниевую ленту и кусок картона. Первым загорится картон, а магний вспыхнет лишь через несколько секунд — для того чтобы началась реакция магния с кислородом, требуется более высокая температура. Следовательно, вещество загорается только при нагревании выше определённой температуры. Её назы-

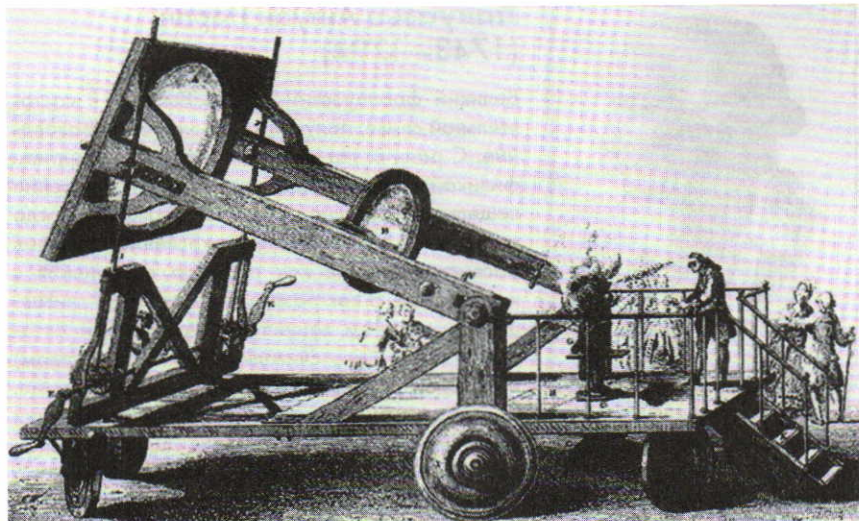


Рис. 38. Опыт Лавуазье по сжиганию веществ при помощи линз

вают *температурой воспламенения*. Бумага вспыхивает на воздухе примерно при 230°C , а магний — при 600°C . Температура воспламенения бензина около 300°C , а медицинского эфира — 150°C . Загоревшееся вещество продолжает гореть и вне пламени, так как выделяющаяся в процессе горения теплота постепенно нагревает все новые и новые участки вещества до температуры воспламенения.

Взаимодействие веществ с кислородом воздуха может протекать и медленно. В этом случае горения не наблюдается. Такие процессы называют медленным окислением. К ним относится, например, ржавление железа. При медленном окислении выделяется значительно меньше теплоты, чем при горении.

Иногда теплоты, выделяющейся при медленном окислении веществ, оказывается достаточно для возгорания. Известны случаи воспламенения промасленных тряпок, используемых для обтирки станков на заводах и в мастерских. Причиной многих пожаров является неисправная электропроводка. При прохождении электрического тока провода медленно нагреваются.

Горящий предмет можно потушить либо прекратив доступ к нему воздуха, либо охладив его ниже температуры воспламенения. Часто огонь гасят водой, которая не только охлаждает горящий предмет, но и препятствует



Лавуазье Антуан Лоран (1743—1794)

Великий французский химик. Родился в состоятельной семье, получил юридическое образование. С ранних лет проявлял интерес к занятиям физикой и химией. Долгое время изучал горение веществ. Согласно господствовавшим тогда представлениям, горение и окисление металлов рассматривали не как реакцию соединения с кислородом, а как разложение металла, считавшегося сложным веществом, на твёрдый остаток — оксид (его считали простым веществом) и флогистон — вымышленный «дух горючести».

Примером «почти чистого флогистона» химики считали уголь — ведь при горении он полностью исчезает, не оставляя твёрдого остатка. Проведя многочисленные опыты по сжиганию различных веществ, Лавуазье доказал, что металлы — это простые вещества, а процесс горения состоит в присоединении ими кислорода с образованием сложных веществ — оксидов. Многие химики в то время считали воду простым веществом, так как никому не удавалось её разложить. Это сумел сделать Лавуазье — он выделил из воды водород, пропуская водяной пар через раскалённый пушечный ствол, заполненный листьями железа. Позже он провёл и синтез воды из кислорода и водорода. Изучая свойства этих газов, он ввёл в науку их современные названия. В своих исследованиях учёный постоянно обращался к эксперименту, подчёркивая, что «физике и химии никогда непозволительно предполагать то, что можно определить прямыми опытами». Вслед за Ломоносовым он сформулировал закон сохранения массы веществ: «во всякой операции количество материи одинаково до и после операции, качество и количество начал (элементов) остаются теми же самыми, происходят лишь перемены, видоизменения». В 1789 г. Лавуазье опубликовал «Начальный курс химии», выдержавший несколько изданий. В годы Французской революции жизнь учёного трагически оборвалась на гильотине.

его контакту с воздухом. Однако не все вещества можно тушить водой. Некоторые металлы взаимодействуют с ней гораздо активнее, чем с кислородом воздуха. В этом случае использование воды лишь усилит горение. Не рекомендуется гасить водой и загоревшийся бензин: он легче воды и продолжает гореть. Наиболее эффективный способ прекратить горение — изолировать вещество от кислорода. Проведем простой опыт. Налейте в фарфоровую чашку немного бензина и подожгите его лучинкой. Горящий бензин зальёте водой, при этом он продолжает гореть. Накройте чашку куском картона или плотной ткани. Горение прекратится. В домашних условиях загоревшуюся на человеке одежду можно потушить, накинув одеяло, шубу, ковёр, покрывало и плотно завернув

пострадавшего, чтобы полностью прекратить доступ воздуха к горящей одежде. В химических лабораториях загоревшийся предмет засыпают песком или используют огнетушители. В них обычно содержится углекислый газ, который не поддерживает горения и изолирует горящий предмет от воздуха.

Легко загорающиеся вещества, такие как спирт, эфир или бензин, называют *огнеопасными*. С ними нужно обращаться очень аккуратно и ни в коем случае не работать вблизи открытого пламени — их пары от огня вспыхивают, вызывая пожар, а иногда и мощный взрыв. Эфир в открытом сосуде может воспламениться, даже если находится на расстоянии в несколько метров от пламени. Об этом надо помнить.

Вопросы и задания

1. Почему на воздухе горение протекает менее интенсивно, чем в кислороде?
2. Объясните, что означают понятия: а) «горение»; б) «медленное окисление»; в) «температура воспламенения».
3. Чем объяснить тот факт, что пламя природного газа практически бесцветно, а пламя свечи — светящееся?
4. При горении на воздухе спирта C_2H_6O и эфира $C_4H_{10}O$ образуются углекислый газ и вода. Напишите уравнения реакций.
5. Напишите уравнение реакции горения безводной уксусной кислоты $C_2H_4O_2$, если известно, что продуктами являются вода и углекислый газ.
6. Прелые листья, сено, древесные опилки при длительном хранении на воздухе могут самовозгораться. Как это объяснить?
- *7. При горении магния на воздухе кроме оксида образуется также нитрид — продукт взаимодействия магния с азотом. Напишите формулу нитрида магния и уравнение реакции его образования, помня, что в соединениях с металлами азот трёхвалентен.

§ 20

Получение кислорода

в промышленности и его применение

В промышленности кислород получают из жидкого воздуха, предварительно очищенного от пыли, водяного пара и углекислого газа. При сильном сжатии и охлаждении примерно до $-200^\circ C$ воздух переходит в жидкое состояние. Жидкий воздух представляет собой голубова-

тую жидкость, состоящую из сжиженных газов, главным образом азота и кислорода. Кислород кипит при более высокой температуре (-183°C), чем азот (-196°C), поэтому при медленном нагревании жидкого воздуха азот испаряется раньше. Повторяя многократно процессы испарения и конденсации паров, удаётся полностью разделить жидкий воздух на азот и кислород.

Применение кислорода основано на его способности поддерживать горение и дыхание. Процессы горения в нём протекают более интенсивно, чем на воздухе. Основная масса производимого кислорода идёт на ускорение процессов окисления.

Для хранения жидкого кислорода и других сжиженных газов используют специальные стеклянные сосуды с двойными стенками (сосуды Дьюара), напоминающие термосы (рис. 39). Стенки таких сосудов покрыты тонким слоем серебра, а в пространстве между стенками нет воздуха, там вакуум. Поэтому, если случайно разбить такой сосуд, раздаётся громкий хлопок — в пространство между стенками вырывается воздух.

Огромные количества кислорода используют в химической промышленности при производстве оксидов и кислот — серной, азотной, уксусной, в металлургии при выплавке чугуна и стали. Чтобы ускорить протекание процессов и повысить температуру, к воздуху, который поступает в доменные и сталеплавильные печи, добавляют кислород.

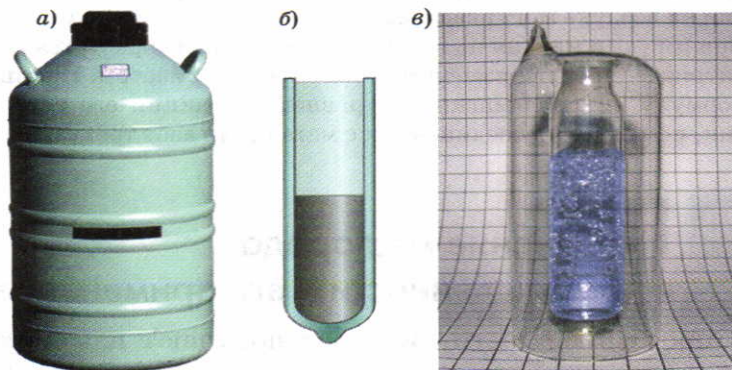


Рис. 39. а — сосуд Дьюара для хранения больших количеств жидкого азота; б — разрез лабораторного сосуда Дьюара; в — прозрачный сосуд Дьюара с жидким кислородом

Газ ацетилен C_2H_2 горит в кислороде белым ярко светящимся пламенем, температура которого порядка $3000^\circ C$. При такой температуре плавятся многие металлы, сталь и другие сплавы. Поэтому ацетилено-кислородную горелку используют для сварки металлов, т. е. для сплавления металлических частей (рис. 40). В горелку по разным трубкам подают ацетилен и кислород. У выхода из горелки оба газа смешиваются. Для получения пламени смесь поджигают.

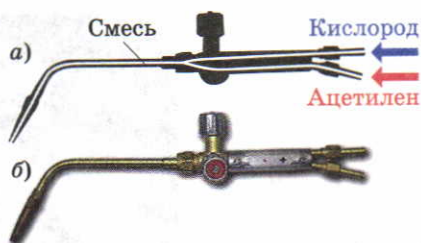


Рис. 40. Ацетилено-кислородная горелка: а — устройство (схема); б — внешний вид

Применение в технике находит и жидкий кислород. Он гораздо более мощный окислитель, чем газообразный кислород. Например, вата, пропитанная жидким кислородом, при поджигании сгорает со взрывом. Поэтому жидкий кислород используют для приготовления взрывчатых смесей — оксиликвитов. Особые патроны набивают измельчённой древесной корой и пропитывают эту горючую массу жидким кислородом. При поджигании такой смеси реакция протекает мгновенно и сопровождается выделением большого объёма газов. Происходит взрыв. Давлением газов могут быть разрушены скалы, выброшено большое количество грунта. Оксиликвиты незаменимы при прокладке туннелей, строительстве каналов, добыче полезных ископаемых.

Кислород необходим для дыхания. В чистом кислороде дышится намного легче, чем на воздухе, однако длительное вдыхание кислорода, не разбавленного азотом, может нанести вред организму человека. Чистый кислород используют для дыхания лишь в особых случаях. В больницах его дают вдыхать при ослаблении дыхания, сердечной недостаточности, после отравления угарным газом. В санаториях больным предлагают кислородный коктейль, который готовят путём пропускания сильной струи кислорода через фруктовые соки. Кислородными аппаратами пользуются также лётчики при высотных полётах, водолазы и пожарные. Жидкий кислород используют в качестве окислителя в ракетных двигателях (рис. 41).

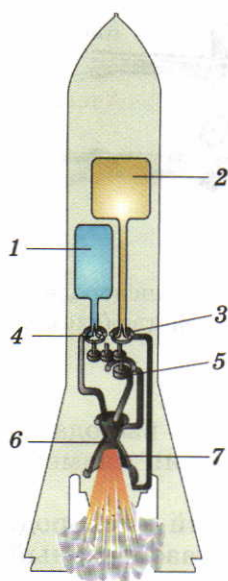


Рис. 41. Ракетный двигатель. Окислитель — жидкий кислород **1** и горючее — керосин или жидкий водород **2** из баков-хранилищ насосами **3, 4** при помощи турбины **5** подаются в камеру сгорания **6**. Наружная её часть представляет собой реактивное сверхзвуковое сопло **7**, в котором газы, образовавшиеся при сгорании топлива, разгоняются до скорости, превышающей скорость звука. Ракета движется за счёт выброса газов

Озон — ещё более сильный окислитель, чем кислород. Его используют для обеззараживания питьевой воды. Необходимое для этого количество озона получают из кислорода на водоочистных станциях, пропуская через воздух электрический разряд.

Вопросы и задания

1. Напишите уравнения реакций, протекающих при сварке и резке железа с использованием ацетилено-кислородной горелки, если известно, что при горении ацетилена образуются углекислый газ и вода.
2. Горючим в некоторых ракетных двигателях служит диметилгидразин $C_2H_8N_2$. Напишите уравнение реакции горения этого вещества в кислороде, если известно, что в результате образуются углекислый газ, вода и азот.
3. Как получают кислород в промышленности? Какие ещё газы можно выделить из жидкого воздуха?



Рис. 42. Применение кислорода

- Вентили на баллонах с кислородом категорически запрещено смазывать маслом. К каким последствиям может привести нарушение этого правила?
- Можно ли использовать под водой ацетилено-кислородную горелку; лабораторную спиртовку? Почему?
- Будет ли жидкий кислород, полученный из жидкого воздуха и находящийся при температуре кипения, содержать примесь аргона ($T_{\text{кип}} = -186^\circ\text{C}$), углекислого газа ($T_{\text{кип}} = -79^\circ\text{C}$), воды? С какой целью воздух перед сжижением очищают от водяного пара и углекислого газа?
- По рисунку 42 составьте рассказ о применении кислорода. В каждом случае отметьте, на каких свойствах этого газа основано его использование.

Самое важное в главе 2

Кислород — самый распространённый на Земле химический элемент. Он входит в состав многих веществ, образующих земную кору. В виде молекул O_2 он содержится в воздухе. Воздух представляет собой смесь азота (78% по объёму) и кислорода (21%). Также в нём содержатся благородные газы, углекислый газ, водяной пар (в сумме — 1%).

В промышленности кислород выделяют из сжиженного воздуха, а в лаборатории получают при разложении некоторых соединений, например перманганата калия.

Кислород — окислитель. При нагревании он реагирует со многими простыми и сложными веществами, образуя оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых кислород. Формулы оксидов составляют по валентности.

Валентность — это число простых (одинарных) связей, которые данный атом образует с другими атомами. Атомы некоторых химических элементов имеют постоянную валентность, но у большинства элементов она переменная. Валентность кислорода всегда равна II, а водорода — I.

Водород. Кислоты. Соли

§ 21 Водород

Водород расположен в самом начале Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева. Атом водорода — самый лёгкий из атомов, его масса равна 1 а. е. м. Размер атома водорода крайне мал — его радиус составляет $0,000000000053$ м ($5,3 \cdot 10^{-11}$ м). Водород — самый распространённый химический элемент во Вселенной, он входит в состав звёздного вещества и межгалактического газа. По распространённости на Земле он уступает кислороду, кремнию и некоторым другим элементам. В земной коре водород встречается в составе сложных веществ. Важнейшее соединение водорода — вода. Также он содержится в природном газе, нефти, в некоторых минералах, белках, жирах и углеводах.

Подобно кислороду, простое вещество водород состоит из двухатомных молекул, его формула — H_2 . При обычных условиях водород — газ, не имеющий цвета и запаха, плохо растворимый в воде. При сильном сжатии и охлаждении он, подобно другим газам, переходит в жидкое состояние. Жидкий водород кипит при $-253^\circ C$ (при этой температуре азот и кислород находятся в кристаллическом состоянии). Если незакрытый сосуд опустить в жидкий водород, воздух в нём превратится в твёрдое вещество.

Газообразный водород обладает рядом уникальных свойств. Благодаря маленькому радиусу атомы и молекулы водорода могут проходить через резину, стекло и даже через металлы.

Некоторые металлы (например, платина или палладий) способны растворять значительное количество водо-

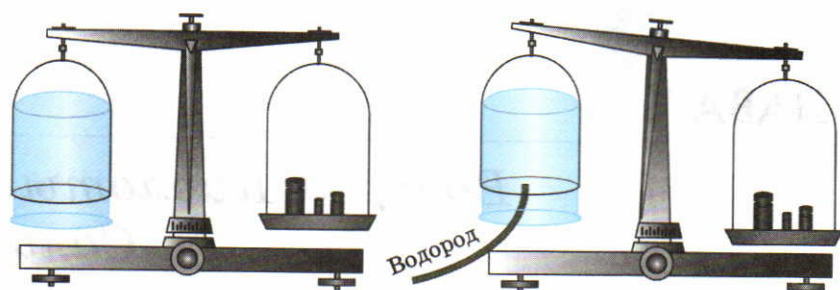


Рис. 43. После вытеснения воздуха водородом стакан становится легче

рода. Плотность водорода, поглощённого палладием, превосходит плотность жидкого водорода. Этим можно воспользоваться для его хранения. Палладий — дорогой металл, поэтому учёные создали более дешёвые сплавы никеля с лантаном, которые также поглощают водород. На их основе разработаны высокоэффективные никель-металл-гидридные аккумуляторы. По сроку службы такие аккумуляторы во много раз превосходят обычные никель-кадмиевые. Они используются как источники энергии в портативных телефонах, компьютерах, плеерах.

Водород в 14,5 раз легче воздуха, 100 л водорода при 0 °С весят всего 9 г. Это самый лёгкий из газов. Докажем на опыте, что водород легче воздуха (рис. 43). Уравновесим на весах перевернутый вверх дном стакан. Заполним его водородом. Мы заметим, что равновесие нарушается, чашка со стаканом поднимается вверх. Запомните, что водород собирают, вытесняя воздух из сосуда, перевернутого отверстием вниз.

Водород можно «переливать» из одного сосуда в другой (рис. 44). Возьмём два цилиндра, один из которых напомним водородом. Держа этот цилиндр наклонно, а «пустой» (т. е. заполненный воздухом) строго вертикально отверстием вниз, мы создаём условия для перетекания газа из одного цилиндра в другой.

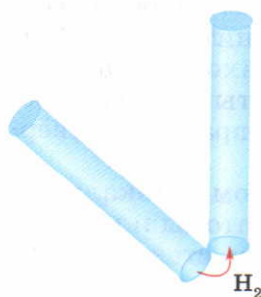


Рис. 44. «Переливание» водорода

Мыльные пузыри, наполненные водородом, быстро взлетают вверх. Раньше водород использовали для заполнения воздушных шаров, аэростатов и дирижаблей. Шар объёмом 600 м³, наполненный водородом, способен поднять двух человек.

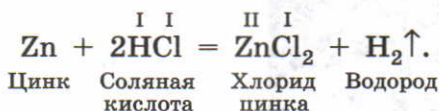
Вопросы и задания

1. Сравните распространённость водорода и кислорода: а) в земной коре; б) во Вселенной.
2. В состав каких веществ входят и водород, и кислород?
3. Какие соединения водорода входят в состав живых организмов?
4. Как вы объясните тот факт, что в воздухе водород практически отсутствует, в то время как верхние слои земной атмосферы содержат заметное количество этого газа?
5. Почему число атомов водорода во Вселенной непрерывно уменьшается?
6. Рассчитайте массовую долю водорода в воде.
7. Найдите массу воды, содержащей 1 кг атомов водорода.
8. Сравните физические свойства водорода и кислорода.
9. Как можно собрать водород в сосуд? Предложите два способа. На каких физических свойствах водорода они основаны?
- *10. Почему резиновый шарик, наполненный водородом, через некоторое время сдувается, даже если он был прочно завязан?

§ 22 Получение водорода в лаборатории

Уже в XVII в. учёные обнаружили, что при действии кислот на некоторые металлы — железо, цинк, олово — образуется горючий газ. Это и есть водород. В настоящее время в химических лабораториях для получения водорода используют реакцию цинка с соляной или серной кислотой.

Положим в пробирку несколько кусочков цинка и прильём соляную кислоту. На поверхности металла образуются пузырьки, от выделяющегося газа жидкость начинает бурлить, и кажется, что она кипит. Кусочки цинка постепенно уменьшаются в размерах и наконец исчезают совсем, растворяясь в кислоте. При выпаривании полученного раствора образуется белое вещество, называемое хлоридом цинка ZnCl_2 (рис. 45). Зная формулу соляной кислоты и продуктов реакции, можно написать уравнение:



Атом цинка замещает два атома водорода в кислоте, а водород выделяется в газообразном виде.



Кавендиш Генри (1731—1810)

Английский физик и химик. Учился в Кембриджском университете. Получив огромное наследство, устроил на загородной вилле хорошо оборудованную лабораторию, в которой проводил опыты. По словам одного из современников, Кавендиш «был самым богатым из учёных и, вероятно, самым учёным среди богатей». Много времени он посвящал исследованию газов — «видов искусственного воздуха», как их тогда называли. Действием серной и соляной кислот на железо, цинк и олово учёный получил «горючий, или воспламеняемый, воздух» — водород. Взвешивая колбу с кислотой и металлом до и после реакции и точно измеряя объём

выделившегося газа, Кавендиш определил плотность водорода. В другой серии опытов учёный пропускал воздух через трубку с раскалённым углём, связывая кислород в углекислый газ (он так и называл его — «фиксируемый воздух»). Азоту, который оставался после отделения углекислого газа, он дал название «мефитический воздух».

Как вы знаете (см. табл. 5), цинк двухвалентен, т. е. способен присоединить один атом кислорода. Валентность металла можно определять и по числу атомов водорода, которые он замещает в кислоте. Цинк замещает два атома водорода, следовательно, его валентность равна двум. Вместо соляной кислоты часто используют разбавленный раствор серной кислоты H_2SO_4 . И в этом случае цинк вытесняет водород, а в растворе образуется сульфат цинка ZnSO_4 :

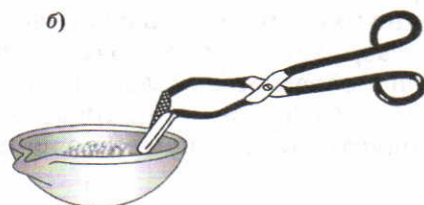
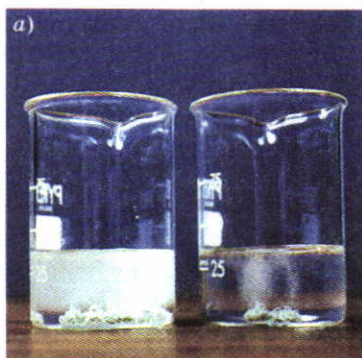
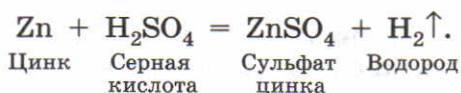


Рис. 45. Взаимодействие цинка с 30%-й и 5%-й соляной кислотой (а); хлорид цинка, выделившийся из раствора после выпаривания (б)

Простейший прибор для получения водорода состоит из толстостенной склянки, закрытой пробкой с двумя отверстиями (рис. 46). В одно из них вставлена длинная и узкая воронка, достигающая почти до самого дна, а в другое — газоотводная стеклянная трубка с резиновым шлангом. На дно склянки помещают кусочки цинка, а затем приливают столько кислоты, чтобы она закрыла весь цинк и поднялась на несколько сантиметров выше нижнего конца воронки. Прежде чем собирать водород, прибор обязательно проверяют на герметичность. Для этого достаточно сжать пальцами газоотводный шланг. Если прибор герметичен, то водород будет вытеснять кислоту из склянки в воронку.

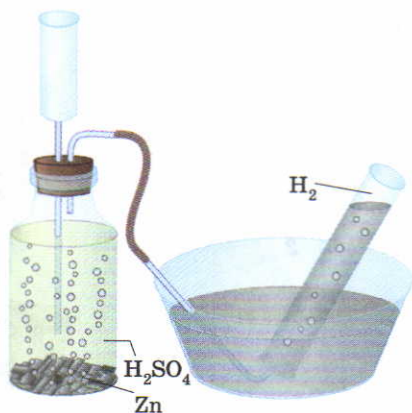
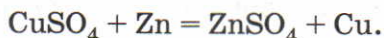


Рис. 46. Прибор для получения водорода

Реакцию цинка с кислотой можно ускорить, добавив в раствор несколько кристалликов медного купороса. Цинк — активный металл, подобно железу он вытесняет из раствора медного купороса медь:



Выделившаяся на поверхности цинка медь ускоряет реакцию.

В лабораториях для получения водорода используют аппарат Киппа (рис. 47).

Он состоит из большой шарообразной воронки 1 и сосуда 2 с перехватом посередине. В сосуде 2 имеются три отверстия: верхнее широкое *a* для закрепления воронки 1, боковое *b*, снабжённое краном 3 для выхода водорода, и нижнее *в* — для слива кислоты. Длинный конец воронки 1 доходит почти до дна сосуда 2. В средний шар аппарата на специальную прокладку помещают цинк, а затем через воронку 1 наливают разбавленную в пять раз серную кислоту до тех пор, пока она не закроет цинк. Для получения водорода необходимо открыть кран 3.

Аппарат Киппа удобен тем, что протекающую в нём реакцию цинка с кислотой можно остановить в любой

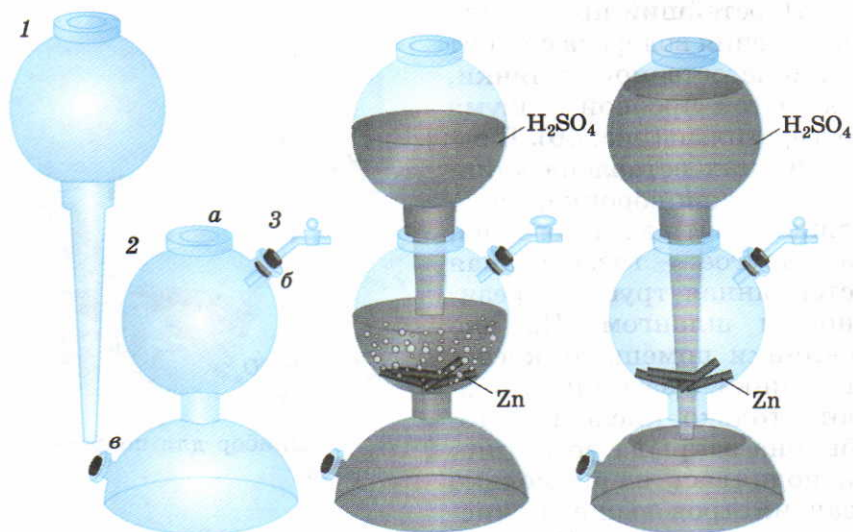


Рис. 47. Устройство аппарата Киппа

момент. Для этого нужно лишь закрыть кран 3. Тогда выделяющийся водород, не находя выхода, оказывает давление на кислоту, вытесняя её в воронку 1. Кислота постепенно уходит из среднего шара, и реакция прекращается. Когда вновь потребуется водород, достаточно опять открыть кран 3. Заряженный аппарат Киппа готов к действию до тех пор, пока не израсходуется либо цинк, либо кислота.

Проверим, можно ли для получения водорода вместо цинка использовать другие металлы. В отдельные пробирки положим магний, железо, олово и медь и прильём к ним соляную кислоту. Реакция с магнием протекает очень энергично, с железом чуть спокойнее, чем с цинком, олово растворяется в кислоте ещё медленнее, а медь с ней не реагирует. По химической активности в водных растворах металлы можно расположить в ряд, который называют рядом активности (схема 2).

В ряд активности наряду с металлами включён водород. Металлы, которые расположены в этом ряду до водорода, вытесняют его из кислот. Чем левее расположен металл, тем активнее он реагирует с кислотой. Наиболее интенсивно вытесняют водород те металлы, которые расположены в самом начале ряда. Металлы, стоящие в ряду активности после водорода, не вытесняют его из кислот.

Ряд активности металлов

K Ca Na Mg Al Mn Zn Fe Ni Sn Pb

 (H_2)

Cu Hg Ag Pt Au

Вытесняют водород из кислот

Не вытесняют
водород из кислот

Активность металла возрастает

Лабораторный опыт 9. Взаимодействие кислот с металлами

В пробирки положите выданные вам кусочки металлов (железо, цинк, олово, алюминий, медь) и прилейте к ним соляную кислоту. Что наблюдаете? В каком случае водород выделяется наиболее интенсивно? Прodelайте аналогичный опыт с раствором серной кислоты. Объясните ваши наблюдения, основываясь на положении металлов в ряду активности.

Вопросы и задания

1. Как получают водород в лаборатории?
2. В чём преимущество аппарата Киппа (см. рис. 47) по сравнению с прибором, представленным на рисунке 46?
3. Магний и алюминий, подобно цинку, вытесняют водород из соляной кислоты. Напишите уравнения этих реакций.
4. Напишите уравнения реакций марганца и железа с серной кислотой, если известно, что в продуктах реакции эти металлы двухвалентны.
5. В отдельных пробирках находятся ртуть, кальций, медь и алюминий. Какие из перечисленных металлов вступают в реакцию с соляной кислотой? Напишите уравнения реакций. В каком случае водород будет выделяться наиболее интенсивно?
6. Прибор Кирюшкина (рис. 48) действует аналогично аппарату Киппа, но более прост в обращении. Какие металлы из имеющихся в школьной лаборатории можно использовать в нём для получения водорода?



Рис. 48. Прибор Кирюшкина для получения водорода на лабораторных занятиях: 1 — воронка; 2 — пробирка с раствором кислоты; 3 — прокладка с кусочками металла; 4 — газотводная трубка с краном

§ 23 Химические свойства водорода

Первые исследователи называли водород «горючим воздухом», указывая на его способность загораться на воздухе, иногда со взрывом. Изучим это свойство на опыте. Небольшой толстостенный сосуд грушевидной формы заполним одновременно кислородом и водородом. При комнатной температуре эта смесь может храниться длительное время без изменений, так как реакция не протекает. Но если смесь поджечь, происходит взрыв, который будет особенно сильным, если соотношение объёмов водорода и кислорода будет 2 : 1. Такую смесь называют *гремучим газом*. В использованном нами специальном грушевидном сосуде этот взрыв не страшен, однако проведение опыта в другой посуде может привести к травме.

Помните: прежде чем поджечь водород, его необходимо проверить на чистоту — убедиться, что мы имеем дело с чистым водородом, а не с гремучим газом. Для этого используют две маленькие пробирки, которые поочерёдно наполняют водородом, а затем вверх дном подносят к пламени спиртовки (рис. 49). Чистый, т. е. не содержащий примесей, водород сгорает с тихим звуком, напоминающим лёгкий хлопок. Грязный (смешанный с воздухом) водород взрывается с характерным лающим звуком. Такой газ ни в коем случае нельзя поджигать. Это неизбежно приведёт к взрыву.

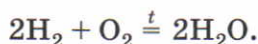
Подожжём водород, выходящий из аппарата Киппа, предварительно проверив его на чистоту. Пламя водорода практически бесцветно и на ярком солнечном свете едва



Рис. 49. Проверка водорода на чистоту

различно. При горении водорода развивается высокая температура — около 3000°C . Её достаточно, чтобы расплавить не только многие металлы (медь, железо, платину), но и кварц. Если газоотводная трубка сделана из легкоплавкого стекла, то при горении водорода она подплавляется, и атомы натрия, содержащиеся в стекле, окрашивают пламя в жёлтый цвет.

При взаимодействии водорода с кислородом образуется вода. Чтобы доказать это, внесём в пламя водорода холодный предмет, например металлическую пластину (рис. 50). Через некоторое время на ней появится конденсат, а затем мы увидим и капельки воды. Недаром этот газ называли водородом, т. е. рождающим воду. Так же переводится и латинское название химического элемента — *Hydrogenium*. Напишем уравнение реакции:



Полученная в результате этой реакции вода ничем не отличается от обычной — ведь она имеет такой же состав и строение.

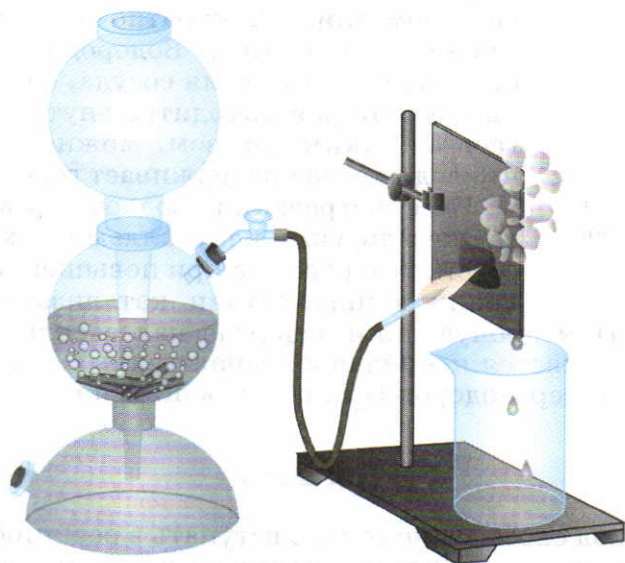


Рис. 50. Горение водорода на воздухе

Лабораторный опыт 10. Получение водорода и изучение его свойств

Положите в пробирку 3—4 кусочка цинка и прилейте к нему 2—3 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Закрепите пробирку в штативе вертикально, добавьте к кислоте один-два кристаллика медного купороса и закройте пробирку пробкой с прямой газоотводной трубкой, оттянутой на конце. Наденьте на неё пробирку и соберите выделяющийся газ. Через некоторое время снимите пробирку и, не переворачивая, поднесите к пламени спиртовки. Чистый ли водород? Если газ взрывается с «лающим» звуком, то необходимо собрать в другую пробирку новую порцию водорода и вновь проверить его на чистоту. Если водород сгорает спокойно, подожгите его, поднеся зажжённую лучинку к отверстию газоотводной трубки. Что наблюдаете? Внесите в пламя водорода холодный предмет — фарфоровую чашку. Что оседает на ней? Потушите водород, накрыв газоотводную трубку пробиркой. Напишите уравнения реакций получения водорода и его взаимодействия с кислородом воздуха.



Рис. 51. Водород не поддерживает горение

Вы уже знаете, что водород — горючий газ. Теперь проверим, поддерживает ли он горение (рис. 51). Наполним водородом, предварительно проверенным на чистоту, толстостенную склянку, которая закреплена в штативе вертикально отверстием вниз. Аккуратно внесём в неё зажжённую лучинку. Водород вспыхивает и горит у отверстия сосуда, однако лучинка, которая находится внутри банки, гаснет. Таким образом, можно считать, что водород не поддерживает горение.

При нагревании водород реагирует также с другими неметаллами — хлором, серой, углеродом, а при повышенном давлении в присутствии катализатора и с азотом. При пропускании водорода над расплавленной серой появляется неприятный запах тухлых яиц — так пахнет газ сероводород H_2S , образующийся в результате реакции:



Водород способен не только вступать в реакцию с кислородом, но и отщеплять кислород от многих оксидов. Проведём опыт (рис. 52). Пропустим ток водорода через

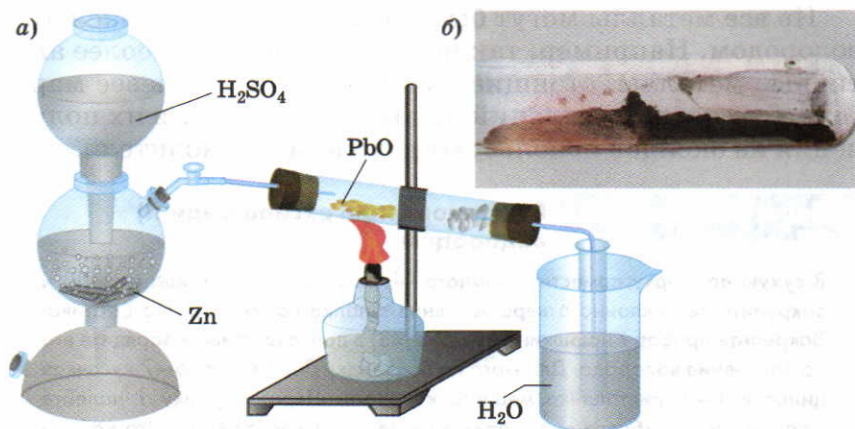
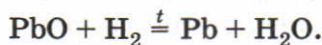


Рис. 52. Прибор для восстановления оксида металла водородом (а) и восстановление оксида меди водородом в пробирке (б)

стеклянную трубку, в которую помещён жёлтый порошок свинцового глёт — оксида свинца(II) PbO (он образуется при прокаливании свинца на воздухе). Убедившись в чистоте выделяющегося водорода, осторожно нагреем пламенем горелки ту часть трубки, где находится свинцовый глёт. Заметно, как жёлтый порошок постепенно исчезает, превращаясь в блестящие шарики — капли расплавленного свинца, а на стенках трубки конденсируется водяной пар. Напишем уравнение химической реакции:



В результате реакции атомы водорода соединились с атомами кислорода, входившими в состав оксида свинца, образовав воду, а свинец выделился в виде простого вещества.

Аналогичным образом водород реагирует с оксидами многих других металлов, отщепляя их кислород и восстанавливая металл. Вещества, отщепляющие кислород от других веществ, подобно водороду, называют *восстановителями*.

В некотором смысле свойства водорода и кислорода противоположны: кислород — окислитель, он превращает металлы в оксиды, а водород — восстановитель, с его помощью можно получить металл из оксида.

Не все металлы могут быть восстановлены из оксидов водородом. Например, так нельзя получить наиболее активные металлы, стоящие в ряду активности левее марганца, — натрий, кальций, алюминий и др. Для их получения из оксидов используют другие восстановители.

Лабораторный опыт 11. Восстановление оксида меди(II) водородом

В сухую пробирку поместите немного чёрного порошка оксида меди(II) и закрепите её наклонно отверстием вниз в лапке лабораторного штатива. Закрепите прибор Кириушкина (см. рис. 48) в лапке штатива и зарядите его на получение водорода. Для этого на прокладку 3 поместите 5—7 кусочков цинка и 1—2 кристаллика медного купороса. Через воронку 1 налейте в пробирку 2 разбавленную серную кислоту и откройте кран. Что наблюдаете? Проверьте выделяющийся водород на чистоту. Когда водород станет чистым, поместите конец газоотводной трубки внутрь пробирки с оксидом меди(II) и осторожно нагрейте ту часть пробирки, в которой находится оксид. Как изменяется цвет порошка? Что оседает на стенках пробирки? Когда реакция закончится, прекратите нагревание и закройте кран. Запишите наблюдения и уравнения реакций в тетрадь.

Вопросы и задания

1. К какому типу относятся реакции водорода: а) с кислородом; б) с серой; в) с оксидом свинца(II)?
2. Почему нельзя поджигать водород, предварительно не проверив его на чистоту?
3. Можно ли водород использовать в газовых плитах вместо природного газа? Аргументируйте свой ответ.
4. Сравните химические свойства кислорода и водорода.
5. При горении водорода в хлоре образуется газ хлороводород HCl . Напишите уравнение реакции.
6. Напишите уравнение реакции образования аммиака NH_3 из простых веществ.
7. Какие из нижеперечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до металла: оксид меди(II), оксид калия, оксид олова(IV), оксид цинка, оксид алюминия, оксид золота(III)? Напишите уравнения реакций.
8. Оксиды некоторых неметаллов также могут быть восстановлены водородом. Напишите уравнение реакции восстановления оксида азота(IV).
- *9. При неполном восстановлении минерала пиролюзита (оксид марганца(IV)) был получен оксид марганца(II). Напишите уравнение реакции.

10. Оксид ртути(II) при нагревании легко разлагается на простые вещества. Почему при восстановлении его водородом может произойти взрыв, даже если водород был предварительно проверен на чистоту? Напишите уравнения реакций.
11. Как из медной пластинки химическим способом можно получить тонко измельчённый медный порошок? Приведите уравнения реакций.

§ 24 Применение водорода. Получение водорода в промышленности

Водород широко используют в современной промышленности (рис. 53). Значительная его часть расходуется на производство аммиака NH_3 , являющегося сырьём для получения азотных удобрений, пластмасс, синтетических волокон, лекарственных препаратов. Взаимодействием водорода с хлором получают хлороводород HCl и его водный раствор — соляную кислоту. Синтез-газ, состоящий из водорода и угарного газа CO , служит сырьём для производства метилового спирта CH_3OH и других органических веществ.

Небольшое количество водорода потребляет и пищевая промышленность. Пропуская водород через жидкие



Рис. 53. Применение водорода

растительные масла, получают твёрдый жир, из которого изготавливают маргарин.

Часть водорода идёт на восстановление металлов из оксидов. Так получают некоторые тугоплавкие металлы, например вольфрам, из которого производят нити накала электроламп.

Высокая температура водородно-кислородного пламени позволяет плавить и сваривать тугоплавкие металлы. Для этого применяют горелку, устроенную аналогично ацетилено-кислородной.

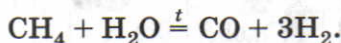
Жидкий водород применяется как ракетное горючее. Исследуется возможность использования водорода в качестве топлива в двигателях внутреннего сгорания. Это позволило бы решить многие экологические проблемы, ведь при горении водорода не образуются вещества, загрязняющие окружающую среду. Основное препятствие для развития водородной энергетики — проблема хранения и перевозки большого количества водорода. Над её решением в настоящее время работают учёные.

В промышленности водород получают, пропуская водяной пар над раскалённым углём. При высокой температуре водород в молекуле воды замещается на углерод:

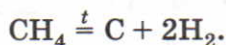


Этот процесс технологи называют газопаровой конверсией угля. При этом наряду с водородом образуется угарный газ — оксид углерода(II) CO. Для разделения этих газов используют сложные физические и химические процессы. Однако во многих производствах целесообразно применять не чистый водород, а смесь CO и H₂, которую называют синтез-газом.

В России велики запасы природного газа метана CH₄, поэтому удобно получать водород взаимодействием метана с водяным паром при температуре около 1000 °C. Реакция протекает в несколько стадий и суммарно может быть представлена уравнением:



Водород может быть получен и при разложении метана:



В качестве побочного продукта при этом образуется сажа — свободный углерод. Её применяют в производстве резины и типографской краски.

О получении водорода из воды вы узнаете в следующей главе.

Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения водорода: а) в лаборатории; б) в промышленности.
2. По рисунку 53 расскажите о различных областях применения водорода. Проиллюстрируйте свой ответ уравнениями химических реакций.
3. Какое вещество является восстановителем в реакции углерода с водяным паром? Объясните ответ.
4. Вольфрам W получают восстановлением оксида вольфрама(VI) водородом. Напишите уравнение реакции.
5. Водород может быть использован в качестве восстановителя для получения железа. Напишите уравнение реакции восстановления магнитного железняка Fe_3O_4 .
6. Раньше водород использовали для наполнения аэростатов. На каком свойстве водорода основано это применение? Почему сейчас метеорологические шары-зонды наполняют благородным газом гелием?

§ 25 Кислоты

Вам, наверное, известны некоторые кислоты (рис. 54). В лимонах и грейпфрутах содержится лимонная кислота, в щавеле — щавелевая, в яблоках — яблочная, а в уксусе, образующемся при брожении виноградного или яблочного сока, — уксусная. Всё это примеры органических кислот. Среди кислот есть и неорганические вещества. К числу неорганических, или минеральных, кислот относят уже известные вам серную и соляную кислоты. Названия некоторых других минеральных кислот приведены в таблице 7. Их надо запомнить.



Рис. 54. Кислоты в быту: лимонная, яблочная, уксусная и др.

Важнейшие минеральные кислоты и их соли

Таблица 7

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название кислотного остатка	Примеры солей
Соляная (хлороводородная)	HCl	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$	Хлорид	NaCl , MgCl_2 , AlCl_3
Серная	H_2SO_4	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$	Сульфат	Na_2SO_4 , MgSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
Сернистая	H_2SO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SO}_3}$	Сульфит	Na_2SO_3 , MgSO_3
Сероводородная	H_2S	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$	Сульфид	Na_2S , MgS , Al_2S_3
Азотная	HNO_3	$\overset{\text{I}}{\text{NO}_3}$	Нитрат	NaNO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Фосфорная (ортофосфорная)	H_3PO_4	$\overset{\text{III}}{\text{PO}_4}$	Фосфат (ортофосфат)	Na_3PO_4 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, AlPO_4
Угльная	H_2CO_3	$\overset{\text{II}}{\text{CO}_3}$	Карбонат	Na_2CO_3 , MgCO_3
Кремниевая	H_2SiO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SiO}_3}$	Силикат	Na_2SiO_3 , MgSiO_3

Кислоты разделяют на *кислородсодержащие* (в их состав входит кислород) и *бескислородные*.

