

ХИМИЯ

Учебник для 7 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

*Утверждено
Министерством образования
Республики Беларусь*

4-е издание, исправленное
и дополненное

Минск «Народная асвета» 2012

Правообладатель Народная асвета

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Х46

Авторы:

И. Е. Шиманович, О. И. Сечко, В. Н. Хвалюк, В. А. Красицкий, А. С. Тихонов

Рецензенты:

кафедра общей и биоорганической химии учреждения образования «Гродненский медицинский университет» (кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой В. В. Болтронюк)

Химия : учеб. для 7-го кл. учреждений общ. сред. образования с рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.] ; под ред. И. Е. Шимановича. — 4-е изд., испр. и доп. — Минск : Нар. асвета, 2012. — 222 с. : ил.

ISBN 978-985-03-1726-1.

Предыдущие издания под названием «Химия, 8» вышли в 2004, 2005 и 2008 гг.

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-03-1726-1

© Оформление. УП «Народная асвета», 2012

Правообладатель Народная асвета

Дорогие друзья!

Вы приступаете к систематическому изучению нового школьного предмета — химии. Но являются ли новыми для вас термины **химия, химический**? Наверное, вы еще раньше не раз слышали эти слова от взрослых, по радио и телевидению, в школе. Это говорит о том, что химия и все, что с ней связано, стало неотъемлемой частью жизни человека, его повседневной деятельности.

Именно об этом еще более 250 лет назад говорил великий русский ученый М. В. Ломоносов: **«Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...»** Уже тогда человек мог выплавлять некоторые металлы из руд, получать стекло, фарфор, краски и другие материалы. Все это можно было осуществить только с помощью различных химических процессов, многие из которых человек освоил тысячи лет назад.

В наше время химия стала не только одной из основных наук, не только широким полем практической деятельности человека, но и просто естественной частью нашей повседневной жизни. Мы зажигаем газ в газовой плите, едем в автомобиле, пользуемся самыми разнообразными изделиями и материалами, готовим пищу, едим, ходим, дышим, наблюдаем за ростом растений. Все эти ставшие для нас привычными действия, материалы и явления были бы невозможны без химических веществ и химических процессов.

Мы почти каждый день сталкиваемся с информацией о химии, однако то, что мы узнаем о ней из средств массовой информации, часто связано с дымовыми завесами вокруг химических предприятий, авариями и катастрофами, приводящими к загрязнению окружающей среды, ядовитыми веществами в реках, овощами и фруктами, отравленными ядохимикатами. Но виновата ли в этом химия? Может быть, эти нежелательные события происходят по вине людей, которые не задумываются о последствиях своей деятельности для природы, о правильном использовании химических веществ и процессов? Может быть, они не знают свойств тех или иных веществ, как из одних веществ получить другие, не нанося вреда окружающей среде, как правильно следует использовать вещества и химические процессы? Ответы на эти

и многие другие вопросы вам поможет найти замечательная наука — химия.

Без знания химии нельзя понять, почему одни вещества превращаются в другие, какие процессы происходят в окружающем мире — в атмосфере, в почве, в воде, в живых организмах. Знание химии помогает человеку изменять окружающий мир, открывать и производить новые вещества и материалы, осваивать новые процессы и технологии. Вот почему каждый образованный человек должен иметь основы химических знаний.

Современная химия — огромная созидательная сила, которая оказывает большое влияние на развитие промышленности, сельского хозяйства, медицины, науки и техники.

Республика Беларусь располагает высокоразвитой химической промышленностью. Химические предприятия производят минеральные удобрения, пластмассы, волокна, лаки, краски, товары бытовой химии и многие другие изделия. В нашей стране есть ряд крупных научных лабораторий и научно-исследовательских институтов, где трудятся ученые-химики. Их достижения известны не только у нас, но и далеко за пределами Беларуси.

Пройдет совсем немного времени, и перед каждым из вас неизбежно встанет вопрос о выборе будущей профессии. Мы очень надеемся, что, познакомившись с удивительным миром химии, многие из вас полюбят эту науку и вопрос о выборе профессии будет решен.

В добрый путь!

Авторы

Как пользоваться учебником

У вас в руках школьный учебник химии. Полистайте его, ознакомьтесь с содержанием. Посмотрите на рисунки, схемы. Как вы заметили, весь материал учебника разделен на главы и параграфы. Каждый параграф соответствует теме одного урока.

Рисунки и таблицы, иллюстрирующие свойства различных веществ, помогут вам нагляднее представить то, о чем идет речь в тексте учебника. Информация, представленная в таблицах, носит справочный характер и, как правило, не предназначена для запоминания.

Текст, напечатанный мелким шрифтом, содержит материал, входящий за рамки программы курса химии 7-го класса. Он обычно поясняет отдельные положения основного текста. Вы можете прочитать его сразу или вернуться к нему после того, как прочитаете весь параграф.

В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне. Проверьте, насколько вы их усвоили и можете повторить.

Вопросы и задания в конце параграфа предназначены для самостоятельной работы. Внимательно прочитайте их. Выполните письменно те упражнения, которые заданы учителем. Звездочкой отмечены задания повышенной трудности. Ответы на все расчетные задачи вы найдете в конце книги.

В учебнике вы встретите следующие условные обозначения:



— определения и правила;



— интересно знать.

Не забывайте пользоваться содержанием в конце книги. С его помощью вам будет легче отыскать материал, который следует изучить или повторить.

Общие правила поведения и работы в кабинете химии

Вы пришли на свой первый урок химии, который проходит в специальном помещении — кабинете химии. Здесь вы будете изучать основы этой науки, проводить разные опыты. Для того чтобы уроки химии были не только интересными, но и безопасными, вы должны ознакомиться с правилами поведения и работы в кабинете химии и всегда их выполнять.

1. В кабинет химии можно входить только с разрешения учителя или лаборанта.

2. Каждый ученик должен находиться на своем рабочем месте, на другое место можно переходить только с разрешения учителя. Нельзя загроужать рабочий стол посторонними предметами.

3. В кабинете химии необходимо проявлять осторожность, поддерживать порядок и чистоту.

4. В кабинете химии нельзя принимать пищу и класть на стол продукты питания, пить воду из химической посуды.

5. Категорически запрещается пробовать любые реактивы на вкус.

6. Перед выполнением каждого опыта необходимо тщательно ознакомиться с его описанием.

7. Запрещено самостоятельно брать реактивы и начинать работу с ними. Делать это можно только с разрешения учителя.

8. При выполнении опыта следует брать столько реактива, сколько указано в описании или учителем.

9. Если вы пролили (рассыпали) реактив или он попал на одежду, лицо, руки, немедленно сообщите об этом учителю или лаборанту.

С более подробными правилами поведения и с требованиями к мерам безопасности при работе в кабинете химии вы познакомитесь на последующих уроках.

Введение



§ 1. Что изучает химия?

Нас окружает огромное многообразие самых различных предметов, каждый из которых имеет свое название: книга, компьютер, стол, ложка, автомобиль и т. д. Но у каждого из них, как вы уже знаете из курса физики, есть одно общее название — **физическое тело**.

Посмотрите на рисунки 1, 2, 3. Что общего у изображенных на них физических тел? Все физические тела на рисунке 1 состоят из стекла, на рисунке



Рис. 1. Физические тела, состоящие из стекла



Рис. 2. Физические тела, состоящие из алюминия



Рис. 3. Физические тела, состоящие из полиэтилена



Рис. 4. Физические тела, состоящие из железа



Рис. 5. Физические тела, состоящие из нескольких веществ

ке 2 — из алюминия, на рисунке 3 — из пластмассы (полиэтилена). Следовательно, самые разные физические тела могут состоять из одного и того же *вещества*.

! Вещества — это то, из чего состоят физические тела.

Одни тела состоят только из одного вещества (рис. 4), другие — из нескольких веществ (рис. 5).

В настоящее время известно более 60 млн различных веществ. В последние годы их число увеличивается примерно на 1 млн в год.

У каждого из веществ есть свое название. С правилами составления названий веществ вы познакомитесь при изучении химии.

Любое из веществ имеет свой индивидуальный набор *признаков* (своеобразные «отпечатки пальцев»), по которым его можно отличить от всех других веществ, а иногда обнаружить и сходство с ними.

! Признаки, по которым различные вещества подобны между собой или отличаются друг от друга, называются свойствами веществ.

Каждое из веществ имеет свои физические и химические свойства.

К **физическим свойствам** относятся: агрегатное состояние вещества (твердое, жидкое или газообразное при определенных условиях),



Рис. 6. Образцы меди



Рис. 7. Поваренная соль в кристаллах и в мелкораздробленном состоянии

цвет, плотность, температуры кипения и плавления, растворимость в воде и других жидкостях, электропроводность, теплопроводность, твердость и др.

Например, медь — твердое непрозрачное вещество красноватого цвета с металлическим блеском (рис. 6). Под ударами молотка медь расплющивается, следовательно, она обладает ковкостью. Хорошо проводит электрический ток, не растворяется в воде. Из справочника можно узнать, что плотность меди равна $8,9 \text{ г/см}^3$, а температура ее плавления составляет $1083 \text{ }^\circ\text{C}$.