Среди кислот есть жидкости (серная H_2SO_4 , азотная HNO_3) и твёрдые вещества (фосфорная H_3PO_4). Бескислородные кислоты — соляная HCl , бромоводородная HBr , иодоводородная HI , сероводородная H_2S и синильная HCN — это водные растворы газов, имеющих ту же химическую формулу, что и кислота. Так, соляную кислоту получают растворением в воде газа хлороводорода HCl



Рис. 55. Открытая склянка с соляной кислотой «дымит» на воздухе — из неё выделяется хлороводород

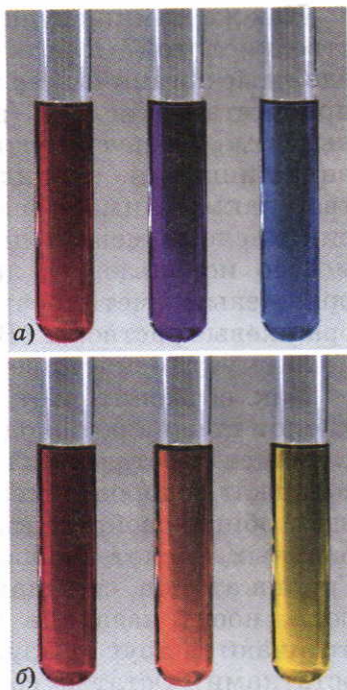


Рис. 56. Окраска индикаторов — лакмуса (а) и метилоранжа (б) в кислотной (слева), нейтральной (в центре) и щелочной (справа) средах

(рис. 55). Поэтому формула HCl может означать как хлороводород, так и соляную кислоту. Сернистая кислота H_2SO_3 и угольная кислота H_2CO_3 представляют собой водные растворы сернистого SO_2 и углекислого CO_2 газов. Большинство неорганических кислот хорошо растворимы в воде. С их растворами обычно и работают в лабораториях. Исключением является кремниевая кислота H_2SiO_3 — она в воде нерастворима.

Что общего у различных кислот, как минеральных, так и органических? В первую очередь отметим кислый вкус — он присущ всем кислотам, растворимым в воде. Его мы ощущаем в незрелых яблоках и в разведённом водой уксусе. Однако в лаборатории **пробовать вещества на вкус категорически запрещается** — это может привести к ожогам и отравлениям.

Как же химики судят о том, является ли данное вещество кислотой? Для этого используют *индикаторы* — сложные органические вещества, изменяющие окраску в присутствии кислоты (рис. 56). Из них наиболее известны *лакмус* и *метилоранж*. Лакмус выделяют из особого вида лишайников в виде тёмного порошка. Водный раствор лакмуса имеет фиолетовую окраску, а в присутствии кислоты меняет цвет на красный. Вместо лакмуса можно использовать другой индикатор — метиловый оранжевый (метиловый) — краситель, образующий оранжевые растворы. В присутствии кислоты он, подобно лакмусу, меняет цвет на красный.

Как объяснить тот факт, что растворы различных кислот проявляют сходные свойства? Постараемся найти общее в составе кислот. Обратите внимание — все они содержат водород. Именно атомы водорода и обуславливают общие свойства кислот, поэтому в формулах минеральных кислот водород записывают на первом месте. Группа атомов, стоящая в формуле кислоты после водорода, носит название *кислотного остатка*. Кислоты отличаются друг от друга в первую очередь кислотными остатками. Остаток соляной кислоты — это атом Cl, а серной — группа атомов SO_4 . Во многих реакциях кислотные остатки не изменяются, а лишь переходят из одного вещества в другое.

Подобно тому как мы говорим о валентности отдельных атомов, можно говорить и о валентности группы атомов, например кислотного остатка. Так как водород одновалентен, то валентность кислотного остатка равна числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться на металл. Например, остаток соляной кислоты HCl имеет валентность I, серной H_2SO_4 — II, а фосфорной H_3PO_4 — III.

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков.

Растворы кислот обладают рядом общих свойств: имеют кислый вкус, изменяют окраску индикаторов, реаги-

руют с активными металлами с выделением водорода. В реакциях азотной кислоты с металлами водород не образуется.

Число атомов водорода, способных замещаться на металл, называют *основностью* кислоты. По основности кислоты подразделяют на *одноосновные* (HCl , HNO_3), *двухосновные* (H_2S , H_2SO_4), *трёхосновные* (H_3PO_4) и т. д.

Лабораторный опыт 12. Ознакомление со свойствами соляной и серной кислот

Откройте склянку с соляной кислотой. Проверьте, имеет ли она запах. Налейте в две пробирки по 1 мл соляной кислоты. В одну пробирку добавьте несколько капель лакмуса, а в другую — метилоранжа. Как изменилась окраска? Проведите аналогичный опыт с раствором серной кислоты. Запишите наблюдения в тетрадь. Чем сходны соляная и серная кислоты и чем они отличаются?

Вопросы и задания

1. Перечислите общие свойства кислот. Чем они обусловлены?
2. Какие вещества называют индикаторами? Какую окраску имеют лакмус и метилоранж: а) в воде; б) в растворе кислоты?
3. При добавлении уксуса борщ становится ярко-красным. Как объяснить изменение его окраски?
4. Напишите формулы соляной, серной, фосфорной, угольной, кремниевой, сероводородной и азотной кислот. Подчеркните кислотные остатки и укажите над ними их валентность.
5. Заполните таблицу 8.

Кислородсодержащие и бескислородные кислоты

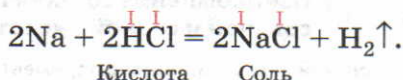
Таблица 8

Бескислородные кислоты	Кислородсодержащие кислоты
HCl — соляная	H_2SO_4 — серная
.....

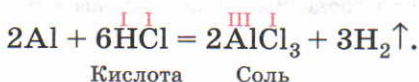
6. Из таблицы 7 выпишите формулы кислот: а) кислородсодержащей одноосновной; б) бескислородной двухосновной; в) кислородсодержащей трёхосновной; г) бескислородной одноосновной; д) кислородсодержащей двухосновной.

§ 26 Соли

В быту мы привыкли иметь дело лишь с одной солью — поваренной, т. е. хлоридом натрия NaCl . Однако в химии солями называют целый класс соединений. Соли можно рассматривать как продукты замещения водорода в кислоте на металл. Поваренную соль, например, можно получить из соляной кислоты по реакции замещения:



Если вместо натрия взять алюминий, образуется другая соль — хлорид алюминия:



Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

Атомы металла и кислотные остатки связаны друг с другом согласно их валентностям, поэтому формулы хлоридов натрия NaCl и алюминия AlCl_3 различаются.

Названия солей составляют из названий кислотного остатка (в именительном падеже) и металла (в родительном падеже), например: хлорид цинка, карбонат натрия. Названия кислотных остатков приведены в таблице 7. Эти названия созвучны латинскому названию химического элемента, который входит в их состав. Так, в состав *хлоридов* (солей соляной кислоты HCl) входит *хлор*, в состав *сульфатов* (солей серной кислоты H_2SO_4) — *сера* (латинское название *sulfur*), в состав *карбонатов* (солей угольной кислоты H_2CO_3) — *углерод* (латинское название *Carboneum*). Если валентность металла переменная, то её обязательно указывают в названии соли: нитрат железа(III), сульфат меди(II).

Названия солей бескислородных кислот всегда имеют суффикс **-ид**, а кислородсодержащих — **-ит** или **-ат** (схема 3).

Схема 3



Формулы солей составляют аналогично формулам оксидов, уравнивая число единиц валентности металла и кислотного остатка. Например, составим формулу карбоната натрия — соли угольной кислоты. Натрий одновалентен, а кислотный остаток CO_3 двухвалентен, значит, на один кислотный остаток приходится два атома натрия: Na_2CO_3 . Если в состав соли входит несколько кислотных остатков кислородсодержащей кислоты (например, NO_3 , PO_4), то их заключают в скобки, за которыми ставят индекс, обозначающий их число: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ («купрум-эн-о-три-дважды»), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ («кальций-три-пэ-о-четыре-дважды»). Чтобы не запутаться в составлении формул, рекомендуем вам действовать последовательно (табл. 9).

Примеры формул солей, образованных одновалентным (натрий), двухвалентным (магний) и трёхвалентным (алюминий) металлами, приведены в таблице 7.

Таблица 9

Последовательность действий	Составление формулы	
Записываем символы металла (на первом месте) и кислотного остатка, указываем валентность	Сульфат алюминия $\text{III} \quad \text{II}$ AlSO_4	Карбонат кальция $\text{II} \quad \text{II}$ CaCO_3
Находим наименьшее общее кратное двух числовых значений валентности	$\text{III} \text{ и } \text{II} \Rightarrow 6$	$\text{II} \text{ и } \text{II} \Rightarrow 2$
Находим индексы, поделив наименьшее общее кратное на числовое значение валентности	$6 : 3 = 2 (\text{Al})$ $6 : 2 = 3 (\text{SO}_4)$	$2 : 2 = 1 (\text{Ca})$ $2 : 2 = 1 (\text{CO}_3)$
Записываем индексы после символов металла и кислотного остатка	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	CaCO_3

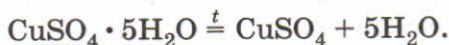


Рис. 57. Кристаллы медного купороса

Все соли — твёрдые вещества. Многие из них хорошо растворимы в воде. Некоторые соли широко используются в быту и помимо систематических имеют бытовые (тривиальные) названия. Хлорид натрия (поваренная соль) незаменим в приготовлении пищи. Карбонат натрия Na_2CO_3 больше известен как кальцинированная сода, а перманганат калия KMnO_4 часто в быту называют марганцовкой. В качестве удоб-

рения используют калийную селитру — нитрат калия KNO_3 . Она также входит в состав пороха и других пиротехнических смесей.

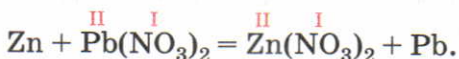
Многие соли выделяются из растворов вместе с молекулами воды. Такую воду, содержащуюся в твёрдой соли, называют *кристаллизационной*. В состав медного купороса — пятиводного сульфата меди(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (читается «купрум-эс-о-четыре-на-пять-аш-два-о») входят пять молекул воды (рис. 57), а в состав соды — десять молекул воды: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Соли, содержащие кристаллизационную воду, получили название *кристаллогидратов*. При нагревании они обезвоживаются — теряют воду, превращаясь в безводную соль:



Соли применяют в промышленности для получения металлов, кислот, в производстве стекла. В сельском хозяйстве они служат удобрениями и средствами для борьбы с болезнями и вредителями растений. Некоторые соли используют в качестве строительных материалов и лекарств.

Если соль растворима в воде, то атом металла в ней может быть вытеснен более активным металлом — происходит реакция замещения. Поместим в раствор нитра-

та свинца(II) цинковую пластинку. Через некоторое время на ней выделится свинец в виде блестящих чешуек:



За несколько дней кристаллы вырастают до самого дна сосуда, принимая порой причудливые формы «сатурнова дерева» (в Средневековые символом свинца считалась планета Сатурн).

Свинец можно вытеснить из соли любым металлом, расположенным левее его в ряду активности, кроме натрия, калия и кальция, которые настолько активны, что вступают в реакцию с водой.

Вопросы и задания

1. В двух пробирках находятся соляная кислота и раствор хлорида натрия. Как определить, в какой пробирке соляная кислота? Почему лакмус в растворе хлорида натрия не краснеет?
2. Назовите следующие соли: K_2SO_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, MgS , CuSO_4 , SnCl_2 , AgNO_3 , AlPO_4 , BaSO_3 , BaS , BaSO_4 , Na_2SiO_3 , NaCl , MnSO_4 , Ag_2S , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. Укажите над формулами значения валентности металла и кислотного остатка.
3. Составьте формулы следующих солей: хлорида кальция, карбоната магния, нитрата цинка, сульфата алюминия, карбоната калия, сульфата натрия, силиката натрия, хлорида серебра, сульфита магния, сульфида алюминия.
4. Напишите формулы солей, образованных калием и кальцием и всеми кислотами, приведёнными в таблице 7. Назовите эти соли.
5. Напишите уравнения реакций металлов с кислотами, в результате которых образуются: а) хлорид кальция; б) фосфат магния; в) сульфат олова(II).
6. Напишите уравнения реакций алюминия с соляной, серной и фосфорной кислотами.
7. Составьте уравнения реакций магния с серной и фосфорной кислотами.
- *8. Железный купорос представляет собой семиводный сульфат железа(II). Напишите формулу этой соли. Как можно получить железный купорос из медного купороса?
9. Расскажите о практическом значении солей. Приведите примеры.
10. Медная монетка, помещённая в раствор нитрата ртути(II), вскоре будет выглядеть как серебряная, потому что покроется слоем ртути. Напишите уравнение реакции. Назовите ещё два металла, которые вытесняют ртуть из её солей.

11. Если в пробирку с раствором нитрата серебра добавить каплю ртути, то через несколько часов на её поверхности вырастают крупные иглообразные кристаллы серебра. Напишите уравнение реакции.

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Из листа клетчатой бумаги вырежьте несколько пластинок высотой в три клеточки с одним выступающим квадратиком и такие же с одним вырезанным квадратиком (рис. 58). Затем приготовьте такие же пластинки высотой в 6 и 9 клеточек — они будут содержать по два и три выступа или выреза. Разумеется, такие пластинки сразу получаются парными: одна с выступами, другая с вырезами. На пластинках с вырезами напишите символы водорода H и металлов Na , K , Ag , Mg , Ca , Ba , Pb , Cu , Fe , Fe , Al , Cr так, чтобы число вырезов было равно валентности. На пластинках с выступами напишите формулы кислотных остатков Cl , NO_3 , SO_4 , CO_3 , S , SiO_3 , PO_4 . Следите за тем, чтобы число выступов совпадало с валентностью кислотного остатка. Теперь составьте из этих пластинок формулы кислот и солей, состыковывая их так, чтобы не оставалось ни свободных выступов, ни свободных вырезов (рис. 59).

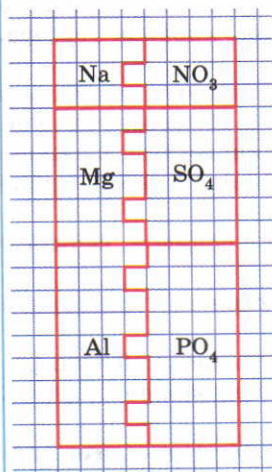


Рис. 58. Бумажные модели металлов и кислотных остатков

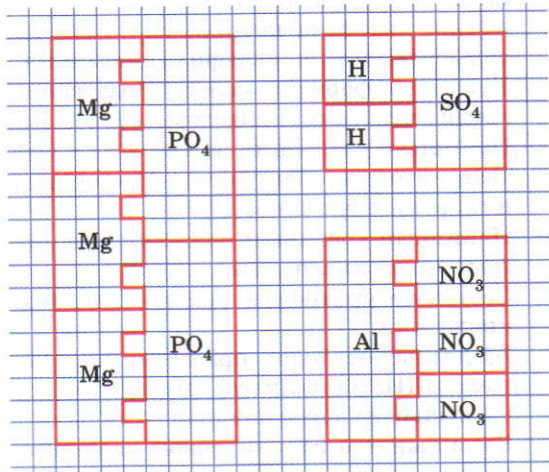


Рис. 59. Составление бумажных моделей кислот и солей

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Получите в домашних условиях крупные кристаллы меди. Для этого вам потребуется медный купорос (продаётся в хозяйственных магазинах), поваренная соль и несколько железных гвоздей. Насыпьте на дно сосуда (стеклянной банки) слой медного купороса толщиной 1 см, засыпьте его сверху поваренной солью. Поверх соли поместите круг, вырезанный из фильтровальной бумаги или плотной ткани так, чтобы он касался стенок сосуда. На него положите несколько зачищенных наждаком железных гвоздей. Залейте банку водой и оставьте на несколько дней. В банке образуются красивые блестящие кристаллы меди. Поваренная соль замедляет протекание процесса, что приводит к образованию крупных кристаллов. Промойте их водой и высушите между листами фильтровальной бумаги или лоскутами ткани. Попробуйте провести опыт, меняя толщину слоёв медного купороса и поваренной соли, температуру (поставив банку в прохладном месте, у батареи и т. д.) и форму сосуда. Запишите свои наблюдения и уравнение реакции.

§ 27 Кислотные оксиды

Безводная серная кислота представляет собой бесцветную вязкую жидкость. Налейте две-три её капли на дно фарфоровой чашки и аккуратно нагреем. Над чашкой появляются белые пары оксида серы(VI) SO_3 , образующегося при разложении кислоты:



Такие кислоты, как сернистая H_2SO_3 , кремниевая H_2SiO_3 , существующая в водном растворе угольная H_2CO_3 , легко превращаются в оксиды даже при незначительном нагревании, например:



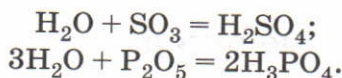
Оксиды, образующиеся при отщеплении воды от кислоты, называют *кислотными оксидами*, т. е. оксидами, которым соответствуют кислоты. В некоторых книгах можно встретить и другое название кислотных оксидов — *ангидриды кислот*. Слово «ангидрид» буквально означает «обезвоженная кислота» (от греч. *ан* — без и *гидро* — вода). Слова «ангидрид» и «кислотный оксид» —



Рис. 60. Эксикатор — сосуд, в котором высушивают и хранят вещества, поглощающие влагу из воздуха. Фосфорный ангидрид помещают в нижнюю часть эксикатора

синонимы. Каждой кислородсодержащей кислоте соответствует кислотный оксид: фосфорной кислоте H_3PO_4 — оксид фосфора(V), или фосфорный ангидрид P_2O_5 , азотной кислоте HNO_3 — оксид азота(V), или азотный ангидрид N_2O_5 . Ангидридом угольной кислоты H_2CO_3 является углекислый газ, оксид углерода(IV) CO_2 .

При комнатной температуре почти все кислотные оксиды присоединяют воду, превращаясь в кислоты. Эти реакции используют в промышленности для получения серной и фосфорной кислот:



Обе реакции сопровождаются выделением большого количества теплоты. Особенно жадно поглощает воду фосфорный ангидрид, на этом свойстве основано его использование в качестве осушителя (рис. 60). Исключением является оксид кремния(IV) SiO_2 , которому соответствует кремниевая кислота H_2SiO_3 . Он не взаимодействует с водой и поэтому широко распространён в природе в виде минерала кварца. Вы, конечно, видели кварцевый песок, покрывающий берега морей и рек. Это и есть кремниевый ангидрид, или оксид кремния SiO_2 .

Вопросы и задания

1. Какие вещества называют кислотными оксидами (ангидридами кислот)? Как можно получить из кислотного оксида кислоту?
2. Допишите уравнения реакций:
 $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots;$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots;$
 $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots;$ $\dots + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4.$
3. Существуют ли кислотные оксиды (ангидриды) бескислородных кислот? Ответ поясните.

4. Какие вещества образуются при нагревании кремниевой кислоты? Напишите уравнение реакции.
5. Почему фосфорный ангидрид используют в качестве осушителя? Напишите уравнение реакции.
6. Как вы думаете, встречаются ли фосфорный и серный ангидриды в природе? Почему?

Самое важное в главе 3

Водород — самый распространённый химический элемент во Вселенной. На Земле он встречается преимущественно в составе соединений, например воды. Простое вещество водород состоит из двухатомных молекул. В лаборатории его получают действием кислот на активные металлы, а в промышленности — взаимодействием угля или природного газа с водяным паром.

Водород — сильный восстановитель. Он отщепляет кислород от других веществ, превращая многие оксиды в металлы. Водород — горючий газ, и обращение с ним требует большой аккуратности. Смеси водорода с воздухом взрывоопасны.

Кислотами называют сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков. Наличие атомов водорода обуславливает общие свойства кислот: кислый вкус, способность изменять окраску индикаторов, вступать в реакции с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода. Кислоты разделяют на кислородсодержащие и бескислородные.

При нагревании кислородсодержащие кислоты разлагаются на оксид и воду. Образующийся оксид называют кислотным оксидом или ангидридом кислоты. Все ангидриды, за исключением оксида кремния(IV) SiO_2 , реагируют с водой, образуя кислоты.

Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. Формулы солей составляют по валентности металла и кислотного остатка. Металлы вытесняют из растворов солей менее активные металлы, стоящие правее в ряду активности.

ГЛАВА 4

Вода. Растворы. Основания

§ 28 Вода

Около трёх четвертей поверхности Земли покрыто водой. Она наполняет моря и океаны, реки и озёра, в виде льда и снега покрывает горные вершины, входит в состав минералов и горных пород, присутствует в почве. Ежедневно с земной поверхности испаряются миллионы тонн воды, которые затем выпадают в виде дождя и снега. Без воды невозможна жизнь — ведь вода содержится в каждом живом организме. Содержание воды в теле человека достигает 68%, а некоторые морские губки почти целиком состоят из воды.

Многие даже совершенно сухие на вид вещества в порых и на поверхности удерживают довольно много воды, например высушенная на воздухе древесина содержит до 15% воды. Для её удаления вещества выдерживают в течение нескольких часов при температуре около 100 °С. Высушенные вещества рекомендуется хранить в плотно закрытых банках, пакетах из полиэтилена или плотной бумаги. Вещества, поглощающие влагу из воздуха, называют *гигроскопичными*. К ним относятся, например, поваренная соль и сахар. Если рядом с мешком сухого сахарного песка поставить ведро воды, то через некоторое время часть её поглотится сахаром, он станет влажным. Поваренная соль в солонке при длительном хранении слёживается — собирается в комки. Это вызвано её гигроскопичностью.

Формула воды (оксида водорода) известна каждому — H_2O . При комнатной температуре вода — бесцветная жидкость. При атмосферном давлении и температуре

0 °С она превращается в лёд, а при 100 °С кипит. Плотность воды равна 1 г/см³ (при 4 °С). Чистая вода практически не проводит электрический ток и плохо проводит тепло. Она обладает высокой теплоёмкостью, т. е. медленно нагревается и медленно остывает. Поэтому вблизи морей и океанов климат значительно мягче, чем в центре континента: днём вода поглощает солнечное тепло, а по ночам медленно его отдаёт, нагревая сушу.

В отличие от большинства других веществ, вода расширяется при замерзании, так как плотность льда меньше плотности жидкой воды. Поэтому зимой водоёмы покрываются слоем льда, а не промерзают насквозь; внизу, под слоем льда, остаётся жидкая вода. Весной во время ледохода льдины не тонут, а плывут по поверхности воды.

Природную воду с химической точки зрения нельзя назвать чистой, так как она содержит растворённые вещества, главным образом соли. Именно поэтому морская вода солёная, а дождевая по вкусу отличается от речной. В том, что в природной воде содержатся соли, можно убедиться на опыте. В фарфоровой чашке выпарим немного речной или водопроводной воды. Когда вся она испарится, на дне чашки остаётся твёрдый налёт — это и есть соли, которые содержались в воде. При выпаривании морской воды выделяется больше солей. Таким образом можно убедиться, что наиболее чистой является природная дождевая вода — при её выпаривании почти не образуется твёрдого остатка.

В некоторых местах на поверхность земли выходят воды, богатые солями, которых мало в речной или ключевой воде. Вода, в одном литре которой содержится более 1 г растворённых солей, называется *минеральной*. Состав минеральных вод разнообразен, многие из них обладают полезными свойствами. В некоторых городах России (Ессентуки, Горячий Ключ, Липецк, Кашин) налажено их специальное производство.

Часто речная вода кажется на просвет неоднородной, мутной. Это связано с тем, что помимо солей в ней содержатся мельчайшие песчинки, частички ила. Для очистки воды от взвешенных частиц прибегают к фильтрованию. Вода, прошедшая через фильтр, прозрачна, но по-прежнему содержит растворённые соли.

За день человек употребляет в пищу в среднем 2 л воды. Значительно больше воды расходуется на бытовые

нужды — мытьё, стирку. В крупных городах ежедневный расход воды составляет примерно 100 л на человека. Вода, поступающая в водопроводную сеть, должна быть прозрачной, очищенной от вредных веществ и болезнетворных бактерий.

Очистку и обеззараживание воды проводят на специальных сооружениях — водоочистительных станциях (рис. 61). На них поступает вода из рек и водохранилищ. По трубам водозаборников 1, отделённых от речного русла сеткой для задержания крупного мусора, речная вода перекачивается насосами в особые бассейны — смесители 2. Здесь в воду добавляют некоторые соли (сульфаты алюминия и железа), осаждающие примеси вредных веществ и мелкие частицы ила. Из смесителя вода попадает в отстойник 3. Мельчайшие взвешенные частицы, не осевшие на дно в отстойнике, удаляют фильтрованием. Промышленный фильтр 4 существенно отличается от лабораторного. Он представляет собой бетонную камеру, которая примерно наполовину заполнена песком и гравием. Вода подаётся в неё сверху, а вытекает через отверстия в полу. Слои песка и гравия задерживают взве-

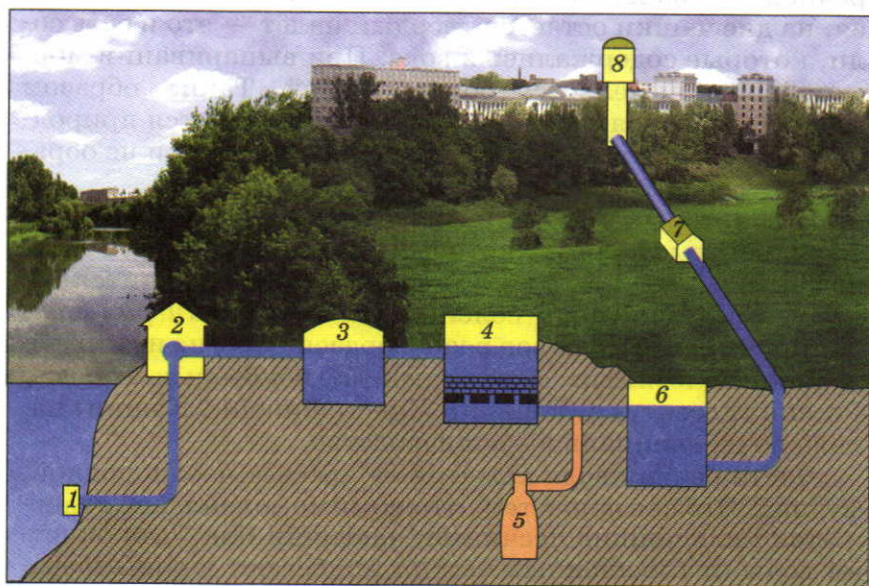


Рис. 61. Схема городской водоочистительной станции: 1 — водозаборник; 2 — смеситель; 3 — отстойник; 4 — фильтр; 5 — хлоратор; 6 — резервуар для очищенной воды; 7 — насос; 8 — водонапорная башня

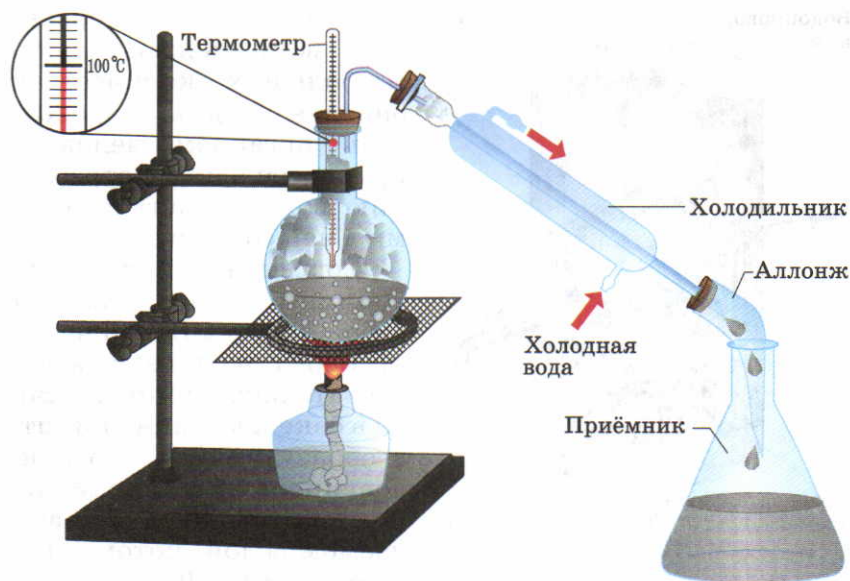


Рис. 62. Перегонка воды в лаборатории

шенные в воде частицы, вода становится чистой и прозрачной. Очищенную воду перед подачей в водопроводную сеть обеззараживают — обрабатывают хлором или озоном, убивающими болезнетворные бактерии.

В домашних условиях самый надёжный способ обеззараживания воды — кипячение.

Химически чистую воду получают *перегонкой*, или *дистилляцией* (рис. 62). Этот способ очистки заключается в том, что жидкость при нагревании переходит в пар, который затем охлаждается и вновь образует жидкость. Простейший прибор для перегонки состоит из колбы, термометра, холодильника и приёмника. Заполним колбу на две трети водопроводной водой и будем нагревать её. Вскоре столбик термометра остановится на отметке, близкой к $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Это означает, что водяной пар уже достиг горла колбы и перегонка началась. Через некоторое время на дне приёмника соберётся чистая вода. Воду, полученную путём перегонки, называют *дистиллированной*. Она практически не содержит растворённых солей. Дистиллированную воду используют в химических лабораториях для приготовления растворов, в аптеках при производстве и разведении лекарств, в автомобильных аккумуляторах.

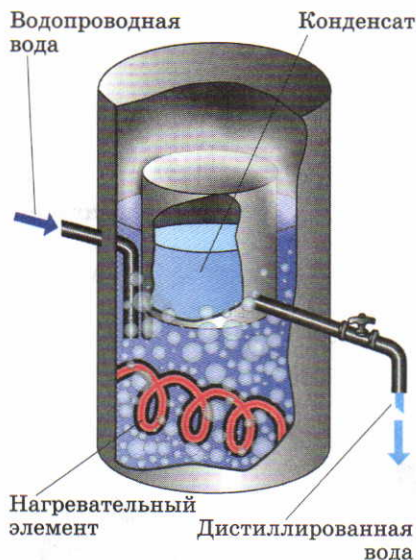


Рис. 63. Устройство дистиллятора

Пить дистиллированную воду нежелательно. В больших количествах она вредна для здоровья, ведь организм человека приспособлен к потреблению воды с растворёнными в ней солями.

Современный дистиллятор (рис. 63) представляет собой бак, в нижней части которого расположена нагревательная спираль. Вода в баке постоянно кипит, а образующийся пар конденсируется в специальном приёмнике, охлаждаемом водой, которая подается в бак. Долгие годы перегонка была основным методом обессоливания —

очистки воды от растворённых в ней солей. Теперь в промышленности на смену дистилляции пришли другие методы, основанные на ионном обмене. Воду, очищенную от солей методом ионного обмена, называют *деионизованной*.

Значительное количество воды потребляют заводы и фабрики, химические и металлургические комбинаты. На них воду используют для растворения веществ, промывания, очистки, охлаждения производственных агрегатов, в качестве исходного вещества для получения водорода, кислот и щелочей. Крупный современный город ежедневно сбрасывает в канализацию миллионы кубометров *сточных вод*. Их очистка представляет серьёзную проблему. Загрязнение природных вод нитратами, фосфатами, соединениями свинца и ртути, органическими веществами приводит к гибели рыбы, массовому росту водорослей и обмельчанию рек.

От крупных загрязнений сточные воды очищают путём отстаивания и фильтрования. Удалению органических веществ природного происхождения способствуют микроорганизмы, для которых они служат пищей. Через воду с добавленным в неё биологически активным илом, богатым микроорганизмами, интенсивно продувают воз-

дух (рис. 64). Затем вода поступает в отстойники, в которые выпускают мальков рыб. Отмершие микроорганизмы оседают на дно и перерабатываются рыбами и водными растениями. Гораздо сложнее очистить воду от синтетических органических соединений, поэтому многие заводы переходят на циклический водооборот — бессточное использование воды.

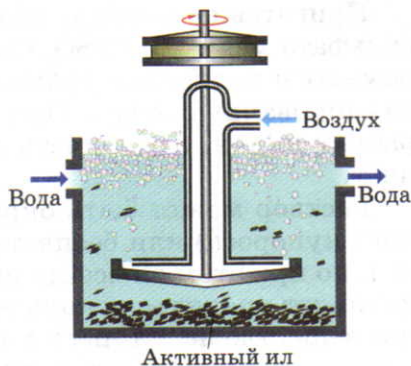


Рис. 64. Биологическая очистка воды

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства воды.
2. Почему речная, колодезная и талая вода имеет разный вкус? Какая из них наиболее чистая с химической точки зрения?
3. Что такое дистиллированная вода? Какое применение она находит?
4. Какая вода в природе наиболее близка к дистиллированной воде? Какие примеси она может содержать?
5. Если стеклянную бутылку, наполненную водой, выставить на мороз, она лопнет. Почему?
- *6. Если заполненную водой пробирку нагревать только в её верхней части так, чтобы вода здесь закипела, то нижняя часть будет лишь чуть тёплой. Какой вывод можно сделать о теплопроводности воды?
7. От каких примесей в воде можно избавиться фильтрованием, отстаиванием, дистилляцией?
8. Расскажите об очистке сточных вод.

§ 29

Растворы. Растворимость твёрдых веществ в воде

Вода растворяет многие вещества. Попадая в воду, вещество под действием молекул воды распадается на отдельные частицы. Например, сахар (сахароза) $C_{12}H_{22}O_{11}$ и этиловый спирт C_2H_6O в водных растворах находятся в виде отдельных молекул.

Приготовим раствор медного купороса (пятиводного сульфата меди(II)) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Для этого на дно колбы поместим несколько граммов вещества и прильём дистиллированную воду. При перемешивании кристаллы растворяются, а жидкость в колбе приобретает голубой цвет.

Раствор может быть окрашенным (как в случае медного купороса) или бесцветным (раствор поваренной соли), но при этом он всегда прозрачен, и в закрытом сосуде может храниться сколь угодно долго, если растворённое вещество не вступает с водой в химическую реакцию и не разлагается. Если на дно большого цилиндра с водой поместить крупный кристалл перманганата калия KMnO_4 , то можно наблюдать, как происходит растворение. На дне цилиндра, вокруг кристалла, жидкость окрашивается в тёмно-фиолетовый цвет, и вскоре от кристалла наверх потянется фиолетовая струйка раствора. Лишь через некоторое время благодаря диффузии окраска выравнивается, станет одинаковой во всём цилиндре.

Растворы — это однородные смеси веществ.

Подобно другим смесям, растворы не имеют постоянного состава.

Растворы бывают твёрдыми, жидкими и газообразными. Примерами твёрдых растворов служат некоторые сплавы, например электрон — сплав серебра с золотом. Воздух можно рассматривать как газообразный раствор.

Вещество, содержащееся в смеси в избытке и находящееся в том же агрегатном состоянии, что и раствор, называют *растворителем*, а остальные компоненты — *растворёнными* веществами. В водных растворах растворителем служит вода. Кроме неё в качестве растворителей применяют и другие жидкости: этиловый спирт, керосин. Иодная настойка, используемая для дезинфекции ран, представляет собой спиртовой раствор иода. Смыть краску с руки или одежды можно при помощи кусочка ваты, смоченной ацетоном или бензином, — эти вещества также являются хорошими растворителями.

В химии условно различают *разбавленные* и *концентрированные* растворы. Раствор, в котором содержится много растворённого вещества и соответственно

мало растворителя, называют концентрированным. Рассол — это концентрированный раствор поваренной соли, а сахарный сироп — концентрированный раствор сахара. В разбавленном растворе содержится мало растворённого вещества. Подсолённый суп и чай с сахаром служат примерами разбавленных растворов.

Обычно раствор рассматривают как смесь растворителя и растворённого вещества, поскольку, подобно другим смесям, растворы не имеют постоянного химического состава (рис. 65). Однако при образовании растворов наблюдаются некоторые признаки, обычно сопровождающие химические реакции, например поглощается или выделяется теплота. Если добавить к воде серную кислоту, температура раствора повышается настолько сильно, что вода часто закипает. Растворение поваренной соли или калийной селитры, наоборот, сопровождается охлаждением.

Свойства раствора также отличаются от свойств индивидуальных веществ. Водные растворы кипят при температуре выше 100°C , а замерзают ниже 0°C . На этом свойстве основано использование соли (например, хлорида кальция) для борьбы с гололёдом: соль, попадая на снег и растворяясь в нём, образует раствор, который замерзает только при сильном морозе. Твёрдые соли, как и чистая вода, не проводят электрический ток. В то же время растворы солей электропроводны.

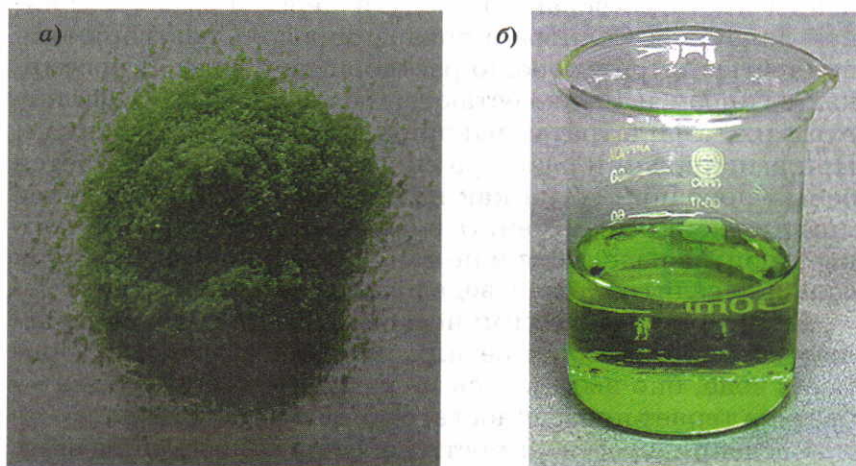


Рис. 65. Хлорид никеля (а) и его водный раствор (б)

Классификация веществ по растворимости



Следовательно, по некоторым признакам растворы напоминают смеси, а по другим они подобны химическим соединениям. Поэтому *процесс растворения следует считать физико-химическим явлением.*

Способность вещества растворяться в воде называют *растворимостью*. По растворимости вещества условно делят на хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые (схема 4). Поместим в разные пробирки примерно равные количества калийной селитры (нитрата калия) KNO₃, поваренной соли (хлорида натрия) NaCl, гипса (двуводного сульфата кальция) CaSO₄ · 2H₂O и мела (карбоната кальция) CaCO₃. Прильём к ним дистиллированную воду и перемешаем стеклянной палочкой. Селитра и поваренная соль растворяются полностью — они хорошо растворимы в воде. В пробирках с гипсом и мелом остаются белые осадки. Отфильтруем их, а фильтраты выпарим в фарфоровых чашках. При выпаривании раствора гипса на дне чашки остаётся белый порошок, тогда как налёт мела во втором случае практически не заметен. Это означает, что гипс немного растворим в воде, хотя и не так хорошо, как поваренная соль или селитра. Мел в воде практически нерастворим.

Если в результате химической реакции образуется вещество малорастворимое или практически нерастворимое в воде, оно выделяется из раствора в виде осадка — раствор теряет прозрачность, становится мутным.

Сведения о растворимости некоторых неорганических веществ приведены в таблице растворимости кислот, солей и оснований в воде (см. второй форзац учебника).

Изучите таблицу растворимости. Обратите внимание, что все соли калия и натрия хорошо растворимы в воде. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты. Из солей серной кислоты (сульфатов) малорастворим сульфат кальция и практически нерастворимы сульфаты бария и свинца. Среди хлоридов практически нерастворим лишь хлорид серебра, а хлорид свинца малорастворим в воде. В некоторых клетках таблицы стоит прочерк. Это означает, что данная соль вступает с водой в химическую реакцию и не может существовать в водном растворе. Некоторые из таких солей, например карбонат алюминия, до сих пор не удалось получить.

Все твёрдые вещества лишь ограниченно растворимы в воде. Их растворимость выражают числом. Оно показывает наибольшую массу вещества, которая может раствориться в 100 г воды при данных условиях (табл. 10). Например, в 100 г воды при 20 °C можно растворить не более 32 г KNO_3 , 36 г NaCl , 0,25 г $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и 0,007 г CaCO_3 . Эти числа можно найти в справочниках.

**Растворимость некоторых веществ
в воде при 20 °C**

Таблица 10

Вещество	Растворимость, г на 100 г воды
Поваренная соль NaCl	36
Сахар	203
Кристаллическая сода $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	58
Пищевая сода NaHCO_3	10
Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	32
Ляпис AgNO_3	228
Перманганат калия KMnO_4	6,4
Аспирин	0,25
Лимонная кислота	133
Мел CaCO_3	0,007
Сульфат бария BaSO_4	0,00024

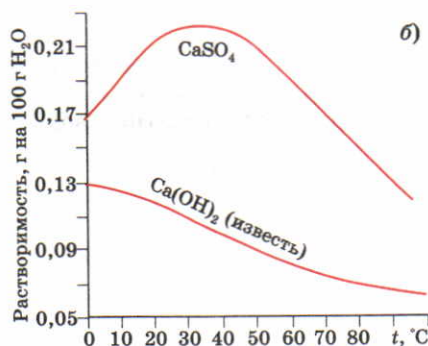
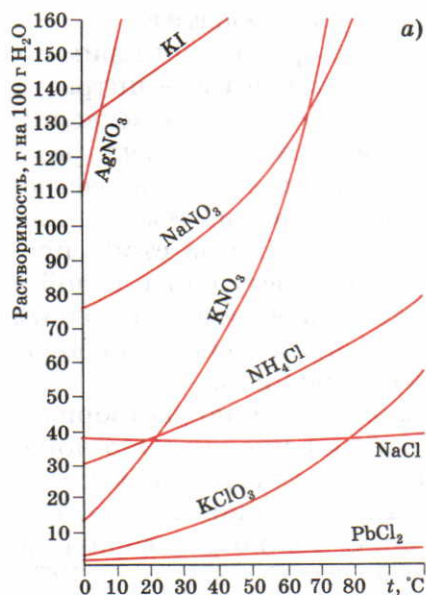


Рис. 66. Кривые растворимости некоторых веществ

Обратите внимание: даже мел, который считают практически нерастворимым, на самом деле в незначительной степени переходит в раствор. *Абсолютно нерастворимых веществ нет!* Даже благородные металлы, например серебро, способны в незначительной степени растворяться. Недаром вода, хранящаяся в серебряной посуде, обладает целебными свойствами. Раньше её использовали для промывания ран.

Растворимость веществ зависит от температуры. Для большинства твёрдых веществ с повышением температуры (рис. 66, а) она заметно увеличивается. Поваренная соль растворима примерно одинаково как в холодной, так и в горячей воде, а известь и гипс лучше растворимы в холодной воде (рис. 66, б).

Опытным путём установлено, что при температуре 0 °C в 100 г воды может быть растворено не

более 13 г калийной селитры KNO_3 , при 20 °C — 32 г, при 40 °C — 64 г, при 60 °C — 110 г, а при 100 °C — 246 г. Используя эти данные, можно построить *кривую растворимости*.

Раствор, в котором взятое вещество ещё может растворяться при данной температуре, называют *ненасыщенным*. Ненасыщенным, например, будет раствор, полученный добавлением 5 г поваренной соли в 100 г воды.

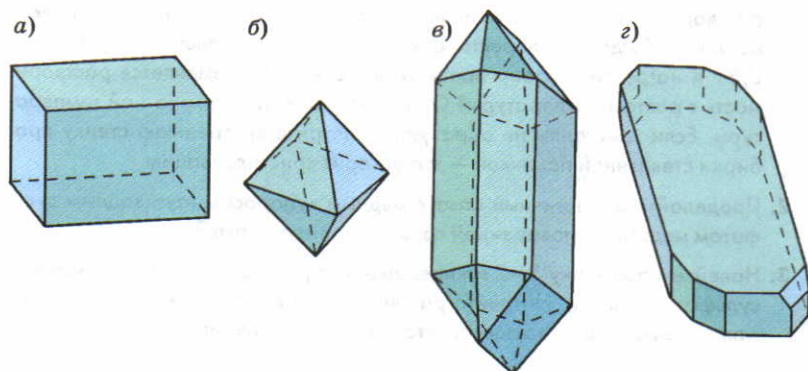


Рис. 67. Формы кристаллов: а — поваренной соли; б — квасцов; в — калийной селитры; г — медного купороса

Раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется, называют *насыщенным*. Например, растворимость поваренной соли при комнатной температуре составляет 36 г в 100 г воды, следовательно, для приготовления насыщенного раствора надо растворить 36 г соли в 100 г воды. Масса раствора при этом окажется равной 136 г.

При медленном охлаждении насыщенных растворов многих солей или при постепенном испарении воды соль выделяется из раствора в виде крупных кристаллов. Кристаллы разных солей различаются по форме. Кристаллы поваренной соли обычно имеют кубическую форму, алюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ выделяются из растворов в виде октаэдров, калийная селитра — в виде длинных иголок, а медный купорос образует ярко-синие призмы (рис. 67). Для получения крупных кристаллов медного купороса нужно приготовить раствор соли, насыщенный при повышенной температуре. Растворим при нагревании 44 г медного купороса в 100 мл дистиллированной воды, а затем оставим раствор медленно охлаждаться. На следующий день на дне сосуда появятся призматические кристаллы.

Лабораторный опыт 13. Растворимость твёрдых веществ в воде

1. Положите в пробирку примерно 0,5 г калийной селитры (нитрата калия) и прилейте 5 мл воды. Тщательно перемешайте. Что вы наблюдаете? Полностью ли растворилась соль? Небольшими порциями добавляйте к

раствору дополнительное количество соли, каждый раз тщательно перемешивая. Когда соль перестанет растворяться, прибавьте ещё примерно 0,5 г и нагрейте раствор почти до кипения. Как изменяется растворимость с ростом температуры? Охладите раствор до комнатной температуры. Если кристаллы не образуются, потрите внутреннюю стенку пробирки стеклянной палочкой — это ускорит кристаллизацию.

2. Прodelайте аналогичный опыт с медным купоросом (пятиводным сульфатом меди(II)) и поваренной солью (хлоридом натрия).
3. Налейте в пробирку 1—2 мл насыщенного раствора гипса (двухводного сульфата кальция). Нагрейте раствор до кипения. Что вы наблюдаете? Как изменяется растворимость этой соли с повышением температуры?