Поваренная соль — твердое вещество, белое в мелкораздробленном состоянии и прозрачное в крупных кристаллах (рис. 7). Соль хорошо растворима в воде, придает ей соленый вкус. В сухом виде не проводит электрический ток, но ее раствор и расплав являются хорошими проводниками электричества. Кристаллы поваренной соли хрупки, легко крошатся под ударами молотка. Ее плотность составляет $2,2 \text{ г/см}^3$, а температура плавления равна $801 \text{ }^\circ\text{C}$.

Одни физические свойства можно определить непосредственно с помощью органов чувств (запах, цвет, агрегатное состояние), а другие — измерить с помощью специальных устройств или приборов (температуры плавления и кипения, плотность, твердость и др.).

Лабораторный опыт 1

Изучение физических свойств веществ

1. Ознакомьтесь с выданными вам веществами. Определите, в каком агрегатном состоянии они находятся (твердом, жидком или газообразном). Заполните в тетради графу 1 в таблице 1.

2. Внесите в тетрадь в таблицу (графы 2 и 3) сведения о цвете и наличии блеска у веществ.

3. В четыре пробирки налейте воды до половины их объема. В первую пробирку поместите немного первого из предложенных веществ, во вторую — второго и т. д. Что вы наблюдаете? Больше или меньше плотности воды плотность каждого из веществ? (Плотность воды равна 1 г/см^3 .) Тщательно перемешайте содержимое каждой пробирки. Растворяется ли добавленное вещество в воде? Заполните в тетради графы 5 и 6.

4. Попробуйте поцарапать стекло кусочками твердых веществ. Определите их твердость относительно стекла и заполните в тетради графу 4 в таблице 1.

Таблица 1

Вещество	Физические свойства					
	Агрегатное состояние	Цвет	Блеск	Твердость относительно стекла	Растворимость в воде	Плотность относительно воды
	1	2	3	4	5	6
Вода						
Сахар						
Уксус						
Алюминий						
Мел						

Под химическими свойствами понимают способность одних веществ при определенных условиях превращаться в другие вещества.

Вещество *вода* способно превращаться в новые вещества — *водород* и *кислород*. В процессе фотосинтеза в зеленых растениях *углекислый газ* и *вода* превращаются в *глюкозу* и *кислород*.

Изучение химических превращений, условий их протекания, состава, физических и химических свойств образующихся новых веществ — основная задача химии. На вопрос, что же такое химия, можно дать следующий краткий ответ.



Химия — это наука о веществах и их превращениях в другие вещества.

Все физические тела состоят из веществ. Вещества характеризуются определенными физическими и химическими свойствами.

Свойства — это признаки, по которым вещества схожи или отличаются друг от друга.

Химия — это наука, изучающая вещества и их свойства, а также превращения в другие вещества.

Вопросы и задания

1. Укажите, в каких из перечисленных предметов содержится вещество железо: мяч, гвоздь, спичка, нож, сковорода, карандаш.

2. Перечислите вещества (не менее 5), которые вы можете найти у себя дома, и укажите, для чего они применяются.

3. Приведите примеры (не менее 5) физических тел, которые изготовлены из: а) алюминия; б) меди.

4. Какое из веществ — мел, стекло или медь — более устойчиво к удару?

5. Как можно отличить железо от других металлов?

6. Почему для производства электрических проводов используют металлы?

7. По каким свойствам можно отличить медь от алюминия, песок от железа, поваренную соль от мела?

8. Какое свойство алюминия позволяет изготавливать из него алюминиевую фольгу?

9*. При обычных условиях вещество находится в твердом агрегатном состоянии, не растворяется в воде, хорошо проводит электрический ток, имеет темно-серый цвет, низкую твердость. Физические свойства какого из трех веществ — алюминия, меди или графита — перечислены?

§ 2. Чистые вещества и смеси

Как вы уже знаете, каждое вещество обладает присущим только ему набором свойств («отпечатки пальцев»), по которым его можно всегда отличить от любого другого вещества. Однако эти свойства являются вполне определенными только для отдельно взятого индивидуального вещества, не смешанного с другими веществами. Поэтому необходимо отличать *чистые вещества* от *смесей веществ*.

Чистые вещества

Чистота какого-либо вещества определяется содержанием в нем посторонних примесей других веществ. Чем меньше таких примесей в данном веществе, тем выше его чистота, и наоборот. В природе встречаются очень чистые вещества, например самородное золото. В нем содержание примесей чрезвычайно мало, а содержание драгоценного металла достигает величины 99,999 %. Это число показывает, что в таком образце золота на каждые 100 000 его атомов приходится по одному атому других металлов.

Термин «чистый» используется не только в химии, но и в быту, в обыденной жизни. Мы, например, говорим: «чистые руки», «чистый воздух», «чистая посуда». Понятно, что в данном случае речь идет о чистоте физических тел. Говоря «из крана идет чистая вода», мы имеем в виду, что в ней нет вредных для нас примесей и что ее можно пить. Но в такой воде, как правило, всегда есть неядовитые и даже по-

лезные примеси. Поэтому, с точки зрения химии, «чистую» водопроводную воду нельзя назвать чистым веществом. Как видите, термин «чистый» может иметь разный смысл в зависимости от того, с какой точки зрения рассматривается данное вещество или физическое тело.

! Чистыми называют вещества, не содержащие примесей других веществ. Любое чистое вещество обладает присущим только ему набором свойств.

Смеси веществ

В природе вещества почти никогда не встречаются в чистом виде. Обычно одни вещества находятся вместе с другими. В этом случае говорят, что вещества *смешаны друг с другом* или, иными словами, образуют *смесь*.

! Смесь — это совокупность индивидуальных веществ, составляющих физическое тело.

Примеры смесей, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни, показаны на рисунке 8.

Внимательно рассматривая некоторые смеси, вы можете невооруженным глазом заметить, что они состоят из нескольких составных частей — **компонентов** (рис. 9). В других случаях смеси кажутся состоящими из одного компонента, однако при рассмотрении их под



Рис. 8. Продукты из смесей веществ

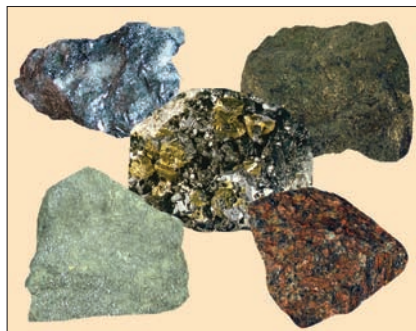


Рис. 9. Минералы — смеси нескольких веществ

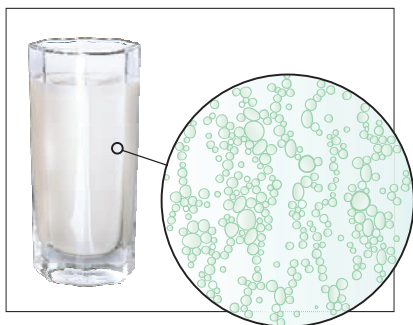
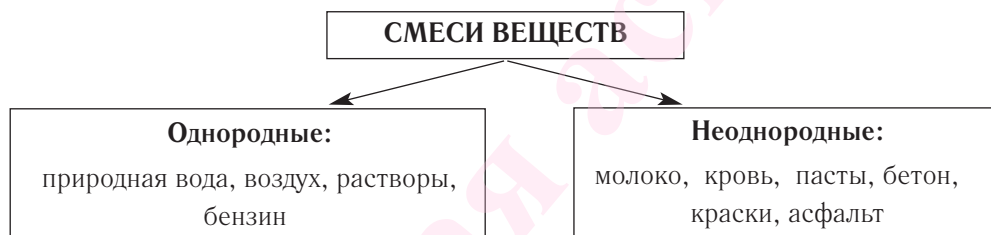


Рис. 10. Молоко — неоднородная смесь

микроскопом обнаруживается, что и они состоят из нескольких компонентов (рис. 10). Такие смеси называют **неоднородными**.

Бывают смеси, компоненты которых не видны даже в очень сильный микроскоп. Это, например, минеральная вода, сладкий чай, столовый уксус. Такие смеси называют **однородными**.



Разделение смесей

Чистые вещества (рис. 11) встречаются редко, например в химических лабораториях, в аптеках, на химических предприятиях. Чтобы их получить, необходимо научиться разделять смеси и выделять каждое



Рис. 11. Образцы чистых веществ: 1 — щелочь; 2 — сода; 3 — золото

вещество в отдельности. Вещества, находящиеся в смеси, сохраняют все свои характерные черты, свою индивидуальность. Поэтому, используя их отличительные свойства, смеси можно разделять на отдельные, чистые вещества.

Универсальных методов разделения, пригодных для выделения компонентов из любой смеси, нет. Каждый из методов применим для смесей только определенного типа. Многие методы

разделения смесей были изобретены еще в древности, тогда как некоторые новые эффективные методы были открыты учеными уже в наше время.

Разделение неоднородных смесей

Один из самых простых методов разделения — **отстаивание**. Этот метод основан на различной плотности компонентов смеси и может быть использован для разделения неоднородных смесей двух жидких веществ (бензин — вода) (рис. 12), жидкого и твердого веществ (песок — вода) (рис. 13).