Вопросы и задания

1. Что в химии называют раствором? Какие бывают растворы? Приведите примеры.
2. Приведите примеры растворимых и нерастворимых солей и кислот.
3. Приведите примеры солей: а) нерастворимых; б) малорастворимых; в) растворимых.
4. Приведите примеры веществ, растворимость которых при нагревании: а) увеличивается; б) уменьшается; в) почти не изменяется.
5. Дайте определения понятий: «растворитель», «растворённое вещество», «растворимость», «насыщенный раствор», «концентрированный раствор».
6. Медицинский спирт представляет собой раствор, в 100 г которого содержится 96 г спирта и 4 г воды. Можно ли однозначно ответить на вопрос, что здесь является растворителем, а что — растворённым веществом? Разбавленный это раствор или концентрированный?
7. Какова минимальная масса воды, в которой при комнатной температуре можно растворить 1 г поваренной соли, калийной селитры, мела?
8. По кривой растворимости поваренной соли (см. рис. 66, а) определите, сколько граммов её можно растворить в 1 кг воды при комнатной температуре.
9. В 100 г воды при 20 °С растворили 32 г поваренной соли. Будет ли такой раствор насыщенным; концентрированным?
10. Раствор калийной селитры, насыщенный при 80 °С, охладили до комнатной температуры. Что произойдёт?
- * 11. Зимой на дне залива Кара-Богаз-Гол в Каспийском море образуется толстый слой мирабилита $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а летом он исчезает. Почему? В какое время года вода в Кара-Богаз-Голе представляет собой насыщенный раствор сульфата натрия?

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Получите крупные кристаллы квасцов или поваренной соли. Для этого приготовьте насыщенный раствор соли, добавляя её к воде до тех пор, пока она не перестанет растворяться, затем полученный раствор профильтруйте, закройте сосуд куском материи или фильтровальной бумаги и поставьте в тёплое место. Через несколько суток на дне сосуда появятся небольшие кристаллы. Выберите один наиболее правильный кристаллик, перенесите его в другой сосуд и залейте тем же раствором. Кристалл будет медленно расти. Чтобы он рос равномерно, каждый день пинцетом переворачивайте его, а также по мере необходимости доливайте раствор. Если в растворе появляются новые кристаллы, их надо удалять, пользуясь пинцетом. Можно опустить в сосуд с раствором нитку и, когда на ней осядет несколько кристаллов, вынуть её, очистить, оставив на ней лишь один правильно сформированный кристалл, а затем вновь погрузить в раствор. В этом случае переворачивать кристалл не придётся (рис. 68). Опустив в насыщенный раствор поваренной соли проволоку, обвитую шерстяной нитью, можно получить целое ожерелье из мелких кристаллов.

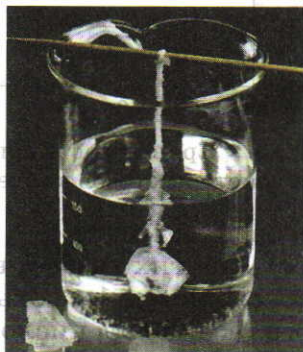


Рис. 68. Выращивание кристалла алюминиевых квасцов

§ 30 Растворимость газов и жидкостей в воде

Все жидкости и газы, подобно твёрдым веществам, способны растворяться в воде. Некоторые жидкости, например этиловый спирт, глицерин, ацетон, серная, азотная и уксусная кислоты, неограниченно растворимы в воде — их можно смешивать с водой в любых соотношениях. Бензин, керосин, растительное масло, хлороформ и многие другие жидкости лишь незначительно растворимы в воде, и поэтому их считают практически нерастворимыми. Если такую жидкость, например растительное масло, вылить в воду и взболтать, то через некоторое

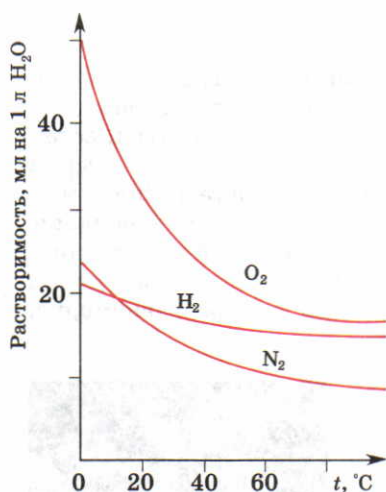


Рис. 69. Кривые растворимости некоторых газов в воде

время образуются два раздельных слоя — верхний (растительное масло) и нижний (вода). О таких жидкостях говорят, что они не смешиваются.

Газы также различаются по растворимости. Наибольшей растворимостью в воде обладают хлороводород HCl и аммиак NH_3 . При температуре 0°C и атмосферном давлении в 1 л воды может быть растворено 500 л хлороводорода и 1200 л аммиака. Водный раствор хлороводорода называют соляной кислотой, а разбавленный водный

раствор аммиака — нашатырным спиртом. Растворимость других газов в воде существенно ниже. Так, в тех же условиях в 1 л воды растворяется лишь 1,7 л углекислого газа, 50 мл кислорода, 23 мл азота и 21,5 мл водорода. Хуже всех других газов растворим гелий — 9,7 мл в 1 л воды.

Если холодную водопроводную воду нагревать, не доводя до кипения, то на дне и стенках сосуда образуются пузырьки воздуха, выделяющегося из воды. Это объясняется тем, что растворимость всех газов уменьшается с ростом температуры (рис. 69).

В отличие от жидкостей и твёрдых тел, газы значительно лучше растворяются при повышении давления. Вам, наверное, приходилось открывать пластиковую бутылку с лимонадом или газированной водой. При изготовлении этих напитков воду насыщают углекислым газом при повышенном давлении, а бутылку герметично закрывают. При открывании бутылки давление в ней становится равным атмосферному, и избыточный углекислый газ начинает выделяться, нередко настолько бурно, что вместе с ним из бутылки выливается часть напитка.

Запомните: растворимость газов возрастает при понижении температуры и повышении давления.

Лабораторный опыт 14. Зависимость растворимости газов от температуры

Наполните пробирку водопроводной водой так, чтобы в ней совсем не осталось воздуха, закройте отверстие пальцем, переверните пробирку вверх дном и опустите в стакан с водой. Высушите верхнюю часть пробирки сухой тряпкой или листом фильтровальной бумаги и нагрейте её пламенем спиртовки. Что вы наблюдаете? Предположите, какие газы были растворены в воде. Сделайте вывод об изменении растворимости газов при нагревании.

Вопросы и задания

1. Какие вы знаете жидкости и газы, хорошо растворимые в воде?
2. Почему аквариумы нельзя заполнять кипяченой водой?
3. В воду случайно попал бензин. Как его можно отделить от воды? Будет ли вода иметь запах бензина, если разделение проводить: а) в делительной воронке; б) путём дистилляции?
- *4. При атмосферном давлении и комнатной температуре в 1 л воды может быть растворено 880 мл углекислого газа, а при давлении, которое создаётся в закрытой бутылке, — около 1600 мл. Какой объём углекислого газа выделится при открывании бутылки газированной воды объёмом 2 л? Больше или меньше газа выделится, если бутылку предварительно охладить?
5. Какие из перечисленных газов: кислород, хлороводород, углекислый газ, азот, аммиак, гелий — можно собирать: а) над водой; б) только вытеснением воздуха? Почему?

§ 31 Концентрация растворов.**Массовая доля растворённого вещества**

При работе с раствором важно знать, сколько растворённого вещества в нём содержится. Количество растворённого вещества, содержащееся в данном количестве раствора или растворителя, называют его *концентрацией*. Существует несколько способов выражения концентрации растворов. Рассмотрим простейший из них.

Часто концентрацию выражают в процентах. Процентная концентрация показывает, сколько граммов вещества содержится в 100 г раствора. Например, 3%-й раствор соли — это раствор, в 100 г которого содержится 3 г соли. Масса воды в этом растворе составляет: $100 \text{ г} - 3 \text{ г} = 97 \text{ г}$. Для приготовления 100 г этого раствора следует растворить 3 г соли в 97 г воды.

Вычисляя процентную концентрацию, по сути, мы находим **массовую долю растворённого вещества** (w). Доля, как вы знаете, это часть от целого. Если яблоко разрезали на три равные части и вам досталась одна из них, то ваша доля яблока равна $\frac{1}{3}$ (одна часть из трёх).

Массовая доля вещества в растворе — это отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора. Массовую долю можно рассчитать по формуле:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}.$$

Если эту дробь умножить на 100%, то получим значение массовой доли вещества в процентах:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%.$$

Зная массу раствора и массовую долю растворённого вещества, можно найти массу вещества:

$$m(\text{вещества}) = w(\text{вещества}) \cdot m(\text{раствора}).$$

Задача 1. В 380 г воды растворили 20 г иодида калия. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.

Д а н о.	Р е ш е н и е.
$m(\text{H}_2\text{O}) = 380 \text{ г}$	Определим массу полученного раствора, для этого сложим массы соли и воды:
$m(\text{KI}) = 20 \text{ г}$	
$w(\text{KI}) — ?$	$m(\text{р-ра}) = 380 \text{ г} + 20 \text{ г} = 400 \text{ г}.$

Массовую долю соли в растворе можно найти двумя способами.

Способ I

$$w(\text{KI}) = \frac{m(\text{KI})}{m(\text{р-ра})}; w(\text{KI}) = \frac{20 \text{ г}}{400 \text{ г}} = 0,05 \text{ (5\% -й раствор).}$$

Способ II

Учитывая, что числовое значение (в %) массовой доли показывает, сколько граммов вещества содержится в 100 г раствора, составим пропорцию:

в 400 г раствора содержится 20 г KI,

в 100 г раствора — x г KI;

$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 20 \text{ г}}{400 \text{ г}} = 5 \text{ г. Значит, } w(\text{KI}) = 5\%.$$

О т в е т. $w(\text{KI}) = 0,05$ (5%).

Задача 2. Сколько граммов хлорида натрия и воды необходимо взять для приготовления 250 г 10%-го раствора?

Д а н о.

$$m(\text{р-ра}) = 250 \text{ г}$$

$$w(\text{NaCl}) = 10 \text{ (0,1)}$$

$$m(\text{NaCl}) — ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) — ?$$

Р е ш е н и е.

Способ I

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})};$$

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра});$$

$$m(\text{NaCl}) = 0,1 \cdot 250 \text{ г} = 25 \text{ г.}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г} - 25 \text{ г} = 225 \text{ г.}$$

Способ II

Учитывая, что 10%-й раствор — это раствор, в 100 г которого содержится 10 г хлорида натрия, составим пропорцию:

в 100 г раствора содержится 10 г NaCl;

в 250 г раствора — x г NaCl,

$$x = \frac{250 \text{ г} \cdot 10 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 25 \text{ г.}$$

Рассчитаем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г} - 25 \text{ г} = 225 \text{ г.}$$

О т в е т. $m(\text{NaCl}) = 25 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 225 \text{ г}$.

Задача 3. Определите массу хлорида натрия, который надо растворить в 200 г воды, чтобы получить 5%-й раствор.

Д а н о.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г}$$

$$w(\text{NaCl}) = 5\% \text{ (0,05)}$$

$$m(\text{NaCl}) — ?$$

Р е ш е н и е.

Способ I

$$\text{Пусть } m(\text{NaCl}) = x \text{ г};$$

$$\text{тогда } m(\text{р-ра}) = (200 + x) \text{ г.}$$

Массовая доля хлорида натрия равна:

$$w(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ра})};$$

$$0,05 = \frac{x}{200 + x},$$

решив уравнение, получим $x = 10,5$ г.

Способ II

В полученном растворе содержится 95% воды (её масса 200 г) и 5% хлорида натрия, массу которого можно найти по пропорции:

200 г H_2O составляют 95%,

x г NaCl составляют 5%.

$$\text{Отсюда } x = \frac{5\% \cdot 200 \text{ г}}{95\%} = 10,5 \text{ г.}$$

О т в е т. $m(\text{NaCl}) = 10,5$ г.

Вопросы и задания

1. Что называют концентрацией раствора; массовой долей растворённого вещества?
2. Изменится ли концентрация раствора хлорида натрия при его хранении: а) в закрытом сосуде; б) в открытом сосуде?
3. В 120 г раствора содержится 3 г глюкозы. Определите массовую долю растворённого вещества.
4. Сколько граммов хлорида калия образуется при выпаривании 150 г 5% -го раствора?
5. В 180 г воды растворили 20 г соды. Определите массовую долю растворённого вещества.
6. В одном стакане воды (200 г) растворили 0,12 г цианида калия. Определите массовую долю растворённого вещества.
7. Определите массовую долю (в %) сахара в чае, в одном стакане которого (200 г) содержатся две чайные ложки сахарного песка (масса одной чайной ложки сахара составляет 4,6 г).
8. Рассчитайте массу поваренной соли, которую надо взять для приготовления 250 г 5% -го раствора.
9. Сколько граммов сахара и воды необходимо для приготовления 500 г 3% -го раствора сахара?
10. Сколько граммов калийной селитры и воды необходимо для приготовления 3 кг 20% -го раствора?
11. Рассчитайте массовую долю нитрата калия в растворе, полученном при смешении 300 г 5% -го и 200 г 30% -го растворов этого вещества.

12. К 100 г 18%-го раствора хлорида натрия добавили 10 г соли. Рассчитайте массовую долю (в %) соли в полученном растворе.
- *13. Физиологический раствор, который используют в медицине, представляет собой 0,9%-й раствор хлорида натрия. Сколько граммов воды надо добавить к 100 г 12%-го раствора хлорида натрия для получения физиологического раствора?
- *14. Воду насытили на холоде углекислым газом, а затем нагрели до кипения. Как изменится концентрация раствора? Будет ли при нагревании меняться концентрация раствора, если вместо углекислого газа взять калийную селитру; гипс? Воспользуйтесь кривыми растворимости этих веществ.

§ 32 Приготовление растворов

На практике удобнее измерять объём раствора, а не его массу. Как вы знаете, эти величины связаны через *плотность* ρ :

$$\rho = \frac{m(p-pa)}{V(p-pa)}.$$

Плотность растворов обычно выражают в г/мл (1 мл = 1 см³, 1 л = 1 дм³). Значение плотности численно равно массе раствора, который занимает объём 1 мл. Плотность воды равна 1 г/мл, т. е. 1 мл воды весит 1 г.

Задача 1. Определите массу нитрата серебра и объём воды, которые нужны для приготовления 200 мл 52%-го раствора нитрата серебра ($\rho = 1,51$ г/мл).

Д а н о.

$$V(p-pa) = 200 \text{ мл}$$

$$w(\text{AgNO}_3) = 52\% (0,52)$$

$$\rho(p-pa) = 1,51 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{AgNO}_3) - ?$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Р е ш е н и е.

Определим массу раствора:

$$m(p-pa) = \rho \cdot V;$$

$$m(p-pa) = 1,51 \text{ г/мл} \cdot 200 \text{ мл} = 302 \text{ г}.$$

Определим массу AgNO_3 , который содержится в 302 г 52%-го раствора:

в 100 г раствора — 52 г AgNO_3 ,

в 302 г — x г;

$$x = \frac{302 \text{ г} \cdot 52 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 157 \text{ г}.$$

Определим массу и объём воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 302 \text{ г} - 157 \text{ г} = 145 \text{ г};$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}.$$

Плотность воды равна 1 г/мл, следовательно,

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{145 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 145 \text{ мл}.$$

О т в е т. $m(\text{AgNO}_3) = 157 \text{ г}$; $V(\text{H}_2\text{O}) = 145 \text{ мл}$.

Для приготовления насыщенных растворов необходимы численные данные о растворимости вещества. *Растворимость вещества* численно равна его массе, при растворении которой в 100 г воды образуется раствор, насыщенный при данной температуре. Иными словами, растворимость — это концентрация насыщенного раствора, рассчитанная на 100 г растворителя.

Растворимость газов часто выражают через объём, который может раствориться в одном литре воды при заданных условиях. Для пересчёта объёмной растворимости в массовую долю используют плотность газа.

Задача 2. В 1 л воды при 20 °С и атмосферном давлении растворяется 110 л иодоводорода HI. Плотность HI при этих условиях равна 5,3 г/л. Рассчитайте массовую долю иодоводорода в насыщенном растворе.

Д а н о.

$$V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ л}$$

$$V(\text{HI}) = 110 \text{ л}$$

$$\rho(\text{HI}) = 5,3 \text{ г/л}$$

$$w(\text{HI}) = ?$$

Р е ш е н и е.

Зная объём и плотность каждого вещества, можно найти его массу по формуле:

$$m = \rho \cdot V.$$

Плотность воды равна 1 г/мл, 1 л = 1000 мл, следовательно,

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1000 \text{ г};$$

$$m(\text{HI}) = 5,3 \text{ г/л} \cdot 110 \text{ л} = 583 \text{ г}.$$

Масса раствора равна сумме масс иодоводорода и воды:

$$m(\text{р-ра}) = 583 \text{ г} + 1000 \text{ г} = 1583 \text{ г}.$$

Массовую долю иодоводорода находим по формуле:

$$w(\text{HI}) = \frac{m(\text{HI})}{m(\text{р-ра})}; w(\text{HI}) = \frac{583 \text{ г}}{1583 \text{ г}} = 0,37 (37\%).$$

О т в е т. $w(\text{HI}) = 0,37$.

Вопросы и задания

1. Что называют плотностью?
2. Вылившаяся из танкера нефть растекается по поверхности воды. Что можно сказать о её растворимости в воде и о её плотности?
3. Концентрированный раствор аммиака объёмом 50 мл весит 46 г. Рассчитайте его плотность. Легче или тяжелее воды этот раствор?
4. Какая масса карбоната натрия и какой объём воды необходимы для приготовления 500 мл 10%-го раствора ($\rho = 1,1$ г/мл)?
5. Сколько граммов гидроксида натрия и какой объём воды необходимы для приготовления 300 мл 20%-го раствора ($\rho = 1,23$ г/мл)?
6. Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора хлорида калия, содержащего 54 г соли, если растворимость хлорида калия при данной температуре равна 33 г на 100 г воды? Какова масса раствора?
- *7. Какой объём воды необходим для приготовления насыщенного раствора сульфата магния, содержащего 10 г соли, если растворимость соли при данной температуре равна 33,7 г на 100 г воды?
- *8. В 1 л воды при 20°C и атмосферном давлении растворяется 450 л хлороводорода HCl . Плотность хлороводорода при этих условиях равна 1,52 г/л. Рассчитайте массовую долю хлороводорода в насыщенном растворе. Как нужно изменить условия, чтобы получить более концентрированный раствор?

§ 33 Химические свойства воды

Вода — очень устойчивое соединение. Она начинает разлагаться на водород и кислород при температуре выше 2500°C . В лаборатории для разложения воды используют электрический ток. Реакцию разложения вещества под действием электрического тока называют *электролизом*. Простейший прибор для электролиза воды изображён на рисунке 70. В открытой ёмкости на некотором расстоянии друг от друга укреплены два железных стержня, называемых электродами. Они соединены с источником постоянного тока. Чистая вода, как вы знаете, ток не проводит, поэтому заполним ёмкость водным раствором соли — сульфата или карбоната натрия. При включении источника тока на электродах выделяются пузырьки газов. Соберём эти газы, надев на электроды перевернутые вверх дном пробирки, заполненные водой. Объёмы газов, выделившихся на двух электродах, различаются ровно в два раза. Газ, которого выдели-

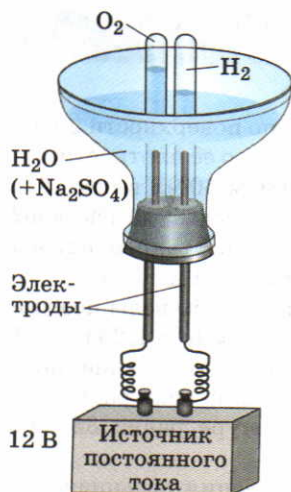
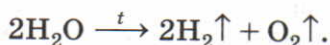


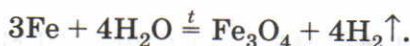
Рис. 70. Прибор для электролиза воды

лось больше, при поднесении пробирки к пламени сгорает с характерным хлопком — это водород. Газ, собранный на другом электроде, — кислород. В этом легко убедиться, внеся в него тлеющую лучинку. Объём водорода, выделившегося при электролизе воды, в два раза превышает объём выделившегося кислорода. Напишем уравнение реакции электролиза воды:



Она обратна реакции образования воды из водорода и кислорода.

Впервые водород из воды выделил французский химик А. Лавуазье. Он пропускал водяной пар через железную трубу, раскалённую докрасна в пламени. При высокой температуре вода взаимодействует с железом, образуя железную окалину Fe_3O_4 , а водород выделяется в свободном виде:



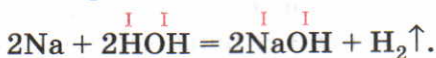
Металлы, расположенные в ряду активности левее магния, вытесняют водород из воды уже при комнатной температуре. К их числу относится натрий. Бросим в воду кусочек натрия размером с небольшую горошину. Натрий начинает активно взаимодействовать с водой,



Рис. 71. Взаимодействие натрия с водой

выделяя водород и стремительно уменьшаясь в размерах (рис. 71). Реакция сопровождается выделением теплоты, натрий плавится, превращаясь в каплю. Нередко он воспламеняется и сгорает со взрывом. После того как весь натрий прореагировал, исследуем образовавшийся раствор. Он стал мыльным на ощупь, а при добавлении нескольких капель раствора фенолфталеина окрашивается в ма-

линовый цвет. Фенолфталеин используют в качестве индикатора, он изменяет окраску в присутствии щелочей — едких веществ, образующих мыльные растворы. Следовательно, в результате реакции натрия с водой помимо водорода образовалась щёлочь — гидроксид натрия NaOH . Теперь мы можем написать уравнение реакции, для удобства представив формулу воды в виде HOH :



В данной реакции вода напоминает кислоту — один из атомов водорода в ней замещается на металл и соединяется с водным остатком OH — *гидроксогруппой (гидроксильной группой)*, или *гидроксидом*. В молекуле воды HOH гидроксогруппа связана с одним атомом водорода, т. е. одновалентна. Поэтому она соединяется с одним атомом натрия.

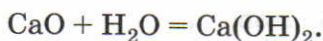
При реакции воды с кальцием также выделяется водород и образуется щёлочь — гидроксид кальция. Кальций двухвалентен, поэтому формула гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Вода реагирует не только с активными металлами, но и с их оксидами. При этом также образуются щёлочи, но водород не выделяется. Оксид кальция представляет собой белый порошок, легко поглощающий влагу воздуха. В промышленности его называют жжёной или негашёной известью. Важное практическое значение имеет реакция гашения извести. Изучим её на опыте (рис. 72). В фарфоровую чашку поместим кусочки жжёной извести и будем добавлять воду, давая ей впитаться. Через некоторое время куски извести начнут разогреваться



Рис. 72. Гашение извести

и рассыпаться в мелкий порошок. Выделение теплоты — признак химической реакции. Её продуктом является гашёная известь — уже знакомый вам гидроксид кальция:



Подобным образом реагирует вода и с оксидами других активных металлов, например натрия, калия и бария. С оксидами менее активных металлов — алюминия, цинка, меди, железа — вода не взаимодействует.

Вопросы и задания

1. Что называют электролизом? Почему для проведения электролиза воды в неё необходимо добавлять соль?
2. Напишите уравнения реакций замещения водорода в воде и кислоте на металл. Какие вещества образуются при этом?
3. Цинк при нагревании реагирует с водяным паром, превращаясь в оксид цинка. Напишите уравнение реакции.
4. Калий взаимодействует с водой настолько бурно, что выделяющийся водород воспламеняется. Какое вещество образуется в растворе? Напишите уравнения реакций.
5. Какие вещества образуются при взаимодействии воды: а) с активными металлами; б) с оксидами активных металлов; в) с оксидами неметаллов? Приведите примеры.
6. С какими из оксидов: CuO , CaO , SO_3 , Na_2O , N_2O_5 , Fe_2O_3 , CO_2 , SO_2 , SiO_2 — вступает в реакцию вода? Напишите уравнения реакций.
7. Даны схемы реакций:
 а) $\text{Na} + \dots \rightarrow \text{NaOH} + \dots$; г) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2$;
 б) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}$; д) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba(OH)}_2 + \dots$;
 в) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$; е) $\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

Напишите уравнения реакций, назовите продукты, укажите тип каждой реакции.

§ 34 Основания

Вы уже знаете, что при взаимодействии с водой активных металлов (натрий, калий, кальций, барий) или их оксидов образуются щёлочи — гидроксиды натрия NaOH , калия KOH , кальция Ca(OH)_2 , бария Ba(OH)_2 . Слово «гидроксид», или «гидратированный оксид», буквально означает «оксид, присоединивший воду». Гидроксиды металлов относят к классу оснований.

Основаниями называют сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп OH.

Так как гидроксогруппа одновалентна, то число гидроксогрупп в составе основания равно валентности металла, например:

$\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{I}}{\text{OH}}$ — гидроксид натрия;

$\overset{\text{III}}{\text{Al}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_3$ — гидроксид алюминия;

$\overset{\text{II}}{\text{Ca}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_2$ — гидроксид кальция;

$\overset{\text{IV}}{\text{Ti}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_4$ — гидроксид титана(IV).

Известны гидроксиды почти всех металлов. Свойства этих соединений в значительной степени зависят от их растворимости в воде, поэтому основания подразделяют на две группы — растворимые в воде, или *щёлочи*, и нерастворимые в воде (схема 5).

Щёлочи являются едкими веществами: они разъедают кожу, дерево, бумагу. Недаром гидроксид натрия называют в быту едким натром, а гидроксид калия — едким кали. Шерстяная ткань, помещённая в концентрированный раствор гидроксида натрия, набухает и превращается в студнеобразную массу. Если попавший на руку раствор щёлочи не смыть водой, кожу начинает щипать, и вскоре образуется язва. При работе с щелочами нужно особенно беречь глаза, поэтому рекомендуется надевать защитные очки. Если щёлочь случайно попала на кожу, её надо немедленно смыть большим количеством проточной воды, а затем при необходимости протереть повреждённый участок кожи слабым раствором борной или уксусной кислоты.

Схема 5

Классификация оснований





Рис. 73. Твёрдый гидроксид натрия — едкий натр



Рис. 74. Моющие средства, имеющие щелочную реакцию среды

Щёлочи — твёрдые вещества, растворимые в воде (рис. 73). При растворении в воде гидроксидов натрия NaOH и калия KOH наблюдается сильное разогревание раствора. Твёрдые гидроксиды натрия и калия настолько гигроскопичны (поглощают воду), что на воздухе расплываются. Гидроксид кальция (гашёная известь) мало растворим в воде. Его насыщенный раствор называют *известковой водой*, а взвесь в воде — *известковым молоком*. Смесь известкового молока с песком (известковый раствор) используют в строительстве для штукатурки стен.

Слово «щёлочь» происходит от слова «щёлок». Так в старину называли мыльный раствор древесной золы, который использовали для стирки и мытья. Щёлок содержит карбонат калия K_2CO_3 — поташ, который и придаёт ему щелочные свойства. До революции на нижней Волге и на Кубани из золы стеблей подсолнухов (она содержит до 30% K_2CO_3) получали до 16 тыс. т поташа в год. Щелочными свойствами обладает также карбонат натрия Na_2CO_3 (сода), применяемый в быту для мытья посуды и стирки белья (рис. 74).

Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов. В присутствии щёлочи лакмус окрашивается в синий цвет, а метилоранж — в жёлтый. В таком случае говорят, что раствор имеет щелочную реакцию среды. Лучшим индикатором на щёлочь является фенолфталеин — в нейтральной среде (в воде) и кислотной среде он бесцветен, а в присутствии щёлочи приобретает яркую малиновую окраску (табл. 11).

Окраска некоторых индикаторов в кислотной, нейтральной и щелочной средах

Таблица 11

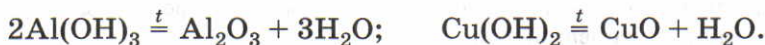
Индикатор	Реакция среды		
	Кислотная	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Жёлтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

Лабораторный опыт 15. Ознакомление со свойствами щелочей

Рассмотрите выданные вам в пробирках образцы гидроксидов натрия и кальция. В каком агрегатном состоянии они находятся? Прилейте в каждую пробирку по 3 мл воды и аккуратно перемешайте, постукивая по пробирке пальцем. Что вы наблюдаете? Какой вывод можно сделать о растворимости этих веществ в воде? Сравните полученные результаты с данными таблицы растворимости. Разделите содержимое каждой пробирки на три части. К одной из них добавьте несколько капель лакмуса, к двум другим — метилоранжа и фенолфталеина. Запишите окраску индикаторов. Сделайте вывод о реакции среды.

Нерастворимые в воде основания представляют собой студенистые осадки, которые получают из солей. Они не изменяют окраску индикаторов.

Гидроксиды натрия и калия настолько устойчивы, что плавятся и кипят без разложения. Гидроксиды кальция и бария, а также все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются на оксид и воду:



Реакцию разложения, в результате которой образуется вода, называют реакцией *дегидратации*.

Лабораторный опыт 16. Дегидратация гидроксида меди(II)

Получите у учителя пробирку с осадком гидроксида меди(II). Какой цвет имеет это вещество? Прилейте к нему 1 мл воды и взболтайте. Растворим ли гидроксид меди(II) в воде? Сравните свои выводы с данными таблицы растворимости. Поместите пробирку в держатель и нагрейте в пламени спиртовки. Как изменяется цвет исходного вещества? Напишите уравнение реакции.

Вопросы и задания

1. Какие вещества относят к классу оснований? Приведите примеры.
2. Предложите два способа получения гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций.
3. Опишите свойства щелочей.
4. Составьте формулы гидроксидов калия, магния, олова(II), цинка, алюминия, меди(II), свинца(IV), бария. Формулы щелочей подчеркните.
5. Растворы кальцинированной соды, мыла и силикатного клея изменяют окраску фенолфталеина. Какой вывод можно сделать о свойствах этих соединений?
- *6. Что называют:
 - а) жжёной известью;
 - б) гашёной известью;
 - в) известковой водой;
 - г) известковым молоком;
 - д) известковым раствором;
 - е) пищевой содой;
 - ж) поташом;
 - з) едким натром;
 - и) едким кали?
7. Твёрдый гидроксид натрия используют в лабораториях как осушитель. На каком свойстве щёлочи основано это применение?
8. Какой процесс называют реакцией дегидратации?
9. Гидроксиды железа(III), магния, цинка, кальция при нагревании разлагаются на оксид и воду. Напишите уравнения реакций.

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Из листа бумаги в клеточку вырежьте несколько пластинок с выступом высотой в три клеточки и напишите на них символ гидроксогруппы OH. Соединяя их с ранее заготовленными пластинками с символами водорода и металлов, составьте формулы воды и различных оснований (рис. 75).

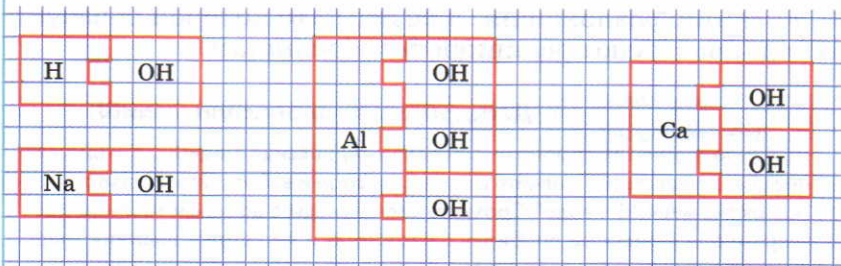


Рис. 75. Составление бумажных моделей воды и оснований

Самое важное в главе 4

Вода — важнейшее соединение водорода и кислорода. Природная вода содержит много растворённых веществ, главным образом солей. Химически чистую воду, полученную перегонкой, называют дистиллированной.

Способность веществ растворяться в воде характеризуют растворимостью. Абсолютно нерастворимых веществ нет. При повышении температуры растворимость большинства твёрдых веществ возрастает, а растворимость газов уменьшается.

Растворы являются однородными смесями, так как не имеют постоянного состава. Количество растворённого вещества, содержащееся в данном количестве раствора, называют его концентрацией. Массовая доля растворённого вещества — это отношение массы растворённого вещества к массе раствора. Её можно выражать в долях единицы или в процентах. Концентрация, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов вещества содержится в 100 г раствора.

Вода — химически активное вещество. При комнатной температуре она реагирует с металлами, расположенными в ряду активности левее магния, оксидами неметаллов (кислотными оксидами), некоторыми оксидами металлов. Разложить воду на простые вещества можно путём электролиза.

При реакции воды с активными металлами и их оксидами образуются основания. Основаниями называют сложные вещества, состоящие из атома металла и одной или нескольких гидроксогрупп OH . Различают растворимые (щёлочи) и нерастворимые в воде основания. Водные растворы щелочей едки и мылки на ощупь, они имеют щелочную реакцию среды. Нерастворимые в воде основания не изменяют окраску индикаторов, а при нагревании отщепляют воду, превращаясь в оксиды (реакция дегидратации).

Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений

В предыдущих главах вы узнали о важнейших классах неорганических соединений — оксидах, кислотах, основаниях и солях.

Часто бывает необходимо из веществ одного класса получать вещества другого: из оксида — кислоту, из соли — основание и т. д. Для того чтобы осуществлять такие превращения, нужно изучить свойства веществ разных классов.

§ 35 Общая характеристика оксидов

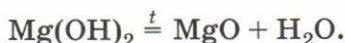
Оксиды содержат в своём составе кислород и атомы ещё одного химического элемента, например кремния (SiO_2), калия (K_2O). Если валентность элемента переменная, то он образует несколько оксидов, например: оксид железа(II) FeO и оксид железа(III) Fe_2O_3 . Валентность кислорода в оксидах всегда равна двум, это надо помнить при составлении формул.

Получение оксидов

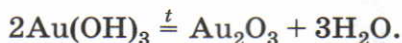
Многие оксиды получают при окислении простого вещества кислородом воздуха, например:



Оксиды металлов образуются также при дегидратации нерастворимых в воде оснований:



Таким способом удаётся получить оксиды благородных металлов, не реагирующих с кислородом, например оксид золота:



Оксиды неметаллов получают при разложении кислородсодержащих кислот. Например, для обезвоживания азотной и серной кислот их нагревают в присутствии оксида фосфора(V) — вещества, активно поглощающего воду:



Оксиды образуются и при разложении некоторых солей, например карбонатов. В промышленности так получают оксид кальция CaO — негашёную известь:



Проведём опыт. Возьмём небольшой кусочек мрамора и, обмотав его стальной или медной проволокой, внесём в горячую часть пламени газовой горелки. Через некоторое время он начинает светиться. Когда реакция закончится, вынем проволоку из пламени и дождёмся, пока она остынет. Легко заметить, что кусок вещества сохранил форму, но полностью утратил характерный блеск, прежнюю твёрдость. Если сжать его между пальцами, он рассыплется в порошок. Образовавшееся вещество — оксид кальция CaO , негашёная известь. В промышленности обжиг мрамора или известняка осуществляют в специальных печах (рис. 76) при температуре около 1000°C . Сверху в печь подают шихту — смесь известняка с коксом (углерод C), который служит топливом, а снизу поступает воздух. Теплоты, выделяющейся при сгорании кокса, достаточно для разложения известняка на известь и углекислый газ. Известь выгружают из печи через специальные отверстия в вагонетки, а горячий углекислый газ поднимается вверх, прогревая на своём пути новые порции известняка. Процесс идёт непрерывно в течение нескольких лет, после чего печь останавливают на капитальный ремонт.

Кислотные и основные оксиды

Некоторым оксидам соответствуют кислоты, а некоторым — основания. Оксиды, которым соответствуют

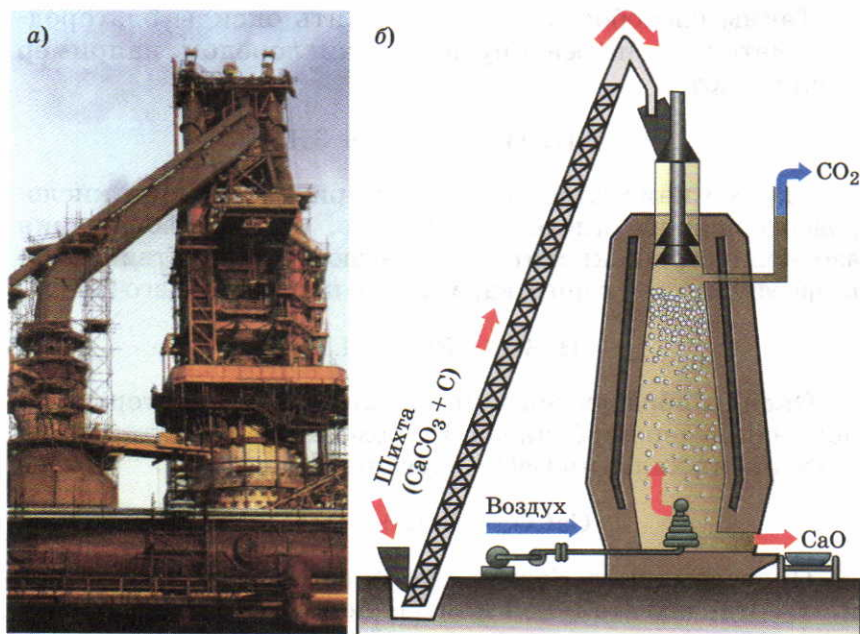


Рис. 76. Печь для обжига известняка: а — внешний вид; б — схема

кислоты, называют *кислотными* или *ангидридами кислот*. Все они, за исключением оксида кремния(IV) SiO_2 , реагируют с водой с образованием кислот, например:



Большинство кислотных оксидов — это оксиды неметаллов (табл. 12). Среди них есть газы (углекислый газ CO_2 , сернистый газ SO_2), жидкости (серный ангидрид SO_3), твёрдые вещества (фосфорный ангидрид P_2O_5). Почти все они состоят из молекул.

Важнейшие кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

Таблица 12

Кислотный оксид (ангидрид кислоты)	Отношение оксида к воде	Кислота, соответст- вующая оксиду
SO_3 SO_2 N_2O_5 P_2O_5 CO_2	Реагируют с водой	H_2SO_4 H_2SO_3 HNO_3 H_3PO_4 H_2CO_3
SiO_2	Не реагирует с водой	H_2SiO_3

**Важнейшие основные оксиды
и соответствующие им основания**

Таблица 13

Основной оксид	Отношение оксида к воде	Основание, соответствующее оксиду
Na ₂ O K ₂ O CaO BaO	Реагируют с водой	NaOH KOH Ca(OH) ₂ Ba(OH) ₂
CuO FeO Cu ₂ O	Не реагируют с водой	Cu(OH) ₂ Fe(OH) ₂ CuOH

Оксиды металлов, имеющих валентность выше четырёх, также являются кислотными, например оксид хрома(VI) CrO₃, оксид марганца(VII) Mn₂O₇. Они реагируют с водой с образованием кислот — хромовой H₂CrO₄ и марганцовой HMnO₄.

Оксиды, которым соответствуют основания, называют *основными*. Это, как правило, оксиды одно-, двух- и трёхвалентных металлов. Большинство из них с водой не взаимодействуют. В реакцию с водой вступают лишь те оксиды, которым соответствуют щёлочи (табл. 13). Все оксиды металлов представляют собой твёрдые вещества, имеющие немолекулярное строение. Некоторые из них служат сырьём для производства металлов — железа, алюминия, хрома, марганца.

Известны оксиды, которым не соответствует ни кислота, ни основание, их называют *несолеобразующими* (безразличными, индифферентными). К их числу относятся оксид углерода(II) CO, оксид азота(II) NO, оксид азота(I) N₂O и некоторые другие. Они представляют собой газы, малорастворимые в воде и не вступающие с ней в химические реакции. Все остальные оксиды (кислотные и основные) называют *солеобразующими*.

Лабораторный опыт 17. Ознакомление с образцами оксидов

Рассмотрите выданные вам образцы оксидов. Опишите их агрегатное состояние, цвет. Разделите их на основные и кислотные. Есть ли среди них оксиды, которые реагируют с водой?

Вопросы и задания

1. При горении цинка на воздухе образуется белый порошок оксида цинка, а при горении порошка серы — сернистый газ (оксид серы(IV)). Напишите уравнения реакций.
2. Какие оксиды называют кислотными; основными? Приведите уравнения реакций кислотных и основных оксидов с водой.
3. Из приведённого ниже перечня выпишите формулы оксидов: а) кислотных; б) основных; в) несолеобразующих. Формулы оксидов: Na_2O , P_2O_5 , CO_2 , CO , SO_3 , CrO , Cu_2O , SiO_2 , N_2O , Mn_2O_7 . Какие из них реагируют с водой? Напишите уравнения реакций.
4. Раствор, образовавшийся при растворении газа в воде, окрашивает лакмус в красный цвет. Какой это был газ? Предложите два варианта ответа. Напишите уравнения реакций.
5. Как получают негашёную известь? Какое применение она находит?
6. Карбонат марганца(II) разлагается при нагревании на оксид марганца(II) и углекислый газ. Напишите уравнение реакции.
7. Как получить оксид азота(V) из азотной кислоты? Напишите уравнение реакции.
8. При прокаливании сульфата железа(III) получают оксид железа(III) и газ, который при взаимодействии с водой образует серную кислоту. Напишите уравнения реакций.

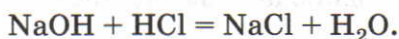
§ 36

Взаимодействие веществ, обладающих кислотными и основными свойствами

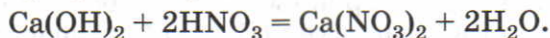
Реакция нейтрализации

Важнейшее свойство кислот и оснований — их способность реагировать друг с другом. Познакомимся с этим свойством на опыте. В химический стакан нальём соляную кислоту и несколько капель лакмуса — в присутствии кислоты он окрасится в красный цвет. Из бюретки (длинной стеклянной трубки с краном) будем постепенно по каплям прибавлять раствор щёлочи — гидроксида натрия до тех пор, пока окраска лакмуса не изменится с красной на фиолетовую (рис. 77). Термометр показывает повышение температуры — это признак химической реакции. Фиолетовая окраска лакмуса означает, что в растворе не стало кислоты. Нет в растворе и щёлочи — как вы помните, в её присутствии лакмус стано-

вится синим. Значит, среда раствора стала нейтральной. Выпарив раствор, мы получим белое кристаллическое вещество. Это поваренная соль, или хлорид натрия NaCl , который образовался при взаимодействии гидроксида натрия и соляной кислоты. Помимо хлорида натрия в реакции образуется также вода:



Произошла реакция обмена — атомы натрия и водорода поменялись местами. Атом водорода соединился с гидроксогруппой щёлочи в молекулу воды, а атом натрия соединился с кислотным остатком в соль — хлорид натрия. Проведём другой опыт. Вместо гидроксида натрия воспользуемся известковой водой — водным раствором гидроксида кальция, а соляную кислоту заменим на азотную. И в этом случае при добавлении щёлочи красный лакмус становится фиолетовым, а при выпаривании раствора образуются кристаллы соли:



Реакция между кислотой и основанием, в результате которой образуются соль и вода, называется *реакцией нейтрализации*. Сущность этой реакции заключается в том, что два вещества — щёлочь и кислота — взаимно нейтрализуют друг друга, превращаясь в соль и воду.

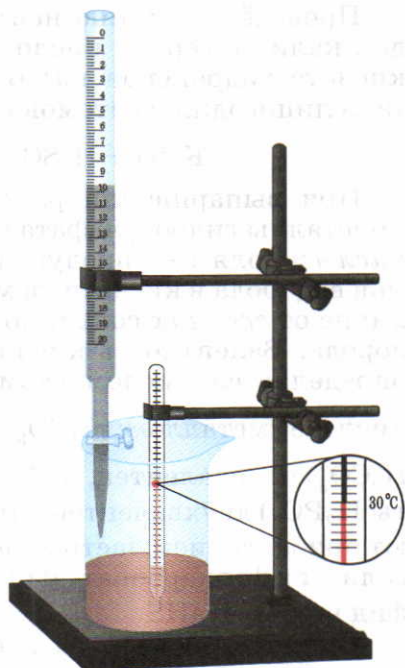
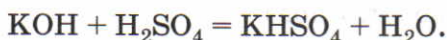


Рис. 77. Нейтрализация кислоты щёлочью

Лабораторный опыт 18. Реакция нейтрализации

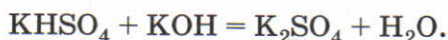
Налейте в пробирку 1–2 мл гидроксида натрия и добавьте одну-две капли фенолфталеина. Что вы наблюдаете? Затем по каплям приливайте к щёлочи соляную кислоту до тех пор, пока раствор не обесцветится. О чём свидетельствует исчезновение окраски индикатора? Напишите уравнение реакции.

Проведём реакцию нейтрализации между гидроксидом калия и серной кислотой. При добавлении к серной кислоте гидроксида калия сначала замещается на металл лишь один из атомов водорода кислоты:

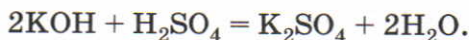


При выпаривании раствора образуются бесцветные кристаллы гидросульфата калия. Это вещество относят к *кислым* солям — продуктам неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. Так их называют в отличие от *средних* солей, которые не содержат атомов водорода. Валентность кислотного остатка в кислой соли определяется числом атомов водорода, замещённых в кислоте металлом: HCO_3^{I} (остаток угольной кислоты H_2CO_3) одновалентен, а HPO_4^{II} (остаток фосфорной кислоты H_3PO_4) двухвалентен. Названия кислых солей образуют прибавлением части слова *гидро-* к названию средней соли: *гидрокарбонат* кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, *гидросульфид* натрия NaHS .