Такой метод, как **фильтрование**, основан на способности некоторых пористых материалов задерживать частицы, размер которых больше размера пор (рис. 14). С помощью фильтрования можно разделить неоднородные смеси твердого и жидкого веществ (мел — вода, глина — вода). В качестве фильтров применяют специальную бумагу, пористое стекло, керамику и др. (рис. 15). В некоторых случаях используют сложенную в несколько слоев ткань, марлю или вату. На одной из стадий очистки питьевой воды в водопро-



Рис. 12. Смесь бензина и воды: а — после смешивания; б — после отстаивания

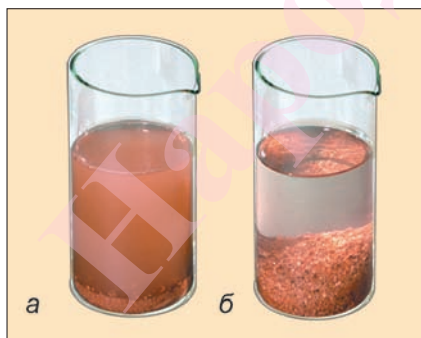


Рис. 13. Смесь песка и воды: а — после смешивания; б — после отстаивания

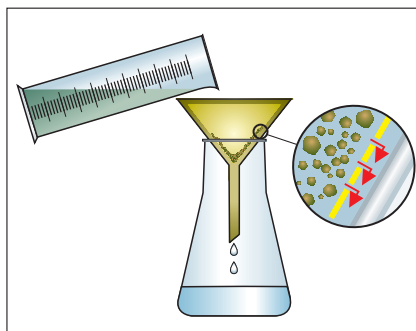


Рис. 14. Схема разделения смеси веществ методом фильтрования



Рис. 15. Образцы различных фильтров

водах ее пропускают через слой чистого песка, который служит фильтром.

Разделение однородных смесей

Из глубокой древности известен такой метод разделения смесей, как **выпаривание**. Он основан на различии веществ по их *летучести*, т. е.

по способности при нагревании превращаться в пар, испаряться. К летучим, легко испаряющимся веществам относятся вода и спирт, а к нелетучим — соль и щелочь. При нагревании в открытом сосуде однородной смеси воды и соли (рис. 16) летучая вода испаряется, а нелетучая соль остается в виде твердого вещества. Таким образом, выпаривание применяют для разделения смесей летучих и нелетучих веществ. В громадных масштабах этот метод разделения используется при добыче соли из природных соляных растворов (рис. 17).

Другой метод разделения однородных смесей — **перегонка** (или **дистилляция**) — основан на различии температур кипения компонентов смеси. Чаще всего перегонку применяют для разделения однородных смесей нескольких жидких веществ с разными температурами кипения. При нагревании такой смеси вначале испаряется вещество

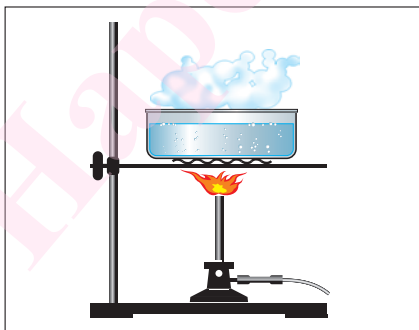


Рис. 16. Схема разделения смеси веществ методом выпаривания



Рис. 17. Добыча соли на соляном озере

с наиболее низкой температурой кипения. Выделяющийся пар охлаждают и получают это индивидуальное вещество в жидком состоянии. При дальнейшем нагревании смеси из нее поочередно испаряются вещества, которые кипят при более высоких температурах. Их пары также охлаждают и получают чистые вещества. Таким образом, дистилляцию используют для разделения смесей веществ с разными температурами кипения (рис. 18).

В химических лабораториях с помощью этого метода из водопроводной воды получают *дистиллированную воду*, не содержащую растворенных солей. В странах Ближнего Востока дистилляция широко используется для получения питьевой воды из морской.

В современной химии, кроме указанных, используются и другие, более сложные методы разделения смесей. Они позволяют выделить из смеси вещества, имеющие очень близкие свойства или содержащиеся в ней в ничтожно малых количествах.

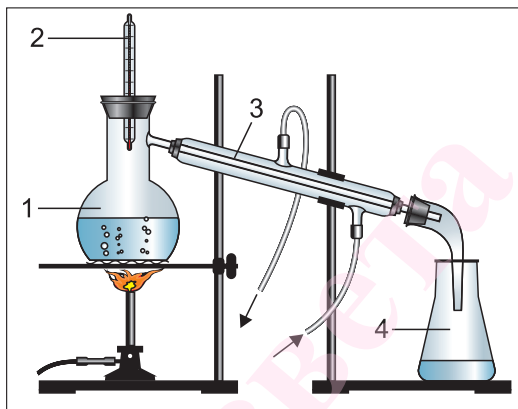


Рис. 18. Схема лабораторной установки для перегонки жидкостей: 1 — колба с жидкой смесью; 2 — термометр; 3 — холодильник с проточной водой; 4 — колба для очищенной жидкости

Чистыми называют вещества, которые не содержат примесей других веществ.

Чистое вещество обладает определенными свойствами, по которым его можно отличить от других веществ.

Смеси бывают однородные и неоднородные.

Из неоднородной смеси вещества можно выделить с помощью отстаивания и фильтрования.

Из однородной смеси вещества можно выделить с помощью выпаривания и дистилляции.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры практически чистых веществ, с которыми вы встречаетесь в повседневной жизни.
2. Приведите по пять примеров однородных и неоднородных смесей, с которыми вы встречаетесь каждый день.
3. Как отличить чистое вещество от смеси веществ?
4. Однородная или неоднородная смесь образуется при смешивании: а) спирта и воды; б) муки и воды; в) крахмала и сахара; г) растительного масла и воды; д) жидкого чая и сахара?
5. Почему в природе не встречается абсолютно чистая вода?
6. Какие различия в свойствах веществ используют при их разделении: а) отстаиванием; б) фильтрованием; в) выпариванием; г) перегонкой?

§ 3. Знакомство с химической лабораторией

Свойства веществ и их превращения изучают в специально оборудованных помещениях — **химических лабораториях** (рис. 19). Они оснащены различными приборами, специальным оборудованием, химической посудой из разных материалов, набором необходимых веществ (или реактивов). В школьном кабинете химии вы познакомитесь с некоторыми из этих веществ, узнаете устройство и назначение химического оборудования, научитесь использовать химическую посуду и работать с реактивами.



Рис. 19. Химическая лаборатория

Практическая работа 1

Приемы обращения с простейшим лабораторным оборудованием

Цель работы: изучить основные правила поведения и работы в химической лаборатории; познакомиться с простейшим оборудованием

ем для проведения лабораторных опытов, его назначением и устройством, приемами обращения.

I. Предназначение и устройство штатива. Рассмотрите лабораторный штатив (рис. 20), запомните, как называются его основные части.

II. Нагревательные приборы.

1) *Устройство спиртовки.* Спиртовка состоит из резервуара, металлической трубочки с диском, фитиля и колпачка (рис. 21). Заправляют спиртовку **только** спиртом. Рассмотрите спиртовку, зарисуйте ее устройство в тетрадь.

2) *Работа со спиртовкой.* Зажигается спиртовка только спичкой. Зажигать ее с помощью зажигалки или от другой спиртовки **строго запрещено**, так как это может быть причиной возникновения пожара. Гасить спиртовку следует быстро, накрыв пламя колпачком. Зажгите спиртовку, погасите пламя при помощи колпачка.

3) *Электронагреватель.* Электронагреватель (рис. 22) предназначен для нагревания пробирок и подключается к источнику постоянного электрического тока. **Подключать электронагреватель к источнику следует только после того, как пробирка установлена в нагревательный элемент.**

Рис. 22. Электронагреватель пробирок

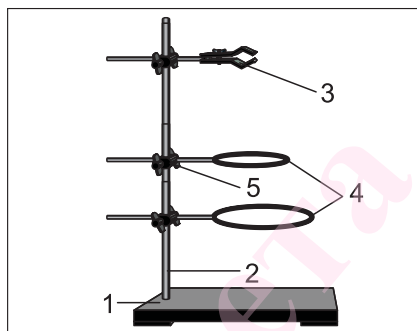


Рис. 20. Лабораторный штатив: 1 — основание; 2 — стержень; 3 — зажим; 4 — кольца; 5 — муфта с винтами

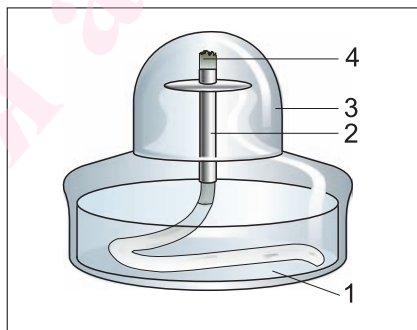


Рис. 21. Спиртовка: 1 — резервуар со спиртом; 2 — металлическая трубка с диском; 3 — колпачок; 4 — фитиль

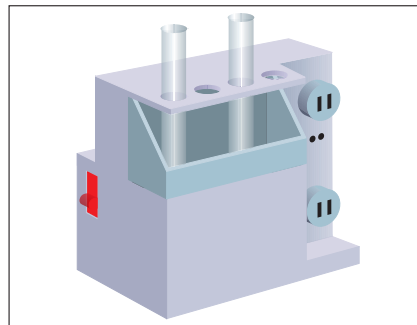
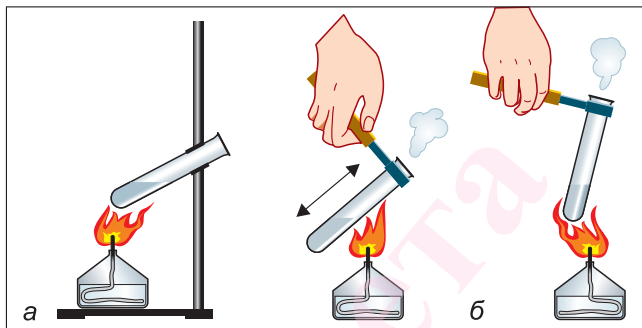


Рис. 23. Способы нагревания жидкостей в пробирке



III. Химическая посуда. Рассмотрите наиболее часто употребляемую химическую посуду: химический стакан, коническую колбу, пробирку, стеклянную трубку, круглодонную колбу, плоскодонную колбу, пробку с газоотводной трубкой, фарфоровую чашку, стеклянную воронку (см. форзац I).