Если к кислой соли добавить дополнительную порцию щёлочи, образуется средняя соль:



Если к серной кислоте добавить избыток гидроксида калия, то сразу образуется средняя соль:

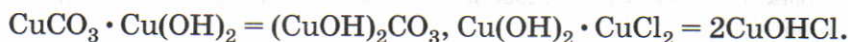


Помимо средних и кислых известны также *основные* соли, которые кроме атомов металла и кислотного остатка содержат гидроксогруппы. Пример основной соли — уже известный вам малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, формулу которого мы раньше записывали как $\text{Cu}_2\text{CO}_3\text{H}_2$. Основные соли получают при неполном замещении гидроксогрупп основания на кислотный остаток:



Названия основных солей содержат часть слова *гидроксо-*: *гидроксохлорид* меди(II) CuOHCl , *гидроксокарбонат* меди(II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

Чтобы не запутаться при составлении формул основных солей, на первых порах рекомендуем записывать их как формулы соединений средних солей с гидроксидами:

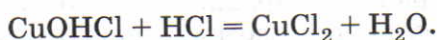




Аналогично и формулы кислых солей можно записывать как формулы соединений средних солей и кислот:

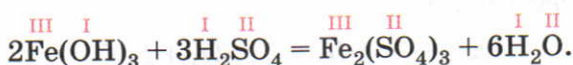


Основные соли реагируют с кислотами с образованием средних солей:



Кислые и основные соли можно рассматривать как продукты неполного замещения водорода кислоты на металл или гидроксогрупп основания на кислотный остаток (схема 6).

В реакцию нейтрализации вступают все без исключения кислоты и все основания — как растворимые, так и нерастворимые в воде. Прильём к бурому осадку гидроксида железа(III) (это вещество входит в состав ржавчины) раствор серной кислоты. Осадок растворяется, а раствор окрашивается в жёлтый цвет.



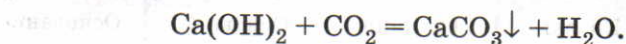
Обратите внимание, что валентность металла при этом не меняется, так как это реакция обмена. В нашем примере железо и в гидроксиде, и в соли является трёхвалентным.

Взаимодействие оксидов с кислотами и основаниями

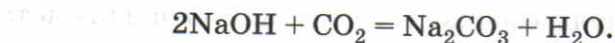
Кислотными или основными свойствами обладают не только сами кислоты или основания, но и соответствующие им оксиды. Так, в реакции с щелочами вступают не только кислоты, но и их кислотные оксиды (ангидриды кислот). В этих реакциях также образуются соль и вода.

Возьмите в рот длинную соломинку и аккуратно продувайте воздух через известковую воду. В выдыхаемом воздухе содержится 4—5% углекислого газа — оксида

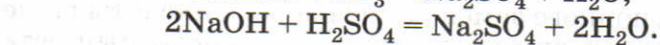
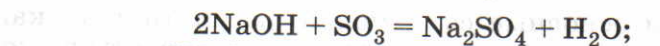
углерода(IV). О протекании реакции свидетельствует образование белого осадка карбоната кальция (мела) — известковая вода мутнеет:



По помутнению известковой воды судят о наличии углекислого газа. В воздухе всегда содержится немного углекислого газа, поэтому посуду с щелочами и их растворами необходимо тщательно закрывать, иначе они быстро превратятся в карбонаты:

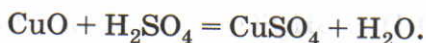


Аналогично с щелочами реагируют и другие кислотные оксиды. Чтобы правильно написать уравнение реакции, нужно вспомнить, какой кислоте соответствует данный оксид. Сравните уравнения реакций гидроксида натрия с серным ангидридом и серной кислотой:



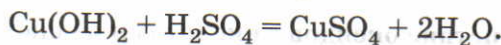
Они отличаются лишь количеством образующейся воды.

Основные оксиды, подобно основаниям, также вступают в реакции с кислотами, при этом образуется соль и вода. Возьмём чёрный порошок оксида меди(II) и обработаем его горячим раствором серной кислоты. Оксид меди(II) растворяется в кислоте, получается голубой раствор сульфата меди(II):

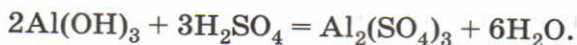
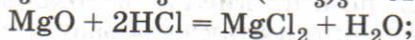
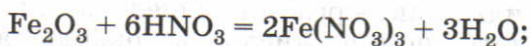


При медленном испарении воды из него выделяются крупные синие кристаллы медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Точно такие же продукты образуются и при нейтрализации гидроксида меди(II) серной кислотой:



Аналогично в реакции с кислотами вступают и другие основные оксиды и гидроксиды:



Во всех этих реакциях получаются соль и вода.

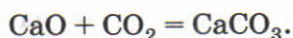
Лабораторный опыт 19. Взаимодействие основных оксидов с кислотами

В разные пробирки поместите оксид магния, оксид меди(II) и оксид кальция. Прилейте к ним соляную кислоту. Что вы наблюдаете? Повторите опыт, взяв вместо соляной кислоты азотную. Напишите уравнения реакций.

Взаимодействие оксидов между собой

Основные и кислотные оксиды при взаимодействии между собой образуют соли. Чтобы правильно написать уравнение реакции, нужно вспомнить, какой кислоте соответствует кислотный оксид.

Проведём опыт. В колбу с углекислым газом внесём порошок негашёной извести — оксида кальция. Происходит сильное разогревание — явный признак химической реакции. Известь при этом превращается в мел — карбонат кальция:



Углекислому газу соответствует угольная кислота, поэтому продуктом реакции и является карбонат.

Изученные в этом параграфе превращения веществ обобщены в таблице 14.

Взаимодействие веществ, обладающих основными и кислотными свойствами**Таблица 14**

Схема реакции	Уравнение реакции
Основание + кислота = = соль + вода	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Основный оксид + кислота = = соль + вода	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Щёлочь + кислотный оксид = = соль + вода	$\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
Основный оксид + кислотный оксид = соль	$\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$

Вопросы и задания

1. Что называют реакцией нейтрализации? Напишите два уравнения реакций нейтрализации.
2. Напишите уравнения реакций нейтрализации серной кислоты щёлочью и нерастворимым в воде основанием.

3. Напишите уравнения реакций нейтрализации раствора гидроксида бария (баритовой воды) соляной, серной, азотной и фосфорной кислотами. По таблице растворимости определите, в каких случаях выпадают осадки.
4. Сернистый газ (оксид серы(IV)), подобно углекислому газу, вызывает помутнение известковой воды. Какой кислоте он соответствует, или ангидридом какой кислоты он является? Напишите уравнение реакции. Какое вещество выпадет в осадок?
5. Какие оксиды при взаимодействии с соляной кислотой превращаются в следующие соли: CaCl_2 , HgCl_2 , FeCl_3 ? Напишите уравнения этих реакций.
6. Составьте формулы продуктов реакций, назовите их, расставьте коэффициенты:

а) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$;	б) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$;
$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \longrightarrow$;	$\text{SO}_3 + \text{KOH} \longrightarrow$;
$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_3 \longrightarrow$;	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$;
$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \longrightarrow$;	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow$;
$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$;	$\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$.
7. Даны следующие основания: гидроксид калия, гидроксид железа(II), гидроксид железа(III), гидроксид магния, гидроксид цинка. Напишите уравнения реакций нейтрализации этих веществ соляной кислотой.
8. Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли: K_2SO_4 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, ZnSO_4 , CaCl_2 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
9. Напишите уравнения реакций соляной кислоты с магнием, оксидом магния, гидроксидом магния. Укажите тип каждой реакции.
10. Составьте уравнения реакций получения нитрата меди(II), хлорида кальция и сульфата цинка при взаимодействии оксидов с кислотами.
11. Составьте уравнения реакций получения карбоната натрия, силиката калия, сульфита кальция при взаимодействии оксидов с щелочами.
- *12. При взаимодействии каких оксидов образуются карбонат натрия, силикат свинца(II), фосфат магния? Напишите уравнения реакций.
13. Напишите уравнения реакций обмена, используя следующие схемы:

а) $\dots + \text{HCl} \longrightarrow \text{AlCl}_3 + \dots$;
б) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \dots \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \dots$;
в) $\text{KOH} + \dots \longrightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 + \dots$;
г) $\dots + \dots \longrightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$;
д) $\text{NaOH} + \dots \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \dots$;
е) $\text{MgO} + \dots \longrightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \dots$;
ж) $\text{CO}_2 + \dots \longrightarrow \text{CaCO}_3 + \dots$;
з) $\text{SO}_2 + \dots \longrightarrow \text{BaSO}_3 + \dots$.

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Из заготовленных ранее бумажных пластинок составьте формулы кислых и основных солей (рис. 78). Пользуясь сделанными ранее моделями кислот, оснований, солей и воды, составьте несколько уравнений реакций нейтрализации, как это показано на рисунке 79.

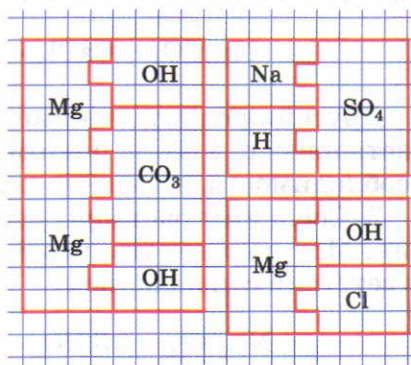


Рис. 78. Бумажные модели кислых и основных солей

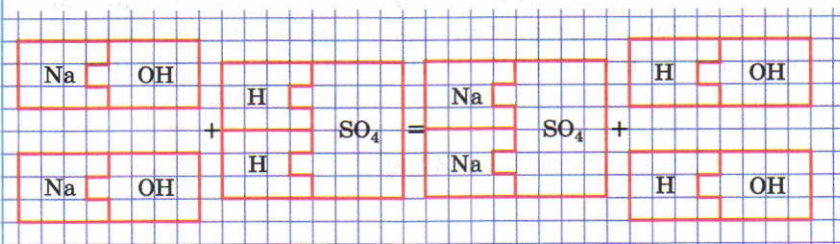


Рис. 79. Составление уравнения реакции нейтрализации из бумажных моделей

§ 37 Реакции обмена в водных растворах

Условия протекания реакций обмена в водных растворах

Выясним, при каких условиях взаимодействуют между собой соли, кислоты, щёлочи. Для этого проведём несколько опытов.

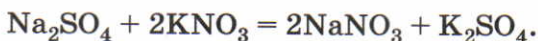
1. К раствору хлорида кальция прильём раствор карбоната натрия (кальцинированной соды). О протекании

реакции свидетельствует помутнение раствора — это выпал белый осадок карбоната кальция (мела):



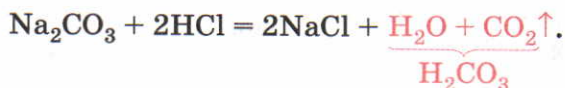
Другой продукт реакции — хлорид натрия — хорошо растворим в воде и поэтому остаётся в растворе. При необходимости его можно получить выпариванием.

2. Соединим растворы сульфата натрия и нитрата калия. Можно ожидать, что будет протекать реакция в соответствии с уравнением:

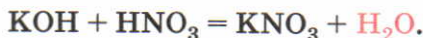


Однако никаких изменений в растворе не происходит. В таком случае говорят, что реакция не протекает. Все четыре соли хорошо растворимы в воде.

3. Прильём к раствору кальцинированной соды соляную кислоту. Выделяется газ — это образовавшаяся в результате реакции обмена неустойчивая угольная кислота распадается на углекислый газ и воду:



4. К раствору щёлочи, подкрашенному несколькими каплями фенолфталеина, добавим азотную кислоту. Малиновая окраска раствора исчезает, что свидетельствует о протекании реакции:



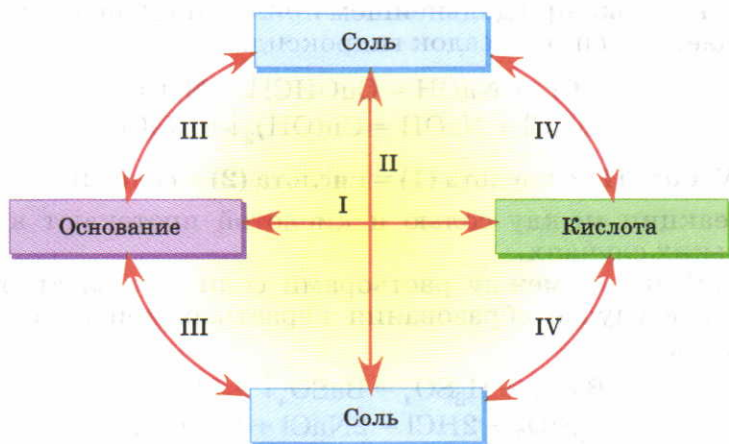
Как вы знаете, в результате взаимодействия оснований с кислотами образуются два продукта: соль и вода.

На основании приведённых реакций можно сформулировать необходимые условия для протекания реакций обмена в водных растворах. *Реакция обмена протекает, если один из продуктов реакции — газ, осадок или вода.*

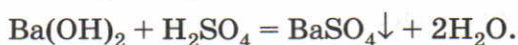
Реакции между кислотами, основаниями и солями

Рассмотрим реакции между кислотами, основаниями и солями, воспользовавшись схемой 7.

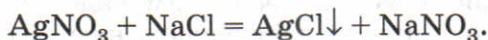
Реакции кислот, солей и оснований

**I. Основание + кислота = соль + вода**

Это реакция нейтрализации; в растворе она протекает всегда, так как продуктом реакции наряду с солью является вода. В ряде случаев она может сопровождаться образованием осадка соли:

**II. Соль (1) + соль (2) = соль (3) + соль (4)**

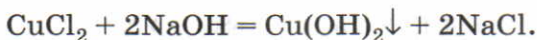
Взаимодействие двух солей возможно только в том случае, если обе исходные соли растворимы в воде и хотя бы один из продуктов реакции выпадает в осадок:



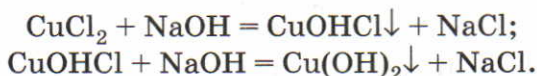
Нерастворимые соли с другими солями обычно в реакции не вступают:

**III. Соль (1) + основание (1) = основание (2) + соль (2)**

В реакции с солями (соль должна быть растворима в воде!) вступают лишь щёлочи. Таким способом из солей получают нерастворимые в воде основания. Прильём к раствору хлорида меди(II) раствор гидроксида натрия. Выпадает синий осадок гидроксида меди(II):



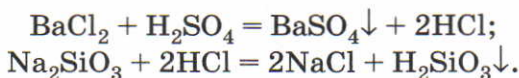
Если щёлочь прибавлять по каплям, можно заметить, что первоначально образуется голубой осадок основной соли, который при дальнейшем приливании щёлочи превращается в синий осадок гидроксида:



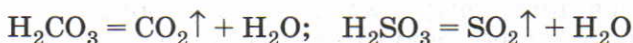
IV. Соль (1) + кислота (1) = кислота (2) + соль (2)

Реакции между солью и кислотой протекают в нескольких случаях.

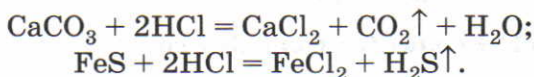
А. Реакция между растворами соли и кислоты возможна в случае образования нерастворимой соли или кислоты:



Б. Иногда образующаяся кислота разлагается с выделением газа:

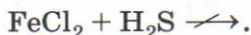


или сама выделяется в виде газа, например H_2S . В таких случаях реакция протекает, даже если исходная соль нерастворима в воде:

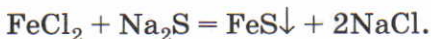


Следует помнить, что многие нерастворимые соли (карбонаты, сульфиты, сульфиды) в кислотной среде выделить нельзя. Поэтому, если вам надо получить одну соль из другой, лучше действовать на неё растворимой солью, а не кислотой.

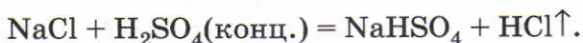
Например, нужно из хлорида железа(II) получить сульфид железа(II). Реакция хлорида железа(II) с сероводородной кислотой не протекает, так как возможные продукты — сульфид железа(II) FeS и соляная кислота HCl реагируют между собой. Таким образом, можно написать:



Для получения заданного вещества необходимо использовать соль — сульфид натрия:



При взаимодействии твёрдых солей с концентрированными нелетучими кислотами — серной и фосфорной — образуются летучие кислоты (HCl , HNO_3), которые выделяются в виде газа. В этом легко убедиться на опыте. Обольём кусочки твёрдой поваренной соли концентрированной серной кислотой. Начинается бурная реакция, сопровождающаяся выделением газообразного хлороводорода, который окрашивает влажную лакмусовую бумажку в красный цвет. Так как для проведения этой реакции серную кислоту берут в избытке, образуется кислая соль — гидросульфат натрия:



Лабораторный опыт 20. Реакции обмена в водных растворах

1. Смешайте равные объёмы растворов карбоната натрия и хлорида кальция. Что вы наблюдаете? Замените карбонат натрия на сульфат натрия, нитрат калия. Запишите наблюдения в тетрадь. Составьте уравнения тех реакций, которые протекают.
2. Прилейте к раствору карбоната натрия соляную кислоту. Прделайте аналогичный опыт с серной кислотой. Что вы наблюдаете? Напишите уравнения реакций.
3. Получите гидроксид меди(II), добавив щёлочь к раствору медного купороса. Какой цвет имеет осадок гидроксида меди(II)? Прилейте к нему азотную кислоту. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций.

Сформулируйте условия, при которых протекают реакции обмена в водных растворах.

Вопросы и задания

1. Сформулируйте условия, при которых протекают реакции обмена в водных растворах. Приведите примеры реакций.
2. Какое вещество выпадет в осадок, если смешать растворы нитрата кальция и серной кислоты? Напишите уравнение реакции. Можно ли ожидать выпадение осадка, если вместо серной кислоты взять соляную; угольную?
3. Составьте уравнение реакции получения углекислого газа из мрамора (карбоната кальция).
4. Как получить из хлорида бария: а) карбонат бария; б) хлорид серебра? Напишите уравнения реакций.
5. При сливании каких растворов образуются осадки гидроксида меди(II), сульфата свинца(II), карбоната кальция? Напишите уравнения реакций.

6. Безводную азотную кислоту в лаборатории получают, действуя на калийную селитру (нитрат калия) концентрированной серной кислотой. Напишите уравнение реакции.
7. Даны следующие вещества: оксид магния, хлорид калия, железо, нитрат свинца(II), сульфат меди(II), серная кислота, гидроксид железа(III), оксид углерода(IV). С какими из них реагирует: а) соляная кислота; б) гидроксид калия; в) нитрат серебра; г) нитрат бария? Напишите уравнения реакций.
8. Допишите уравнения реакций. В каждом отдельном случае укажите, по какой причине протекает реакция обмена:
- а) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$; б) $\text{CO}_2 + \text{KOH} \longrightarrow$;
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow$; $\text{K}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \longrightarrow$;
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \longrightarrow$; $\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \longrightarrow$;
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$; $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$;
 $\text{CaO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$; $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$.
- *9. Даны следующие вещества: гидроксид кальция, соляная кислота, оксид серы(VI), вода, оксид меди(II). Какие из них будут реагировать между собой? Напишите уравнения реакций.

В СВОБОДНОЕ ВРЕМЯ

Возьмите два сырых яйца. Одно оставьте для сравнения, а второе опустите в банку с разбавленной в два раза уксусной эссенцией (рис. 80). Что происходит? Дайте объяснение наблюдаемому явлению, зная, что скорлупа состоит главным образом из карбоната кальция. Когда скорлупа полностью растворится, осторожно слейте жидкость из банки и заполните её чистой водой. Обратите внимание на то, что через некоторое время яйцо увеличится в размерах. Затем аккуратно замените воду на концентрированный раствор сахара. Что происходит с яйцом? Объясните наблюдаемые явления.

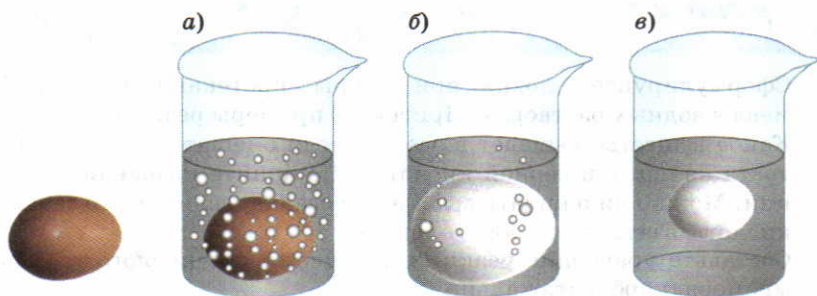


Рис. 80. Опыт с яйцом: а — скорлупа растворяется в уксусной кислоте; б — после того как скорлупа растворилась, яйцо увеличивается в размерах; в — в концентрированном растворе сахара яйцо сжимается и всплывает

§ 38

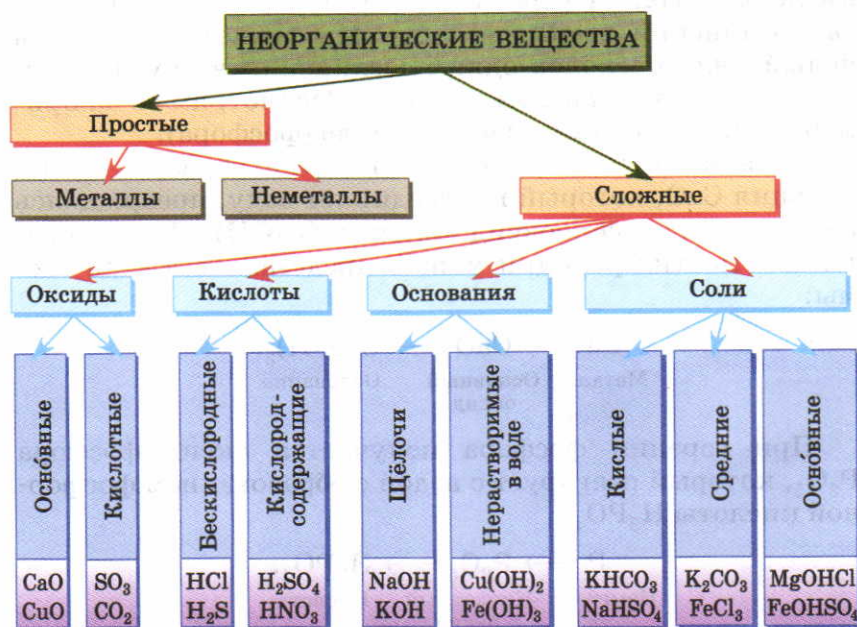
Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ

На основании некоторых общих признаков все вещества делят на отдельные группы — классы (схема 8). Зная, к какому классу относится данное вещество, можно заранее предсказать его свойства и некоторые области применения.

Простые вещества, как вы помните, подразделяют на металлы и неметаллы. При комнатной температуре (20°C) все металлы, за исключением ртути, — твёрдые вещества. Они хорошо проводят тепло и электрический ток, имеют характерный металлический блеск. Большинство металлов вытесняют водород из кислот, а наиболее активные — и из воды.

Схема 8

Классификация неорганических веществ



Среди неметаллов есть газы, жидкости и твёрдые вещества. Большинство неметаллов не имеют металлического блеска, не проводят тепло и электрический ток.

Некоторые простые вещества по внешнему виду напоминают металлы (например, имеют металлический блеск), а по некоторым свойствам (хрупкость, плохая теплопроводность) — неметаллы. Их иногда называют *металлоидами*. Часто они являются полупроводниками. К числу металлоидов относят галлий, германий, мышьяк, сурьму, селен, теллур.

Сложные неорганические вещества подразделяют на оксиды, кислоты, основания и соли.

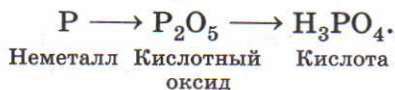
Помимо оксидов в отдельные классы выделяют *гидриды* — соединения химических элементов с водородом (NaN , CaH_2), *карбиды* — соединения с углеродом (Al_4C_3), *силициды* — с кремнием (Mg_2Si), *нитриды* — с азотом (AlN). Отдельно от оксидов рассматривают *пероксиды* — «соли» пероксида водорода H_2O_2 , например пероксиды натрия Na_2O_2 , бария BaO_2 .

В результате химических превращений вещества одного класса превращаются в вещества другого: из простого вещества образуется оксид, из оксида — кислота, из кислоты — соль. Иными словами, изученные вами классы соединений взаимосвязаны. Мы можем установить целый ряд переходов одних соединений в другие, т. е. *генетическую связь* между ними. Рассмотрим её на примере металла (кальция) и неметалла (фосфора).

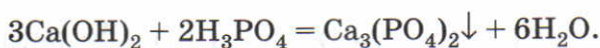
Кальций при сгорании на воздухе образует оксид кальция CaO , который присоединяет воду, превращаясь в основание — гидроксид кальция Ca(OH)_2 . Последовательность этих реакций можно представить в виде схемы:



При горении фосфора получается оксид фосфора P_2O_5 , который реагирует с водой с образованием фосфорной кислоты H_3PO_4 :



При взаимодействии кислоты и основания образуется соль:

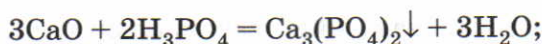


Соль также может быть получена при взаимодействии:

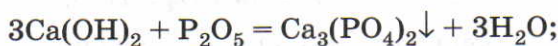
- металла с кислотой



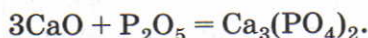
- основного оксида с кислотой



- щёлочи с кислотным оксидом

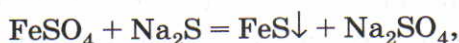


- основного оксида с кислотным оксидом

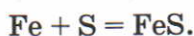


Все эти превращения представлены в общем виде на схеме 9.

Соли бескислородных кислот могут быть получены как реакцией обмена:



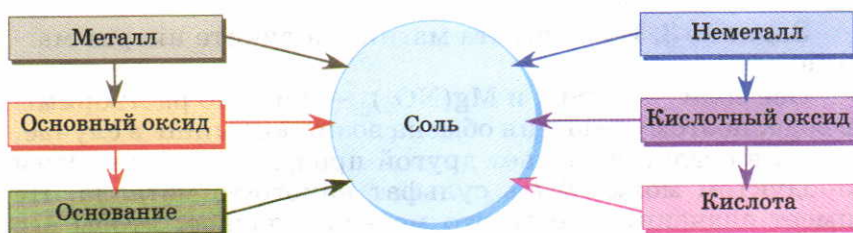
так и из простых веществ — металла и неметалла:



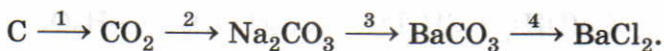
Знание генетической связи между различными классами неорганических веществ позволяет подбирать удобные и экономичные методы синтеза веществ из доступных реагентов. Приведём примеры.

Схема 9

Генетическая связь между различными классами неорганических веществ

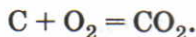


Задание 1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:

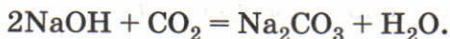


В этой цепочке каждая стрелочка означает отдельную стадию превращения, химическую реакцию.

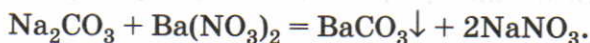
1. Для получения оксида углерода(IV) уголь (углерод) сжигают:



2. Затем образовавшийся углекислый газ поглощают щёлочью:



3. На следующей стадии из карбоната натрия (растворим в воде) необходимо получить нерастворимую соль — карбонат бария. Для этого достаточно добавить к нему раствор любого растворимого соединения бария — соли или гидроксида, например:

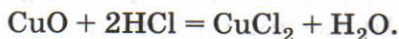


4. Чтобы выпавший осадок карбоната бария перевести в хлорид, на него действуют соляной кислотой:

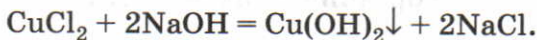


Задание 2. Из оксида меди(II) получите гидроксид меди(II).

Оксид меди(II) CuO — это основной оксид, но с водой он не взаимодействует. Из него можно получить соль, подействовав кислотой, например соляной:



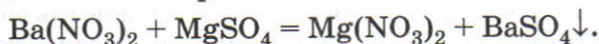
Гидроксид меди(II) — нерастворимое в воде основание, следовательно, его можно получить реакцией обмена между растворами соли и щёлочи:



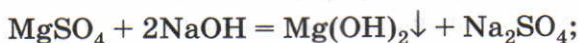
Задание 3. Из сульфата магния получите нитрат магния.

Обе соли — MgSO_4 и $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — хорошо растворимы в воде, поэтому реакция обмена возможна лишь в случае, когда в осадок выпадает другой продукт реакции. Этим продуктом может быть сульфат какого-то металла. Не имеет значения, какой это металл, главное, чтобы его

сульфат был нерастворим, а нитрат растворим. Этим требованиям отвечает барий:

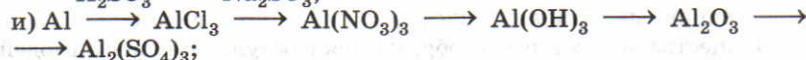
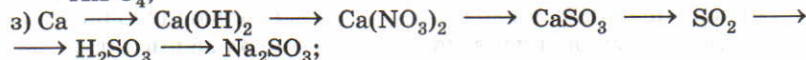
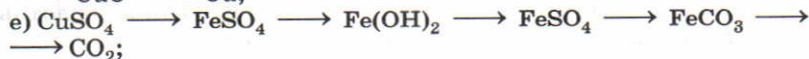
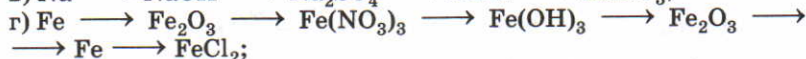
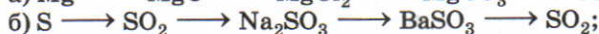
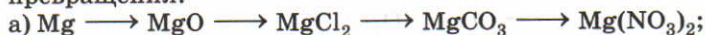


Бывают случаи, когда невозможно осуществить подобное превращение в одну стадию. Тогда последовательно проводят две реакции: сначала получают из соли нерастворимый гидроксид, а затем нейтрализуют его кислотой:



Вопросы и задания

1. Перечислите важнейшие классы неорганических соединений. Дайте определение каждого класса.
2. Какие оксиды называют основными; кислотными? С какими веществами они реагируют?
3. Какие свойства являются общими: а) для всех оснований; б) для щелочей; в) для нерастворимых оснований?
4. Неизвестный оксид растворяется в воде с образованием раствора, окрашивающего лакмус в красный цвет. Какой вывод можно сделать о характере свойств этого оксида? Будет ли он реагировать с соляной кислотой, гидроксидом натрия, хлоридом натрия, оксидом кальция? Ответ обоснуйте.
5. Рассмотрите генетическую связь между классами неорганических веществ на примере магния и углерода. Напишите уравнения реакций.
6. Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:



7. Сколько реакций необходимо провести, чтобы из меди получить сульфат меди(II)? Напишите уравнения этих реакций.
8. Получите карбонат кальция четырьмя различными способами.
9. Расположите предложенные вещества в порядке, характеризующем генетическую связь классов веществ, составьте уравнения реакций:
 - а) оксид фосфора(V), фосфат калия, фосфор, фосфорная кислота;
 - б) гидроксид бария, оксид бария, карбонат бария, барий;
 - в) оксид меди(II), гидроксид меди(II), медь, сульфат меди(II).
10. Как получить хлорид кальция из нитрата кальция, используя карбонат калия и соляную кислоту? Напишите уравнения реакций.
11. Предложите три способа получения углекислого газа.
12. При действии серной кислоты на пероксид бария образуется пероксид водорода. Напишите уравнение реакции.
13. Как: а) из хлорида натрия получить сульфат натрия; б) из сульфата железа(III) получить оксид железа(III)? Напишите уравнения реакций.
14. Как из оксида железа(III) в две стадии получить гидроксид железа(III)? Напишите уравнения реакций.
15. Напишите уравнения реакций получения: а) хлорида меди(II) из нитрата меди(II); б) карбоната бария из карбоната кальция.
16. Даны следующие соли: нитрат серебра, карбонат магния, сульфид железа(II), сульфит калия, нитрат свинца(II). Какие из них будут реагировать с соляной кислотой с образованием: а) осадка; б) газа? Напишите уравнения реакций.
17. Определите недостающие звенья цепочек, характеризующих генетическую связь веществ:
 - а) $S \longrightarrow ? \longrightarrow H_2SO_3 \longrightarrow CaSO_3$;
 - б) $Fe \longrightarrow Fe_2O_3 \longrightarrow ? \longrightarrow Fe(OH)_3$;
 - в) $Ca \longrightarrow ? \longrightarrow ? \longrightarrow Ca(NO_3)_2$;
 - г) $SO_3 \xrightarrow{+H_2O} ? \xrightarrow{+Mg} ? \xrightarrow{+NaOH} ?$;
 - д) $Mg(OH)_2 \xrightarrow{t} ? \xrightarrow{+HCl} ? \xrightarrow{+KOH} ? \xrightarrow{+H_2SO_4} ?$
- *18. Ниже приведены пары веществ:

а) оксид металла и водород; простое вещество и кислород; активный металл и кислота;	в) основание и кислота; основной и кислотный оксиды; кислотный оксид и щёлочь;
б) основной оксид и вода; кислотный оксид и вода; основной оксид и кислота;	г) соль и щёлочь; соль и кислота; соль и соль.

Вещества каких классов образуются в результате их взаимодействия?

Приведите конкретные примеры.

Самое важное в главе 5

Сложные вещества разделяют на четыре важнейших класса — оксиды, основания, кислоты, соли.

Оксиды — сложные вещества, состоящие только из двух химических элементов, один из которых кислород. Большинство оксидов реагируют либо с кислотами, либо с щелочами с образованием соли и воды. Оксиды, реагирующие с щелочами, называют кислотными оксидами (ангидридами кислот). Любому кислотному оксиду соответствует кислота, которую в большинстве случаев можно получить взаимодействием оксида с водой. Оксиды, реагирующие с кислотами, называют основными, так как каждому такому оксиду соответствует основание. Оксиды наиболее активных металлов реагируют с водой с образованием щелочей.

Основания состоят из атомов металла, соединённых с гидроксогруппами. Число гидроксогрупп в составе основания равно валентности металла. Растворимые основания называют щелочами. Их растворы едки и мылки на ощупь, они изменяют окраску индикаторов. Щёлочи можно получить при взаимодействии активного металла или его оксида с водой. Все основания вступают в реакцию с кислотами (реакция нейтрализации), а щёлочи ещё и с кислотными оксидами, а в случае выпадения осадка — и с растворами солей.

Кислоты состоят из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков. Кислоты имеют кислый вкус, изменяют окраску индикаторов, реагируют с активными металлами, основными оксидами и основаниями. Все эти реакции приводят к образованию солей. В определённых случаях кислоты реагируют с солями.

Соли состоят из атомов металла и кислотных остатков, их можно рассматривать как продукт замещения водорода кислоты на металл или гидроксогрупп основания на кислотный остаток. Соли вступают в реакции замещения: более активный металл вытесняет менее активные из растворов солей. Наиболее важное свойство солей — их способность вступать в реакции обмена с другими солями, растворами кислот и щелочей. Реакции обмена протекают, если в результате образуется осадок, газ или вода.

Вещества различных классов генетически взаимосвязаны.

ГЛАВА 6

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

§ 39 Первые попытки классификации химических элементов

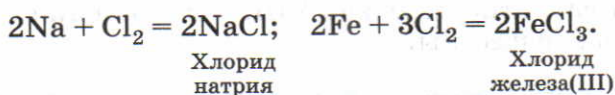
По мере того как число химических элементов, известных науке, постепенно возрастало, учёные стали предпринимать попытки выделить из их числа естественные семейства элементов со сходными свойствами. Калий, например, по многим свойствам напоминает натрий. Оба простых вещества — это легкоплавкие серебристо-белые металлы, настолько мягкие, что их можно резать ножом. Они обладают высокой химической активностью — окисляются кислородом воздуха, энергично реагируют с другими неметаллами — хлором, серой, а также с водой и кислотами (часто со взрывом). В соединениях калий и натрий одновалентны. Их оксиды основные, при взаимодействии с водой они образуют щёлочи — гидроксиды натрия и калия. Литий Li, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr по свойствам сходны с натрием и калием. Все эти металлы называли *щелочными*, так как им соответствуют щёлочи состава RON , где R — любой из щелочных металлов.

Щелочные металлы проявляют наиболее ярко выраженные металлические свойства: они гораздо легче, чем другие металлы (железо, медь, алюминий), вступают в реакции с кислородом, водой и кислотами. Из-за высокой химической активности их хранят под слоем керосина.

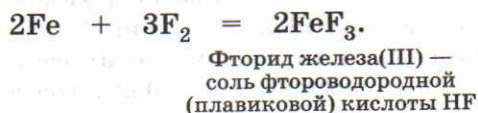
Кальций Ca, стронций Sr и барий Ba во многом сходны с щелочными металлами, однако в соединениях двух-

валентны. Они получили название *щёлочноземельных* металлов, так как их оксиды раньше называли землями.

Среди неметаллов также есть группы элементов, сходных по свойствам. Хлор при взаимодействии с металлами даёт соли соляной кислоты — хлориды, например:



Подобно хлору с металлами реагируют фтор, бром и йод. При этом также получаются соли, например:



Эти простые вещества, как и образующие их химические элементы, называют *галогенами*, что в переводе с греческого языка означает «рождающие соли». Молекулы галогенов двухатомны. Галогены — это наиболее активные неметаллы. Они легко вступают в реакции с металлами и щелочами, но не реагируют с кислородом. В соединениях с водородом и металлами галогены одновалентны, а в кислородных соединениях (их получают косвенным путём) проявляют переменную валентность от I до VII. Оксид, в котором химический элемент проявляет высшую валентность, называют высшим. Высшие оксиды галогенов имеют состав R_2O_7 , где R — любой из галогенов, кроме фтора.

Химические элементы селен и теллур во многом напоминают серу. В природе они часто встречаются в виде соединений с медью. С этим связано их историческое название — *халькогены*, т. е. «рождающие медь». Простые вещества халькогены — неметаллы. Они реагируют с металлами с образованием солей, например:



В соединениях с водородом и металлами эти химические элементы двухвалентны, а в кислородных соединениях могут быть четырёх- и шестивалентны. Общая формула высших оксидов халькогенов — RO_3 .

Ещё с одним семейством химических элементов — *благородными*, или *инертными*, *газами* вы уже знакомы. Эти газы (гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn) в небольшом количестве содержатся в воздухе. Они состоят из одноатомных молекул. До

недавнего времени считалось, что инертные газы вообще не образуют химических соединений, об этом говорит и их название. Однако за последние несколько десятков лет учёным удалось получить много соединений криптона, ксенона и радона. В кислородных соединениях их высшая валентность равна VIII, а соединения с водородом пока неизвестны.

Вопросы и задания

1. Назовите известные вам семейства химических элементов и кратко охарактеризуйте одно из них.
2. Из приведённого перечня химических элементов выпишите отдельно: а) щелочные металлы; б) щёлочноземельные металлы; в) галогены; г) благородные газы.
Br, Na, Al, Ca, S, Xe, K, Cl, I, Li, Ba, Ne, Be, Rb, Sr, F, Fe, He, H.
3. Обозначив химический элемент символом R, напишите в общем виде формулы водородных соединений: а) галогенов; б) халькогенов.
4. Напишите в общем виде формулы оксидов и гидроксидов металлов: а) щелочных; б) щёлочноземельных. Составьте уравнения реакций оксидов с водой.
5. В каком из оксидов щелочных металлов массовая доля кислорода наибольшая? Относительные атомные массы щелочных металлов указаны в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (см. первый форзац). Постарайтесь ответить на вопрос, не проводя расчётов.
6. Заполните таблицу 15.

**Семейства химических элементов
со сходными свойствами**

Таблица 15

Название семейства	Химические элементы	Формула высшего оксида	Формула водородного соединения
Щелочные металлы	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	R_2O	RH
Щёлочноземельные металлы			
Халькогены			
Галогены			
Благородные газы		RO_4^*	Не образуют

* Известен только для ксенона.

§ 40

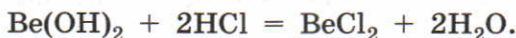
Амфотерные оксиды и гидроксиды

Вы, наверное, уже обратили внимание, что наиболее типичным металлам соответствуют основные оксиды и растворимые основания (щёлочи), а неметаллам — кислотные оксиды и кислоты. Например, щелочному металлу натрию отвечает основной оксид Na_2O и щёлочь NaOH , а неметаллу углероду — кислотный оксид CO_2 и угольная кислота H_2CO_3 . Кислородсодержащие кислоты и некоторые основания образуются при взаимодействии оксидов с водой, поэтому их называют общим словом «гидроксиды», т. е. «гидратированные оксиды».

Мы различаем их по форме записи: формула кислоты начинается с символа водорода, а в формуле основания указаны OH -группы. Например, формулу угольной кислоты H_2CO_3 можно было бы написать как CO_3H_2 или как $\text{CO}(\text{OH})_2$. В последнем случае её легко спутать с основанием. Такая форма записи состава кислот не принята. Аналогично и формулу гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ неправильно записывать в виде H_2CaO_2 — соединение, в формуле которого на первом месте стоит символ водорода, мы воспринимаем как кислоту.

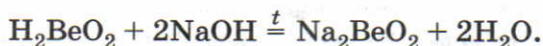
Существуют гидроксиды, которые в зависимости от условий ведут себя либо как кислоты, либо как основания. Их называют *амфотерными*. К числу амфотерных относят гидроксиды бериллия, алюминия, хрома и цинка. Формулу гидроксида бериллия записывают либо как $\text{Be}(\text{OH})_2$ (основание), либо как H_2BeO_2 (кислота) в зависимости от того, с каким веществом он взаимодействует.

Подобно основаниям, амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды:



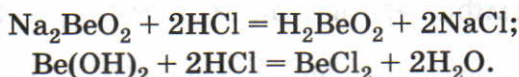
Хлорид
бериллия

Вступают они и в реакции с щелочами, проявляя при этом свойства кислот. При взаимодействии с расплавом щёлочи водород в гидроксиде бериллия замещается на металл, образуется соль Na_2BeO_2 :



Бериллат
натрия

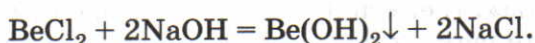
При действии кислот бериллаты разрушаются:



Этот процесс суммарно можно представить в таком виде:



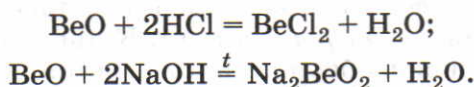
Амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде, их получают при постепенном добавлении щёлочи к раствору соли:



Приливать щёлочь нужно по каплям, так как в её избытке осадок растворяется.

Подобно нерастворимым в воде основаниям, амфотерные гидроксиды не изменяют окраску индикаторов, а при нагревании разлагаются на оксид и воду.

Амфотерным гидроксидам соответствуют амфотерные оксиды. Они также проявляют свойства и кислотных, и основных оксидов, реагируя как с кислотами, так и с расплавленными щелочами:



Бериллат
натрия

Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой.

О том, как протекают реакции амфотерных оксидов и гидроксидов с растворами щелочей, вы узнаете в 10 классе.

Лабораторный опыт 21. Получение гидроксида цинка и изучение его свойств

Налейте в пробирку 2—3 мл раствора хлорида цинка и по каплям добавляйте к нему раствор гидроксида натрия до выпадения белого осадка. Взболтайте раствор с осадком и разделите его на две части, т. е. в 2 пробирки. В одну пробирку прилейте соляную кислоту, а в другую — раствор гидроксида натрия. Что вы наблюдаете? Запишите уравнения реакций и наблюдения в тетрадь. Какими свойствами обладает гидроксид цинка?

Вопросы и задания

1. Дайте определения понятий «оксид», «гидроксид», «кислота», «основание».
2. Какие оксиды и гидроксиды называют амфотерными? Приведите примеры.
3. Напишите уравнение реакции оксида бериллия с расплавом гидроксида калия.
4. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотными, так и с основными оксидами. Напишите уравнения реакций оксида цинка с оксидом серы(VI) и оксидом кальция.
5. Гидроксид цинка ($\text{Zn}(\text{OH})_2$ или H_2ZnO_2) вступает в реакции аналогично гидроксиду бериллия. Что наблюдается при действии на него серной кислоты и гидроксида калия? Напишите уравнения реакций.
6. Как получить гидроксид цинка исходя из оксида цинка? Напишите уравнения реакций.
7. Какие из нижеперечисленных оксидов реагируют с водой, соляной кислотой, гидроксидом натрия? Напишите уравнения реакций. CuO , BeO , BaO , CO_2 , SO_3 , ZnO , Na_2O .
- *8. При сильном нагревании гидроксокарбонат бериллия разлагается, образуя три оксида. Напишите уравнение реакции.
9. Напишите уравнения реакций, характеризующие следующие превращения:
 а) $\text{ZnO} \longrightarrow \text{ZnSO}_4 \longrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \longrightarrow \text{ZnCl}_2$;
 б) $\text{Zn} \longrightarrow \text{ZnO} \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{ZnCO}_3 \longrightarrow \text{ZnCl}_2$;
 в) $\text{Be} \longrightarrow \text{BeO} \longrightarrow \text{BeSO}_4 \longrightarrow ? \longrightarrow \text{Na}_2\text{BeO}_2 \longrightarrow \text{Be}(\text{NO}_3)_2$.

§ 41

Периодический закон. Периоды

К середине XIX в. было известно около 60 химических элементов. Учёные разных стран пытались их классифицировать. Так, элементы со сходными свойствами были объединены в естественные семейства, уже знакомые вам: щелочные и щёлочноземельные металлы, галогены. Построить единую классификацию химических элементов впервые удалось профессору Петербургского университета Д. И. Менделееву. Расположив символы всех известных в то время 63 химических элементов в ряд в порядке возрастания их относительной атомной массы, он заметил, что элементы со сходными свойствами (например, щелочные металлы) не следуют непосред-

ственно друг за другом, а периодически (регулярно) повторяются. Оказалось, что так же закономерно, через определённый интервал повторяется «химический характер» элементов.

Следуя за Д. И. Менделеевым, запишем символы химических элементов в порядке возрастания относительных атомных масс. Первый ряд начинается элемент с наименьшей массой — водород. За ним следует инертный газ гелий ($A_r = 4$), который в то время был неизвестен:

Н 1	He 4 благородный газ
--------	-------------------------------

Второй ряд начинается щелочным металлом литием Li, а заканчивается галогеном фтором F и благородным газом неоном Ne:

Li 7 щелочной металл	Be 9	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19 галоген	Ne 20 благородный газ
-------------------------------	---------	---------	---------	---------	---------	--------------------	--------------------------------

Следующие химические элементы образуют ряд, весьма похожий на только что рассмотренный:

Na 23 щелочной металл	Mg 24	Al 27	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5 галоген	Ar 40 благородный газ
--------------------------------	----------	----------	----------	---------	---------	-----------------------	--------------------------------

В начале ряда — химический элемент натрий Na, являющийся, как и литий, щелочным металлом, а в конце — галоген хлор Cl и благородный газ аргон Ar. Последовательность первых 36 химических элементов представлена в таблице 16.

Пронумеруем все элементы по порядку, присвоив каждому из них *порядковый номер*. Позднее вы узнаете, какой физический смысл он имеет.

Разобьём ряд на четыре промежутка, в пределах которых происходит переход от элементов-металлов к элементам-неметаллам, и назовём их периодами. В пределах каждого периода высшая валентность элементов по-

следовательно возрастает. Свойства высших оксидов также изменяются закономерно: от основных через амфотерные к кислотным.

Анализируя последовательность элементов, Д. И. Менделеев обнаружил, что зависимость свойств элементов и их соединений от атомной массы является периодической. В 1869 г. он сформулировал **Периодический закон**:

свойства химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

Первоначальная формулировка Д. И. Менделеева была несколько иной: «Свойства простых тел, а также форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости или, выражаясь алгебраически, образуют периодическую функцию от величины атомных весов элементов». В то время вместо «вещество» говорили «тело», а атомную массу называли атомным весом, ещё не были известны благородные газы и некоторые другие элементы.

Ряд химических элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, начинающийся с водорода или щелочного металла и заканчивающийся благородным газом, называют *периодом*. Свойства элементов, а также образованных ими простых веществ и соединений при движении по периоду постепенно изменяются.

Первый период содержит лишь два элемента, второй и третий — по восемь. Эти периоды называют *малыми*. В них при переходе от водорода или щелочного металла к благородному газу высшая валентность элементов постепенно возрастает от I (у водорода и щелочных металлов) до VII (у галогенов). Если бы удалось получить соединения инертных газов неона и аргона, то их максимальная валентность была бы равна VIII.

В отличие от первых трёх периодов, четвёртый и последующие (пятый, шестой, седьмой) содержат по 18 и более элементов, их называют *большими*.

Четвёртый период начинается с щелочного металла калия, за ним идёт щёлочноземельный металл кальций. Следующие 10 элементов (Sc — Zn) также являются ме-

Последовательность химических элементов, расположенных в порядке увеличения относительной атомной массы

Химический элемент	H	He	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Относительная атомная масса	1	4	7	9	11	12	14	16	19	20	23	24	27	28	31	32	35,5
Порядковый номер	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
Высшая валентность	I		I	II	III	IV	IV				I	II	III	IV	V	VI	VI
Характер свойств простого вещества	Н*	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	М	М	Н	Н	Н	Н
Характер свойств высшего оксида			О	А	К	К	К				О	О	А	К	К	К	К
Период	Первый		Второй								Третий						

Н* — неметалл, М — металл, О — основной

таллами, за ними расположен ещё один металл — галлий, а далее германий, обладающий полупроводниковыми свойствами, и мышьяк, проявляющий неметаллические свойства. Заканчивают четвёртый период типичные неметаллы — галоген бром и благородный газ криптон. При движении по четвёртому периоду также наблюдается переход от элементов-металлов к элементам-неметаллам. И в этом случае высшая валентность элементов постепенно возрастает, но в отличие от малых периодов это повторяется дважды.

Ход изменения валентности в четвёртом периоде оказывается нарушенным в трёх местах. Максимальная валентность железа, кобальта и никеля, а также криптона может достигать VIII, однако достоверных данных о существовании таких веществ получить пока не удалось. В то же время высшая валентность меди должна быть

Таблица 16

K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
39	40	45	48	51	52	55	56	59	59	64	65	70	73	75	79	80	84
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII(?)			?	II	III	IV	V	VI	VII	?
М	М	М	М	М	М	М	М	М	М	М	М	М	Н	Н	Н	Н	Н
О	О	А	К	К	К	К	?			?	А	А	К	К	К	К	?
Четвёртый																	

— амфотерный, К — кислотный, ? — нет достоверных сведений

равна I, но это противоречит действительности — медь в соединениях обычно двухвалентна. Объяснение этому факту будет дано в курсе химии 10 класса.

Если вы были внимательны, то заметили, что, располагая элементы в ряд, мы один раз пренебрегли принципом возрастания относительной атомной массы: благородный газ аргон ($A_r = 40$) расположен раньше щелочного металла калия ($A_r = 39$). В противном случае был бы нарушен принцип периодичности: ведь благородный газ всегда предшествует щелочному металлу. Как объяснить это отступление от правила? Всё дело в том, что в основе периодичности лежит изменение не атомной массы химических элементов, а другой, принципиально более важной их характеристики. Д. И. Менделеев не знал ещё о её существовании. Эта характеристика — заряд ядра — рассматривается в следующей главе учебника.

Вопросы и задания

1. Сформулируйте Периодический закон.
2. Какие ряды химических элементов называют периодами?
3. Какие свойства элементов и их соединений изменяются периодически?
4. В какой части каждого периода расположены элементы, относящиеся к семействам: а) щелочных металлов; б) галогенов; в) инертных газов? Приведите примеры.
5. Для каких химических элементов наиболее характерны: а) металлические; б) неметаллические свойства? Приведите примеры.
6. Как изменяются металлические свойства простых веществ в периоде?
7. Составьте формулы высших оксидов химических элементов второго периода и обозначьте характер их свойств (основный, амфотерный, кислотный). Проиллюстрируйте уравнениями реакций свойства оксидов лития, бериллия и углерода(IV). Какими свойствами обладают отвечающие им гидроксиды?
8. Высшие оксиды и гидроксиды каких химических элементов третьего периода являются: а) основными; б) амфотерными; в) кислотными? Приведите их формулы. Как изменяется характер свойств этих соединений в периоде?

§ 42

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Группы

Основываясь на Периодическом законе, Д. И. Менделеев построил классификацию химических элементов, которую называют Периодической системой. Обычно её представляют в виде таблицы. Если записать символы элементов каждого периода в отдельную строку так, чтобы естественные семейства (щелочные металлы, галогены, благородные газы) образовывали вертикальные колонки, то получим *длинный вариант* Периодической системы (рис. 81). Д. И. Менделеев чаще использовал более компактную короткую форму Периодической системы (см. первый форзац учебника). В ней большие периоды разбиты на два ряда, в каждом из которых высшая валентность элементов последовательно возрастает от I до VIII. Всего известно семь периодов: три малых и четыре больших. Последний, седьмой период не завер-

щён — в настоящее время открыты ещё не все входящие в него элементы.

Вертикальные колонки Периодической системы называют *группами*. В *коротком варианте* таблицы таких групп восемь. Номер группы, как правило, совпадает с высшей валентностью химического элемента, которую он проявляет в соединениях с кислородом. Например, хлор и марганец, расположенные в VII группе, имеют высшую валентность VII, а элементы V группы фосфор и ванадий — валентность V.

Каждую группу делят на две *подгруппы* — главную и побочную. В *главную подгруппу* входят элементы как малых, так и больших периодов, а в *побочную* — только больших периодов. Побочные подгруппы составлены только из элементов-металлов (их называют переходными металлами). Иногда главные подгруппы называют А-группами, а побочные — В-группами. Например: фтор находится в группе VII А, а марганец — в группе VII В.

В длинном варианте периодической таблицы число групп равно 18. Номера групп в коротком варианте таблицы обозначают римскими цифрами, а в длинном — арабскими. В длинном варианте таблицы главных и побочных подгрупп нет, там они образуют отдельные группы, например: группа 1 — щелочные металлы, группа 17 — галогены, группа 18 — благородные газы. Элементы побочных подгрупп занимают группы с 3 по 12. Обратите внимание, как соотносятся номера групп в разных вариантах периодической таблицы.

Подгруппы образованы элементами со сходными свойствами: знакомые вам семейства щелочных металлов, галогенов и благородных газов как раз и составляют отдельные подгруппы (найдите их в Периодической системе). Многие свойства элементов закономерно изменяются в подгруппах с увеличением относительной атомной массы. В главных подгруппах при увеличении атомной массы возрастают металлические свойства элементов и простых веществ, а неметаллические убывают. Так, в подгруппе углерода (главная подгруппа IV группы) углерод, кремний и германий представляют собой неметаллы, а олово и свинец являются металлами.

Сходными свойствами обладают лишь элементы, принадлежащие к одной и той же подгруппе. Свойства элементов главной и побочной подгрупп одной группы могут существенно различаться. Например, в состав VII группы

																<div>18</div> <div>VIIA группа</div> <div>He 2</div> <div>4,003</div> <div>Гелий</div>					
																<div>13</div> <div>IIIA группа</div> <div>B 5</div> <div>10,81</div> <div>Бор</div>	<div>14</div> <div>IVA группа</div> <div>C 6</div> <div>12,01</div> <div>Углерод</div>	<div>15</div> <div>VA группа</div> <div>N 7</div> <div>14,007</div> <div>Азот</div>	<div>16</div> <div>VIA группа</div> <div>O 8</div> <div>15,999</div> <div>Кислород</div>	<div>17</div> <div>VIA группа</div> <div>F 9</div> <div>18,998</div> <div>Фтор</div>	<div>18</div> <div>VIA группа</div> <div>Ne 10</div> <div>20,18</div> <div>Неон</div>
<div>0</div> <div>B₂</div> <div>гпа</div>	<div>11</div> <div>IB группа</div> <div>Cu 29</div> <div>63,55</div> <div>Медь</div>	<div>12</div> <div>IIB группа</div> <div>Zn 30</div> <div>65,39</div> <div>Цинк</div>	<div>Al 13</div> <div>26,98</div> <div>Алюминий</div>	<div>Si 14</div> <div>28,086</div> <div>Кремний</div>	<div>P 15</div> <div>30,97</div> <div>Фосфор</div>	<div>S 16</div> <div>32,066</div> <div>Сера</div>	<div>Cl 17</div> <div>35,45</div> <div>Хлор</div>	<div>Ar 18</div> <div>39,95</div> <div>Аргон</div>													
<div>28</div> <div>58,69</div> <div></div>	<div>Cu 29</div> <div>63,55</div> <div>Медь</div>	<div>Zn 30</div> <div>65,39</div> <div>Цинк</div>	<div>Ga 31</div> <div>69,72</div> <div>Галлий</div>	<div>Ge 32</div> <div>72,61</div> <div>Германий</div>	<div>As 33</div> <div>74,92</div> <div>Мышьяк</div>	<div>Se 34</div> <div>78,96</div> <div>Селен</div>	<div>Br 35</div> <div>79,90</div> <div>Бром</div>	<div>Kr 36</div> <div>83,80</div> <div>Криптон</div>													
<div>46</div> <div>106,42</div> <div>ий</div>	<div>Ag 47</div> <div>107,87</div> <div>Серебро</div>	<div>Cd 48</div> <div>112,41</div> <div>Кадмий</div>	<div>In 49</div> <div>114,82</div> <div>Индий</div>	<div>Sn 50</div> <div>118,71</div> <div>Олово</div>	<div>Sb 51</div> <div>121,75</div> <div>Сурьма</div>	<div>Te 52</div> <div>127,60</div> <div>Теллур</div>	<div>I 53</div> <div>126,90</div> <div>Иод</div>	<div>Xe 54</div> <div>131,29</div> <div>Ксенон</div>													
<div>78</div> <div>195,08</div> <div>а</div>	<div>Au 79</div> <div>196,97</div> <div>Золото</div>	<div>Hg 80</div> <div>200,59</div> <div>Ртуть</div>	<div>Tl 81</div> <div>204,38</div> <div>Таллий</div>	<div>Pb 82</div> <div>207,2</div> <div>Свинец</div>	<div>Bi 83</div> <div>208,98</div> <div>Висмут</div>	<div>Po 84</div> <div>[209]</div> <div>Полоний</div>	<div>At 85</div> <div>[210]</div> <div>Астат</div>	<div>Rn 86</div> <div>[222]</div> <div>Радон</div>													
<div>110</div> <div>[271]</div> <div>тадтий</div>	<div>Re 111</div> <div>[272]</div> <div>Рентгений</div>	<div><div></div><div>s-</div><div>элементы</div></div> <div><div></div><div>p-</div><div>элементы</div></div> <div><div></div><div>d-</div><div>элементы</div></div> <div><div></div><div>f-</div><div>элементы</div></div>																			
<div>63</div> <div>151,97</div> <div>й</div>	<div>Gd 64</div> <div>157,25</div> <div>Гадолиний</div>	<div>Tb 65</div> <div>158,93</div> <div>Тербий</div>	<div>Dy 66</div> <div>162,50</div> <div>Диспрозий</div>	<div>Ho 67</div> <div>164,93</div> <div>Гольмий</div>	<div>Er 68</div> <div>167,26</div> <div>Эрбий</div>	<div>Tm 69</div> <div>168,93</div> <div>Тулий</div>	<div>Yb 70</div> <div>173,04</div> <div>Иттербий</div>	<div>Lu 71</div> <div>174,97</div> <div>Лютеций</div>													
<div>95</div> <div>[243]</div> <div>ий</div>	<div>Cm 96</div> <div>[247]</div> <div>Кюрий</div>	<div>Bk 97</div> <div>[247]</div> <div>Берклий</div>	<div>Cf 98</div> <div>[251]</div> <div>Калифорний</div>	<div>Es 99</div> <div>[252]</div> <div>Эйнштейний</div>	<div>Fm 100</div> <div>[257]</div> <div>Фермий</div>	<div>Md 101</div> <div>[260]</div> <div>Менделевий</div>	<div>No 102</div> <div>[259]</div> <div>Нобелий</div>	<div>Lr 103</div> <div>[262]</div> <div>Лоуренсий</div>													

лее типичны для неметаллов. В водородных соединениях неметаллов валентность элемента часто не совпадает с валентностью в высшем оксиде. Чтобы её определить, надо из 8 вычесть номер группы. Например, хлор, расположенный в VII группе, в водородном соединении одновалентен: $8 - 7 = 1$, поэтому формула его водородного соединения HCl . Элемент V группы фосфор в водородном соединении трёхвалентен: $8 - 5 = 3$, формула вещества PH_3 . Для удобства общие формулы высших оксидов и летучих водородных соединений вынесены в отдельные

		VII				
		8	F	9		
		4	$2s^2 2p^5$	18,9984		
		Фтор				
		16	Cl	17		
		4	$3s^2 3p^5$	35,453		
		Хлор				
		24	Cr	25	Mn	26
		4	$3d^5 4s^1$	54,938	$3d^5 4s^2$	55
		Хром		Марганец		
		34	Br	35		
		78,96	$4s^2 4p^5$	79,904		
		Бром				
		42	Mo	43	Tc	44
		4	$4d^5 5s^1$	[99]	$4d^5 5s^2$	101,0
		Молибден		Технеций		
		52	I	53		
		27,60	$5s^2 5p^5$	126,9044		
		Йод				
		74	W	75	Re	76
		4	$5d^4 6s^2$	186,2	$4f^{14} 5d^5 6s^2$	186,2
		Вольфрам		Рений		
		84	At	85		
		0]	$6s^2 6p^5$	210		
		Астат				
		106	Lr	107	Bh	108
		4	$5f^{14} 6d^5 7s^2$	[262]	$5f^{14} 6d^5 7s^2$	[262]
		Лантан		Борий		
		R ₂ O ₇				

Побочная подгруппа:
переходные металлы,
обладают сходными
свойствами

Высшая валентность VII

Главная подгруппа —
галогены:
типичные неметаллы,
обладают сходными
свойствами

Рис. 82. Химические элементы VII группы Периодической системы

строки периодической таблицы. Следует помнить, что формулы летучих водородных соединений относятся лишь к элементам-неметаллам.

В нижней части периодической таблицы расположены лантаноиды и актиноиды. Эти элементы следуют после лантана (№ 57) и актиния (№ 89) и формально тоже принадлежат к III группе (подгруппе скандия). Однако размещение этих элементов в таблице сделало бы её громоздкой и неудобной, поэтому обычно их выносят за её пределы.

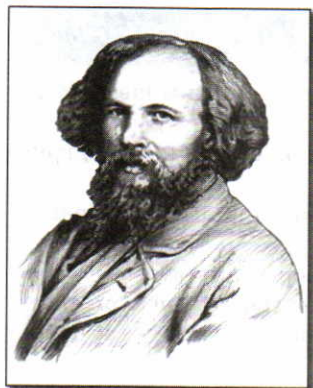
Вопросы и задания

1. Опишите, как построена Периодическая система химических элементов.
2. Что называют периодом, группой, главной и побочной подгруппами?
3. Чем различаются короткий и длинный варианты периодической таблицы?
4. Почему седьмой период называют незавершённым?
5. Назовите химические элементы I группы Периодической системы. Какие из них принадлежат к главной, а какие — к побочной подгруппе?
6. Как изменяются металлические свойства элементов в периодах; в главных подгруппах?
7. Найдите в Периодической системе наиболее активный металл и наиболее активный неметалл.
8. В каких периодах и в каких группах расположены азот, кислород, водород, медь, железо, алюминий? Какие из этих химических элементов находятся в главных, а какие — в побочных подгруппах?

§ 43

Характеристика химического элемента по его положению в Периодической системе

Открытие Периодического закона и создание Периодической системы химических элементов — величайшее достижение науки XIX в. Периодичность изменения свойств элементов была известна и до Менделеева. Гениальность русского учёного в том, что он первым увидел в этой периодичности фундаментальный закон природы и положил его в основу составленной им таблицы. Работа над первоначальным вариантом Периодической системы осложнялась тем, что многие химические элементы в то время ещё не были открыты. Так, не было известно ни одного элемента, расположенного между цинком и мышьяком. Однако, если судить по максимальной валентности, цинк — это элемент II группы (оксид ZnO), а мышьяк — V (высший оксид As_2O_5). Д. И. Менделеев предположил, что между цинком и мышьяком должны находиться два неизвестных в то время элемента: один из них по свойствам должен быть похож на алюминий,



Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907)

Замечательный русский учёный, талантливый преподаватель, общественный деятель, внёсший большой вклад в развитие отечественной науки. Родился в Тобольске в семье учителя и директора местной гимназии. Обучался в Петербурге в Главном педагогическом институте и закончил его с отличием. Два года он провёл за границей в лаборатории известного химика Роберта Бунзена. В 1863 г. был избран профессором сначала Петербургского технологического института, а затем — Петербургского университета.

Первый вариант Периодической системы Д. И. Менделеев составил в 1869 г. в возрасте 35 лет. В 1869—1871 гг. учёный одновременно совершенствовал Периодическую систему химических элементов и писал учебник по химии для студентов — «Основы химии», который на долгие годы стал самым популярным учебным пособием. Докторская диссертация Д. И. Менделеева «Рассуждение о соединении спирта с водой» была посвящена химической теории растворов. В ней он доказал, что растворение веществ в воде сопровождается химическим взаимодействием растворённого вещества и растворителя.

Круг интересов учёного был необычайно широк. Он работал над созданием бездымного пороха, изучал природные богатства Российской империи, руководил Главной палатой мер и весов, положив начало отечественной метрологии, путешествовал на воздушном шаре, изучал солнечные затмения.

В свободное время Дмитрий Иванович часто занимался переплетением книг и изготовлением чемоданов, закупая все необходимые материалы непременно в петербургском Гостином дворе. Рассказывают, что однажды, покупая товар, он услышал, как за его спиной на вопрос покупателя «Кто этот почтенный господин?» продавец ответил: «Неужели не знаете? Это же известный чемоданных дел мастер Менделеев».

а другой — на кремний. Он назвал их экаалюминием и экакремнием и на основании положения в Периодической системе предсказал их свойства. Многие современники Менделеева скептически отнеслись к его предсказаниям. Однако вскоре эти элементы были обнаружены в природе — их назвали галлием и германием. Свойства галлия и германия практически совпали со свойствами элементов, предсказанных Менделеевым. Это подтвердило правильность Периодического закона.

Повторим рассуждения великого химика, позволившие ему предсказать свойства экакремния (германия).

По такому же плану можно охарактеризовать любой химический элемент.

1. Определим положение элемента в Периодической системе, его порядковый номер и относительную атомную массу.

Германий расположен в четвёртом периоде, главной подгруппе IV группы, имеет порядковый номер 32 и относительную атомную массу 73.

Д. И. Менделеев вычислял атомную массу элемента как среднее значение атомных масс четырёх его ближайших соседей по Периодической системе — двух по периоду и двух по подгруппе. Соседи германия — галлий, мышьяк, кремний, олово (найдите их в Периодической системе). Относительная атомная масса германия будет примерно равна одной четверти от суммы их атомных масс:

$$\begin{aligned} A_r(\text{Ge}) &= \frac{1}{4}(A_r(\text{Ga}) + A_r(\text{As}) + A_r(\text{Si}) + A_r(\text{Sn})) = \\ &= \frac{1}{4}(70 + 75 + 28 + 119) = 73. \end{aligned}$$

Д. И. Менделеев, не зная точно атомную массу экаалюминия (галлия), получил значение 72.

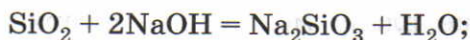
2. Определим, металлом или неметаллом является элемент. Как вы помните, металлические свойства закономерно изменяются в периодах и подгруппах.

В главной подгруппе IV группы (в неё входят химические элементы C, Si, Ge, Sn, Pb) германий расположен между неметаллом кремнием и металлом оловом. Можно предположить, что он обладает свойствами как металла, так и неметалла. Действительно, германий имеет металлический блеск, но в то же время является полупроводником.

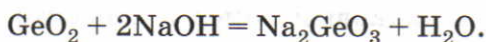
3. Определим максимальную валентность химического элемента и составим формулу его высшего оксида.

Максимальная валентность элементов в кислородных соединениях, как правило, совпадает с номером группы. Германий, расположенный в IV группе, в своих соединениях четырёхвалентен. Значит, его высший оксид имеет формулу GeO_2 . Подобно оксиду кремния SiO_2 , он является кислотным оксидом.

На этом сходство с кремнием не заканчивается. Оба оксида не реагируют с водой, но растворяются в щелочах с образованием соли и воды:

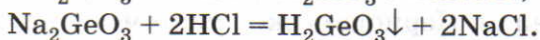
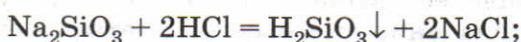


Силикат
натрия



Германат
натрия

При действии кислоты на растворы этих солей образуются белые осадки кремниевой и германиевой кислот:



4. Для элементов-неметаллов принято указывать формулу летучего водородного соединения.

Валентность германия в водородном соединении равна: $8 - 4 = 4$. Она совпадает с валентностью в оксиде. Формула водородного соединения — GeH_4 . Это вещество неустойчиво и легко разлагается.

На данном примере вы убедились, как много полезной информации о свойствах химического элемента и его соединений можно извлечь из Периодической системы.

Вопросы и задания

1. В чём состоит значение Периодического закона?
2. Исходя из положения в Периодической системе, дайте характеристику химических элементов: а) калия; б) селена; в) брома; г) аргона.
3. Напишите формулу летучего водородного соединения серы (сероводорода). Вспомните, какими свойствами обладает его водный раствор, и подтвердите их уравнениями реакций с оксидом кальция и гидроксидом калия.
4. Напишите формулу высшего оксида хлора. Известно, что при взаимодействии с водой он образует хлорную кислоту HClO_4 . Будет ли этот оксид реагировать с раствором гидроксида калия? Напишите уравнение реакции.
5. Существование галлия было впервые предсказано Д. И. Менделеевым, который назвал его экаалюминием. Попробуйте вслед за Менделеевым предсказать свойства этого элемента, исходя из его положения в Периодической системе. Каков характер свойств оксида и гидроксида галлия? Напишите уравнения реакций оксида галлия с серной кислотой и расплавленным гидроксидом натрия.
6. Как вы понимаете слова Д. И. Менделеева: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает»?

Самое важное в главе 6

Первые попытки классификации химических элементов привели к выделению естественных семейств сходных элементов, например щелочных металлов и галогенов.

Типичные металлы образуют основные оксиды, а неметаллы — кислотные. Присоединяя воду, многие оксиды превращаются в гидроксиды — основания и кислоты. Существуют гидроксиды, проявляющие как кислотные, так и основные свойства. Их называют амфотерными. К числу амфотерных принадлежат гидроксиды цинка, хрома, бериллия и алюминия. Оксиды этих элементов также амфотерны.

Расположив элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс, Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон: свойства химических элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

На Периодическом законе основана Периодическая система — классификация химических элементов, которую представляют в форме таблицы. Ряд элементов, расположенных в порядке возрастания их атомных масс, начинающийся с водорода или щелочного металла и заканчивающийся инертным газом, называют периодом, а вертикальные колонки — группами.

Каждая группа химических элементов делится на две подгруппы — главную и побочную. В главную подгруппу входят элементы как малых, так и больших периодов, а в побочную — только больших периодов. Элементы, принадлежащие к одной и той же подгруппе, обладают сходными свойствами.

Сформулированный Д. И. Менделеевым Периодический закон — одно из важнейших достижений химии. Он позволяет предсказывать свойства новых, ещё не открытых элементов, а Периодическая система — это не только наглядная иллюстрация Периодического закона, но также удобный краткий справочник.

Строение атома. Современная формулировка Периодического закона

§ 44 Ядро атома

В рамках атомно-молекулярной теории считается, что все вещества состоят из атомов. При химических реакциях атомы не изменяются, а лишь переходят из одного вещества в другое. Иными словами, атомы химически неделимы. Недаром слово «атом» в переводе с греческого означает «неделимый». Можно было бы предположить, что атом вообще невозможно разделить на более мелкие части.

Такие взгляды господствовали долгое время. Оставалось неясным, чем атомы одного вида отличаются от атомов другого вида. В XIX в. была известна лишь одна количественная характеристика атомов — масса. Именно её Д. И. Менделеев принял за основу при построении Периодической системы химических элементов. Однако он не мог объяснить причин периодичности. Было непонятно, почему атомы с близкой массой, например алюминий и кремний, сильно отличаются по свойствам, в то время как атомы с различными массами могут обладать сходными свойствами. Таким образом, для характеристики атомов знания их массы недостаточно. Всё это наводило учёных на мысль о том, что атом имеет сложное строение.

Первые экспериментальные подтверждения этого появились в конце XIX в., когда было обнаружено, что некоторые вещества при сильном освещении испускают лучи, представляющие собой поток *электронов* — отрицательно заряженных элементарных частиц. Это явление называли фотоэффектом. Позже выяснилось, что существуют вещества, которые самопроизвольно, даже в темно-

те испускают электроны и некоторые другие частицы. Это явление назвали радиоактивностью. Открытие фотоэффекта и радиоактивности однозначно свидетельствовало о том, что внутри атомов есть электроны.

Электрон — самая лёгкая из известных элементарных частиц. Его масса ($9,1 \cdot 10^{-31}$ кг) в 1837 раз меньше массы самого лёгкого из атомов — атома водорода. Электрический заряд электрона называют *элементарным* — он наименьший из всех зарядов. Все известные положительные и отрицательные заряды кратны заряду электрона, поэтому его абсолютную величину принимают за единицу измерения. Именно в этих единицах обычно указывают заряд всех частиц: электронов, ионов и др. Заряд самого электрона равен -1 .

Атом не имеет электрического заряда, значит, помимо электронов в нём должны содержаться и положительно заряженные частицы. Весь положительный заряд атома сосредоточен в центре, в ядре, которое окружено отрицательно заряженными электронами. *Ядро* — самая тяжёлая, но одновременно и самая маленькая часть атома. Масса ядра составляет около 99,97% от массы атома, а его радиус примерно в сто тысяч раз меньше радиуса атома (рис. 83). Иными словами, если размер ядра мысленно увеличить до 1 см, то атом будет больше всех самых высотных зданий (рис. 84, а). Ядра всех атомов, входящих в состав земной коры, могут уместиться внутри одного многоквартирного дома. Ядерное вещество обладает необычайно высокой плотностью — она в миллион миллиардов раз больше плотности воды.

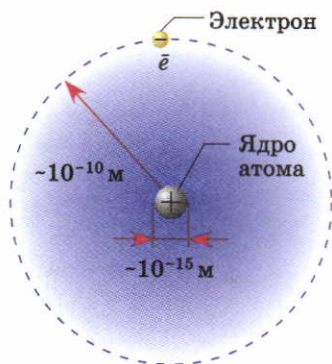


Рис. 83. Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов

Атом — это электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Ядро атома состоит из частиц двух видов — протонов и нейтронов. Протоны — положительно заряженные час-

а)



б)

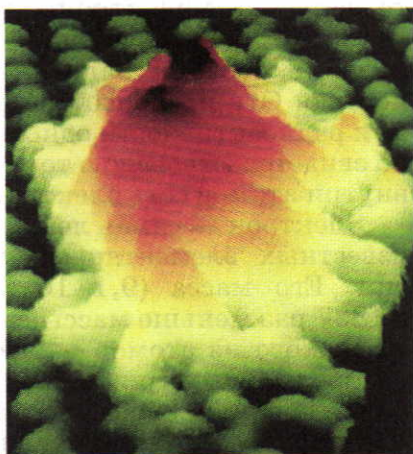


Рис. 84. Так выглядел бы атом натрия, если бы размер его ядра увеличился до 1 см (а); реальное изображение атомов натрия на поверхности, полученное с помощью сканирующего электронного микроскопа (б)

тицы с зарядом $+1$, а нейтроны не имеют заряда. Значит, весь положительный заряд ядра создается протонами. Их общее число равно заряду ядра. Массы протона и нейтрона примерно равны 1 а. е. м. Любой атом электро-нейтрален, т. е. число протонов с зарядом $+1$ всегда равно числу электронов с зарядом -1 . Сведения о частицах, образующих атом, обобщены в таблице 17.

Долгое время учёные считали, что протоны и нейтроны являются элементарными частицами, т. е. не могут быть разделены на более мелкие части. Теперь доказано,

Частицы, образующие атом

Таблица 17

Частица	Обозначение	Открытие	Заряд	Массовое число	Масса	
					в кг	в а. е. м.
Электрон	e	Дж. Дж. Томсон, 1897	-1	0	$9,11 \cdot 10^{-31}$	0,00055
Протон	p	Э. Резерфорд, 1920	$+1$	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Нейтрон	n	Дж. Чедвик, 1932	0	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0087

что они тоже имеют сложное строение и состоят из трёх кварков. Электрон до сих пор считают элементарной частицей.

Во всех атомах одного и того же химического элемента число протонов Z всегда одинаково (и равно заряду ядра), а число нейтронов N бывает разным, поэтому масса атомов одного и того же элемента может быть различной. Это означает, что не масса, а именно заряд ядра является основной характеристикой, отличающей атомы одного вида от атомов другого вида. Зная строение ядра атома, можно дать более точное определение понятия «химический элемент».

Химический элемент — это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

В связи с открытием сложного строения атома была изменена и формулировка Периодического закона:

свойства химических элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Вопросы и задания

1. Какие частицы входят в состав: а) атома; б) атомного ядра? Какой они имеют заряд?
2. Какие характеристики атома вы знаете?
3. Дайте определения понятий «атом» и «химический элемент».
4. Приведите современную формулировку Периодического закона. Чем она отличается от той, которую вы учили ранее?
5. Ядро атома гелия имеет заряд $+2$. Сколько электронов содержит атом гелия?
6. Атом углерода содержит 6 электронов. Чему равен заряд: а) атома углерода; б) ядра атома углерода?

§ 45 Порядковый номер элемента. Изотопы

В 1913 г. ученик Э. Резерфорда английский физик Г. Мозли в опытах с рентгеновскими лучами определил заряды атомных ядер многих химических элементов и

доказал, что *заряд ядра всегда численно равен порядковому (атомному) номеру элемента в Периодической системе*:

$$\boxed{\text{Заряд ядра}} = \boxed{\text{Число протонов в ядре (Z)}} = \text{Число электронов} = \boxed{\text{Порядковый номер элемента в Периодической системе}}$$

Так, порядковый номер водорода равен единице, ядра всех атомов водорода имеют заряд $+1$, т. е. содержат один протон ($Z = 1$). В то же время атомы водорода могут различаться числом нейтронов в ядре (и, следовательно, массой): ядра атомов обычного водорода совсем не содержат нейтронов ($N = 0$), ядра тяжёлого водорода (дейтерия) содержат один нейтрон ($N = 1$), а ядра сверхтяжёлого водорода (трития) — два нейтрона ($N = 2$) (рис. 85).

Общее число протонов и нейтронов в ядре называют *массовым числом атома A*:

$$A = Z + N.$$

$$\boxed{\text{Массовое число}} = \boxed{\text{Число протонов}} + \boxed{\text{Число нейтронов}}$$

Так как масса каждого протона и нейтрона примерно равна 1 а. е. м., а масса электрона очень мала, то *массовое число атома приблизительно равно его относительной атомной массе*.

В ядерной химии используют специальные обозначения атомов: заряд ядра, т. е. порядковый (атомный) но-

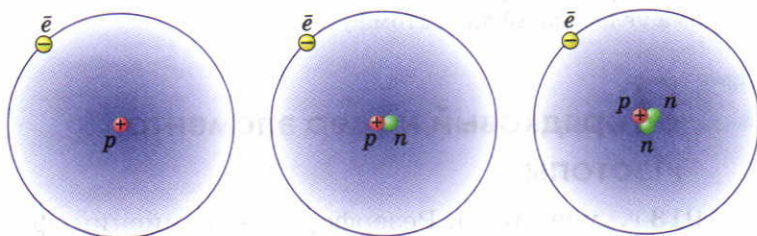
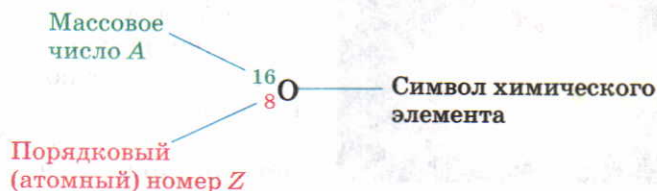
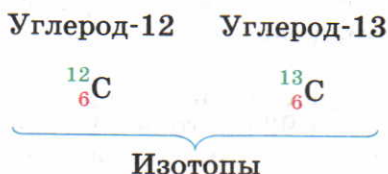


Рис. 85. Три изотопа водорода

мер пишут слева внизу от символа химического элемента, а массовое число — слева вверху, например:



Иногда нижний индекс опускают: ^{16}O . Разновидности атомов одного и того же химического элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра, но разную массу (массовое число), называют *изотопами*. Изотопы одного и того же элемента различаются числом нейтронов в ядре. В названиях изотопов кроме названия химического элемента указывают и массовое число атома:



Всего известно более 2000 изотопов, из которых около 300 существуют в природе, а остальные получены искусственным путём. Например, в природе встречаются три изотопа кислорода: кислород-16 (^{16}O), кислород-17 (^{17}O) и кислород-18 (^{18}O). Химические свойства изотопов одинаковы, а некоторые физические свойства незначительно различаются.

Зная порядковый номер элемента и массовое число изотопа, легко рассчитать, сколько электронов, протонов и нейтронов содержит данный атом. Число электронов равно числу протонов Z , которое совпадает с порядковым номером (зарядом ядра), а число нейтронов N равно разности между массовым числом A и зарядом ядра:

$$N = A - Z.$$

Большинство видов атомов существует вечно, т. е. их ядра не распадаются. Однако некоторые изотопы обладают способностью самопроизвольно превращаться

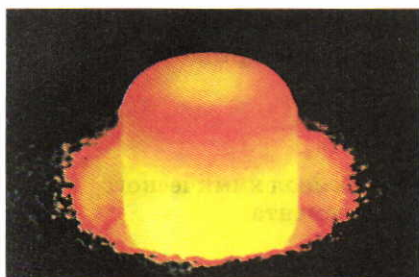


Рис. 86. Радиоактивный металл кюрий светится в темноте, испуская большое количество ядер гелия

в атомы других элементов, испуская электроны или ядра гелия (рис. 86). Способность ядер атомов самопроизвольно распадаться называют *радиоактивностью*, а элементы, все изотопы которых неустойчивы и самопроизвольно распадаются, называют *радиоактивными*. Так, радиоактивными являются все элементы, следующие за висмутом в Пе-

риодической системе. Для многих из них в периодической таблице приведена не средняя атомная масса, а массовое число наиболее долгоживущего изотопа (оно заключено в квадратные скобки).

Задача. Сколько электронов, протонов и нейтронов содержится в атоме урана-238?

Решение.

Уран имеет порядковый номер 92, следовательно, атом урана содержит 92 протона и 92 электрона. Найдём число нейтронов в ядре атома урана-238:

$$N = A - Z; \quad N = 238 - 92 = 146.$$

О т в е т. 92 электрона, 92 протона, 146 нейтронов.

Все химические элементы имеют по несколько изотопов, причём чем выше заряд ядра элемента, тем больше изотопов он имеет. Так, водород образует всего три изотопа, а свинец ($Z = 82$) — 32, с массовыми числами от 183 до 214. Из них только четыре найдены в природе, а остальные получены искусственно.

Многие химические элементы встречаются в природе в виде смеси нескольких изотопов, например углерод (^{12}C , ^{13}C и ^{14}C), азот (^{14}N и ^{15}N), кислород (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O). Рекордсменом по числу природных изотопов (10) является олово. В то же время некоторые химические элементы имеют лишь один природный изотоп, например фтор (^{19}F), натрий (^{23}Na), алюминий (^{27}Al), фосфор (^{31}P).

Вы, наверное, заметили, что значения относительных атомных масс элементов, приведённые в периодической таблице, не являются целочисленными: $A_r(\text{C}) = 12,011$, $A_r(\text{Cl}) = 35,453$. В первую очередь это связано с тем, что

большинство элементов встречается в природе в виде нескольких изотопов, и значение, приведённое в таблице, является средним, рассчитанным с учётом процентного содержания каждого изотопа в земной коре. Так, природный хлор примерно на 75% состоит из атомов ^{35}Cl и на 25% из ^{37}Cl , поэтому его атомная масса равна 35,5.

Вопросы и задания

1. Ядро атома химического элемента содержит два протона и один нейтрон. Запишите обозначение этого атома с указанием химического символа, порядкового номера и массового числа.
2. Протон представляет собой ядро некоторого атома. Запишите обозначение этого атома.
3. Сколько протонов и электронов содержится: а) в атоме кислорода; б) в молекуле воды?
4. Сколько электронов в молекуле оксида углерода(II)? Назовите простое вещество, молекула которого содержит столько же электронов.
5. Чем отличаются атомы двух изотопов одного и того же химического элемента?
6. Сколько протонов и нейтронов содержат ядра кислорода-17, углерода-14, цезия-137?
7. Какой изотоп натрия содержит такое же число нейтронов, что и изотоп ^{24}Mg ?
8. Напишите обозначения атомов, ядра которых содержат: а) 2 протона и 2 нейтрона; б) 15 протонов и 16 нейтронов; в) 35 протонов и 45 нейтронов.
9. Из приведённого ниже списка выберите: а) изотопы; б) атомы с одинаковым числом нейтронов в ядре; в) атомы с одинаковым массовым числом: $^{16}_8\text{O}$, $^{14}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$, $^{13}_6\text{C}$.
10. Сколько разных видов молекул воды может быть образовано из трёх изотопов водорода и трёх изотопов кислорода?
- *11. Природная медь состоит из двух изотопов: ^{63}Cu и ^{65}Cu . Рассчитайте процентное содержание каждого изотопа в земной коре, если относительная атомная масса меди равна 63,5.

§ 46

Электроны в атоме. Орбитали

В химических реакциях ядра атомов не изменяются. Что же тогда происходит? Какие изменения претерпевают атомы углерода при горении угля? Почему вещества, содержащие атомы одного и того же элемента, например

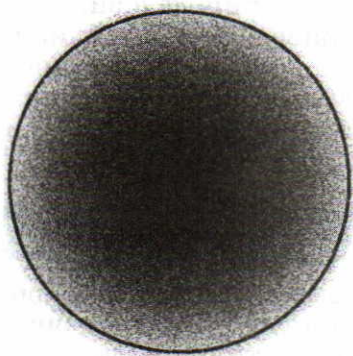


Рис. 87. Электронное облако и атомная орбиталь

натрий, гидроксид натрия и хлорид натрия, так сильно различаются по свойствам, но в то же время имеют сходство с веществами, образованными атомами других элементов (гидроксид натрия с гидроксидом калия)? Учёные установили, что все химические свойства веществ определяются строением электронных оболочек атомов.

Благодаря чрезвычайно малой массе (почти в 2000 раз меньше, чем масса протона и нейтрона), электрон облада-

ет уникальными свойствами, отличающими его от более крупных частиц, — он одновременно проявляет свойства и частицы, и волны — говоря научным языком, имеет двойственную природу. Подобно другим частицам, электрон обладает определённой массой и зарядом; в то же время движущийся электрон проявляет волновые свойства. Волна отличается от частицы тем, что её положение в пространстве в данный момент времени нельзя точно определить. Когда вы говорите, то образующийся при этом звук (звуковые волны) слышен не в какой-то определённой точке, а во всём окружающем вас пространстве. Так и электрон находится не в одной конкретной точке, а образует *электронное облако*.

Электронные облака, создаваемые отдельными электронами, в сумме образуют общее электронное облако атома.

Атомная орбиталь — это область пространства, где вероятнее всего находится электрон (рис. 87).

При более строгом подходе орбиталь — это функция, которая описывает плотность электронного облака в каждой точке пространства. Каждой точке с координатами x , y , z соответствует число — значение электронной плотности. Набор этих чисел для всего пространства и образует функцию — орбиталь. Форма орбитали, говоря упрощённо, есть график этой функции.

Каждая орбиталь имеет определённую форму. Если электрон создаёт электронное облако данной формы, то

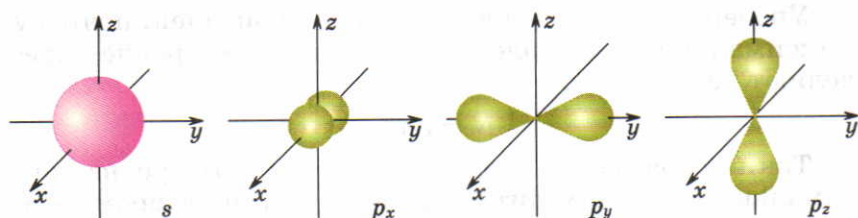


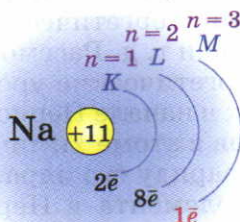
Рис. 88. Форма s - и p -орбиталей

считают, что электрон находится на данной орбитали, или занимает орбиталь. Если электрон находится на орбитали, то она занята, если нет — свободна.

Орбитали различной формы обозначают разными буквами: s , p , d и f . s -Орбитали имеют форму шара, иными словами, электрон, находящийся на такой орбитали (его называют s -электроном), большую часть времени проводит внутри сферы. p -Орбитали имеют форму объёмной восьмёрки (рис. 88). Формы d - и f -орбиталей намного сложнее.

На каждой орбитали максимально могут разместиться два электрона, обладающие равной энергией.

Орбитали характеризуются не только формой, но и энергией. Несколько орбиталей, обладающих равной или близкой энергией, образуют *энергетический уровень* (слой). Каждый уровень обозначают числом n ($n = 1, 2, 3, \dots$) или заглавной латинской буквой (K, L, M и дальше по алфавиту). Для первого уровня $n = 1$, его обозначают буквой K , для второго $n = 2$ (уровень L), для третьего $n = 3$ (уровень M) и т. д. Например, строение атома натрия может быть показано так: окружностью обозначено ядро, имеющее заряд $+11$, а дугами — энергетические уровни:



Уровень с номером n включает n^2 орбиталей, поэтому максимальное число электронов N на этом уровне определяют по формуле:

$$N = 2n^2.$$

Таким образом, на первом энергетическом уровне максимально могут находиться 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 18 и т. д.

Вопросы и задания

1. Какое необычное свойство электрона отличает его от более крупных частиц?
2. Что называют: а) электронным облаком; б) атомной орбиталью; в) энергетическим уровнем?
3. Какую форму имеют s - и p -орбитали?
4. Сколько электронов может максимально находиться на втором и третьем энергетических уровнях?
- *5. На рисунке 89 представлены орбитали атома азота. Найдите на нём $1s$ -, $2s$ -, $2p$ -орбитали. Изобразите рисунок в тетради и подпишите каждую орбиталь.