Измерительная химическая посуда. Рассмотрите химическую посуду, предназначенную для измерения объемов жидкостей: мензурку, мерный цилиндр, мерный стакан, мерную колбу (см. форзац I).

IV. Задание. Наберите в пробирку немного воды (примерно $\frac{1}{3}$ объема), закрепите в держателе для пробирок (рис. 23, а, б) или электронагревателе. Нагрейте воду до кипения. При нагревании пробирки в пламени спиртовки прогрейте ее сначала по всей длине, а затем только в нижней части.

Практическая работа 2

Разделение неоднородной смеси

Цель работы: освоить на практике основные приемы разделения неоднородных смесей.

I. Растворение смеси соли и песка. Налейте в стакан воду (примерно $\frac{1}{3}$ объема), внесите туда половину чайной ложки смеси песка и поваренной соли. Тщательно размешайте содержимое стакана стеклянной палочкой с резиновым наконечником.

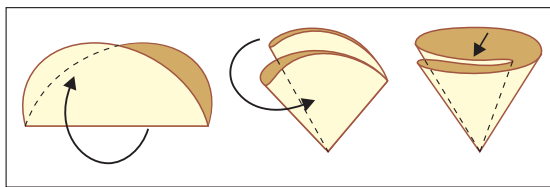


Рис. 24. Изготовление бумажного фильтра

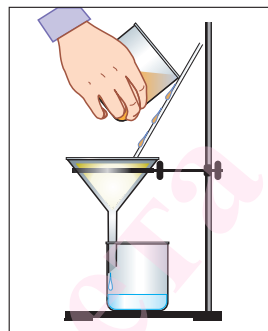


Рис. 25. Схема фильтрования смеси песка, соли и воды

II. Отстаивание смеси. После размешивания подождите несколько минут. Рассмотрите полученную смесь. Запишите свои наблюдения. Осторожно перелейте отстоявшийся раствор в другой стакан.

III. Фильтрование. Для этой операции приготовьте воронку, бумажный фильтр (или комок ваты), лабораторный штатив с кольцом, стеклянную палочку, стакан.

а) Приготовьте бумажный фильтр (сложенный вчетверо из фильтровальной бумаги, как показано на рисунке 24), вложите фильтр в воронку так, чтобы его края были примерно на 0,5 см ниже края воронки. Проследите, чтобы вся наружная поверхность фильтра прилегла к воронке. Смочите фильтр водой. Поместите воронку в кольцо штатива.

б) Подставьте стакан под воронку так, чтобы конец воронки касался его стенки. Сливайте мутный раствор по палочке на фильтр (рис. 25). Приливать следует небольшими порциями. В стакане собирается прозрачная жидкость — фильтрат. Это чистый раствор соли в воде. Нерастворимая примесь (песок) остается на фильтре.

IV. Выпаривание. Для отделения соли от воды поместите немного фильтрата в фарфоровую чашку и нагревайте ее, помешивая раствор стеклянной палочкой, до тех пор, пока на дне чашки не останется белая сухая соль. Сравните очищенную соль с исходной солью. Запишите результаты работы, сделайте рисунки, сформулируйте выводы по работе. Приведите в порядок рабочее место. Вымойте посуду.

§ 4. Краткие сведения по истории химии

Вы познакомились с некоторыми понятиями нового для вас предмета. Химия — это одна из естественных наук, т. е. наук об окружающем мире, природе и явлениях, происходящих в ней, превращениях веществ. То, что вещества способны изменяться, превращаться в другие, обладающие новыми свойствами, человек заметил еще в глубокой древности.

Костер стал первой химической лабораторией человека. После обжига глины в огне она становилась прочной, из нее можно было делать нехитрую посуду. На огне человек научился готовить пищу из мяса убитых животных, плодов растений. Здесь же человек случайно получил первые металлы — медь, олово, свинец, а также стеклянные изделия из, казалось бы, обычного песка.

Так появились первые, как мы сейчас говорим, химические ремесла — гончарное и металлургическое. Примерно 7000 лет назад человек научился выплавлять медь (рис. 26) и делать из нее различные изделия — орудия труда, предметы домашнего обихода, оружие. Этот период в истории древней цивилизации получил название *медный век*.

К 4000 г. до н. э. люди научились выплавлять бронзу — сплав меди с оловом, который был гораздо более твердым, чем медь. Бронза сразу же стала использоваться для изготовления мечей, наконечников для стрел и копий, щитов. Наступил *бронзовый век*.

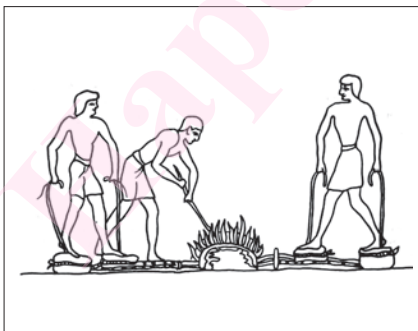


Рис. 26. Выплавка меди в Древнем Египте

В последнее тысячелетие до новой эры человек овладел способом получения железа из руд. Это стало поворотным моментом и в истории металлургии, и в истории общества. Так пришло время *железного века*, который на самом деле продолжался много сотен лет.

Но не только металлы могли получать люди в те давние времена. Стекло,

фаянс, минеральные и растительные краски, чернила, косметика и лекарственные препараты — вот далеко не полный перечень изделий, которые мог изготовить человек уже тогда с помощью различных химических превращений.

В начале новой эры зародилось и само понятие «химия». Есть несколько версий появления этого термина. По одной из них, он связан с древним названием Египта «Хем» и производным от него «хеми» — египетское искусство. По другой версии считается, что слово «химейя» — искусство выделения соков, а затем и плавки металлов — происходит от древнегреческого «химос», т. е. сок, литье.

В середине первого тысячелетия новой эры, после падения Древнего Рима, центр цивилизации переместился на Ближний Восток. Именно там арабы преобразовали слово «химейя» в «алхимия». Под этим словом понимались все знания, связанные с превращением веществ, как практические, так и теоретические.

Главной теоретической идеей алхимии в течение почти полутора тысяч лет было превращение неблагородных металлов в благородные (золото и серебро) под действием так называемого *философского камня*. С помощью этого мифического эликсира надеялись также излечить все болезни и даже сделать человека бессмертным. Последователей этой идеи на арабском Востоке, а затем и в Европе стали называть *алхимиками* (рис. 27). Алхимиками были практически все ученые Средневековья, монахи, врачи и даже короли.

Все их усилия получить дешевое золото оказались, конечно, бесплодными. Однако целый ряд практических достижений как алхимиков, так и ремесленников-практиков оставил заметный след в истории химии. Было получено много новых веществ, прежде всего важнейшие кислоты (*серная, соляная, азотная*), изобретены различные при-



Рис. 27. Лаборатория алхимика

боры и приспособления, которые с тех пор стали широко использоваться в химии.

Химия постепенно становилась все более практической областью деятельности, основной задачей которой было удовлетворение растущих потребностей общества: получение металлов из руд, пороха, стекла, красок, мыла и многих других необходимых для жизни вещей. Появились первые книги по практическим способам получения металлов, обработки различных веществ. Поиск эликсира долголетия привел к развитию медицинского направления в химии — *иатрохимии*, которая с начала XVI в. стала основным видом деятельности химиков, постепенно заменяя прежние — попытки получения благородных металлов из неблагородных.

В алхимию все больше и больше проникало научное начало, желание узнать элементарную природу веществ, причины их способности превращаться в другие вещества. Ученые пытались дать разумные объяснения таким важнейшим для практики процессам, как горение, восстановление металлов из руд и окисление металлов.

В работе английского химика и физика Р. Бойля было впервые дано научное определение понятия *химический элемент*, положено начало химическому анализу. Экспериментальные исследования Бойля стали началом химии как настоящей науки. Именно Бойль «отбросил» от названия «алхимия» приставку «ал», тем самым как бы открыв новый период в жизни науки химии.