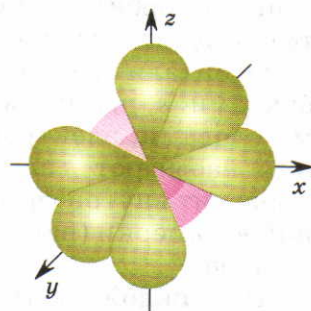


Рис. 89. Орбитали атома азота

§ 47 Строение электронных оболочек атомов

Для того чтобы описать электронное строение атома, надо знать, как именно распределены электроны по энергетическим уровням. Электроны занимают уровни последовательно, в порядке увеличения их энергии. Сначала «заселяется» первый энергетический уровень, после его завершения — второй и т. д. Рассмотрим, как заполняются электронами энергетические уровни в атомах элементов, расположенных в начале Периодической системы.

Число электронов в атоме химического элемента, как вы помните, равно заряду его ядра, а следовательно, порядковому номеру элемента в Периодической системе. Например, в атоме водорода ($Z = 1$) всего один электрон, а в атоме кислорода ($Z = 8$) — восемь. Электронная обо-

лочка атома каждого последующего элемента Периодической системы отличается от электронной оболочки предыдущего на один электрон. *Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода*, в котором расположен элемент.

Первый энергетический уровень вмещает максимально два электрона, поэтому первый период состоит лишь из двух элементов — водорода и гелия. В атоме гелия первый энергетический уровень завершен.

В атомах всех элементов второго периода первый энергетический уровень также завершен и постепенно заполняется второй энергетический уровень. Он может содержать не более восьми электронов ($2n^2 = 8$), поэтому второй период включает восемь химических элементов. В атоме неона, элемента, заканчивающего второй период, и первый, и второй энергетические уровни оказываются завершенными.

В атомах химических элементов третьего периода происходит заполнение электронами третьего энергетического уровня ($n = 3$); он может максимально вмещать 18 электронов. Однако в третьем периоде всего восемь элементов. Объясняется это именно тем, что на внешнем уровне не может находиться более восьми электронов. Заполнение третьего энергетического уровня до 18 электронов происходит в атомах элементов четвертого периода, где этот уровень уже не будет внешним.

Строение электронных оболочек атомов первых 36 элементов Периодической системы представлено в таблице 18. В ней ядра атомов изображены в виде окружностей, в которых указаны их заряды. Энергетические уровни условно показаны дугами; цифры под ними обозначают число электронов на данном уровне.

Химические свойства элементов определяются не всеми электронами, а только теми, которые обладают наибольшей энергией. Эти электроны называют *валентными*. В атомах элементов главных подгрупп валентными являются электроны внешнего энергетического уровня. *Число валентных электронов равно номеру группы*, в которой находится химический элемент. Например, атомы водорода, лития, натрия и калия, расположенные в главной подгруппе I группы, имеют по одному валентному электрону, а атомы элементов главной подгруппы IV группы — углерода и кремния — по четыре. Как вы помните, элементы одной и той же подгруппы обладают

сходными свойствами. Это объясняется тем, что их атомы имеют сходное строение внешнего энергетического уровня, т. е. являются *электронными аналогами*. Завершённые внутренние энергетические уровни атомов не оказывают существенного влияния на их химические свойства.

Именно от числа валентных электронов зависит, является ли элемент металлом или неметаллом, каковы свойства его соединений и чему равна валентность в этих соединениях. С увеличением порядкового номера элемента в Периодической системе число валентных электронов периодически повторяется, что приводит к периодическому изменению свойств элементов и образованных ими веществ.

Задание. Охарактеризуйте электронное строение атома серы.

Порядковый номер серы в Периодической системе — 16, поэтому атом серы содержит 16 электронов. Сера — элемент третьего периода, следовательно, электроны в атоме серы расположены на трёх энергетических уровнях. В атомах всех элементов третьего периода первый и второй энергетические уровни завершены. Число электронов на них равно 2 (на первом) и 8 (на втором). Сколько электронов на третьем, внешнем уровне? Сера находится в главной подгруппе, поэтому число валентных электронов (электронов внешнего уровня) равно номеру группы, т. е. 6. Проверяем общее число электронов: $2 + 8 + 6 = 16$. Строение атома серы может быть представлено в виде схемы:



Вопросы и задания

1. Почему первый период содержит всего два химических элемента, а второй — восемь?

2. Сколько электронов находится на внешнем энергетическом уровне атомов следующих элементов: а) лития, углерода, фтора; б) натрия, кремния, хлора?
3. Сколько энергетических уровней занято электронами в атомах: а) лития, натрия, калия; б) бериллия, магния, кальция; в) фтора, хлора, брома?
- *4. Назовите два элемента, в атомах которых завершены все энергетические уровни.

§ 48

Изменение свойств элементов в периодах и главных подгруппах. Электроотрицательность

В состав каждой подгруппы входят химические элементы, атомы которых имеют сходное электронное строение — являются электронными аналогами. Эти элементы и их соединения обладают сходными свойствами. Нельзя ли предсказать эти свойства, зная электронное строение атома? Оказывается, можно. Свойства элементов и образованных ими веществ зависят от числа валентных электронов, которое, как вы уже знаете, равно номеру группы в периодической таблице.

Завершённые энергетические уровни, а также внешние уровни, содержащие восемь электронов, обладают повышенной устойчивостью. Именно этим объясняется инертность гелия, неона и аргона: они не вступают в химические реакции. Атомы всех других химических элементов стремятся отдать или присоединить электроны, чтобы их электронная оболочка оказалась устойчивой, при этом они превращаются в заряженные частицы.

Заряженный атом или группу атомов называют *ионом*. Различают *катионы* — ионы, несущие положительный заряд, и *анионы* — отрицательно заряженные ионы.

Рассмотрим щелочной металл натрий — элемент главной подгруппы I группы. Натрий — активный металл, он легко загорается на воздухе, реагирует не только с кислотами, но и с водой. Высокая химическая активность натрия объясняется наличием в его атомах единственного валентного электрона. Теряя этот электрон, атом натрия превращается в положительно заряженный ион Na^+ с электронной конфигурацией инертного газа (рис. 90).

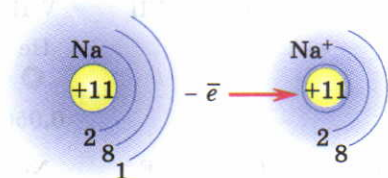


Рис. 90. Атом натрия и ион натрия. Радиус иона меньше радиуса атома, так как ион содержит меньше занятых энергетических уровней



Рис. 91. Атом фтора и ион фтора. Как в атоме, так и в ионе электроны находятся на двух энергетических уровнях

Ионы Na^+ входят в состав всех соединений натрия, например соды и поваренной соли. В отличие от атомов натрия, ионы натрия химически инертны и безвредны для организма. Весь натрий, содержащийся в организме человека (примерно 90 г), находится в виде ионов.

Атомы других элементов-металлов также содержат на внешнем уровне небольшое число электронов — от одного до четырёх. В химических реакциях они стремятся отдавать внешние электроны, превращаясь в положительно заряженные ионы — катионы.

В атомах галогенов, образующих главную подгруппу VII группы, семь электронов на внешнем уровне. До его завершения им недостаёт всего одного электрона, поэтому для них наиболее характерен процесс присоединения электрона (рис. 91). Атом фтора, например, присоединяя один электрон, превращается в ион F^- , который имеет электронную конфигурацию инертного газа и по химическим свойствам сильно отличается от простого вещества фтора, состоящего из молекул F_2 .

Атомы других неметаллов, подобно атомам галогенов, стремятся завершить внешний энергетический уровень путём присоединения электронов.

Ионы с электронной конфигурацией инертного газа обладают повышенной устойчивостью.

В каждом периоде с увеличением порядкового номера химического элемента заряд ядра и число валентных электронов в атомах последовательно возрастают. При этом радиус атомов уменьшается (рис. 92), исключением



























I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H  0,037							He  0,050
Li  0,152	Be  0,111	B  0,088	C  0,077	N  0,070	O  0,066	F  0,064	Ne  0,070
Na  0,186	Mg  0,160	Al  0,143	Si  0,117	P  0,110	S  0,104	Cl  0,099	Ar  0,094
K  0,231	Ca  0,197	Ga  0,122	Ge  0,122	As  0,121	Se  0,117	Br  0,114	Kr  0,109

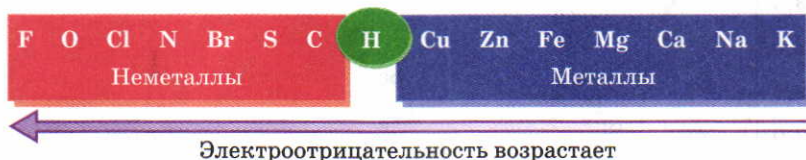
Рис. 92. Радиусы атомов некоторых химических элементов в нанометрах, нм ($1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}$)

являются водород и гелий, а притяжение электронов к ядру увеличивается. Это приводит к возрастанию неметаллических и убыванию металлических свойств элементов и простых веществ. Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов, а наиболее типичные неметаллы — в конце. Завершается каждый период инертным газом.

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента (сверху вниз) возрастает число занятых энергетических уровней, радиус атомов увеличивается и притяжение валентных электронов к ядру ослабевает. Это приводит к тому, что неметаллические свойства элементов и простых веществ убывают, а металлические возрастают. Металлические свойства, таким образом, наиболее ярко выражены у нижнего элемента подгруппы, а неметаллические — у верхнего.

Способность атома притягивать валентные электроны других атомов называют *электроотрицательностью*

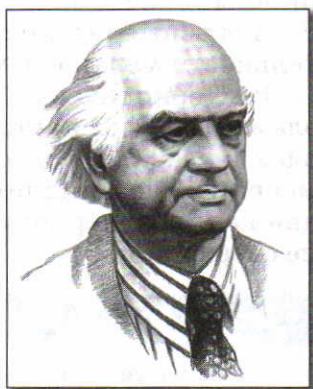
Ряд электроотрицательности



(ЭО). Сильнее всего притягивают электроны атомы наиболее активных неметаллов: фтора, кислорода, хлора, ведь им для завершения внешнего уровня недостаёт одного или двух электронов. Поэтому их электроотрицательность наибольшая. Легче всего отдают электроны атомы активных металлов, в первую очередь щелочных: лития, натрия, калия. Они обладают наименьшей электроотрицательностью. По электроотрицательности атомов химические элементы можно расположить в ряд, который начинается с наиболее активных неметаллов и завершается наиболее активными металлами.

Полинг Лайнус (1901—1994)

Выдающийся американский химик и физик. Родился в пригороде Портленда (штат Орегон). Когда ему было 9 лет, умер отец, и юный Полинг должен был зарабатывать на жизнь, чтобы прокормить семью. В возрасте 16 лет он поступил в сельскохозяйственный колледж, затем продолжил образование в Калифорнийском технологическом институте. Важнейшие научные работы Полинга посвящены изучению строения молекул и природы химической связи. Он выдвинул идею о гибридизации (смешении) атомных орбиталей, создал шкалу электроотрицательности химических элементов, изучал структуру белков и нуклеиновых кислот. В 1954 г. за исследования природы химической связи был удостоен Нобелевской премии по химии.



Полинг был активным борцом за мир и разоружение. В годы «холодной войны» учёный неоднократно предлагал прекратить испытания атомной бомбы. За активную антивоенную деятельность ему была присуждена Нобелевская премия мира (1962).

Полинг считал, что многие болезни можно победить, потребляя большое количество аскорбиновой кислоты — витамина С (до 1—2 г в день). Сам учёный, следовавший своим рекомендациям, дожил до 93 лет.

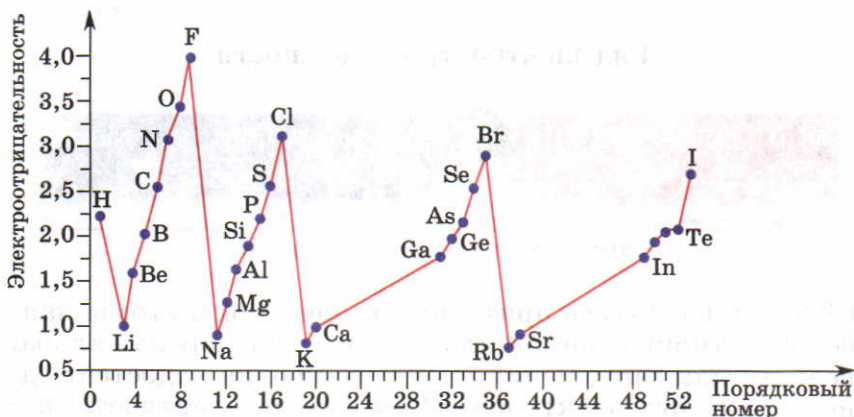


Рис. 93. Периодическое изменение электроотрицательности элементов

Шкалу для определения электроотрицательности разработал американский химик Л. Полинг. По шкале Полинга электроотрицательность фтора принята равной 3,98, на втором месте находится кислород, на третьем — хлор. Водород и типичные неметаллы расположены в середине шкалы; значения их электроотрицательности близки к 2. Активные металлы имеют значения электроотрицательности меньше чем 1,6.

В Периодической системе электроотрицательность элементов изменяется периодически (рис. 93). В периодах и главных подгруппах её изменение совпадает с изменением неметаллических свойств: она возрастает при движении по периоду слева направо и убывает в подгруппе сверху вниз.

Вопросы и задания

1. Какие частицы называют ионами?
2. Выпишите из приведённого ниже списка отдельно: а) атомы; б) катионы; в) анионы; г) молекулы.
Na, Na⁺, O, O₂, O₂²⁻, Fe, SO₄²⁻, Mg²⁺, HNO₃, NO₃⁻, NH₄⁺, NO₂.
3. Сколько протонов и электронов содержит: а) атом алюминия; б) ион Al³⁺?
4. Атом какого элемента содержит столько же электронов, сколько их в ионе Na⁺?
5. Кислород находится в VI группе Периодической системы. Сколько электронов не хватает атому кислорода до завершения внешнего энергетического уровня?

6. В чём отличие иона натрия: а) от атома натрия; б) от атома неона; в) от иона калия?
7. Почему химические элементы фтор и хлор обладают сходными свойствами?
8. Что называют электроотрицательностью? Назовите наиболее и наименее электроотрицательные элементы.
9. Какой из щелочных металлов обладает: а) наиболее выраженными металлическими свойствами; б) наибольшей электроотрицательностью; в) наибольшим атомным радиусом?
10. Как изменяется сила притяжения валентных электронов к ядру в периоде и в подгруппе?
11. Для какого из химических элементов четвёртого периода наиболее характерны металлические свойства?
12. Назовите элемент главной подгруппы IV группы, у которого наиболее выражены неметаллические свойства.
13. Расположите следующие символы в порядке возрастания металлических свойств элементов: а) Al, Na, Mg; б) Ca, Ba, Sr.
14. Расположите следующие символы в порядке возрастания неметаллических свойств элементов: а) Te, S, Se; б) Br, Cl, F.
- *15. Какая частица имеет больший радиус: а) атом натрия или атом калия; б) атом натрия или ион натрия; в) атом хлора или атом брома? Помните, что радиус атома возрастает при увеличении числа занятых электронами энергетических уровней.

Самое важное в главе 7

Атом — это электронейтральная частица, которая состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов. Число электронов в атоме равно заряду ядра.

Почти вся масса атома сосредоточена в ядре, которое занимает ничтожную часть пространства всего атома. Ядро состоит из протонов и нейтронов; число протонов равно заряду ядра.

Химический элемент — это вид атомов с определённым зарядом ядра, который равен порядковому номеру элемента в Периодической системе. Атомы одного и того же элемента, отличающиеся массой (и количеством нейтронов в ядре), называют изотопами.

Электрон обладает свойствами как частицы, так и волны. Область пространства, где вероятнее всего находится электрон, называют атомной орбиталью.

На любой орбитали может находиться не более двух электронов. Орбитали различаются формой и энергией. Несколько орбиталей, обладающих равной или близкой энергией, образуют энергетический уровень. Электроны занимают энергетические уровни последовательно, в порядке увеличения энергии.

Свойства элемента и образованных им соединений определяются электронным строением его атомов. Наибольшее влияние на химические свойства оказывают внешние, так называемые валентные электроны.

Заряженный атом или группу атомов называют ионом. Различают катионы — положительно заряженные ионы и анионы — отрицательно заряженные ионы.

Способность атома притягивать валентные электроны других атомов называют электроотрицательностью. В периоде слева направо ослабевают металлические свойства и усиливаются неметаллические, увеличивается электроотрицательность. В подгруппе сверху вниз увеличивается радиус атома, возрастают металлические и убывают неметаллические свойства, уменьшается электроотрицательность.

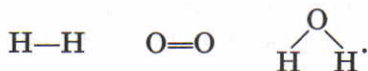
Изучение строения атома позволило дать современную формулировку Периодического закона Д. И. Менделеева: свойства химических элементов, а также образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Периодическое изменение свойств элементов и образованных ими веществ вызвано периодическим повторением электронного строения внешнего энергетического уровня атомов.

§ 49 Химическая связь и энергия

Что заставляет атомы соединяться друг с другом? Как объяснить, например, что молекулы водорода H_2 и хлора Cl_2 состоят из двух атомов, а не из трёх, а молекула гелия He_2 не существует? Почему одни атомы связаны между собой, а другие нет? Почему некоторые молекулы устойчивы, другие легко распадаются, а третьи вообще не образуются ни при каких условиях? Ответы на подобные вопросы необычайно важны для химиков.

В XIX в. было введено определение валентности как числа химических связей, которые данный атом образует с другими. Например, зная, что валентность водорода равна I, а кислорода — II, можно составить структурные формулы молекул водорода, кислорода и воды:



В них чёрточками обозначены химические связи между атомами. Что же представляет собой химическая связь? Ответить на этот вопрос удалось лишь после того, как было изучено строение атома. В 1897 г. английский физик Дж. Дж. Томсон предположил, что связь имеет электрическую природу и образуется за счёт смещения или переноса электронов от одного атома к другому. Эта гипотеза оказалась правильной.

Атом, как вы уже знаете, состоит из положительно заряженного ядра и электронов. Простейший атом — атом водорода — содержит всего один электрон, находящийся на первом энергетическом уровне. При сближении двух атомов водорода ядро одного из них притягивает электронное облако другого, и наоборот.

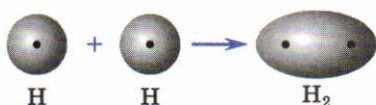


Рис. 94. Перекрывание электронных облаков атомов приводит к образованию электронного облака молекулы водорода

Между атомами возникает взаимодействие, и расстояние между ними уменьшается до тех пор, пока взаимное притяжение не уравнивается отталкиванием ядер. В образовавшейся молекуле электронная плотность в пространстве между ядрами оказывается повышенной. Два электрон-

ных облака атомов объединяются в единое электронное облако молекулы (рис. 94).

Молекула может образоваться лишь в том случае, если при взаимодействии атомов их общая энергия уменьшается. Иными словами, образование химической связи всегда сопровождается выделением энергии, называемой *энергией химической связи*.

Химическая связь — это взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами или их перехода от одного атома к другому.

Не все атомы могут взаимодействовать между собой. Бывает так, что при сближении атомов и перекрывании их электронных облаков молекула не образуется. Например, если два атома гелия приближаются друг к другу, то общая энергия всё время увеличивается, и молекула He_2 образоваться не может.

Условия возникновения химической связи определил американский химик Г. Льюис, который в 1916 г. предложил электронную теорию химической связи. Эта теория основана на представлении о том, что электронные оболочки атомов благородных газов отличаются особой устойчивостью, чем и объясняется их химическая инертность. Атомы всех других элементов при образовании химической связи стремятся изменить электронную оболочку до конфигурации ближайшего благородного газа, отдавая или присоединяя электроны. Только в этом случае образуются устойчивые молекулы. Льюис назвал это утверждение *правилом октета* (от лат. *окто* — восемь), так как атомы всех благородных газов, кроме гелия, содержат на внешнем уровне восемь электронов.

Льюис Гилберт (1875—1946)

Один из самых известных американских химиков. Родился в городе Уэймут в штате Массачусетс. Получил домашнее образование. В возрасте 14 лет поступил в университет, в 24 года защитил диссертацию. Основные работы Льюиса связаны с физической химией — разделом химии, изучающим протекание химических реакций и строение вещества. Льюис объяснил возникновение химической связи путём объединения электронов разных атомов в общие электронные пары. Он показал, что число электронных пар, которые принадлежат каждому атому в молекуле, как правило, равно четырём. Это позволило учёному сформулировать правило октета, по-новому трактовать понятие валентности. Его книга «Валентность и структура атомов и молекул» долгие годы была лучшим учебником по теории химической связи. Много сил и времени Льюис затратил на получение чистого дейтерия — тяжёлого изотопа водорода и его соединений, в первую очередь тяжёлой воды. Он также внёс большой вклад в изучение кислот и оснований.



Теперь понятно, почему образуется молекула H_2 , а молекула He_2 — нет. Это связано с тем, что атому водорода до завершения внешнего уровня не хватает одного электрона. При образовании молекулы H_2 электроны двух атомов объединяются, электронная конфигурация каждого атома дополняется до конфигурации атома гелия. В то же время в атоме гелия внешний энергетический уровень уже заполнен; этим атомам просто не нужны «чужие» электроны.

Вопросы и задания

1. Почему число известных молекул во много раз превышает число химических элементов?
2. Какая элементарная частица участвует в образовании химической связи?
3. Какие силы действуют в молекуле водорода?
4. Что такое химическая связь и почему она образуется?
5. Почему одни атомы взаимодействуют друг с другом, а другие нет?
6. Сколько электронов не хватает до октета атомам азота, хлора, серы, углерода?

§ 50 Ковалентная связь

При образовании молекул атомы стремятся к тому, чтобы на их внешнем энергетическом уровне было два или восемь (октет) электронов. Этого можно достичь несколькими способами. Самый распространённый из них заключается в объединении неспаренных электронов в общие электронные пары, принадлежащие одновременно обоим атомам.

Химическая связь, возникающая в результате образования общих электронных пар, называется ковалентной.

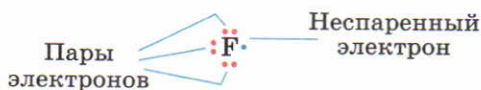
подавляющее большинство известных химических соединений содержат ковалентные связи.

Рассмотрим образование ковалентных связей в некоторых простых молекулах. Электроны внешнего энергетического уровня (валентные электроны) одного атома будем обозначать точками, а другого атома — крестиками, расположенными сбоку, сверху или снизу от символа элемента. Тогда образование молекулы H_2 можно записать в виде схемы:



Структурную формулу молекулы, в которой указаны валентные электроны всех атомов, называют *электронной формулой*. Общую пару электронов чаще всего обозначают чёрточкой, которая и символизирует ковалентную химическую связь, например $H-H$. В образовавшейся молекуле H_2 каждому атому водорода принадлежат два электрона, т. е. эти атомы имеют такую же электронную конфигурацию, как и атом благородного газа гелия.

Атомы неметаллов второго периода стремятся дополнить свою электронную оболочку до октета. Составим схему образования связи в молекуле фтора F_2 . Атом фтора содержит на внешнем уровне семь электронов — три электронные пары и один неспаренный электрон:



До завершения внешнего уровня атому фтора не хватает одного электрона, поэтому каждый из атомов предоставляет в общее пользование по одному неспаренному электрону:



В молекуле F_2 каждый атом фтора имеет на внешнем уровне по восемь электронов (октет), из которых два находятся в общем пользовании, а шесть (три пары) не участвуют в образовании химической связи и принадлежат лишь данному атому:



Ковалентная связь может возникнуть и между атомами разных элементов. В молекуле фтороводорода HF атом H за счёт «чужого» электрона завершает первый энергетический уровень, а атом F — второй:



При взаимодействии двух атомов, каждый из которых имеет несколько неспаренных электронов, образуются сразу несколько общих электронных пар. Примером может служить молекула азота N_2 . В атоме азота на внешнем уровне пять электронов, три из которых неспаренные. Именно они и участвуют в образовании трёх общих электронных пар. За счёт этого каждый атом приобретает завершённый внешний энергетический уровень из восьми электронов (октет):



Химическую связь в этом случае называют *тройной* и обозначают тремя чертами. Связь, образованную одной парой электронов, называют *одинарной*, двумя парами — *двойной*.

Если в одном атоме есть несколько неспаренных электронов, то он может образовать ковалентные связи сразу с несколькими атомами. В молекуле воды атом кислорода образует две ковалентные связи с двумя атомами водорода:

Общие пары электронов



Неподелённые пары электронов,
не участвующие в образовании химической связи

Каждый атом водорода в молекуле воды имеет на внешнем уровне по два электрона (общие с атомом кислорода), а атом кислорода — восемь электронов (четыре своих и две общие пары).

Обычно при образовании общей электронной пары каждый из двух атомов предоставляет в совместное пользование по одному электрону. В этом случае говорят, что связь образована по *обменному* механизму, так как атомы обмениваются электронами. Существует и другая возможность, когда один из атомов даёт в общее пользование два электрона, а другой предоставляет для них свободную орбиталь. Атом, предоставляющий электронную пару, называют *донором*, а атом, принимающий электроны, — *акцептором*. Этот механизм образования ковалентной связи называют *донорно-акцепторным* (иногда такую связь обозначают стрелкой, направленной от донора к акцептору).

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентных связей характерен для переходных металлов, в частности железа. Важнейшее соединение железа, входящее в состав крови, — гемоглобин — связывает кислород воздуха именно по донорно-акцепторному механизму.

Вопросы и задания

1. Дайте определение ковалентной связи. Рассмотрите её образование на примере молекулы водорода.
2. Сколько электронных пар и неспаренных электронов содержат: а) атом фтора; б) молекула фтора?
3. Приведите электронную формулу молекулы воды. Сколько химических связей образует атом кислорода в этой молекуле?
4. Изобразите процесс образования молекул хлороводорода HCl , сероводорода H_2S и аммиака NH_3 из атомов.
5. Составьте электронную формулу молекулы кислорода O_2 . Сколько электронных пар участвует в образовании ковалентной связи между атомами кислорода? Выполняется ли правило октета?
6. Молекула оксида азота(II) NO — исключение из правила октета. Составьте электронную формулу этой молекулы. Сколько неспа-

ренных электронов она содержит? Сколько электронных пар участвуют в образовании химической связи в этой молекуле?

7. Даны три электронные формулы: а) $X \times \times Y \times \times$; б) $:\ddot{Z} \times \times \ddot{Z} \times \times$; в) $:\ddot{A} \times \times \ddot{A} \times \times$. Какие из перечисленных ниже формул веществ соответствуют каждой из них: NH_3 , HCl , O_2 , F_2 , N_2 , H_2 , HBr , Cl_2 ?
- *8. Молекула воды может взаимодействовать с ионом водорода H^+ . Новая связь $O-H$ образуется по донорно-акцепторному механизму. Составьте электронную формулу полученного иона гидроксония H_3O^+ . Назовите донор и акцептор.

§ 51 Полярная и неполярная связь.

Свойства ковалентной связи

Если ковалентная связь образуется между одинаковыми атомами, то они притягивают валентные электроны с равной силой, и общее электронное облако расположено симметрично относительно обоих атомов, т. е. электронная пара в равной степени принадлежит обоим атомам. Такую ковалентную связь называют *неполярной*. Во всех простых веществах, образованных неметаллами (например, H_2 , N_2 , O_2 , S_8), химические связи неполярные. Ковалентную связь, возникающую между атомами разных элементов, называют *полярной*. В этом случае общая электронная пара смещена к тому атому, который сильнее притягивает электроны. Чем сильнее это смещение, тем больше *полярность* связи (рис. 95).

Вы помните, что величину, характеризующую способность атома притягивать электроны других атомов, на-

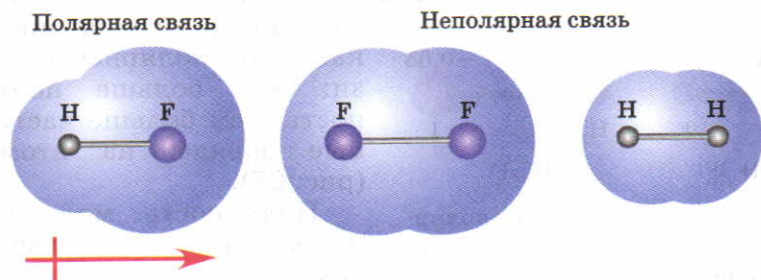


Рис. 95. Электронные облака полярной (HF) и неполярной (F_2 , H_2) связи. Перечёркнутая стрелка показывает направление смещения электронной плотности

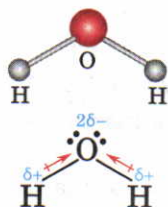


Рис. 96. Модель полярной молекулы воды. Общие электронные пары ковалентных связей О—Н смещены к атому кислорода, на котором находится центр отрицательного заряда. Центр положительного заряда находится между атомами водорода

зывают электроотрицательностью. Сравнивая значения электроотрицательности двух атомов, можно оценить полярность ковалентной связи между ними. Чем больше разность электроотрицательностей ($\Delta\chi$), тем сильнее общая электронная пара смещена к более электроотрицательному атому и тем полярнее ковалентная связь. Например, в ряду галогеноводородов $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ полярность связи закономерно уменьшается: самая полярная связь в молекуле HF ($\Delta\chi = 3,98 - 2,20 = 1,78$), а наименее полярная — в молекуле HI ($\Delta\chi = 2,66 - 2,20 = 0,46$). Во всех этих молекулах общая электронная пара смещена к атому галогена.

Во многих молекулах с полярными ковалентными связями центры отрицательного и положительного зарядов находятся в разных точках. В таких случаях говорят, что молекула полярна. Полярные молекулы называют *диполями*. Пример диполя — молекула воды (рис. 96).

Атом, в направлении которого смещена общая электронная пара, приобретает небольшой отрицательный заряд, который называют *частичным*, так как он всегда меньше единицы, и обозначают греческой буквой дельта — δ^- . При этом на другом атоме, участвующем в образовании связи, возникает равный по абсолютной величине частичный положительный заряд δ^+ . Значение заря-

да δ можно рассматривать как меру полярности связи: чем больше полярность, тем больше частичные заряды на атомах (рис. 97).

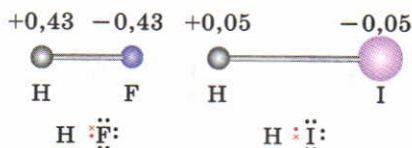
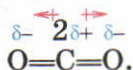


Рис. 97. Модели сильно полярной молекулы HF и слабо полярной молекулы HI . Указаны частичные заряды на атомах. В HF общая электронная пара смещена сильнее, чем в HI

Полярность молекулы и полярность химической связи — разные понятия. Молекула может быть неполярной даже при наличии полярных связей. На-

пример, в молекуле углекислого газа CO_2 атом углерода связан с каждым атомом кислорода двумя полярными связями, причём электронные пары обеих связей смещены от него к атомам кислорода:



Тем не менее в целом молекула CO_2 неполярна, так как связи расположены симметрично относительно центра молекулы.

Помимо полярности ковалентная связь характеризуется некоторыми другими свойствами. *Длиной связи* называют расстояние между ядрами связанных атомов. Атомы сближаются на такое расстояние, при котором достигается наибольшее перекрывание их электронных облаков, а энергия молекулы становится минимальной. Длина связи сравнима с размерами атомов и обычно составляет $0,1\text{--}0,2\text{ нм}^1$. Самая маленькая длина связи в молекуле водорода H_2 — $0,076\text{ нм}$ (рис. 98), так как атом водорода имеет наименьший радиус.

Молекулу H_2 невозможно разглядеть даже в электронный микроскоп. Известны и гораздо более крупные молекулы. Примером может служить молекула ДНК, ответственная за передачу наследственной информации в растительных и животных клетках. В клетке молекула ДНК содержится исключительно в свёрнутом виде, образуя хромосомы. Если бы удалось её раскрутить, получилась бы тончайшая нить длиной в человеческий рост при диаметре всего 2 нм .

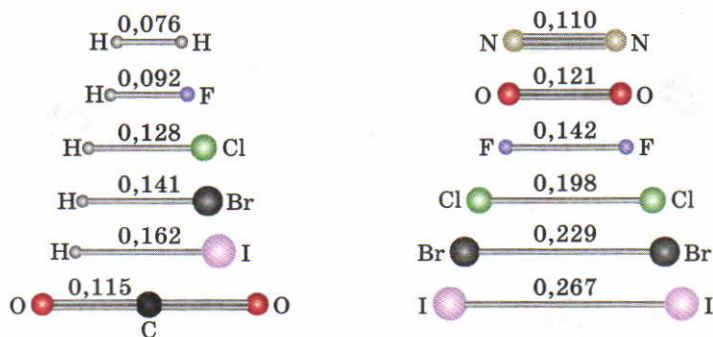


Рис. 98. Сравнение длин связи (в нанометрах) в некоторых молекулах

¹ $1\text{ нм (нанометр)} = 10^{-9}\text{ м}$.



Рис. 99. Различные модели молекулы воды

Модели молекул, использованные в иллюстрациях к этой главе, называют шаростержневыми. В них шары обозначают ядра атомов, а стержни — химические связи. В реальных молекулах пространство между ядрами заполнено электронными облаками, которые на этих моделях не показаны. Различные модели молекулы воды представлены на рисунке 99.

Ковалентная связь образуется между двумя атомами, т. е. характеризуется направленностью. Если один атом образует несколько связей, то они направлены под определёнными углами друг к другу. Угол между связями (валентный угол) — это угол между линиями, соединяющими химически связанные атомы. Валентные углы в молекулах бывают разными: от 90° до 180° (рис. 100). Зная все валентные углы и длины всех связей, можно определить геометрическую форму молекулы.

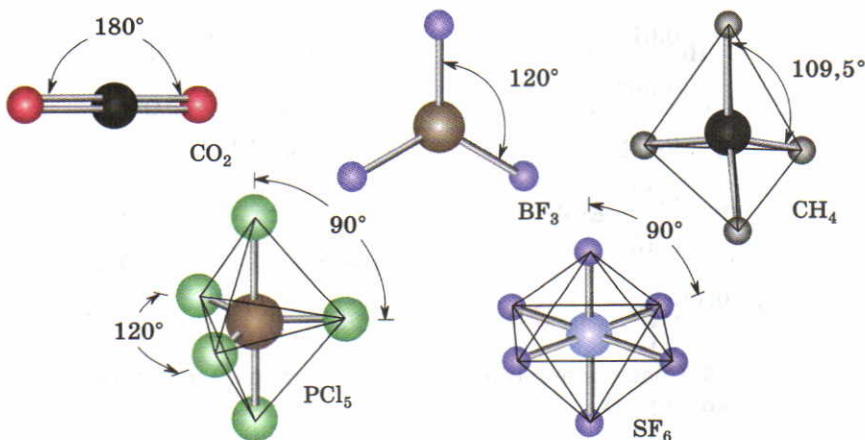


Рис. 100. Валентные углы в некоторых молекулах

Лабораторный опыт 22. Составление моделей молекул

Воспользовавшись набором для моделирования, соберите модели простейших молекул — метана, воды, аммиака, хлороводорода, оксида углерода(IV). Обратите внимание, что данный вид моделей верно передаёт углы между связями. Объясните, почему молекула воды, в отличие от молекулы оксида углерода(IV), не линейна.

Вопросы и задания

1. Какую ковалентную связь называют неполярной; полярной? Приведите примеры.
2. Запишите формулы веществ в порядке увеличения полярности связи: H_2O , CH_4 , HF , NH_3 .
3. Определите знак частичного заряда на атоме хлора в молекулах HCl и ClF . В какой из этих молекул частичный заряд хлора больше по абсолютной величине?
4. Приведите по одному примеру молекул с одинарной, двойной и тройной ковалентной связью.
5. Какие молекулы называют диполями?
6. Выпишите формулы молекул-диполей: HCl , Cl_2 , N_2 , H_2O .
7. В какой из двух молекул длина связи больше:
а) H_2 , I_2 ; б) HCl , HBr ; в) NH_3 , PH_3 ; г) CH_4 , CCl_4 ?
- *8. Химические элементы главной подгруппы VI группы образуют с водородом молекулы состава H_2R . Как изменяется при увеличении порядкового номера элемента: а) полярность связи $\text{H}-\text{R}$ в этих молекулах; б) длина этой связи?
- *9. Молекула BCl_3 представляет собой равносторонний треугольник, в вершинах которого находятся атомы хлора, а в центре — атом бора. Найдите валентный угол в этой молекуле.

§ 52 Ионная связь

Атомы щелочных металлов, например натрия или калия, содержат на внешнем энергетическом уровне всего один электрон. В химических реакциях эти атомы легко отдают валентные электроны и превращаются в ионы с электронной конфигурацией инертного газа:



Атомам галогенов — типичных неметаллов — до завершения внешнего уровня недостает всего одного электрона, поэтому им выгодно принять электрон:



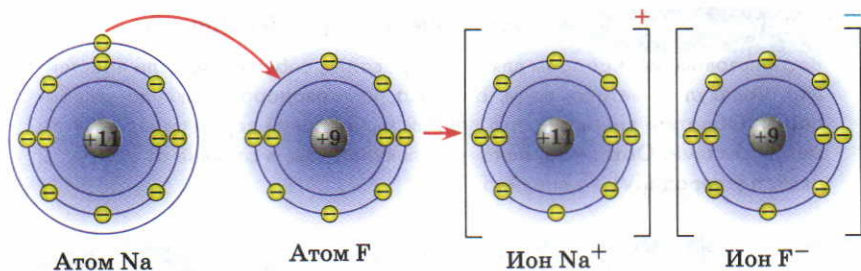


Рис. 101. Взаимодействие атомов натрия и фтора. Электрон переходит от атома натрия к атому фтора. Оба иона — натрия и фтора — имеют устойчивые электронные конфигурации

При взаимодействии двух атомов, один из которых отдаёт электрон, а другой его принимает, электрон переходит от первого атома ко второму. Атом, отдавший электрон, превращается в положительно заряженный ион (катион), а атом, принявший электрон, — в отрицательно заряженный ион (анион). Между этими разноимённо заряженными ионами возникает электростатическое притяжение, сила которого зависит от зарядов ионов и их радиусов (рис. 101).

Химическая связь, возникающая в результате притяжения противоположно заряженных ионов, называется ионной.

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи, когда общая электронная пара полностью перешла к одному из атомов. Ионная связь образуется между атомами типичных металлов и неметаллов, сильно различающихся значениями электроотрицательности. Условно считают, что связь ионная, если разность электроотрицательностей двух атомов ($\Delta\text{ЭО}$) превышает 2 (рис. 102).



Рис. 102. Сравнение ковалентной и ионной связей

Задание. Определите вид связи во фториде натрия NaF и фториде углерода(IV) CF_4 .

Подсчитаем в обоих случаях разность электроотрицательностей связанных атомов. Если найденное значение больше 2, связь ионная, если меньше — ковалентная полярная.

NaF : $\Delta \text{ЭО} = \text{ЭО}(\text{F}) - \text{ЭО}(\text{Na}) = 3,98 - 0,93 = 3,05$. Связь ионная.

CF_4 : $\Delta \text{ЭО} = \text{ЭО}(\text{F}) - \text{ЭО}(\text{C}) = 3,98 - 2,55 = 1,43$. Связь ковалентная полярная.

Как положительные, так и отрицательные ионы могут состоять не только из одного, но и из нескольких атомов. Например, кристаллы калийной селитры (нитрата калия) KNO_3 образованы положительными ионами калия K^+ и отрицательными нитрат-ионами NO_3^- . Связь между ионами K^+ и NO_3^- ионная, а между атомами N и O в ионе NO_3^- — ковалентная полярная (рис. 103).

Ионная связь характерна для основных оксидов (Na_2O^{2-} , $\text{Mg}^{2+}\text{O}^{2-}$), щелочей (Na^+OH^- , K^+OH^-) и солей (Na^+Cl^- , K^+NO_3^-). В структурных формулах ионную связь изображают символами ионов с зарядами.

Вещества с ионной связью обычно представляют собой кристаллы, которые состоят из огромного числа ионов, расположенных так, что каждый положительный ион окружён несколькими отрицательными, а каждый отрицательный ион — несколькими положительными. Число ближайших соседей иона называют его *координационным числом*. Например, в кристаллах хлорида натрия NaCl каждый ион натрия окружён шестью ионами хлора, и наоборот (рис. 104). В ионных соединениях нет

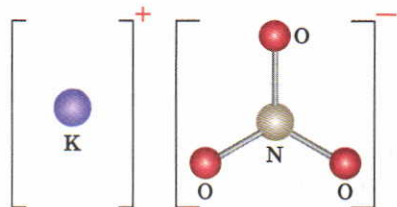


Рис. 103. В нитрате калия KNO_3 присутствуют как ионные, так и ковалентные связи

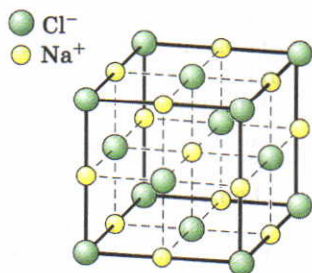


Рис. 104. Модель кристалла хлорида натрия

отдельных молекул: весь кристалл представляет собой одну-единственную гигантскую молекулу. Формула ионного соединения выражает не состав молекулы, а соотношение положительных и отрицательных ионов. Например, формула KNO_3 означает, что число ионов K^+ в любом кристалле нитрата калия равно числу ионов NO_3^- .

Поскольку число связей в ионных кристаллах огромно, то все ионы прочно связаны друг с другом. Поэтому ионные соединения при комнатной температуре являются твёрдыми, а плавятся и кипят лишь при сильном нагревании. Например, температура плавления поваренной соли (хлорида натрия) NaCl равна 801°C . Рекордсмен по тугоплавкости среди ионных соединений — оксид магния MgO , который плавится при 2825°C и кипит при 3600°C .

Ионная связь по своим свойствам значительно отличается от ковалентной. В ионных кристаллах каждый ион притягивается ко всем противоположно заряженным ионам, расположенным в любых направлениях и на любых расстояниях от него. Это означает, что ионную связь нельзя характеризовать направленностью. Кроме того, каждый ион образует очень большое, почти неограниченное число ионных связей, поэтому понятие валентности элемента в ионном соединении теряет смысл.

Вопросы и задания

1. Какую связь называют ионной? Приведите примеры соединений с ионной связью.
2. Пользуясь рядом электроотрицательностей, назовите по два соединения, в которых кислород образует связи: а) ионные; б) ковалентные.
3. Выберите формулы соединений, в которых химические связи: а) ковалентные неполярные; б) ковалентные полярные; в) ионные.
 H_2 , HBr , Na_2O , CaO , CO_2 , CO , O_2 , NO_2 , K_3N , NH_3 , N_2 , NF_3 , F_2 , OF_2 , MgF_2 .
4. Сформулируйте два отличия ионной связи от ковалентной.
5. Что называют координационным числом?
6. Почему понятие валентности неприменимо к ионным соединениям?
7. Какие из связей в сульфате магния являются ионными, а какие — ковалентными?

§ 53

Металлическая связь

Все металлы обладают рядом общих свойств: они имеют металлический блеск, высокую ковкость, хорошо проводят тепло и электрический ток. Эти свойства металлов связаны с наличием в них особого вида химической связи — металлической связи. В атомах элементов-металлов на внешнем энергетическом уровне находится не более четырёх электронов, которые они легко отдают в общее пользование.

Рассмотрим металл натрий. На внешнем уровне атома натрия всего один валентный электрон, молекула Na_2 при комнатной температуре неустойчива, так как при её образовании атомы не получают октета электронов (составьте электронную формулу этой молекулы). Атомам натрия, как и атомам всех других металлов, выгоднее объединять валентные электроны в единое электронное облако, принадлежащее всему куску металла. Обобществлённые электроны свободно перемещаются по всему объёму металла, связывая все атомы между собой. Атомы, предоставившие свои электроны в общее пользование, приобретают положительный заряд — становятся ионами. Однако ионы, в отличие от электронов, не могут перемещаться по кристаллу; они образуют остов — кристаллическую решётку. Подобно ионным кристаллам, любой образец металла представляет собой одну гигантскую молекулу, состоящую из огромного числа положительных ионов и электронов (рис. 105).

Металлическая связь — это связь между положительными ионами металлов и общими электронами, свободно движущимися по всему объёму. Благодаря свободным электронам металлы хорошо проводят тепло и электрический ток. Различия в свойствах разных металлов определяются прочностью металлической связи и расстояниями между ионами в кристалле.

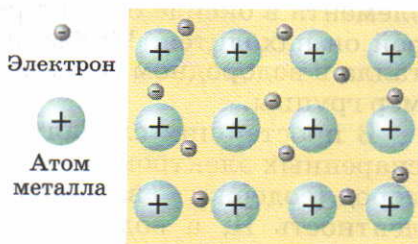


Рис. 105. Схема строения металлического кристалла

Вопросы и задания

1. Назовите отличие металлической связи от ионной.
2. Обладает ли металлическая связь направленностью? Ответ поясните.
3. Можно ли определить валентность натрия: а) в металлическом натрии; б) в молекулах Na_2 , которые существуют в парах натрия?
4. Как вы думаете, почему ионные кристаллы не проводят электрический ток, а металлические проводят?

§ 54 Валентность и степень окисления

Вы знаете, что атомы различных химических элементов могут присоединять разное число других атомов, т. е. проявлять разную валентность. Валентность характеризует способность атомов соединяться с другими атомами. Теперь, изучив строение атома и виды химической связи, можно более подробно рассмотреть это понятие.

Валентностью называют число одинарных химических связей, которые атом образует с другими атомами в молекуле. Под числом химических связей понимают число общих электронных пар. Так как общие пары электронов образуются только в случае ковалентной связи, то *валентность атомов можно определить только в ковалентных соединениях.*

В структурной формуле молекулы химические связи изображают чёрточками. Число чёрточек, отходящих от символа данного элемента, и есть его валентность. Валентность всегда имеет положительное целое значение от I до VIII.

Как вы помните, высшая валентность химического элемента в оксиде обычно равна номеру группы, в которой он находится. Чтобы определить валентность неметалла в водородном соединении, нужно из 8 вычесть номер группы.

В простейших случаях валентность равна числу неспаренных электронов в атоме, поэтому, например, кислород (содержит два неспаренных электрона) имеет валентность II, а водород (содержит один неспаренный электрон) — I.

В ионных и металлических кристаллах нет общих пар электронов, поэтому для этих веществ понятие ва-

лентности как числа химических связей не имеет смысла. Для всех классов соединений, независимо от вида химических связей, применимо более универсальное понятие, которое называют степенью окисления.

Степень окисления — это условный заряд на атоме в молекуле или кристалле. Его вычисляют, полагая, что все ковалентные полярные связи имеют ионный характер.

В отличие от валентности, степень окисления может быть положительной, отрицательной или равной нулю. В простейших ионных соединениях степени окисления совпадают с зарядами ионов. Например, в хлориде калия KCl (K^+Cl^-) калий имеет степень окисления $+1$, а хлор -1 , в оксиде кальция CaO ($\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$) кальций проявляет степень окисления $+2$, а кислород -2 . Это правило распространяется на все основные оксиды: в них степень окисления металла равна заряду иона металла (натрия $+1$, бария $+2$, алюминия $+3$), а степень окисления кислорода равна -2 . Степень окисления обозначают арабской цифрой, которую ставят над символом элемента, подобно валентности:



Обратите внимание на то, что обозначение степени окисления немного отличается от обозначения заряда иона: записывая степень окисления, сначала указывают

знак заряда ($+$ или $-$), а затем число, например: $\overset{-1}{\text{Cl}}$, $\overset{+2}{\text{Mg}}$, $\overset{+3}{\text{Al}}$. Заряд ионов записывают в обратном порядке: сначала число (кроме единицы, которую не указывают), а затем знак: F^- , Na^+ , Ca^{2+} , O^{2-} .

Хотя степень окисления и валентность — разные понятия, иногда их употребляют одно вместо другого. Так, если говорят о том, что валентность натрия в хлориде натрия равна I, то имеют в виду степень окисления натрия, равную $+1$. Металлы вообще редко образуют ковалентные связи, поэтому под валентностью металлов в соединениях понимают их степень окисления. Например, называя вещество оксидом железа(III), мы имеем в виду, что железо в этом соединении проявляет степень окисления $+3$.

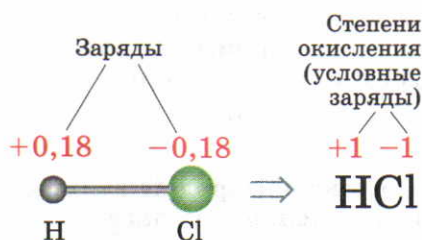
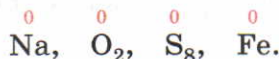


Рис. 106. Реальные заряды и степени окисления атомов в молекуле хлороводорода

Степень окисления элемента в простом веществе принимают равной нулю:



Рассмотрим, как определяют степени окисления в ковалентных соединениях. Хлороводород HCl — вещество с полярной ко-

валентной связью. Общая электронная пара в молекуле HCl смещена к атому хлора, имеющему большую электроотрицательность. Мысленно трансформируем связь Н—Cl в ионную (это действительно происходит в водном растворе), полностью сместив электронную пару к атому хлора (рис. 106). Он приобретёт заряд -1 , а водород $+1$. Следовательно, хлор в этом веществе имеет степень окисления -1 , а водород $+1$:



Степень окисления и валентность — родственные понятия. Во многих ковалентных соединениях абсолютная величина степени окисления элементов равна их валентности. Существует, однако, несколько случаев, когда валентность отлична от степени окисления. Это характерно, например, для простых веществ, где степень окисления атомов равна нулю, а валентность — числу общих электронных пар:



Валентность кислорода равна II, а степень окисления 0. В молекуле пероксида водорода



кислород двухвалентен, а водород одновалентен. В то же время степени окисления обоих элементов по абсолютной величине равны 1:



Один и тот же элемент в разных соединениях может иметь как положительные, так и отрицательные степени

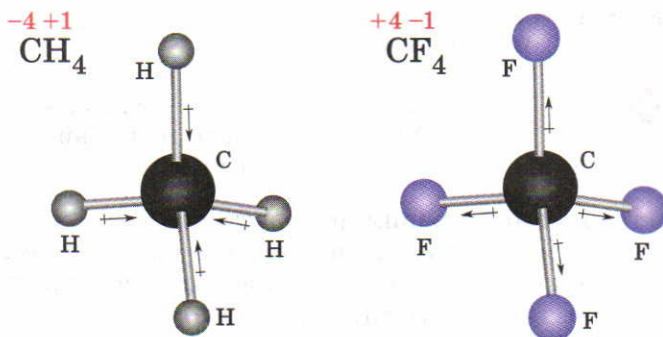


Рис. 107. Модели молекул метана CH_4 и фторида углерода(IV) CF_4 . Полярность связей обозначена стрелками

окисления в зависимости от электроотрицательности связанных с ним атомов. Рассмотрим, например, два соединения углерода — метан CH_4 и фторид углерода(IV) CF_4 .

Углерод более электроотрицателен, чем водород, поэтому в метане электронная плотность связей C—H смещена от водорода к углероду, и каждый из четырёх атомов водорода имеет степень окисления $+1$, а атом углерода -4 . Напротив, в молекуле CF_4 электроны всех связей смещены от атома углерода к атомам фтора, степень окисления которых равна -1 , следовательно, углерод находится в степени окисления $+4$ (рис. 107). Запомните, что степень окисления самого электроотрицательного атома в соединении всегда отрицательна.

Любая молекула электронейтральна, поэтому *сумма степеней окисления всех атомов равна нулю*. Используя это правило, по известной степени окисления одного элемента в соединении можно определить степень окисления другого, не прибегая к рассуждениям о смещении электронов.

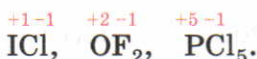
В качестве примера возьмём оксид хлора(I) Cl_2O . Исходим из электронейтральности частицы. Вы уже знаете, что атом кислорода в оксидах имеет степень окисления -2 , значит, оба атома хлора несут суммарный заряд $+2$. Отсюда следует, что на каждом из них заряд $+1$, т. е. хлор имеет степень окисления $+1$:





Рис. 108. Реальные заряды и степени окисления атомов в молекуле воды

Для того чтобы правильно расставить знаки степени окисления разных атомов, достаточно сравнить их электроотрицательности. Атом с большей электроотрицательностью будет иметь отрицательную степень окисления, а с меньшей — положительную. Согласно установленным правилам, символ наиболее электроотрицательного элемента записывают в формуле соединения на последнем месте:



Позднее вы узнаете, как можно использовать степень окисления для классификации соединений химических элементов и для определения коэффициентов в уравнениях реакций, однако всегда нужно помнить, что понятие это условное и часто не соответствует реальным зарядам на атомах в молекулах (рис. 108).

При определении степеней окисления элементов в соединениях соблюдают следующие правила.

- Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю.

- Фтор — самый электроотрицательный химический элемент, поэтому степень окисления фтора во всех веществах, кроме F_2 , равна -1 .

- Кислород — самый электроотрицательный элемент после фтора, поэтому степень окисления кислорода во всех соединениях, кроме фторидов, отрицательна: в большинстве случаев она равна -2 , а в пероксиде водорода H_2O_2 -1 .

- Степень окисления водорода равна $+1$ в соединениях с неметаллами, -1 в соединениях с металлами (гидридах); нулю в простом веществе H_2 .

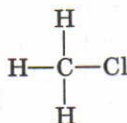
- Степени окисления металлов в соединениях всегда положительны. Степень окисления металлов главных подгрупп, как правило, равна номеру группы. Металлы побочных подгрупп часто имеют несколько значений степени окисления.

• Максимально возможная положительная степень окисления химического элемента равна номеру группы (исключение — Cu^{+2}). Минимальная степень окисления металлов равна нулю, а неметаллов — номеру группы минус восемь.

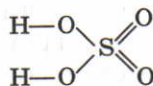
• Сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю.

Вопросы и задания

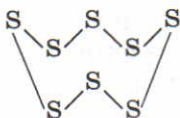
1. По структурной формуле определите валентности всех элементов в молекуле хлорметана CH_3Cl :



2. Определите валентность серы в следующих соединениях по их структурным формулам:



3. Какая валентность наиболее характерна для атомов лития, бериллия и бора? Учтите возможность распаривания электронов внешнего уровня.
4. Определите степени окисления элементов в ионных соединениях: LiF , MgF_2 , AlF_3 , K_2O , MgO , BaCl_2 , K_3N , Ca_3N_2 .
5. Определите степени окисления элементов в водородных соединениях: CH_4 , NH_3 , H_2S , HCl .
6. Определите степени окисления неметаллов в оксидах: Cl_2O , CO , N_2O_3 , CO_2 , P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7 .
7. Изобразите структурные формулы следующих молекул: O_2 , H_2O , OF_2 , H_2O_2 . Определите валентности и степени окисления кислорода в этих молекулах.
8. Определите валентности и степени окисления элементов в простых веществах по их формулам: H_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 . Структурная формула молекулы S_8 :



9. Приведите формулы веществ, в которых степени окисления водорода и углерода равны их валентностям.

10. Приведите по две формулы веществ, в которых степени окисления азота и кислорода отличаются от их валентностей.
11. Приведите формулы соединений азота с положительной и отрицательной степенью окисления этого химического элемента.
12. Рассчитайте степени окисления углерода в соединениях: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 , CCl_4 , если степень окисления водорода равна +1, хлора –1. Углерод во всех этих молекулах четырёхвалентен.

§ 55 Твёрдые вещества

Твёрдые вещества очень разнообразны по свойствам: они бывают лёгкими и тяжёлыми, окрашенными и бесцветными, пластичными и хрупкими; могут проводить ток, притягиваться магнитом. При нагревании до определённой температуры многие твёрдые вещества плавятся, т. е. превращаются в жидкость, а некоторые (иод, нафталин) возгоняются — сразу переходят в газ, минуя жидкое состояние. Некоторые вещества, например малахит, при нагревании разлагаются.

Все тела, состоящие из твёрдых веществ, в отличие от жидких и газообразных, имеют определённую форму и объём. Эти два свойства объясняются тем, что частицы, образующие твёрдое тело, не могут свободно перемещаться друг относительно друга.

По внутреннему строению и физическим свойствам твёрдые вещества подразделяют на аморфные и кристаллические. *Аморфные вещества* не имеют упорядоченной структуры, отдельные частицы в них расположены хаотично, недаром слово «аморфос» переводится с греческого языка как «бесформенный». Примерами таких веществ служат стёкла, смолы, большинство полимеров, т. е. веществ, состоящих из очень крупных молекул. При нагревании они не плавятся при определённой температуре, а постепенно размягчаются, переходя в жидкость.

Подавляющее большинство твёрдых веществ, в том числе хорошо знакомые вам поваренная соль и сахар, имеют *кристаллическое строение*, т. е. состоят из кристаллов¹. Отдельные кристаллы имеют форму симмет-

¹ Некоторые вещества (например, сера S и кварц SiO_2) могут находиться и в кристаллическом, и в аморфном состояниях.

ричных многогранников — куба, октаэдра, пирамиды, призмы (рис. 109). Однако крупные правильные кристаллы встречаются редко. Обычно приходится иметь дело с их сrostками или осколками. Если кристаллическое вещество измельчить в порошок, то увидеть кристаллы будет сложно даже в сильный микроскоп, но вещество при этом всё равно сохраняет кристаллическое строение.

Кристаллы поваренной соли часто имеют форму куба. Если нажать на такой кристалл остриём ножа, то он не рассыплется в порошок, а распадётся на отдельные куски, каждый из которых хотя бы частично сохранит форму исходного кристалла (рис. 110).

Это говорит о том, что частицы в кристаллах расположены в строгом порядке, образуя правильную геометрическую структуру — *кристаллическую решётку*. Точки, в которых находятся частицы, называют *узлами* решётки.

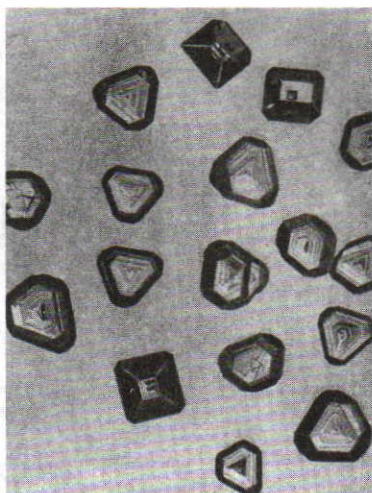


Рис. 109. Кристаллы поваренной соли под микроскопом



Рис. 110. Кристалл поваренной соли, расколотый на куски

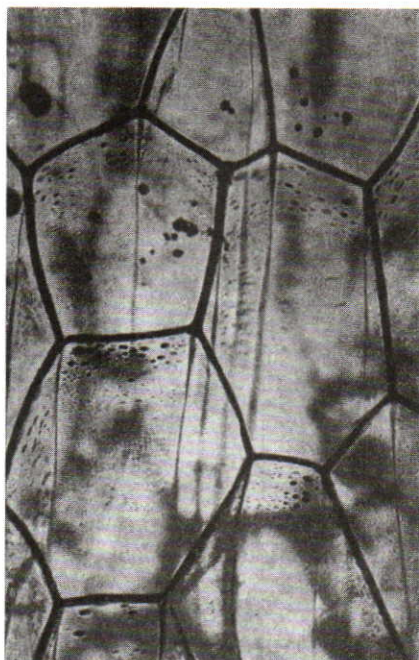


Рис. 111. Лёд под микроскопом. Видны очертания отдельных сросшихся кристаллов, имеющих форму шестигранника. Чёрные точки на фотографии — это пузырьки воздуха и воды в тех местах, где началось таяние

Кристаллы растут гранями. По мере роста кристалла отдельные его грани могут изменяться в размерах, но углы между ними остаются постоянными. Это объясняется тем, что внешние грани кристалла соответствуют определённым плоскостям, в которых расположены молекулы, атомы или ионы кристаллической решётки. Поэтому часто по внешнему виду кристалла можно судить о расположении частиц в его решётке. Легко заметить, например, что для поваренной соли характерна кубическая решётка. Кристаллы льда имеют шестиугольную (гексагональную) форму (рис. 111). Такая же симметрия характерна и для отдельных снежинок.

Формы кристаллов одного и того же вещества могут быть весьма разнообразными, так как в зависимости от условий (температура и растворитель) разные грани кристалла растут с разной скоростью. Кристаллы поваренной соли, которые выросли из раствора, содержащего примеси других веществ (мочевина, нитрат свинца и др.), имеют форму октаэдров. Особенно разнообразны формы кристаллов кальцита — одной из разновидностей карбоната кальция (рис. 112).

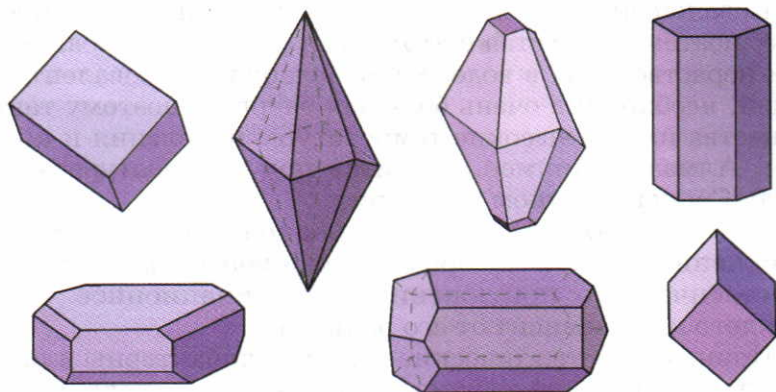


Рис. 112. Кристаллы кальцита различной формы

В зависимости от характера частиц, образующих кристалл, и от вида химической связи между ними различают четыре типа кристаллических решёток: атомные, ионные, металлические и молекулярные.

В узлах *атомных кристаллических решёток* находятся отдельные атомы, связанные друг с другом ковалентными связями. Например, в кристалле алмаза атомы углерода образуют пространственный трёхмерный каркас, в котором каждый атом связан с четырьмя другими (рис. 113). Число ближайших соседей атома называют координационным числом. В кристаллах кварца SiO_2 (см. рис. 23, б) каждый атом кремния соединён с четырьмя атомами кислорода, а каждый атом кислорода — с двумя атомами кремния.

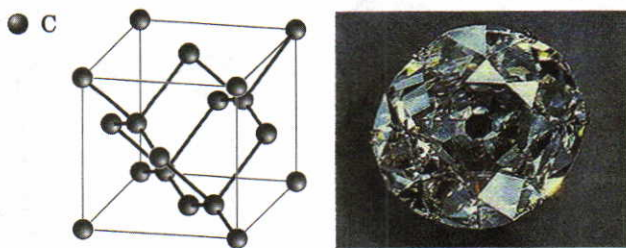


Рис. 113. Модель атомной кристаллической решётки и кристалл алмаза

Ковалентные связи в атомных кристаллах очень прочные, поэтому вещества с атомными решётками практически нерастворимы в воде. Чтобы разрушить ковалентные связи, необходима очень большая энергия, поэтому такие вещества имеют высокие температуры плавления и кипения. Алмаз, например, плавится при температуре около 4000°C и повышенном давлении.

В узлах *ионных кристаллов* находятся разноимённо заряженные ионы, которые удерживаются за счёт электростатического притяжения. Координационное число каждого иона зависит от его радиуса.

Ионные кристаллические решётки характерны для веществ с ионной связью: основных оксидов, щелочей, солей. В качестве примера рассмотрим кристаллическую решётку поваренной соли — хлорида натрия (рис. 114). В ней ионы натрия и хлора чередуются таким образом, что каждый ион Na^+ находится в окружении шести ионов Cl^- , а каждый ион Cl^- окружён шестью ионами Na^+ . Это означает, что координационные числа обоих ионов равны шести.

Вещества с ионными кристаллическими решётками достаточно тугоплавки и часто хорошо растворимы в воде. Они малолетучи и поэтому не имеют запаха. Ионные кристаллы не проводят электрический ток, так как в них нет свободных электронов, а сами ионы не могут перемещаться по кристаллу. Ионные соединения хрупкие, поскольку даже небольшие сдвиги частиц в кристаллической решётке приближают друг к другу одноимённо заряженные ионы, отталкивание между которыми приводит к появлению трещин в кристалле или даже к его разрушению.

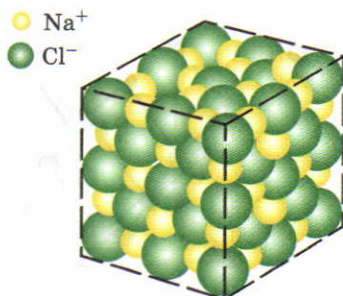


Рис. 114. Кристалл и модель ионной кристаллической решётки хлорида натрия

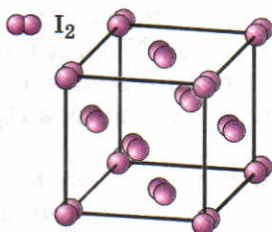


Рис. 115. Кристаллы и модель молекулярной кристаллической решётки иода

В *металлических кристаллах* решётка образована положительно заряженными ионами металлов, в пространстве между которыми свободно движутся электроны. Размеры всех ионов одинаковы. Кристаллы имеют такую структуру, при которой атомы упакованы максимально плотно (см. рис. 23, а). Особый характер металлической связи и строение металлических решёток обуславливают такие свойства металлов, как высокие электро- и теплопроводность. Подробнее о свойствах металлов вы узнаете в курсе химии 9 класса.

Молекулярные кристаллы составлены из молекул, которые слабо связаны друг с другом. Например, кристаллы иода состоят из молекул I_2 (рис. 115), а в узлах кристаллической решётки льда находятся молекулы H_2O (рис. 116). Молекулярную структуру имеют в твёр-

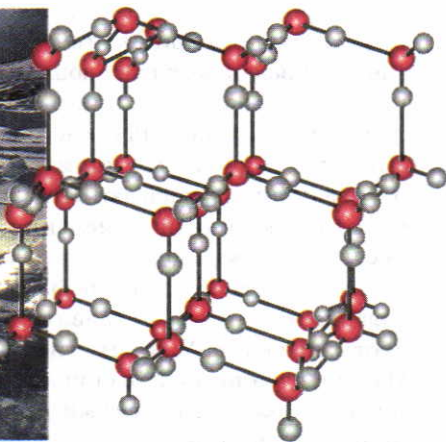


Рис. 116. Фрагмент кристаллической структуры льда. Между молекулами воды существуют слабые водородные связи

дом состоянии многие соединения неметаллов — углекислый газ CO_2 («сухой лёд»), аммиак NH_3 , хлороводород HCl , а также большинство органических соединений, например этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, сахар (сахароза) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ и др.

В таких кристаллах связи между молекулами значительно слабее, чем внутри каждой отдельной молекулы. Эти связи легко разрушить, поэтому вещества, которые в твёрдом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решётку, плавятся и кипят при низкой температуре. При обычных условиях они представляют собой газы, жидкости или легкоплавкие твёрдые вещества. Многие молекулярные соединения обладают запахом.

Лабораторный опыт 23. Возгонка иода

Положите на дно пробирки один-два кристаллика иода. Нагрейте нижнюю часть пробирки в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Как окрашены пары иода? Какой цвет имеют кристаллы, оседающие на стенках пробирки? Напишите в тетради, что называют возгонкой.

Вопросы и задания

1. Назовите общие свойства всех твёрдых веществ.
2. Чем отличаются кристаллические вещества от аморфных? Приведите примеры кристаллических и аморфных веществ.
3. Дайте определения следующих понятий: «кристаллическая решётка», «координационное число», «атомный кристалл», «молекулярный кристалл», «ионный кристалл».
4. Приведите по одному примеру твёрдых веществ, которые при нагревании: а) разлагаются; б) плавятся; в) возгоняются.
5. Определите степень окисления, валентность и координационное число атомов углерода в алмазе.
6. Объясните, почему кварц SiO_2 и углекислый газ CO_2 обладают совершенно разными физическими свойствами, несмотря на сходный состав. Укажите типы их кристаллических решёток.
7. Из приведённого ниже списка выпишите отдельно формулы веществ с кристаллическими решётками: а) атомной; б) ионной; в) металлической; г) молекулярной.
 CaBr_2 , Cu , O_2 (тв.), CuO , Br_2 (тв.), C (алмаз), Ba , NaNO_3 , HCl (тв.), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CO_2 (тв.), H_2O (тв.).

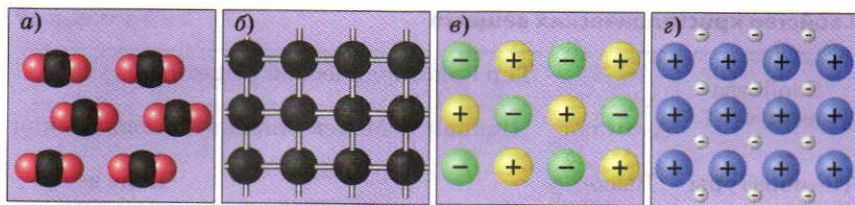


Рис. 117. Схемы кристаллических решёток различных типов

8. На рисунке 117 приведены схемы четырёх типов кристаллических решёток. Назовите их и приведите по одному примеру веществ каждого типа.
9. Белый фосфор плавится при $44\text{ }^{\circ}\text{C}$, а красный фосфор — при значительно более высокой температуре. Какой вывод можно сделать о типах их кристаллических решёток?
10. Карборунд (карбид кремния SiC) имеет температуру плавления $2830\text{ }^{\circ}\text{C}$ и по твёрдости близок к алмазу. Какой тип кристаллической решётки имеет это вещество?
11. Ванилин представляет собой бесцветное кристаллическое вещество с приятным запахом. Какую кристаллическую решётку он имеет?
12. Некоторое бесцветное вещество хорошо растворимо в воде и имеет высокую температуру кипения. Выскажите предположение о типе его кристаллической решётки. Обладает ли это вещество запахом?
13. На рисунке 118 показаны структуры кристаллического кварца и кварцевого стекла. Какой буквой (*a* или *б*) обозначено каждое вещество? Объясните свой выбор.
14. Заполните пропуски в таблице 19.

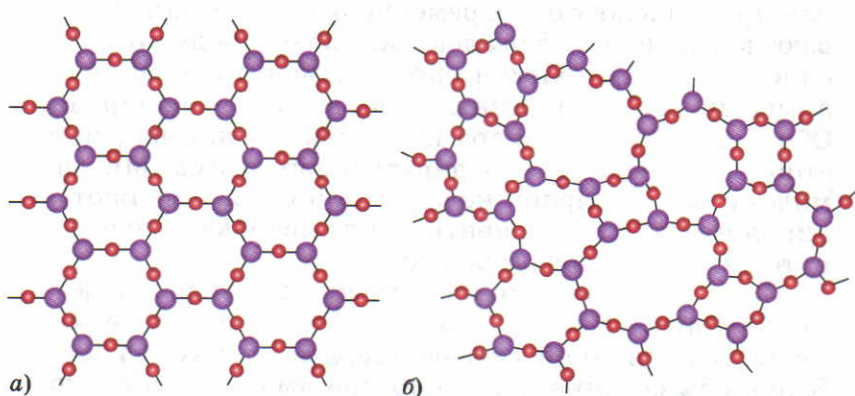


Рис. 118. Строение кристаллического кварца и кварцевого стекла

Свойства кристаллических веществ

Таблица 19

Свойства веществ	Тип кристаллической решётки			
	Атомная	Ионная	Молекулярная	Металлическая
Температуры плавления и кипения	Высокие			Чаще всего высокие
Запах	Не имеют			
Растворимость в воде		Многие растворимы	Некоторые растворимы	Нерастворимы
Примеры веществ				

Самое важное в главе 8

Объединение атомов в молекулу сопровождается выделением энергии. Химическая связь — это взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами или их перехода от одного атома к другому.

При образовании химической связи атомы стремятся изменить внешний энергетический уровень до октета (восьми электронов), отдавая и принимая электроны (ионная и металлическая связи) либо образуя общие электронные пары (ковалентная связь).

Связь, осуществляемую парой электронов, которая принадлежит одновременно обоим атомам, называют ковалентной. Ковалентная связь между атомами одного и того же химического элемента неполярная, а между атомами разных элементов — полярная. Общая электронная пара полярной связи смещена в сторону более электроотрицательного атома. Многие молекулы с полярной ковалентной связью являются диполями, т. е. в них центры положительного и отрицательного зарядов разделены.

Ионная связь возникает между противоположно заряженными ионами в результате их притяжения. Вещества с ионной связью твёрдые и тугоплавкие. К ионным соединениям неприменимы понятия «молекула» и «валентность».

Валентность — это число химических связей, образованных атомом в молекуле. Валентность — положительное целое число. Понятие «валентность» применимо только к ковалентным соединениям.

Степень окисления — условный заряд на атоме в молекуле или кристалле, вычисленный в предположении, что все полярные связи имеют ионный характер. Степень окисления может быть и положительной, и отрицательной. Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю. Понятие «степень окисления» применимо к любым соединениям, как ковалентным, так и ионным.

Твёрдые вещества бывают кристаллическими и аморфными. В кристаллах частицы строго упорядочены и образуют кристаллическую решётку, в аморфных веществах они расположены хаотично.

Практикум

В данном разделе рассказано о правилах работы в химической лаборатории, а также приведены практические работы и занимательные опыты.

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ШКОЛЬНОЙ ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Ваш кабинет химии представляет собой небольшую лабораторию. Вещества, используемые в лаборатории, называют *реактивами*, а посуду, в которой они хранятся, — *банками и склянками*. Каждая ёмкость с реактивом должна быть снабжена этикеткой, на которой написана формула вещества или его название (рис. 119).

Пробки от склянок кладут широкой частью вниз, чтобы не пачкать стол той частью пробки, которая находилась внутри склянки с веществом.

Помните, что химическая посуда всегда должна быть чистой. Для мытья посуды используют специальные ёршики, а в качестве моющих средств — раствор хозяйственного мыла, соду, стиральные порошки, щавелевую

кислоту. При мытье посуды рекомендуется надевать резиновые перчатки. Если посуда сразу не отмывается, её заливают моющим раствором и оставляют на ночь.

Работа в любой лаборатории связана с повышенной опасностью. Во избежание несчастных случаев необходимо соблюдать **правила безопасности**.

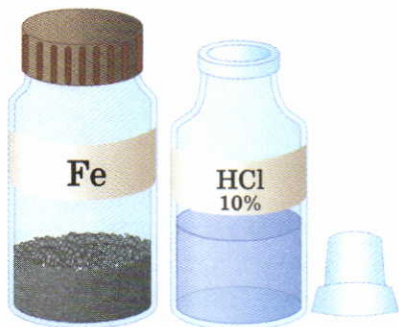


Рис. 119. Банки и склянки с реактивами

Правила безопасности при работе в лаборатории

- Не трогайте вещества, посуду и не приступайте к работе без разрешения учителя.

- Не смешивайте незнакомые вам вещества.

- Никогда не берите вещества руками, пользуйтесь для этого специальными ложечками, шпателями, пинцетами.

- Вещества, находящиеся в лаборатории, запрещается пробовать на вкус, даже если в обыденной жизни их употребляют в пищу (поваренная соль, сахар).

- Вдыхание газов и паров некоторых веществ может привести к раздражению дыхательных путей или отравлению. Для ознакомления с запахом вещества необходимо держать склянку на расстоянии 15—20 см от лица и лёгкими движениями руки направлять воздух от отверстия на себя (рис. 120).



Рис. 120. Ознакомление с запахом вещества

- Не наливайте и не перемешивайте реактивы вблизи лица. При нагревании нужно направлять отверстие пробирки или колбы в сторону от себя и соседей.

- При попадании едких веществ на кожу необходимо немедленно смыть их под сильной струёй воды. Если на кожу попала кислота, место ожога следует обработать слабым раствором соды, а в случае попадания щёлочи — слабым раствором борной или уксусной кислоты.

- Если кислота или щёлочь попали в глаза, необходимо немедленно промыть их под струёй воды, наклонившись над раковиной.

- Помните, что горячую посуду по внешнему виду невозможно отличить от холодной. Прежде чем взять посуду рукой, убедитесь, что она остыла. При термическом ожоге кожу надо обработать спиртовым раствором таннина, этиловым спиртом или противоожоговой мазью. В случае сильного ожога необходимо обратиться к врачу.

- Нельзя нагревать на открытом пламени посуду из толстого стекла.

- Горючие жидкости (спирт, эфир, бензин, ацетон и др.) можно нагревать лишь на плитках с закрытой спиралью, находящихся на расстоянии более двух метров от пламени.

- Не бросайте в раковину фильтровальную бумагу, вату, стекла от разбитой посуды.

- Не кладите на свой лабораторный стол ничего лишнего.

Практическая работа 1

Правила безопасности при работе в химической лаборатории.

Знакомство с лабораторным оборудованием

На этом практическом занятии вы освоите простейшие приёмы работы в химической лаборатории.

Оборудование: спиртовка, спички, лабораторный штатив, штатив для пробирок, набор химической посуды.

1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории

Изучите правила безопасности при работе в лаборатории (с. 231).

2. Устройство лабораторной спиртовки

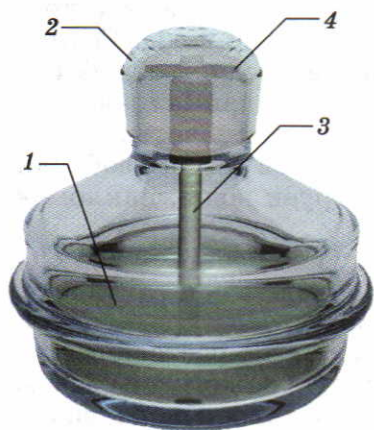


Рис. 121. Спиртовка

Спиртовка (рис. 121) состоит из толстостенного стеклянного резервуара 1, заполненного спиртом, и колпачка 2. В спирт погружён фитиль 3, сделанный из некручёных хлопчатобумажных нитей. Фитиль удерживается в отверстии резервуара специальной трубкой с диском 4. Выдвинув фитиль из трубочки, можно увеличить размер пламени.

При нагревании на спиртовке сначала аккуратно прогревают в пламени весь сосуд, а уже затем ту его часть,

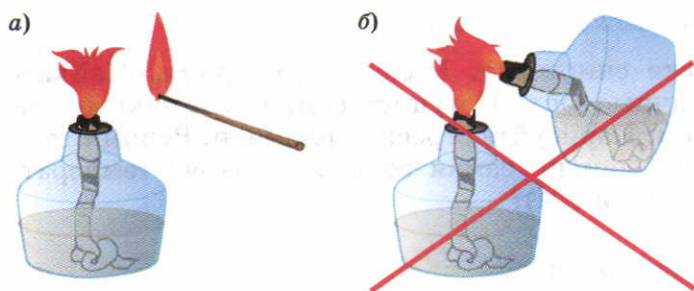


Рис. 122. Зажигание спиртовки: *а* — правильное; *б* — неправильное

где лежит вещество или находится раствор. Иначе стекло может треснуть. При нагревании направляйте отверстие пробирки в сторону от себя и своих соседей на случай непредвиденного выброса кипящей жидкости.

При пользовании спиртовкой следует соблюдать следующие правила.

- Спиртовка должна быть заполнена спиртом не менее чем на $\frac{2}{3}$ по объёму. Если вы видите, что пламя уменьшается, а волокна фитиля начинают тлеть, значит, в спиртовке заканчивается спирт. В таком случае её необходимо погасить, а спирт долить через воронку, по возможности не вынимая полностью фитиль из резервуара. Лучше доливать спирт заранее, как только его останется примерно $\frac{1}{4}$ по объёму.

- Зажигать спиртовку следует спичкой или лучинкой. Никогда не наклоняйте одну спиртовку к другой, так как при этом может вспыхнуть пролитый спирт (рис. 122).

- Фитиль должен быть ровно обрезан ножницами, иначе он начинает обгорать.

- Если во время работы на фитиль попала вода и пламя сильно уменьшилось, надо потушить спиртовку, немного вытянуть и обрезать фитиль.

- Чтобы потушить спиртовку, её накрывают колпачком. Дуть на пламя нельзя!

- Хранить спиртовку необходимо закрытой, иначе спирт быстро испарится.

- Если горящая спиртовка упала и разбилась, а разлившийся спирт продолжает гореть, его надо потушить, накрыв плотной тканью или залив водой.

3. Строение пламени спиртовки

Зажгите спиртовку. Рассмотрите пламя. Найдите в нём различные зоны. Потушите спиртовку, накрыв пламя колпачком. Нарисуйте строение пламени. Вспомните, какая часть пламени самая горячая. Какова температура пламени (см. рис. 4)?

4. Лабораторная посуда

Ознакомьтесь с выставленной на столе лабораторной посудой. Какие сосуды называют пробирками, колбами, стаканами? Какие типы колб вам известны (см. рис. 2)? Для чего используют делительную воронку (см. рис. 9), фарфоровую чашку (см. рис. 11), мерный цилиндр?

Нарисуйте выданную вам посуду в тетради и подпишите названия.

5. Лабораторный штатив

Важная принадлежность химической лаборатории — *универсальный металлический штатив*. Он состоит из тяжёлой чугунной подставки и вертикального металлического стержня, на котором с помощью зажимов закрепляют лапку и кольцо (рис. 123).

Лапка служит для закрепления пробирок и колб, а в кольцо помещают воронки и фарфоровые чашки.

Зажмите в лапке штатива пробирку. Пробирка должна быть закреплена достаточно туго, чтобы её можно было повернуть лишь с некоторым усилием. Но если зажать её слишком крепко, она может треснуть. Лучше всего сжать лапку с помещённой в неё пробиркой пальцами,

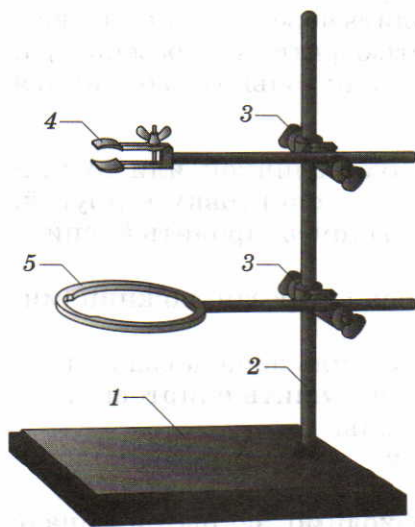


Рис. 123. Лабораторный штатив: 1 — подставка; 2 — стержень; 3 — зажим; 4 — лапка; 5 — кольцо

а затем заворачивать винт, пока он не перестанет свободно вращаться. Пробирку закрепляют в лапке штатива около отверстия.

Закрепите на стержне штатива кольцо. Положите на него металлическую сетку, а на неё поставьте стакан или плоскодонную колбу. Нарисуйте лабораторный штатив с пробиркой и стаканом.

Штативы для пробирок (рис. 124) представляют собой деревянные или пластмассовые стойки с круглыми отверстиями.

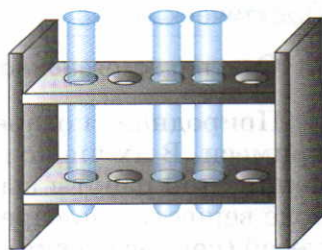


Рис. 124. Штатив для пробирок

6. Работа с растворами

Раствор, находящийся в пробирке, перемешивают энергичным постукиванием указательного пальца правой руки по боковой части пробирки (рис. 125).

В колбе или стакане раствор перемешивают стеклянной палочкой, совершая ею круговые движения, чтобы не разбить дно сосуда. С помощью стеклянной палочки также переливают жидкость из одного сосуда в другой. Для этого палочку, по которой будет литься раствор, держат почти вертикально, а сосуд с жидкостью постепенно наклоняют, плотно прижимая носик стакана или горлышко колбы к стеклянной палочке. Жидкость течёт по палочке тонкой струйкой и не разбрызгивается.

Если из раствора выпали кристаллы, то их можно легко отделить, слив жидкость, находящуюся над ними (*маточный раствор*) по стеклянной палочке. Такой метод называют *декантацией*.

Перелейте воду из одного сосуда в другой, пользуясь стеклянной палочкой.

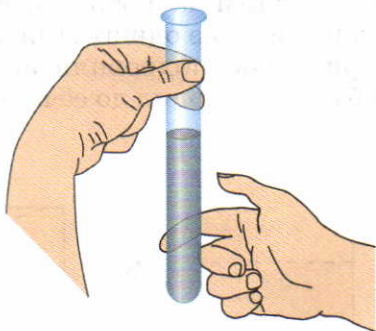


Рис. 125. Перемешивание жидкости в пробирке

Практическая работа 2

Очистка загрязнённой поваренной соли

Природная поваренная соль содержит различные примеси. В их число входит и речной песок. При выполнении этой работы вы научитесь очищать растворимое в воде вещество (поваренную соль) от нерастворимых примесей (речного песка).

Реактив: смесь поваренной соли и речного песка.

Оборудование и материалы: химические стаканы на 50 мл (2 шт.), стеклянная палочка, ложечка, лабораторный штатив, воронка, фильтр или кусок фильтровальной бумаги, ножницы, спиртовка, спички, фарфоровая чашка для выпаривания.

1. Растворение загрязнённой соли

Заполните стакан водой примерно на четверть и растворите в ней загрязнённую поваренную соль, насыпая её небольшими порциями и перемешивая раствор стеклянной палочкой.

2. Приготовление фильтра

Чтобы приготовить фильтр, сложите вчетверо квадратный кусок фильтровальной бумаги (рис. 126). Свободный угол полученного квадрата, состоящего из четырёх слоёв бумаги, срежьте ножницами по дуге. Затем, отделив один слой бумаги, придайте фильтру форму конуса, одна половина которого состоит из трёх слоёв бумаги, а другая — из одного. Фильтр поместите в воронку, предварительно подравняв его так, чтобы он примерно на 0,5 см не доходил до её краёв, и смочите водой.

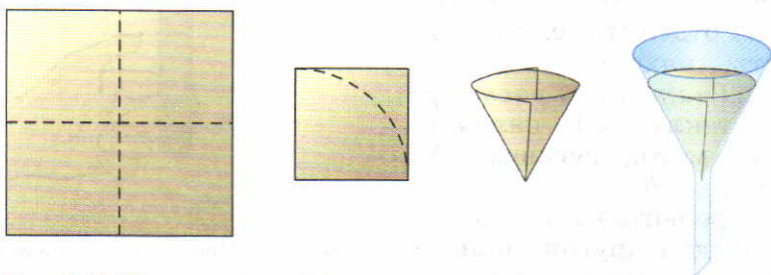


Рис. 126. Приготовление фильтра

3. Фильтрация

Поместите воронку с фильтром в кольцо лабораторного штатива. Под кольцом поставьте чистый стакан так, чтобы носик воронки касался его внутренней стенки (см. рис. 10). Аккуратно, пользуясь стеклянной палочкой, перелейте содержимое стакана на фильтр. Жидкость не должна доходить до краёв фильтра примерно на 0,5 см, иначе при лёгком сотрясении она может попасть в стакан через край фильтра. Не надавливайте на стеклянную палочку, чтобы не проткнуть ею фильтр. Какое вещество оседает на фильтре?

4. Выпаривание

Собранный фильтрат перелейте в фарфоровую чашку, поместите её на кольцо штатива и нагревайте, перемешивая раствор (см. рис. 11). Какое вещество кристаллизуется при выпаривании раствора? Сравните полученную поваренную соль с исходной смесью. Нарисуйте приборы и запишите наблюдения в тетради.

Практическая работа 3

Получение и свойства кислорода

В лаборатории кислород получают разложением перманганата калия. Выполняя эту работу, вы научитесь получать кислород, а также изучите его физические и химические свойства.

Реактив: перманганат калия.

Оборудование и материалы: пробирка, пробка с газоотводной трубкой, склянка для сбора кислорода, лучинка, спиртовка, спички, лабораторный штатив, воронка, вата, кусочек картона.

1. Сборка прибора

В сухую пробирку поместите перманганат калия. Какой цвет имеет это вещество? Положите в верхнюю часть пробирки кусок ваты — она будет задерживать мельчайшие частички перманганата, уносимые током выделяющегося кислорода. Плотнo закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и закрепите пробирку в лапке

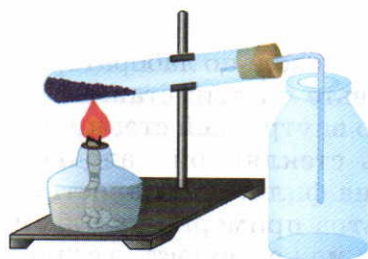


Рис. 127. Прибор для получения кислорода

штатива практически горизонтально так, чтобы дно было немного выше, чем отверстие, а газоотводная трубка опускалась почти до дна склянки для сбора кислорода (рис. 127).

Отверстие склянки закройте кусочком картона с вырезанным в нём отверстием для газоотводной трубки.

2. Получение кислорода

Покажите собранный вами прибор учителю. Зажгите спиртовку. Сначала прогрейте всю пробирку, а затем нагревайте ту её часть, где находится перманганат. Что наблюдаете? По мере протекания реакции передвигайте спиртовку вдоль пробирки до тех пор, пока не разложится весь находящийся в ней перманганат калия.

3. Исследование свойств кислорода

Познакомьтесь со свойствами собранного газа. Имеет ли он цвет и запах? Что легче — воздух или кислород? Внесите в сосуд с кислородом тлеющую лучинку. Что наблюдаете? Нарисуйте прибор, составьте уравнение реакции разложения перманганата калия, запишите наблюдения. Как называется способ собирания газа, который вы использовали? Можно ли кислород собирать над водой? Напишите уравнение реакции горения угля в кислороде.

Порошок, образовавшийся при разложении перманганата, необходимо высыпать в склянку для сухих отходов.

Практическая работа 4

Приготовление раствора
с заданной массовой долей растворённого вещества

Реактив: растворимая в воде соль.

Оборудование: весы, разновесы, плоскодонная колба на 50 мл, стеклянная палочка, шпатель, мерный цилиндр.

1. Расчёты

Рассчитайте массу соли и объём воды, которые необходимо взять для приготовления раствора.

2. Взвешивание

Для взвешивания веществ используют технохимические весы (рис. 128). Порцию вещества, масса которой определена взвешиванием, называют *навеской*.

Технохимические весы состоят из стойки 1, коромысла 2, двух чашек 3, 4, предназначенных для вещества и разновесов. Весы имеют специальное приспособление (арретир), которое поддерживает чашки весов, когда они находятся в нерабочем (арретированном) положении. Чтобы привести весы в рабочее положение, поворачивают рукоятку 5, которая опускает арретир. Перед началом работы необходимо проверить, уравновешены ли чашки весов. Для этого опускают арретир и смотрят, находится ли стрелка 6 строго посередине шкалы 7. Если она смещена, то для достижения равновесия вращают один из винтов 8, расположенных на концах коромысла.

Снимать и класть разновесы можно только тогда, когда весы находятся в нерабочем положении. Положив гирьки, опускают арретир. Если равновесия нет, вновь приводят весы в нерабочее положение, кладут ещё один разновес, и так до тех пор, пока равновесие не будет достигнуто.

На левую чашку весов положите небольшой лист бумаги с загнутыми краями и уравновесьте его разновесами, помещая их пинцетом на правую чашку. Затем на правую чашку весов поместите гирьки, общая масса которых соответствует массе навески. На бумагу, находящуюся на левой чашке весов, насыпайте соль до тех пор, пока не будет достигнуто равновесие.

Поместите навеску соли в колбу.