Превращению химии в настоящую науку в XVIII в. способствовали многие ученые, в том числе два великих химика — русский ученый



Роберт Бойль
(1627—1691)

Английский химик и физик. Открыл закон зависимости объема газа от давления, сформулировал первое научное определение химического элемента, ввел в химию экспериментальный метод, заложил основы химического анализа, способствовал становлению химии как самостоятельной науки.

М. В. Ломоносов и француз А. Лавуазье. На основе многочисленных опытов по изучению процессов горения и окисления металлов они независимо друг от друга пришли к формулировке одного из самых важных законов химии — *закона сохранения массы веществ при химических реакциях*. Вы познакомитесь с ним во второй главе.

В XVIII в. было открыто много новых элементов, в том числе кислород, водород, азот. Было доказано, что воздух является смесью газов, а вода — сложным веществом.

В начале XIX в. английский ученый Дж. Дальтон заложил основы *химической атомистики*, составил первую таблицу атомных весов,



Михаил Васильевич Ломоносов
(1711—1765)

Русский ученый-естествоиспытатель, основатель первого в России Московского университета. Развивал атомно-молекулярные представления о строении веществ, предложил общую формулировку закона сохранения массы веществ и движения, заложил основы физической химии.

Антуан Лоран Лавуазье
(1743—1794)



Французский ученый, один из основоположников современной химии. Дал правильное объяснение процессов горения и дыхания, экспериментально доказал закон сохранения массы веществ в химических реакциях, разработал правила называния химических соединений.



Джон Дальтон
(1766—1844)

Английский физик и химик. Основатель современного учения об атомном строении веществ. Открыл несколько важных законов, ввел в химию понятие относительного атомного веса, составил первую таблицу атомных масс химических элементов.

**Йенс Якоб Берцелиус****(1779—1848)**

Шведский химик. Открыл церий, селен, кремний и торий, установил точные значения атомных весов многих химических элементов, ввел их современные символы, усовершенствовал методы химического анализа.

а итальянец А. Авогадро ввел в обиход понятие *молекула*. Атомно-молекулярное учение стало основной химической теорией. Особенно большая роль в ее развитии в начале XIX в. принадлежит виднейшему шведскому химику Я. Берцелиусу. На основе теории Дальтона он осуществил реформу химии: разработал систему символов, с помощью которых стали обозначать элементы и записывать формулы и уравнения. Он построил шкалу атомных масс, близкую к современной, ввел в обиход множество терминов и понятий, которые мы используем и сейчас.

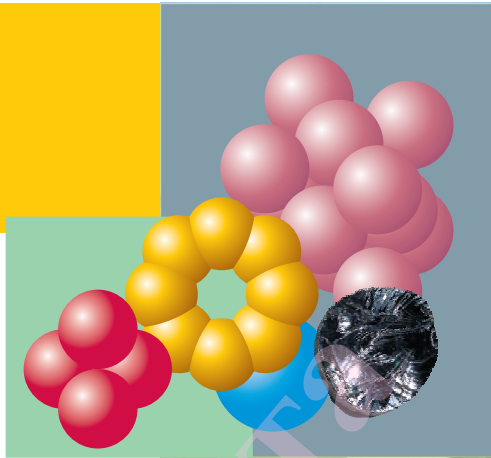
В середине XIX в. русский ученый А. М. Бутлеров заложил основы *теории строения органических соединений*. В 1869 г. другой русский ученый, Д. И. Менделеев, открыл *периодический закон химических элементов*. Эти две научные идеи вместе с *атомно-молекулярным учением* стали основой современной химии.

Химия становилась такой многообразной наукой, что разделилась на отдельные ветви, такие как органическая, неорганическая, аналитическая химия, а позже — физическая химия, биохимия, агрохимия, химия твердого тела и др.

В настоящее время химия стала не только одной из важнейших областей человеческого знания, но и полем практической деятельности ученых, инженеров, рабочих и др. Без химии невозможна жизнь современного общества. Она играет ключевую роль в обеспечении людей продовольствием, одеждой, энергией. Химия — это наука, которая постоянно изменяет окружающий мир. Вместе с другими естественными науками она помогает глубже познать тайны природы и законы ее развития, сделать жизнь на Земле лучше для каждого человека.

Глава 1

Основные химические понятия



§ 5. Атомы. Химические элементы

Все, что нас окружает, мы сами, Земля, на которой мы живем, состоит из самых разнообразных веществ. А из чего состоят сами вещества? Ведь их можно дробить на более мелкие части, а те, в свою очередь, на еще более мелкие. Где предел такого деления? Что представляют собой частицы, которые дальше уже нельзя раздробить обычными способами? Над этими вопросами задумывались ученые еще в глубокой древности.

Атомное строение веществ

Первые представления об атомах как мельчайших, далее неделимых частицах веществ появились у ученых Древней Греции еще за 400 лет до н. э. Они считали, что каждое вещество составлено из существующих только ему атомов, т. е. существуют атомы, например, мяса, песка, дерева, воды и т. д. Другими словами, сколько есть веществ, столько и видов атомов.

Доказательств существования атомов в то время, конечно, не было, и это учение было забыто почти на две тысячи лет. И только в самом начале XIX в. идея атомного строения веществ была возрождена английским ученым Дж. Дальтоном.

Согласно его теории все вещества состоят из очень маленьких частиц — *атомов*. **В процессе химических превращений атомы не разрушаются и не возникают вновь, а только переходят из одних веществ в другие.** Они являются как бы деталями конструктора, из которых можно собирать всевозможные изделия.



Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы.

Химические элементы

Общее число атомов во Вселенной невообразимо велико. Однако видов атомов сравнительно немного. Каждый такой определенный вид атомов называется *химическим элементом*.



Химический элемент — определенный вид атомов.

Позже, после изучения строения атома, вы узнаете более точное определение этого понятия.

Всего в настоящее время известно 118 химических элементов. Атомы одного и того же элемента имеют одинаковые размеры, практически одинаковое строение и массу. Атомы разных элементов различаются между собой, прежде всего, *строением, размерами, массой* и целым рядом других характеристик.



Из 118 химических элементов в природе встречается только 92, а остальные 26 получены искусственно с помощью специальных физических методов.

Из атомов такого небольшого числа химических элементов построены все вещества, существующие в природе и полученные химиками в лабораториях. А это более 60 млн веществ. Все они представляют собой самые различные сочетания атомов тех или иных элементов. Так же, как из 33 букв алфавита составлены все слова русского языка, из атомов относительно небольшого числа элементов состоят все известные вещества.

Символы химических элементов

Каждый элемент имеет свое название и условное обозначение — *химический символ (знак)*.



Химический символ (знак) — условное обозначение химического элемента с помощью букв его латинского названия.

Символы химических элементов состоят из одной или двух букв их латинских названий. Понятно, что вторая буква нужна, чтобы различать элементы, в названиях которых первая буква одинакова. Например, элемент *углерод* обозначается первой буквой **С** его латинского

названия — Carboneum (карбонеум), а элемент медь — двумя первыми буквами **Cu** его латинского названия — **Cuprum** (купрум).

Современные символы и названия наиболее распространенных элементов, необходимые вам на начальном этапе изучения химии, приведены в таблице 2.

Таблица 2. Названия, химические знаки и относительные атомные массы некоторых химических элементов

Название химического элемента	Химический знак элемента	Произношение химического знака в формуле	Относительная атомная масса (округленная)
Азот	N	эн	14
Алюминий	Al	алюминий	27
Водород	H	аш	1
Железо	Fe	феррум	56
Золото	Au	аурум	197
Калий	K	калий	39
Кальций	Ca	кальций	40
Кислород	O	о	16
Кремний	Si	силиций	28
Магний	Mg	магний	24
Медь	Cu	купрум	64
Натрий	Na	натрий	23
Ртуть	Hg	гидраргирум	201
Свинец	Pb	плюмбум	207
Сера	S	эс	32
Серебро	Ag	аргентум	108

Продолжение

Название химического элемента	Химический знак элемента	Произношение химического знака в формуле	Относительная атомная масса (округленная)
Углерод	C	це	12
Фосфор	P	пэ	31
Хлор	Cl	хлор	35,5
Цинк	Zn	цинк	65

Если вы хотите познакомиться с названиями и символами всех химических элементов, посмотрите на форзац II вашего учебника. Там представлена периодическая система элементов, о которой вы узнаете позже.

Распространенность химических элементов в природе крайне неравномерна. Самый распространенный элемент в земной коре (слое толщиной 16 км) — кислород **O**. Его содержание составляет 49,13 % от общего числа атомов всех элементов. Доли остальных элементов показаны на рисунке 28.

В организме человека на долю атомов кислорода приходится 65 % от массы тела, в то время как доля атомов углерода — 18 %, водорода — 10 %, азота — 3 % (рис. 29).