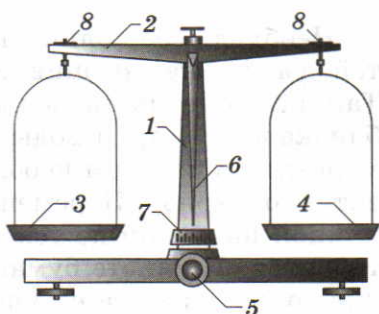


Рис. 128. Технохимические весы

3. Приготовление раствора

Необходимое количество воды, как и других жидкостей, удобно не взвешивать, а отмерять мерной посудой. Так как плотность воды при комнатной температуре близка к 1 г/мл, 1 г воды занимает объём 1 мл. Отмерьте мерным цилиндром необходимый объём воды и перенесите его в колбу. Перемешивайте жидкость в колбе стеклянной палочкой до тех пор, пока всё вещество не растворится. На листе бумаги напишите формулу и название соли, укажите её массовую долю в растворе, массу навески соли и массу воды.

Практическая работа 5

**Экспериментальное решение задач по теме
«Генетические связи между классами
неорганических соединений»**

Реактивы: медь (стружка), железо (стружка, гвоздь), оксид магния, соляная кислота, растворы лакмуса, фенолфталеина, серной и азотной кислот, гидроксидов натрия, калия и кальция, карбоната натрия, хлоридов натрия, кальция и бария, сульфатов натрия, магния и меди(II).

Оборудование: пробирки, штатив для пробирок, спиртовка, спички, держатель для пробирок.

1. Вам выдана смесь медных и железных стружек. Выделите из неё медные стружки химическим способом. Запишите наблюдения в тетрадь. Составьте уравнение реакции.

2. В трёх пробирках без этикеток находятся растворы серной кислоты, гидроксида калия и хлорида натрия. Определите химическим путём, в какой пробирке находится каждый реактив. Напишите уравнения реакций.

3. В двух пробирках без этикеток находятся растворы хлорида натрия и карбоната натрия. Прилейте к ним соляную кислоту. Что наблюдаете? В какой из пробирок находится карбонат натрия? Напишите уравнение реакции.

4. Докажите опытным путём, что выданное вам вещество — гидроксид кальция — является основанием. Напишите уравнение реакции.

5. Докажите опытным путём, что оксид магния относится к основным оксидам. Напишите уравнение реакции.

6. При медленном окислении железа на влажном воздухе образуется ржавчина, которую упрощённо можно считать гидроксидом железа(III). Очистите железный гвоздь от ржавчины химическим способом. Напишите уравнение реакции.

7. Получите из раствора сульфата меди(II) оксид меди(II). Напишите уравнения реакций.

8. Исходя из оксида магния получите сульфат магния. Напишите уравнение реакции.

9. В пяти пронумерованных пробирках без этикеток находятся растворы: хлорида кальция, хлорида натрия, гидроксида бария, серной кислоты, гидроксида калия (вариант I); гидроксида кальция, сульфата натрия, хлорида бария, азотной кислоты, гидроксида натрия (вариант II). Из каждой пробирки отлейте по две порции раствора. К первой порции каждого вещества добавьте несколько капель лакмуса. Что наблюдаете? К следующей порции каждого раствора прилейте раствор соды — карбоната натрия. По результатам наблюдений заполните таблицу 20 и сделайте вывод о том, в какой пробирке находится каждый раствор. Напишите уравнения реакций.

Таблица 20

Номер пробирки	Наблюдения при добавлении раствора		Вывод (формула вещества)
	лакмуса	Na_2CO_3	
1			
2			
3			
4			
5			

Занимательные опыты по химии

Эти опыты вы можете провести в школьном химическом кружке под руководством учителя.

Сатурново дерево

Реактивы: нитрат свинца(II), цинк (пластинка), азотная или уксусная кислота, дистиллированная вода.

Оборудование: весы, разновесы, ножницы, химический стакан на 250 мл, стеклянная палочка, мерный цилиндр.

Приготовьте в химическом стакане раствор нитрата свинца(II), растворив 40 г соли в 200 мл воды. Если раствор мутный, добавьте в него несколько капель азотной или уксусной кислоты. Из цинковой пластинки изготовьте «дерево»: расположите её вертикально и сделайте ножницами горизонтальные надрезы слева и справа, а полученные тонкие полоски загните в разные стороны. Поместите пластинку в стакан с раствором нитрата свинца(II) на несколько минут. Что вы наблюдаете? Вспомните, почему это «дерево» называют сатурновым (см. § 26).

Человек в оловянной шубе

Реактивы: хлорид олова(II), цинк (пластинка), соляная кислота.

Оборудование и материалы: ножницы, химический стакан на 200 мл, наждачная бумага, шпатель, стеклянная палочка.

Вырежьте из цинковой пластинки фигурку человека и зачистите её шкуркой. Приготовьте концентрированный раствор хлорида олова(II), подкисленный соляной кислотой, и погрузите в него фигурку. Через некоторое время она покроется блестящими иглами олова.

Огненный шар¹

Реактивы: нитрат калия, сера, хлорид натрия (калия), древесный уголь.

Оборудование: весы, разновесы, длинная лучинка, негораемая подставка (керамическая плитка, фарфоровая чашка, асбестированная сетка), спиртовка, спички, шпатель (4 шт.).

Приготовьте смесь из 3,7 г нитрата калия, 0,5 г хлорида натрия (калия), 1 г древесного угля и 1,5 г серы. Тщательно перемешайте все компоненты, поместите на негоряемую подставку и подожгите с помощью лучинки. Внимание: лучинку держите на расстоянии вытянутой руки.

Взрывающиеся мыльные пузыри

Опыты с водородом можно проводить только в присутствии учителя.

Реактивы: цинк (крупные гранулы или палочки), серная кислота (20% -й раствор).

Оборудование и материалы: аппарат Киппа или Кирюшкина, длинная лучинка, фарфоровая чашка, мыльный раствор, стиральный порошок, шпатель, стеклянная трубка, спиртовка, спички.

В мыльный раствор добавьте немного стирального порошка для ручной стирки, образующего устойчивую пену. Можно воспользоваться специальным раствором для выдувания мыльных пузырей или средством для мытья посуды. Присоедините к аппарату Киппа или Кирюшкина, заряженному на получение водорода, широкую стеклянную трубку. Пустите водород. Конец трубки слегка погрузите в мыльный раствор. Регулируя скорость подачи водорода, добейтесь образования крупных пузырей. Взлетающие вверх пузыри поджигайте горячей лучинкой (рис. 129).

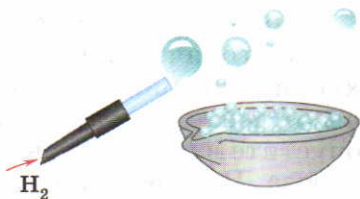


Рис. 129. Мыльные пузыри, наполненные водородом, поднимаются вверх

¹ Загорский В. В. Огни потешные. — М.: Самообразование, 2000.

Золотой дождь

Реактивы: растворы иодида натрия (калия), нитрата свинца(II), азотной (уксусной) кислоты, дистиллированная вода.

Оборудование: пробирка, химический стакан на 200 мл, стеклянная палочка, лабораторный штатив, металлическая сетка, спиртовка, спички.

Смешайте растворы нитрата свинца(II) и иодида натрия (калия). Что вы наблюдаете? Образовавшийся жёлтый осадок иодида свинца(II) взболтайте, вместе с раствором вылейте в большой стакан с кипящей дистиллированной водой, подкисленной несколькими каплями уксусной или азотной кислоты, и перемешайте стеклянной палочкой. Поставьте раствор медленно охлаждаться. Примерно через полчаса из него начнут выделяться блестящие золотистые чешуйчатые кристаллы иодида свинца(II). Особенно эффектно они смотрятся, если стакан поставить около включённой настольной лампы.

Иней на деревьях

Реактивы: нитрат свинца(II), хлорид натрия (аммония), дистиллированная вода.

Оборудование и материалы: весы, разновесы, химические стаканы на 100 мл (2 шт.), стакан на 250 мл, проволока, лабораторный штатив, металлическая сетка, спиртовка, спички, шпатели (2 шт.), стеклянные палочки, мерный цилиндр, пинцет.

В одном стакане смешайте 5 г нитрата свинца(II) и 100 мл горячей дистиллированной воды, в другом — 2 г хлорида натрия и 100 мл горячей дистиллированной воды. Слейте растворы в большой химический стакан, опустите в него сделанный из проволоки каркас в форме дерева. При медленном охлаждении раствора на стенках стакана и проволоке вырастают крупные бесцветные кристаллы хлорида свинца(II), напоминающие иней.

Опыт можно проделать и по-другому. Растворите в стакане на 250 мл 100 г нитрата свинца(II), пинцетом опустите в него кристалл хлорида аммония. Постепенно в стакане начинают расти кристаллы, напоминающие покрытые инеем деревья.

Узоры на стекле

Реактивы: горькая соль (семиводный сульфат магния), дистиллированная вода.

Оборудование и материалы: весы, разновесы, стеклянная палочка, шпатель, химический стакан на 100 мл, столярный клей, кисточка, стеклянная пластинка, лабораторный штатив, металлическая сетка, спиртовка, спички, мерный цилиндр.

Приготовьте в химическом стакане насыщенный при 40 °С раствор сульфата магния, смешав 40 г соли $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и 50 мл горячей дистиллированной воды. К горячему раствору добавьте несколько капель столярного клея и перемешайте. Раствор нанесите кисточкой на чистое сухое стекло. Через несколько минут на нём появятся «ледяные» узоры — кристаллы горькой соли. Их легко смыть водой, так как сульфат магния хорошо растворим.

Выращивание кристаллов

Реактивы: медный купорос, хромокалиевые и алюмокалиевые квасцы, дистиллированная вода.

Оборудование и материалы: весы, разновесы, химические стаканы на 250 мл (2 шт.), электроплитка, воронка, штатив, стеклянная палочка, шпатель, вата, мерный цилиндр, термометр.

В стакан налейте 150 мл дистиллированной воды, нагрейте её до 50—60 °С, затем, непрерывно перемешивая раствор стеклянной палочкой, постепенно добавляйте соль до тех пор, пока она не перестанет растворяться. Быстро профильтруйте раствор через вату, вставленную в отверстие воронки. Опустите в раствор тонкую нить, один конец которой привязан к стеклянной палочке, уложенной поперёк отверстия стакана. Стакан поставьте в укромное место. Через несколько дней достаньте нитку из раствора, освободите от всех кристаллов, за исключением одного — самого крупного и правильного, а затем вновь поместите в раствор. Кристалл будет постепенно увеличиваться в размерах. Очень крупные кристаллы кладут на дно стакана, не забывая регулярно переворачивать их. Таким образом можно вырастить кристалл массой более 200 г.

Приложения

Приложение 1

Физические свойства некоторых веществ

Вещество	Плотность, г/см ³	Темпе- ратура плавления, °С	Темпе- ратура кипения, °С	Растворимость в воде
Поваренная соль	2,17	801	1465	Хорошо растворима
Сахар	1,59	185	Разлага- ется	Хорошо растворим
Вода	1,00*	0	100	—
Кислород	0,00143	-219	-183	Мало- растворим
Водород	0,00009	-259	-253	Мало- растворим
Азот	0,00125	-210	-196	Мало- растворим
Медный купорос	2,28	Разлага- ется	Разлага- ется	Хорошо растворим
Сода	2,53	852	Разлага- ется	Хорошо растворима
Питьевая сода	2,16	Разлага- ется	Разлага- ется	Хорошо растворима
Ацетон	0,79	-95	56	Смешивается в любых соотношениях

Окончание табл.

Вещество	Плотность, г/см ³	Темпе- ратура плавления, °С	Темпе- ратура кипения, °С	Растворимость в воде
Этиловый спирт	0,79	-114	78	Смешивается в любых соотношениях
Уксусная кислота	1,05	17	118	Смешивается в любых соотношениях
Мел	2,71	Разлага- ется	Разлага- ется	Нерастворим
Железо	7,87	1539	2870	Нерастворимо
Алюминий	2,70	660	2500	Нерастворим
Медь	8,96	1083	2543	Нерастворима
Олово	7,29	232	2620	Нерастворимо
Свинец	11,3	327	1745	Нерастворим
Цинк	7,13	420	906	Нерастворим
Золото	19,3	1063	2880	Нерастворимо
Серебро	10,5	961	2167	Нерастворимо
Кварц	2,65	1610	2950	Нерастворим
Алмаз	3,52	Ок. 4000**	Неиз- вестна	Нерастворим
Графит	2,27	Ок. 4000**	Неиз- вестна	Нерастворим
Иод	4,94	114	186	Мало- растворим

* При 4 °С.

** При высоком давлении.

Оксиды

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых кислород.

Таблица 1

Сравнительная характеристика оксидов

Оксиды		
основные	амфотерные	кислотные
Определение		
Оксиды, взаимодействующие с кислотами с образованием соли и воды	Оксиды, проявляющие в зависимости от условий свойства основных или кислотных оксидов	Оксиды, взаимодействующие с щелочами с образованием соли и воды
Химические элементы, образующие оксиды		
Металлы CaO , FeO , Cu_2O	Металлы Al_2O_3 , BeO , ZnO , Fe_2O_3 , Cr_2O_3	Неметаллы CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5
		Переходные металлы в высших степенях окисления CrO_3 , Mn_2O_7
Соответствующие гидроксиды		
Основания	Амфотерные гидроксиды	Кислоты*
Агрегатное состояние при 20 °C		
Твёрдое	Твёрдое	Твёрдое, жидкое, газообразное

* Некоторые кислотные оксиды (NO_2 , ClO_2) образуют сразу две кислоты.

Таблица 2

Сравнение химических свойств разных оксидов

Химические свойства оксидов		
основных	амфотерных	кислотных
<p>Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:</p> $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды:</p> $\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды:</p> $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
<p>Оксиды щелочных и щёлочноземельных металлов реагируют с водой с образованием щелочей:</p> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ <p>Остальные с водой не взаимодействуют:</p> $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$	<p>Взаимодействуют с щелочами с образованием соли и воды:</p> $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	<p>Взаимодействуют с водой с образованием кислот:</p> $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \nrightarrow$ <p>(исключение)</p>
<p>Реагируют с кислотными оксидами с образованием соли:</p> $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$	<p>Взаимодействуют с основными, кислотными оксидами и друг с другом:</p> $\text{ZnO} + \text{CaO} = \text{CaZnO}_2$ $\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$ $\text{ZnO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = \text{Zn}(\text{AlO}_2)_2$	<p>Взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли:</p> $\text{BaO} + \text{SO}_2 = \text{BaSO}_3$

Таблица 3

Получение оксидов

Способ получения	Уравнения реакций
Взаимодействие простых веществ с кислородом	$2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$

Способ получения	Уравнения реакций
Взаимодействие сложных веществ с кислородом	$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2\uparrow$
Разложение некоторых солей при нагревании*	$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow;$ $2\text{CuSO}_4 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
Дегидратация кислородсодержащих кислот и нерастворимых оснований	$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \text{SO}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (точнее: $3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 = 3\text{SO}_3\uparrow + 2\text{H}_3\text{PO}_4);$ $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t} \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
Окисление и восстановление других оксидов	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2;$ $\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ (алюмотермия); $\text{CuO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Cu} + \text{CO}\uparrow$
Вытеснение летучих оксидов из солей менее летучими*	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$

* Соли натрия и калия обычно не разлагаются с образованием оксидов.

Приложение 3

Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотных остатков.

Таблица 1

Минеральные кислоты и их соли

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название кислотного остатка	Примеры солей	Ангидрид кислоты
Плавиковая (фтороводородная)	HF	^I F	Фторид	NaF, MgF ₂ , AlF ₃	—
Соляная (хлороводородная)	HCl	^I Cl	Хлорид	NaCl, MgCl ₂ , AlCl ₃	—
Бромоводородная	HBr	^I Br	Бромид	NaBr, MgBr ₂ , AlBr ₃	—
Иодоводородная	HI	^I I	Иодид	NaI, MgI ₂ , AlI ₃	—
Серная	H ₂ SO ₄	^{II} SO ₄	Сульфат	Na ₂ SO ₄ , MgSO ₄ , Al ₂ (SO ₄) ₃	SO ₃
Сернистая	H ₂ SO ₃	^{II} SO ₃	Сульфит	Na ₂ SO ₃ , MgSO ₃	SO ₂
Сероводородная	H ₂ S	^{II} S	Сульфид	Na ₂ S, MgS, Al ₂ S ₃	—
Азотная	HNO ₃	^I NO ₃	Нитрат	NaNO ₃ , Mg(NO ₃) ₂ , Al(NO ₃) ₃	N ₂ O ₅

Название кислоты	Формула кислоты	Кислотный остаток и его валентность	Название кислотного остатка	Примеры солей	Ангидрид кислоты
Азотистая	HNO_2	^I NO_2	Нитрит	NaNO_2 , $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$	N_2O_3
Фосфорная (ортофосфорная)	H_3PO_4	^{III} PO_4	Фосфат (ортофосфат)	Na_3PO_4 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, AlPO_4	P_2O_5
Угльная	H_2CO_3	^{II} CO_3	Карбонат	Na_2CO_3 , MgCO_3	CO_2
Кремниевая	H_2SiO_3	^{II} SiO_3	Силикат	Na_2SiO_3 , MgSiO_3	SiO_2
Марганцовая	HMnO_3	^I MnO_3	Перманганат	NaMnO_4 , $\text{Mg}(\text{MnO}_4)_2$	Mn_2O_7
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	^{II} Cr_2O_7	Дихромат	$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MgCr_2O_7	CrO_3
Синильная	HCN	^I CN	Цианид	NaCN , $\text{Mg}(\text{CN})_2$	—

Таблица 2

Химические свойства кислот

Химическое свойство	Уравнение реакции
Изменяют окраску индикаторов	
Реагируют с металлами, стоящими в ряду активности левее водорода	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
Реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Химическое свойство	Уравнение реакции
Реагируют с основаниями с образованием соли и воды (реакция нейтрализации)	$3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$
Реагируют с солями, если выполняется хотя бы одно из условий протекания реакций обмена	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

Таблица 3

Получение кислот

Способы получения кислот	
бескислородных	кислородсодержащих
Растворение в воде летучих водородных соединений (H_2S , HCl , HCN)	Взаимодействие кислотных оксидов с водой: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$
	Реакция обмена: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$; $\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{NaHSO}_4 + \text{HNO}_3\uparrow$ ТВ. КОНЦ.

Основания

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и одной или нескольких гидроксогрупп.

Таблица 1

Сравнение свойств оснований

Свойства оснований	
щелочей	нерастворимых в воде
Физические свойства	
Твёрдые кристаллические вещества, растворимые в воде. Их растворы мылкие на ощупь. Гидроксиды щелочных металлов (NaOH, KOH) гигроскопичны	Выпадают из раствора в виде студенистых аморфных осадков, со временем кристаллизуются. Гидроксиды многих переходных металлов, например железа, меди, никеля, ярко окрашены
Химические свойства	
Изменяют окраску индикаторов	
Реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации): $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Реагируют с кислотными оксидами: $2\text{KOH} + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	
Реагируют с солями, когда выполняется хотя бы одно условие протекания реакции обмена: $2\text{NaOH} + \text{MgSO}_4 = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4;$ $\text{NaOH} + \text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	

Окончание табл. 1

Свойства оснований	
щелочей	нерастворимых в воде
<p>Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию, гидроксиды щёлочноземельных металлов разлагаются, но при более высокой температуре, чем нерастворимые основания:</p> $\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$	<p>При нагревании разлагаются:</p> $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Таблица 2

Получение оснований

Способы получения оснований	
щелочей	нерастворимых в воде
<p>Электролиз из водных растворов солей:</p> $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл. ток}} 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$	
<p>Взаимодействие металлов с водой*:</p> $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$	
<p>Взаимодействие оксидов с водой:</p> $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$	
<p>Реакция обмена:</p> $\text{Ba(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = 2\text{KOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$	<p>Реакция обмена:</p> $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

* Не находит практического применения.

Амфотерные гидроксиды

Амфотерными называют гидроксиды, проявляющие в зависимости от условий свойства и кислот, и оснований: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Амфотерным гидроксидам соответствуют амфотерные оксиды.

Амфотерные гидроксиды, как и нерастворимые в воде основания, представляют собой студенистые осадки.

Таблица 1

Химические свойства амфотерных гидроксидов

Химическое свойство	Уравнение реакции
Реагируют с кислотами с образованием соли и воды	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Реагируют с щелочами с образованием соли и воды	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2^* + 2\text{H}_2\text{O}$
При нагревании разлагаются на оксид и воду	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{H}_2\text{O}$

* Вещество состава Na_2ZnO_2 (цинкат натрия) образуется при сплавлении гидроксида цинка с щёлочью. В растворе щёлочи образуется комплексная соль — тетрагидроксоцинкат натрия:

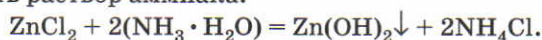


Таблица 2

Получение амфотерных гидроксидов

Способ получения	Уравнение реакции
Действие щелочей на соли*	$\text{ZnCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

* Щёлочь надо приливать по каплям, так как образующийся гидроксид реагирует с избытком щёлочи. Лучше вместо щёлочи использовать раствор аммиака:



Соли

Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

Классификация солей

Соли		
Средние	Кислые	Основные
Продукт полного замещения водорода кислоты на металл Na_2SO_4 Сульфат натрия CuCl_2 Хлорид меди(II) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ Фосфат кальция	Продукт неполного замещения водорода кислоты на металл (образованы только многоосновными кислотами) CaHPO_4 Гидросульфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ Дигидрофосфат кальция	Продукт неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотный остаток (образованы только многокислотными основаниями) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$ Гидроксохлорид меди(II) $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ Гидроксофосфат кальция

Значения электроотрицательности химических элементов по Полингу

H 2,20						
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	Ga 1,81	Ge 2,61	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Rb 0,82	Sr 0,95	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66
Cs 0,79	Ba 0,89	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02		

Задачи для подготовки к школьной олимпиаде в 8 классе

Задача 1. Предложите три способа получения водорода из воды. Напишите уравнения реакций.

Задача 2. Напишите уравнения реакций, в которых:

- а) из 3 молекул исходных веществ образуется 2 молекулы продукта(ов);
- б) из 4 молекул образуются 2;
- в) из 1 молекулы образуются 3.

Задача 3. Марганец образует ряд оксидов, в которых его валентность равна II, III, IV, VII. Составьте формулы этих оксидов. Не проводя расчётов, определите, в каком из них массовая доля кислорода максимальна. Напишите уравнение разложения этого оксида, если известно, что из 2 молекул оксида выделяется 3 молекулы кислорода.

Задача 4. Элемент теллур образует теллуровую кислоту, в которой валентность теллура равна VI, а молекула содержит одинаковое число атомов водорода и кислорода. Составьте формулу этой кислоты. При нагревании кислота отщепляет воду и превращается в оксид. Напишите уравнение реакции.

Задача 5. При очень высоком давлении (больше 100 тысяч атмосфер) газообразный кислород превращается в ярко-красное твёрдое вещество. Исследования показали, что это вещество состоит из молекул, которые в 64 раза тяжелее молекул водорода. Установите формулу красного кислорода.

Задача 6. Смесь кислорода и гелия (гелиокс) используется для дыхания при глубоководных погружениях. Содержание газов в гелиоксе бывает разным. В гелиоксе $^{20}_{80}$ массовая доля кислорода составляет $\frac{2}{3}$. Сколько атомов гелия приходится на одну молекулу кислорода в этой смеси?

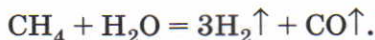
Решение задач

Задача 1

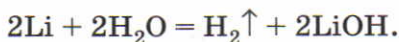
а) Электролиз воды:



б) Реакция метана с водой:



в) Реакция активного металла с водой:



Задача 2

а) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O};$

б) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3;$

в) $\text{CH}_4 = \text{C} + 2\text{H}_2.$

Задача 3



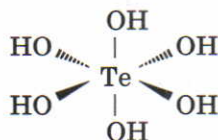
Наибольшее содержание кислорода и максимальная массовая доля кислорода — в Mn_2O_7 . Уравнение разложения:



О т в е т. Mn_2O_7 .

Задача 4

Кислота H_6TeO_6 . Атом теллура в ней связан с 6 атомами кислорода:



Кислоте соответствует ангидрид — оксид теллура(VI), TeO_3 . Уравнение разложения кислоты:



О т в е т. H_6TeO_6 .

Задача 5

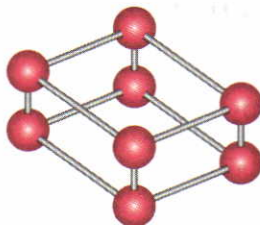
Обозначим формулу красного кислорода O_n . Найдём его относительную молекулярную массу:

$$M_r(O_n) = 64 M_r(H_2) = 128.$$

$$16_n = 128,$$

$$n = 8.$$

Формула красного кислорода — O_8 . Его молекула имеет форму параллелепипеда.



О т в е т. O_8 .

Задача 6

По условию массовая доля O_2 равна $2/3$, тогда массовая доля He — $1/3$. Следовательно, масса O_2 вдвое превышает массу He.

Пусть в смеси содержится одна молекула O_2 , ее масса: $m(O_2) = 32$ а. е. м., тогда $m(He) = 16$ а. е. м., что соответствует 4 атомам: $N(He) = 16$ а. е. м. / 4 а. е. м. = 4. Таким образом, на одну молекулу O_2 приходится 4 атома гелия: $N(O_2) / N(He) = 1/4$.

Название гелиокса отражает содержание кислорода и гелия в молекулярных процентах: гелиокс 20/80 содержит 20% ($1/5$) O_2 и 80% ($4/5$) He.

О т в е т. $N(O_2) / N(He) = 1/4$.

Предметный указатель

А
Абсолютная масса атома 36
Агрегатное состояние вещества 7
Азот 203
Азотная кислота 92
Акцептор электронов 204
Аллотропия 33
Аллотропные модификации 33
Алмаз 223
Аммиак 118
Аморфные вещества 220
Амфотерные гидроксиды 162
— оксиды 162
Ангидрид 101
— кремниевый 102
— фосфорный 102
Анион 192
Аппарат Киппа 81
Аппарат Кирюшкина 83
Аргон 65
Атом 179
Атомная единица массы 36
Атомная орбиталь 186
Атомно-молекулярная теория 26
Б
Бертолетова соль 53
Благородные газы 65
Бром 159
В
Валентность 60
Валентный угол 208
Вещество 5
— молекулярного строения 31
— немолекулярного строения 31
— неорганическое 34
— органическое 34
— простое 33
— сложное 34

Вода 104
— деионизованная 108
— дистиллированная 107
— кристаллизационная 98
— минеральная 105
— очистка 106
— сточная 108
— химические свойства 125
Водород 77
— получение 79
— применение 89
— физические свойства 78
— химические свойства 84
Воздух 64
Восстановитель 87
Выпаривание 16
Г
Газометр 55
Галогены 159
Гашёная известь 128
Гелий 65
Генетическая связь между классами веществ 152
Германий 175
Гидроксогруппа 127
Гипс 112
Горелка ацетилено-кислородная 73
— Бунзена 9
— Теклю 9
Горение 68
Гранит 12
Гремучий газ 84
Группа Периодической системы 169
Д
Двойственная природа электрона 186
Дегидратация 132
Делительная воронка 15

Диполь 206
 Длина связи 207
 ДНК 27
 Донор электронов 204
 Донорно-акцепторный механизм 204

Едкий натр 130
 Едкое кали 130

Железная окалина 58
 Железный купорос 47
 Железо 29
 — сульфид 47
 — хлорид 47

Заряд ядра 182
 Закон Периодический 163
 — постоянства состава 31
 — сохранения массы 40

Известковая вода 130
 Изотопы 183
 Индикатор 131
 Инертные газы *см.* благородные газы
 Иод 159
 Ион 192
 Ионная связь 209

Калийная селитра 115
 Кальций 127
 Кальция гидроксид 127
 Катализ 53
 Катализатор 53
 Катион 192
 Кварц 29
 Квасцы 115
 Кислород 50
 — получение 52
 — применение 71
 — физические свойства 50
 — химические свойства 56
 Кислоты 91
 — бескислородные 92
 — двухосновные 95
 — кислородсодержащие 92

— одноосновные 95
 — трёхосновные 95
 Кислотный остаток 94
 Ковалентная связь 202
 Колба 8
 Концентрация 119
 Координационное число 211
 Коэффициенты в уравнении реакции 42
 Кремниевая кислота 92
 Кристаллизация 17
 Кристаллическая решётка 221
 — — атомная 223
 — — ионная 224
 — — металлическая 225
 — — молекулярная 225
 Кристаллогидрат 98

Лакмус 94
 Лёд 105
 Литий 164

Магния оксид 45
 Малахит 45
 Манганат калия 55
 Марганца оксид 55
 Массовая доля растворённого вещества 120
 — — химического элемента 37
 Массовое число атома 183
 Медный купорос 47
 Медь 42
 — оксид 42
 Мел 46
 Металлическая связь 213
 Металлоиды 152
 Металлы 34
 Метан 43
 Метилоранж 131
 Молекула 26
 Молоко 12

Навеска 239
 Натрий 127
 — гидроксид 127
 Нашатырный спирт 118
 Негашёная известь 128

Нейтрализация 139
 Нейтрон 180
 Неметаллы 34
 Неорганические вещества 34
 Нефть 14

Озон 33
 Окисление 59
 Окислитель 59
 Оксиды 134
 — амфотерные 162
 — кислотные 136
 — несоллеобразующие 137
 — основные 137
 — получение 134
 — соллеобразующие 137
 Орбиталь 185
 Органические вещества 34
 Основания 129
 — нерастворимые 131
 Относительная атомная масса 35
 — молекулярная масса 35
 Отстаивание 14

Парафин 44
 Перегонка (дистилляция) 107
 Переходные металлы 169
 Период 165
 Периодическая система 168
 Периодический закон 165
 Перманганат калия 55
 Пероксид водорода 55
 Пламя 9
 Плотность 123
 Поваренная соль 96
 Подгруппа главная 169
 — побочная 169
 Порядковый номер элемента 181
 Поташ 131
 Правило октета 200
 Признаки химической реакции 20
 Пробирка 8
 Простое вещество 32
 Протон 179

Радиус атома 193
 Распространённость химических элементов в земной коре 25
 — — — в организме человека 26
 — — — во Вселенной 25
 Раствор 110
 — концентрированный 110
 — насыщенный 114
 — ненасыщенный 115
 — разбавленный 110
 Растворённое вещество 110
 Растворимость 112
 Растворитель 110
 Реакция замещения 46
 — нейтрализации 139
 — обмена 47
 — разложения 46
 — соединения 45
 Ртуть 7
 Ряд активности металлов 82

Сатурново дерево 242
 Сахар 18
 Свинец 87
 — оксид 87
 Сера 57
 Серная кислота 80
 Сернистая кислота 92
 Сернистый газ 57
 Сероводород 47
 Сложное вещество 32
 Смесь 12
 Сода 19
 Соли 96
 — кислые 141
 — основные 141
 — средние 141
 Соляная кислота 79
 Сосуд Дьюара 72
 Спирт 18
 Спиртовка 232
 Степень окисления 215
 Структурная единица 30
 — (графическая) формула 60
 «Сухой лёд» 7
 Схема реакции 42

Твёрдые вещества 220
Температура воспламенения 69
— плавления 13
— кипения 13

Угарный газ 90
Углерод 90
Углекислый газ 46
Угольная кислота 92
Уравнение химической реакции 42

Фенолфталеин 132
Физические явления 18
Фильтр 236
Фильтрование 15
Фосфор 57
Фосфора оксид 57
Фосфорная кислота 92
Фтор 203

Халькогены 159
Химическая связь 200
— — донорно-акцепторная 204
— — ионная 209
— — ковалентная 202
— — металлическая 213
— — неполярная 205
— — одинарная 203
— — полярная 205
Химическая формула 60
— — графическая 63
— — структурная 59

Химические реакции 19
— свойства 20
— явления 19
Химический элемент 22
Химическое соединение 34
Химия 20
Хлорид натрия 99
Хлороводород 61

Цинк 79
— хлорид 79

Шкала электроотрицательности Полинга 196
Штатив 234

Щёлочи 129
Щёлочноземельные металлы 159
Щелочные металлы 159

Электролиз 125
Электрон 178
Электронное облако 186
Электроны валентные 189
Электроотрицательность 194
Энергетический уровень 189
Энергия химической связи 200

Ядро атома 178

За страницами учебника

(литература для дополнительного чтения)

Алексинский В. Н. Занимательные опыты по химии. — М.: Химия, 1995.

Макареня А. А., Рысев Ю. В. Дмитрий Иванович Менделеев. — М.: Просвещение, 1983.

Ольгин О. Опыт без взрывов. — М.: Химия, 1995.

Ольгин О. Чудеса на выбор: Забавная химия для детей. — М.: Детская литература, 1997.

Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Занимательные задания и эффектные опыты по химии. — М.: Дрофа, 2006.

Штремплер Г. И. Химия на досуге. — М.: Просвещение, 1996.

Энциклопедический словарь юного химика. — М.: Педагогика, 1999.

Энциклопедия для детей. Т. 17: Химия. — М.: Аванта+, 2001.

Эткинс П. Молекулы. — М.: Мир, 1991.

Интернет-ресурсы

<http://schoolbase.ru/articles/items/ximiya> — «Всероссийский школьный портал», ссылки на образовательные сайты по химии.

webelements.narod.ru — русскоязычный аналог популярного сайта webelements.com. Содержит подробное описание физических и химических свойств всех известных химических элементов, историю их открытия, названия элементов на разных языках.

www.chem.msu.su/rus/history/element/welcome.html — история открытия химических элементов и происхождение их названий.

<http://chemistry-chemists> — журнал «Химия и химики», научно-популярный электронный журнал, выпускаемый с 2008 г. Научно-популярное, научно-образо-

вательное издание. Наиболее интересен раздел, содержащий видеоопыты по химии. Эти опыты вам вряд ли удастся сделать самостоятельно — они требуют очень тщательной подготовки и высокой квалификации химика, но посмотреть их надо обязательно. Очень интересно также описание рабочего места химика-профессионала. Есть форум, на котором можно задать вопросы по химии.

www.chem100.ru — «Справочник химика»: краткая химическая энциклопедия, периодическая таблица и свойства химических элементов, свойства драгоценных минералов.

www.periodictable.ru — «Периодическая система элементов»: подробные статьи о свойствах химических элементов с фотографиями и видеозаписями химических опытов.

www.alhimik.ru/kunst.html — «Химическая кунсткамера»: биографии великих химиков и физиков, история химических открытий, «весёлая химия», химические игры, а также собрание разных чудес и диковинок.

chemistry.narod.ru/ — «Мир химии», информационный сайт о химии. Приведены описания химических веществ, методики проведения химических опытов, справочные таблицы и многое другое.

elementy.ru/ — популярный сайт о науке — химии, физике, математике, биологии. Новости науки, популярные лекции крупнейших учёных, детские вопросы, краткая научная энциклопедия.

www.chem.msu.ru/rus/olimp — Московская городская олимпиада по химии. 8—11 классы. Задания, решения, результаты с 2002 г. по настоящее время.

Оглавление

Предисловие	3
ГЛАВА 1. Первоначальные химические понятия	
§ 1. Вещества	5
§ 2. Агрегатные состояния вещества	7
§ 3. Работа в химической лаборатории	8
§ 4. Индивидуальные вещества и смеси веществ	12
§ 5. Разделение смесей	14
§ 6. Физические и химические явления	18
§ 7. Атомы. Химические элементы	22
§ 8. Молекулы. Атомно-молекулярная теория	26
§ 9. Закон постоянства состава веществ молекулярного строения	31
§ 10. Классификация веществ. Простые и сложные вещества	32
§ 11. Относительная атомная и молекулярная массы. Качественный и количественный состав вещества ...	35
§ 12. Закон сохранения массы веществ. Уравнения химических реакций	40
§ 13. Типы химических реакций	45
Самое важное в главе 1	48
ГЛАВА 2. Кислород. Оксиды. Валентность	
§ 14. Кислород	50
§ 15. Получение кислорода в лаборатории	52
§ 16. Химические свойства кислорода	56
§ 17. Валентность. Составление формул оксидов	59
§ 18. Воздух	63
§ 19. Горение веществ на воздухе	67
§ 20. Получение кислорода в промышленности и его применение	71
Самое важное в главе 2	75
ГЛАВА 3. Водород. Кислоты. Соли	
§ 21. Водород	77
§ 22. Получение водорода в лаборатории	79
§ 23. Химические свойства водорода	84

§ 24. Применение водорода. Получение водорода в промышленности	89
§ 25. Кислоты.	91
§ 26. Соли.	96
§ 27. Кислотные оксиды	101
Самое важное в главе 3	103

ГЛАВА 4. *Вода. Растворы. Основания*

§ 28. Вода	104
§ 29. Растворы. Растворимость твёрдых веществ в воде ...	109
§ 30. Растворимость газов и жидкостей в воде	117
§ 31. Концентрация растворов. Массовая доля растворённого вещества	119
§ 32. Приготовление растворов.	123
§ 33. Химические свойства воды	125
§ 34. Основания	128
Самое важное в главе 4	133

ГЛАВА 5. *Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений*

§ 35. Общая характеристика оксидов	134
§ 36. Взаимодействие веществ, обладающих кислотными и основными свойствами	138
§ 37. Реакции обмена в водных растворах	145
§ 38. Генетическая связь между важнейшими классами неорганических веществ	151
Самое важное в главе 5	157

ГЛАВА 6. *Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева*

§ 39. Первые попытки классификации химических элементов	158
§ 40. Амфотерные оксиды и гидроксиды	161
§ 41. Периодический закон. Периоды	163
§ 42. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Группы	168
§ 43. Характеристика химического элемента по его положению в Периодической системе	173
Самое важное в главе 6	177

ГЛАВА 7. *Строение атома. Современная формулировка Периодического закона*

§ 44. Ядро атома.	178
§ 45. Порядковый номер элемента. Изотопы.	181

§ 46. Электроны в атоме. Орбитали	185
§ 47. Строение электронных оболочек атомов	188
§ 48. Изменение свойств элементов в периодах и главных подгруппах. Электроотрицательность	192
Самое важное в главе 7	197

ГЛАВА 8. Химическая связь

§ 49. Химическая связь и энергия.	199
§ 50. Ковалентная связь	202
§ 51. Полярная и неполярная связь. Свойства ковалентной связи	205
§ 52. Ионная связь	209
§ 53. Металлическая связь.	213
§ 54. Валентность и степень окисления	214
§ 55. Твёрдые вещества	220
Самое важное в главе 8	228

ПРАКТИКУМ

Правила работы в школьной химической лаборатории	230
Практическая работа 1. Правила безопасности при работе в химической лаборатории. Знакомство с лабораторным оборудованием	232
Практическая работа 2. Очистка загрязнённой поваренной соли	236
Практическая работа 3. Получение и свойства кислорода	237
Практическая работа 4. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворённого вещества	238
Практическая работа 5. Экспериментальное решение задач по теме «Генетические связи между классами неорганических соединений»	240

ЗАНИМАТЕЛЬНЫЕ ОПЫТЫ ПО ХИМИИ 242

ПРИЛОЖЕНИЯ 246

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ 261

ЗА СТРАНИЦАМИ УЧЕБНИКА

(литература для дополнительного чтения) 265

Учебное издание

**Еремин Вадим Владимирович
Кузьменко Николай Егорович
Дроздов Андрей Анатольевич
Лунин Валерий Васильевич**

ХИМИЯ

8 класс

Учебник

для общеобразовательных учреждений

Зав. редакцией *Т. Д. Гамбурцева*
Ответственный редактор *Н. В. Губина*
Художественный редактор *С. И. Кравцова*
Художественное оформление *А. В. Копалин*
Технический редактор *И. В. Грибкова*
Компьютерная верстка *Н. В. Зайцева*
Корректор *Е. Е. Никулина*

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ									
		А I В	А II В	А III В	А IV В	А V В	А VI В	А VII В	А	VIII	В
1	1	H 1,0079 1 Водород						H	He 4,00260 2 Гелий	<div> <p>Относительная атомная масса</p> <p>Порядковый (атомный) номер</p> <p>Символ</p> <p>Название</p> <p>Распределение электронов по уровням</p> </div> <div> <p>1 1,0079</p> <p>1</p> <p>Водород</p> </div>	
2	2	Li 6,941 2 Литий	Be 9,01218 2 Бериллий	B 10,81 3 Бор	C 12,011 4 Углерод	N 14,0067 5 Азот	O 15,9994 6 Кислород	F 18,9984 7 Фтор	Ne 20,179 8 Неон		
3	3	Na 22,9898 8 Натрий	Mg 24,305 8 Магний	Al 26,9815 8 Алюминий	Si 28,0855 8 Кремний	P 30,9738 8 Фосфор	S 32,06 8 Сера	Cl 35,453 8 Хлор	Ar 39,948 8 Аргон		
4	4	K 39,0983 8 Калий	Ca 40,08 8 Кальций	Sc 44,9559 8 Скандий	Ti 47,88 8 Титан	V 50,9415 8 Ванадий	Cr 51,996 8 Хром	Mn 54,938 8 Марганец	Fe 55,847 8 Железо	Co 58,9332 8 Кобальт	Ni 58,69 8 Никель
	5	Cu 63,546 8 Медь	Zn 65,39 8 Цинк	Ga 69,72 8 Галлий	Ge 72,59 8 Германий	As 74,9216 8 Мышьяк	Se 78,96 8 Селен	Br 79,904 8 Бром	Kr 83,80 8 Криптон		
5	6	Rb 85,4678 8 Рубидий	Sr 87,62 8 Стронций	Y 88,9059 8 Иттрий	Zr 91,22 8 Цирконий	Nb 92,9064 8 Ниобий	Mo 95,94 8 Молибден	Tc [98] 8 Технеций	Ru 101,07 8 Рутений	Rh 102,905 8 Родий	Pd 106,42 8 Палладий
	7	Ag 107,868 8 Серебро	Cd 112,41 8 Кадмий	In 114,82 8 Индий	Sn 118,69 8 Олово	Sb 121,75 8 Сурьма	Te 127,60 8 Теллур	I 126,904 8 Иод	Xe 131,29 8 Ксенон		
6	8	Cs 132,905 8 Цезий	Ba 137,33 8 Барий	La* 138,905 8 Лантан	Hf 178,49 8 Гафний	Ta 180,9479 8 Тантал	W 183,85 8 Вольфрам	Re 186,207 8 Рений	Os 190,2 8 Осмий	Ir 192,22 8 Иридий	Pt 195,08 8 Платина
	9	Au 196,967 8 Золото	Hg 200,59 8 Ртуть	Tl 204,383 8 Таллий	Pb 207,2 8 Свинец	Bi 208,980 8 Висмут	Po [209] 8 Полоний	At [210] 8 Астат	Rn [222] 8 Радон		
7	10	Fr [223] 8 Франций	Ra [226] 8 Радий	Ac** [227] 8 Актиний	Rf [261] 8 Резерфордий	Db [262] 8 Дубний	Sg [266] 8 Сиборгий	Bh [264] 8 Борий	Hs [269] 8 Гассий	Mt [268] 8 Мейтнерий	Ds [271] 8 Дармштадтий
ФОРМУЛА ВЫСШЕГО ОКСИДА		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄		
ФОРМУЛА ЛЕТАЧЕГО ВОДОРОДНОГО СОЕДИНЕНИЯ					RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH			

*Лантаноиды

58 Ce 140,12 18 Церий	59 Pr 140,908 20 Празеодим	60 Nd 144,24 21 Неодим	61 Pm [145] 23 Прометий	62 Sm 150,36 24 Самарий	63 Eu 151,96 25 Европий	64 Gd 157,25 26 Гадолиний	65 Tb 158,925 27 Тербий	66 Dy 162,50 28 Диспрозий	67 Ho 164,930 29 Гольмий	68 Er 167,26 30 Эрбий	69 Tm 168,934 31 Тулий	70 Yb 173,04 32 Иттербий	71 Lu 174,967 33 Лютеций
------------------------------------	---	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	--------------------------------------	--	---------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------

**Актиноиды

90 Th 232,038 10 Торий	91 Pa [231] 21 Протактиний	92 U 238,029 22 Уран	93 Np [237] 23 Нептуний	94 Pu [244] 24 Плутоний	95 Am [243] 25 Америций	96 Cm [247] 26 Кюрий	97 Bk [247] 27 Берклий	98 Cf [251] 28 Калифорний	99 Es [252] 29 Эйнштейний	100 Fm [257] 30 Фермий	101 Md [260] 31 Менделевий	102 No [259] 32 Нобелий	103 Lr [262] 33 Лоуренсий
-------------------------------------	---	-----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	--

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Be ²⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻		P	P	P	P	H	H	M	P	H	H	H	H	H	H	H	—	—
F ⁻	P	P	M	P	P	P	H	H	M	M	P	H	M	M	H	P	—	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	H	—	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	—	—	—	P	—	H	—	H	—	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	—	M	H	H	—	M	—	H	—	H	—	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	H	P	P	P	P	P	H	P	P	M
PO ₄ ³⁻	P	P	M	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	—	H	P	P	—	H	H	H	—	H	—	H	—	H	H	—	—
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	—	H	H	H	—	H	—	H	—	H	—	H	H
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	—	P	—	P	P	—	M
CH ₃ OO ⁻	P	P	P	P	P	—	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

P — растворимые (более 1 г в 100 г H₂O)
M — малорастворимые (от 0,01 до 1 г в 100 г H₂O)

H — нерастворимые (менее 0,01 г в 100 г H₂O)
— — не существуют или не могут быть выделены из водного раствора

Все данные приведены для температуры 20 °C

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	(H ₂)	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	-------------------	----	----	----	----	----