Во всей нашей Галактике почти 92 % от общего числа всех атомов приходится на долю водорода **H**, 7,9 % — на долю гелия **He** и только

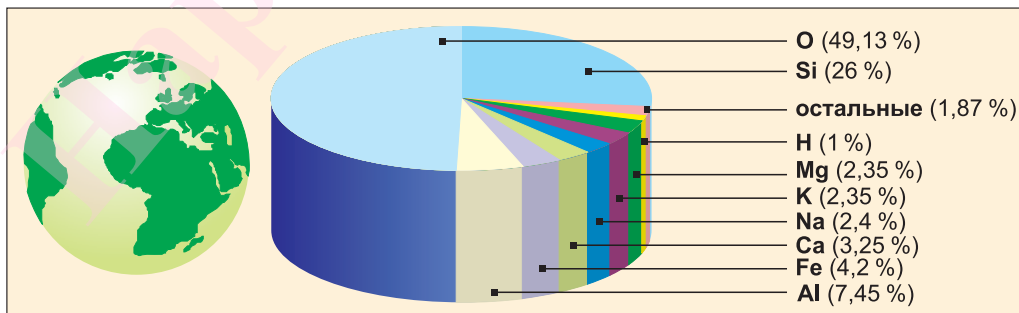


Рис. 28. Распространенность химических элементов в земной коре

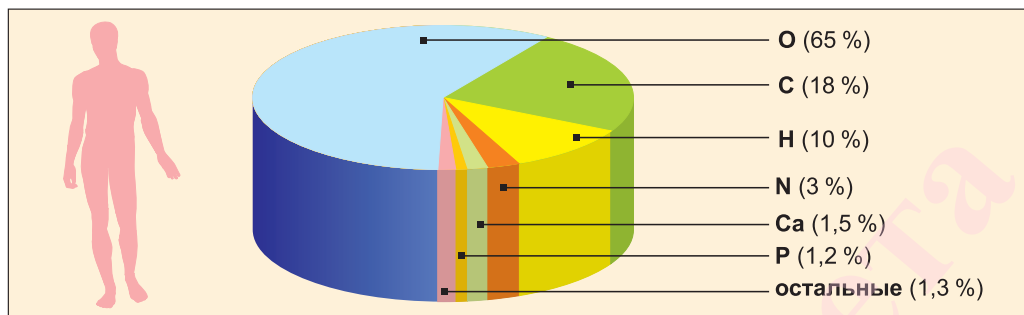


Рис. 29. Содержание химических элементов в организме человека

0,10 % — на атомы всех остальных элементов. Именно эти два самых легких элемента составляют основу звездной материи.

Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы.

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают из ничего, а только переходят из одних веществ в другие.

Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом. Он имеет свое название и обозначение — химический символ (знак).

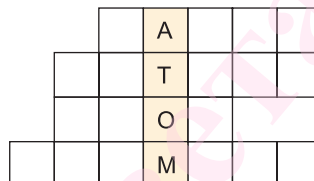
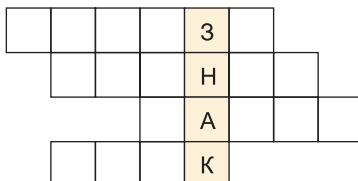
Атомы разных химических элементов различаются массой, размерами и строением.

Вопросы и задания

1. Какие химические элементы обозначаются символами: Mg, Na, Si, P, Cu, Ag, Hg, N?
2. Напишите химические символы следующих элементов: меди, калия, цинка, фосфора, железа, ртути, золота, магния, углерода, серы.
3. Какие элементы занимают первые три места по распространенности в земной коре? Подсчитайте, какая доля от общей массы приходится на остальные элементы.
4. Назовите химические элементы (не менее 5), атомы которых входят в состав известных вам веществ.

5. Выпишите из таблицы 2 названия элементов: а) женского рода; б) среднего рода; в) мужского рода.

6. Разгадайте два кроссворда, вписав в пустые клетки по горизонтали буквы из названий химических элементов.



7. Составьте самостоятельно такой же кроссворд для слова «символ». Одно условие: нельзя использовать первую букву названия элемента.

8*. Рассчитайте массу атомов углерода, водорода и азота в вашем теле.

§ 6. Относительная атомная масса химических элементов

Чем различаются атомы разных элементов между собой? Вы уже знаете: массой, размерами и строением. На рисунке 30 показаны шаровые модели атомов некоторых химических элементов, конечно, не в реальных размерах, а многократно увеличенные. В действительности атомы настолько малы, что их невозможно рассмотреть даже в самые лучшие оптические микроскопы.

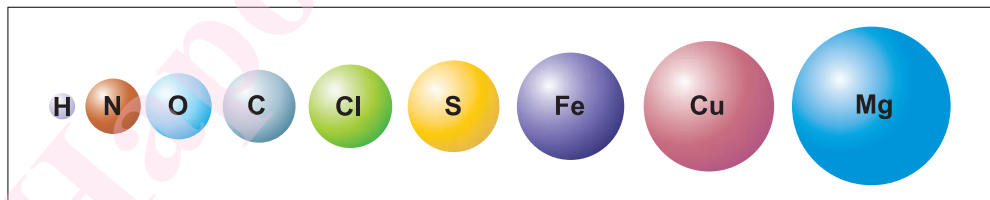


Рис. 30. Шаровые модели атомов химических элементов



В конце XX в. у ученых появились более совершенные микроскопы, позволяющие достигать увеличения в несколько десятков миллионов раз. Они называются туннельными микроскопами. На рисунке 31 показана фотография поверхности кремния. На ней отчетливо видны отдельные атомы, расположенные на поверхности этого вещества.

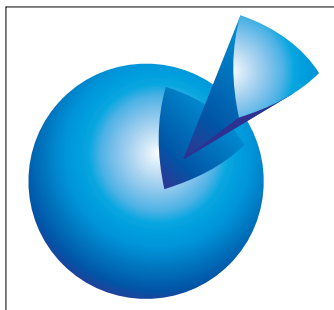


Рис. 33. $\frac{1}{12}$ часть атома углерода

тывались по массовым отношениям простых веществ в реакциях друг с другом. Химики предположили, что эти отношения пропорциональны массам соответствующих атомов. Именно так в начале XIX в. Дж. Дальтон ввел понятие *относительной атомной массы*, приняв за единицу сравнения массу самого легкого атома — водорода.

В настоящее время в качестве такой единицы сравнения используется $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода (рис. 33). Она получила название **атомной единицы массы (а. е. м.)**. Ее международное обозначение — **u** (от английского слова «unit» — единица):

$$1 \text{ u} = \frac{m_a(\text{C})}{12} = \frac{19,94 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Относительная атомная масса

Сравнивая средние массы атомов различных элементов с атомной единицей массы, получают значения *относительных атомных масс* химических элементов.

! **Относительная атомная масса элемента — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.**

Относительная атомная масса обозначается символами A_r (A — первая буква английского слова «atomic» — атомный, r — первая буква английского слова «relative», что значит относительный), следовательно:

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{u},$$

где X — символ данного элемента.

Например, относительная атомная масса водорода:

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{u} = \frac{1,6735 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 1,008,$$

а кислорода:

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{u} = \frac{26,56 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 16.$$

Как видите, *относительная атомная масса показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше атомной единицы массы u .*

В таблице элементов на форзаце II учебника приведены относительные атомные массы всех элементов. В расчетах при решении задач мы будем пользоваться округленными до целых значениями этих величин (см. табл. 2).

Внимание! Очень часто *относительную атомную* массу называют просто атомной массой. Однако следует отличать **атомную массу** — величину относительную (например, $A_r(\text{O}) = 16$) — от **массы атома** — величины, выражаемой в единицах массы — килограммах ($m_a(\text{O}) = 26,56 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$) или атомных единицах массы ($m_a(\text{O}) = 16 \cdot u$).

Пример. Во сколько раз атом ртути тяжелее атома кальция?

Решение

Относительные атомные массы элементов равны:

$$A_r(\text{Hg}) = 201; \quad A_r(\text{Ca}) = 40.$$

Масса атома ртути равна: $m_a(\text{Hg}) = A_r(\text{Hg}) \cdot u$ (кг).

Масса атома кальция равна: $m_a(\text{Ca}) = A_r(\text{Ca}) \cdot u$ (кг).

$$\frac{m_a(\text{Hg})}{m_a(\text{Ca})} = \frac{A_r(\text{Hg}) \cdot u}{A_r(\text{Ca}) \cdot u} = \frac{A_r(\text{Hg})}{A_r(\text{Ca})}.$$

Другими словами, отношение масс атомов этих элементов равно отношению их относительных атомных масс.

Следовательно, отношение масс атомов ртути и кальция равно:

$$\frac{m_a(\text{Hg})}{m_a(\text{Ca})} = \frac{201}{40} = 5,03.$$

Ответ: в 5,03 раза.

Атомная единица массы представляет собой $\frac{1}{12}$ часть массы атома углерода.

Относительная атомная масса химического элемента равна отношению массы его атома к $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Относительная атомная масса химического элемента является величиной безразмерной и показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше атомной единицы массы.

Вопросы и задания

1. Заполните таблицу в тетради, используя данные из таблицы 2.

Название элемента	хлор			кремний		
Символ элемента		P			Ag	
Относительная атомная масса			40			32

2. Пользуясь данными таблицы 2, запишите символы химических элементов в порядке возрастания их относительных атомных масс.

3. Во сколько раз: а) атом кислорода легче атома серы; б) атом углерода легче атома серебра?

4. Рассчитайте, во сколько раз атомная единица массы меньше 1 г.

5. Масса скольких атомов кислорода равна массе одного атома меди?

6*. Рассчитайте относительные атомные массы элементов: а) платины Pt (средняя масса атомов равна $3,24 \cdot 10^{-25}$ кг); б) урана U (средняя масса атомов равна $3,95 \cdot 10^{-22}$ г).

§ 7. Молекулы. Простые вещества

Атомы химических элементов существуют в природе как в свободном, так и в связанном состоянии. Например, **благородные газы** — гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe — находятся в

воздухе в виде одиночных атомов. Атомы всех остальных элементов в природе не существуют изолированно друг от друга. Они всегда стремятся соединиться, связаться с другими атомами за счет особых сил. Почему? Так они достигают более устойчивого состояния. Это одна из иллюстраций всеобщего принципа природы — **стремления к максимально устойчивому состоянию**.

Молекулы

Из курса физики вы уже немного знаете о молекулах — частицах вещества, состоящих обычно из двух и более атомов. Что же такое молекула?

Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

Молекулы благородных газов одноатомны, а молекулы таких веществ, как кислород, водород, азот, хлор, бром, состоят из двух атомов (рис. 34). Молекула фосфора содержит четыре атома, а серы — восемь (рис. 35).

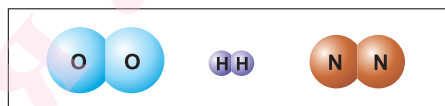


Рис. 34. Модели молекул кислорода, водорода и азота

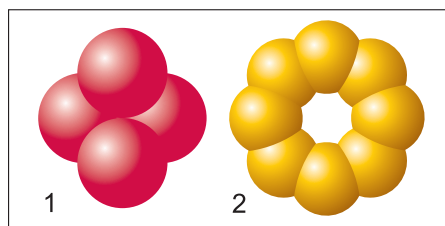


Рис. 35. Модели молекул: 1 — белого фосфора; 2 — серы

Простые вещества

Если вещества состоят из атомов одного вида, то они относятся к *простым веществам*.

Простыми называются вещества, которые образованы атомами одного химического элемента.

Простые вещества — одна из форм существования химических элементов в природе. Простые вещества, состоящие из молекул, относятся к веществам *молекулярного строения*. При обычных условиях

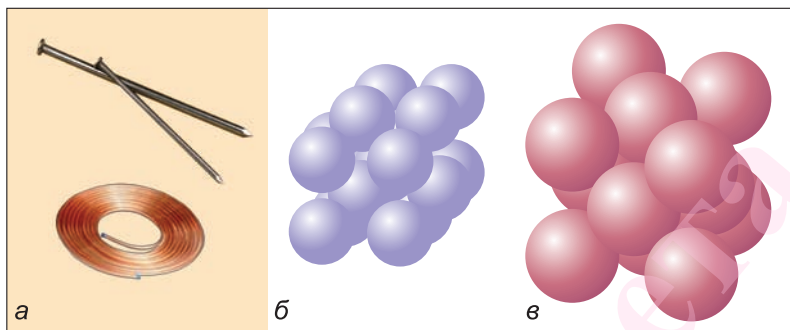


Рис. 36. Простые вещества немолекулярного строения: образцы железа и меди (а) и модели кристаллов железа (б) и меди (в)

среди них есть газы (водород, кислород, азот, фтор, хлор, благородные газы), жидкости (бром) и твердые вещества (сера, иод, фосфор).

Элемент кислород существует в виде двух простых веществ молекулярного строения: одно из них (просто *кислород*) состоит из двух-атомных молекул, а второе (*озон*) — из трехатомных.

Связываясь друг с другом, атомы образуют не только молекулы. Гораздо больше простых веществ, которые имеют *немолекулярное строение*. Они обычно представляют собой твердые кристаллические вещества, построенные из атомов, например кристаллы алмаза, графита, меди, железа (рис. 36).

Металлы и неметаллы

Простые вещества по их свойствам делят на металлы и неметаллы.

Все *металлы* при комнатной температуре являются твердыми веществами (за исключением ртути), которые проводят электрический ток и теплоту, имеют характерный металлический блеск.

Многие из металлов пластичны, т. е. меняют свою форму при механическом воздействии. Благодаря этому свойству металлы можно ковать, расплющивать, вытягивать в проволоку.

Большинство простых веществ — металлы, и все они имеют немолекулярное строение.

Хотя простых веществ *неметаллов* гораздо меньше, по своим свойствам они различаются между собой значительно сильнее, чем



Рис. 37. Твердые простые вещества: *а* — кремний; *б* — сера; *в* — иод

металлы. Почти все они плохо проводят электрический ток и теплоту. Многие из неметаллов при обычных условиях являются хрупкими твердыми веществами (рис. 37), другие — газами (рис. 38), а бром — жидкостью (рис. 39). Большинство неметаллов существует в виде молекул, но некоторые имеют немолекулярное строение, например бор, углерод, кремний.

Алмаз и графит — это простые вещества, состоящие из атомов одного и того же химического элемента — углерода. Хотя они оба имеют немолекулярное строение, свойства этих веществ сильно отличаются: алмаз — прозрачное, самое твердое в природе вещество, а графит — темно-серое, непрозрачное, мягкое вещество (рис. 40). Их свойства различны потому, что различно строение их кристаллов, хотя состоят эти кристаллы из одних и тех же атомов — атомов углерода.



Рис. 38. Газообразные простые вещества: 1 — хлор; 2 — фтор



Рис. 39. Бром — жидкое простое вещество



Рис. 40. Простые вещества углерода: 1 — алмаз; 2 — графит

Названия простых веществ

В настоящее время известно более 400 простых веществ, хотя элементов пока открыто только 118. Названия большинства простых веществ такие же, как и названия соответствующих химических элементов. Только у элемента *углерода* простые вещества (как вы уже знаете) имеют собственные названия, да еще у элемента *кислорода* есть простое вещество *озон*.

Необходимо различать понятия *простое вещество* и *химический элемент*, поскольку в большинстве случаев их названия совпадают.

Химический элемент — это определенный вид атомов. Поэтому название химического элемента — это то, что объединяет атомы данного вида. У всех таких атомов есть общие черты. Каждый химический элемент обозначается с помощью соответствующего химического знака.

В то же время понятие *простое вещество* обозначает конкретное химическое вещество, образованное атомами одного вида. Оно характеризуется определенными *составом, строением, физическими и химическими свойствами*.

Например, если говорят о том, что в состав какого-то вещества входит азот, то имеют в виду атомы этого химического элемента, а когда говорят об *азоте*, который входит в состав воздуха, то, конечно, речь идет о простом веществе.

Более подробно о различии понятий «простое вещество» и «химический элемент» вы узнаете в главах 3, 4.

Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента.

Простые вещества имеют молекулярное или немолекулярное строение.

Простые вещества делят на металлы и неметаллы.

Вопросы и задания

1. Укажите формы существования атомов химических элементов в природе.
2. Напишите названия известных вам простых веществ, которые можно встретить в окружающем мире. Укажите их агрегатное состояние, тип строения вещества.
3. Чем отличаются понятия «химический элемент» и «простое вещество»? Поясните на примере кислорода.
4. На какие две группы делятся простые вещества? Чем они различаются между собой: а) по физическим свойствам; б) по строению?
5. Какие простые вещества являются металлами, а какие — неметаллами: алюминий, водород, железо, медь, азот, серебро, хлор, фосфор, сера, цинк?
6. Как можно отличить металлы от неметаллов?
7. Число простых веществ в несколько раз больше, чем число известных химических элементов. Чем это можно объяснить?

§ 8. Сложные вещества

Химические элементы существуют не только в виде свободных атомов и простых веществ. Они также могут входить в состав самых различных *химических соединений*.



Вещества, состоящие из атомов разных химических элементов, называются сложными веществами или химическими соединениями.

Подавляющее большинство химических веществ — это сложные вещества. Вы уже знаете некоторые из них. Вода, метан, сахар, поваренная соль — сложные вещества. Сложные вещества делятся на две группы — **неорганические** и **органические**. Все органические вещества объединяет главный признак: в их состав обязательно входят атомы *углерода*. Кроме углерода, в состав органических веществ чаще всего входят атомы водорода, кислорода, а также азота, фос-



Рис. 41. Образцы молекулярных органических веществ: 1 — глюкоза; 2 — кристаллический сахар; 3 — мочеви́на



Рис. 42. Образцы сложных веществ немолекулярного строения: 1 — сода; 2 — мел

фора, серы. Почти все органические вещества горючи и легко разлагаются при нагревании. Практически все они имеют молекулярное строение (рис. 41).

Простейшим органическим веществом является природный газ метан. Но вам, наверное, знакомы и такие органические вещества, как сахар (сахароза), уксусная и лимонная кислоты, спирт, крахмал, белки, жиры, пластмассы и т. д.

Органических веществ миллионы. Они содержатся во всех животных и растительных организмах (откуда и произошло их название), входят в состав пищи, топлива, лекарств, красителей, самых разнообразных материалов.

Неорганические вещества являются соединениями всех остальных элементов. К неорганическим традиционно относят также несколько веществ, содержащих углерод: углекислый и угарный газы, мел, соду и некоторые другие.

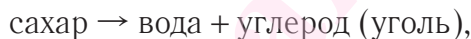
Неорганических веществ около 700 тыс., но их общая масса многократно превышает массу органических веществ. Почти все они — твердые вещества немолекулярного строения (рис. 42), входят в состав минералов, почв, горных пород.

Качественный и количественный состав веществ

Каждое вещество характеризуется определенным *качественным и количественным составом*.

Качественный состав вещества показывает, из атомов каких элементов оно состоит. Например, вода состоит из атомов водорода и кислорода, а метан — из атомов углерода и водорода. Число атомов каждого элемента в составе мельчайшей частицы вещества характеризует его **количественный состав**. Например, молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода, а молекула метана — из одного атома углерода и четырех атомов водорода.

Сложное вещество можно с помощью различных химических методов разложить на несколько новых веществ, и так до тех пор, пока не получатся вещества, каждое из которых будет являться простым. Например, сахар при нагревании разлагается на воду и уголь (углерод):



а воду можно разложить с помощью электрического тока на водород и кислород:



Свойства простых веществ, которые при этом получают (углерода, кислорода и водорода), совершенно не похожи на свойства сложных веществ — сахара и воды. Это разные вещества с разными свойствами. *Свойства сложного вещества не являются суммой свойств простых веществ, которые образуются при его разложении.*

Лабораторный опыт 2

Ознакомление с образцами простых и сложных веществ

1. Рассмотрите выданные вам простые вещества: железо, серу, медь, уголь (углерод). Охарактеризуйте их по плану из лабораторного опыта 1 (см. табл. 1).

2. Из выданных вам веществ выберите металлы и неметаллы. По каким признакам вы разделили выданные вещества на две группы?

3. Нагрейте глюкозу на пламени спиртовки в ложечке для сжигания веществ. Что вы наблюдаете? Дайте свое объяснение.

Сложные вещества, как и простые, имеют либо молекулярное, либо немолекулярное строение. При этом вещества молекулярного строения могут существовать при обычных условиях в различных агрегатных состояниях. Например, метан — газ, вода — жидкость, сахар — твердое вещество.

Вещества немолекулярного строения при обычных условиях — твердые кристаллы, например поваренная соль, мел. Конечно, при нагревании (иногда до нескольких тысяч градусов) такие вещества плавятся, а затем переходят и в парообразное состояние.

Необходимо различать сложные вещества и смеси веществ (табл. 3).

Таблица 3. Отличия между сложными веществами и смесями веществ

Сложное вещество (химическое соединение)	Смесь веществ
Образуется в результате соединения атомов различных элементов между собой (химический процесс)	Образуется в результате смешивания различных веществ (физический процесс)
Свойства сложного вещества отличаются от свойств простых веществ, из которых оно получено	Свойства веществ, из которых составлена смесь, не изменяются
Имеет определенный качественный и количественный состав	Состав произвольный
Разлагается на составные части только в результате химических процессов	Разделяется на составные части с помощью различных физических методов

Сложными называются вещества, состоящие из атомов разных химических элементов.

Каждое чистое вещество имеет определенный качественный и количественный состав.

Свойства сложного вещества отличаются от свойств простых веществ, из которых оно получено.

Сложные вещества имеют молекулярное или немолекулярное строение.

Все сложные вещества делятся на органические и неорганические.

Вопросы и задания

1. Объясните, чем отличаются простые и сложные вещества. Что общего между ними? Покажите на конкретных примерах.

2. Из приведенного перечня веществ выпишите простые, а затем сложные вещества: кислород, сахар, алмаз, азот, железо, ртуть, поваренная соль, алюминий, вода, метан, сера, графит, озон.

3. Приведите примеры сложных веществ с молекулярным и немолекулярным строением.

4. К какой группе сложных веществ (органических или неорганических) относится: а) углекислый газ; б) сахар; в) поваренная соль; г) вода?

5. При нагревании твердого вещества образовались газ и новое твердое вещество. Простым или сложным было исходное вещество?

6. Может ли вещество немолекулярного строения при обычных условиях быть в газообразном состоянии?

7. Чем отличаются между собой сложные вещества и смеси? Поясните на примере воды и смеси водорода и кислорода.

§ 9. Химическая формула

Состав любого вещества выражается в виде *химической формулы*.

! Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических знаков и индексов.

Качественный состав показывается с помощью знаков (символов) химических элементов, а количественный — с помощью индексов, которые записываются справа и чуть ниже знаков химических элементов.

! Индекс — число атомов данного химического элемента в формуле вещества.

Например, химическая формула простого вещества водорода записывается так:

химический знак водорода $\rightarrow \text{H}_2 \leftarrow$ индекс

и читается «аш-два».

Химические формулы веществ молекулярного строения

Формулы двухатомных молекул: кислорода — O_2 («о-два»), хлора — Cl_2 («хлор-два»), азота — N_2 («эн-два»). Трехатомная молекула озона и восьмиатомная молекула серы обозначаются формулами O_3 («о-три») и S_8 («эс-восемь»).

Формулы молекул сложных веществ также отображают их качественный и количественный состав. Например, формула воды, как вы уже, наверное, хорошо знаете, H_2O («аш-два-о»), метана — CH_4 («це-аш-четыре»), а аммиака — NH_3 («эн-аш-три»). Точно так же читаются формулы любых сложных веществ. Например, формула серной кислоты — H_2SO_4 («аш-два-эс-о-четыре»), а глюкозы — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ («це-шесть-аш-двенадцать-о-шесть»).

Химические формулы веществ молекулярного строения (их называют *молекулярными формулами*) показывают состав элементарных частей, т. е. условных «кирпичиков», из которых состоят эти веще-

ства. Такими элементарными составными частями (**элементарными структурными единицами**, или просто **структурными единицами**) в данном случае являются *молекулы*.

Слово «структура» означает «взаимосвязь составных частей». Элементарной составной частью, т. е. структурной единицей, например, алфавита является буква, леса — дерево, железнодорожного состава — вагон.

Химические формулы веществ немолекулярного строения

А если вещество имеет немолекулярное строение? Химические формулы простых веществ такого типа (например, **металлов**) записывают просто знаками соответствующих элементов без индексов (или, вернее, с индексом, равным единице, которая не записывается). Так, формула простого вещества железа — Fe, меди — Cu, алюминия — Al.

Состав сложных веществ немолекулярного строения выражают с помощью формул, которые показывают *простейшее соотношение чисел атомов* разных химических элементов в этих веществах. Такие формулы называются *простейшими*. Например, простейшая формула *кварца* — главной составной части речного песка — SiO_2 . Она показывает, что в кристалле кварца на один атом кремния приходится два атома кислорода, т. е. простейшее соотношение чисел атомов кремния и кислорода в этом веществе равно 1 : 2. Простейшая формула Al_2O_3 показывает, что в этом соединении простейшее соотношение между числами атомов алюминия и кислорода равно 2 : 3.



Группа атомов, состав которой соответствует простейшей формуле вещества немолекулярного строения, называется его формульной единицей.







Формульная единица поваренной соли NaCl («натрий-хлор») — группа из одного атома натрия и одного атома хлора. Формульная единица мела CaCO_3 («кальций-це-о-три») — группа из одного атома кальция, одного атома углерода и трех атомов кислорода.

Формулы более сложных соединений немолекулярного строения читаются аналогично. Дополнительно указывается только число групп атомов, заключенных в круглые скобки: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ («алюминий-два-эс-о-четыре-трижды»), $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ («магний-эн-о-три-дважды») и т. д.

Таким образом, **структурными единицами веществ молекулярного строения являются молекулы. Структурными единицами веществ немолекулярного строения являются их формульные единицы.**

В таблице 4 показаны формульная запись и схематическое изображение состава веществ различного типа.

Таблица 4. Способы записи состава веществ

Формульная запись	Содержание записи	Схематическое изображение
H	Один атом водорода	
3H	Три атома водорода	
H ₂	Одна молекула водорода	
2H ₂	Две молекулы водорода	
H ₂ O	Одна молекула воды (состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода)	
Na ₂ SO ₄	Одна формульная единица вещества немолекулярного типа (состоит из двух атомов натрия, одного атома серы и четырех атомов кислорода) Na : S : O = 2 : 1 : 4	

Качественный и количественный состав вещества выражается с помощью химических формул.

Химическая формула вещества молекулярного строения показывает состав его молекулы, которая является элементарной структурной единицей данного вещества.

Химическая формула вещества немолекулярного строения показывает простейшее соотношение атомов в его формульной единице.

Вопросы и задания

1. Прочитайте вслух следующие химические формулы: KCl , CaSO_4 , HNO_3 , Fe_2O_3 , P_2O_5 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

2. Охарактеризуйте качественный и количественный состав веществ: H_2S , KClO_3 , H_3PO_4 , Al_2O_3 , CuSO_4 , HgCl_2 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

3. Приведите примеры известных вам сложных веществ, напишите формулы простых веществ, из которых могло бы получиться каждое сложное вещество.

4. Напишите химические формулы веществ: воды, углекислого газа, кислорода, азота, поваренной соли, серной кислоты.

5. Сколько всего атомов входит в состав формульной единицы (ФЕ) каждого из следующих веществ: PbS , CaSO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

6. Напишите формулы следующих веществ: купрум-эс-о-четыре; калий-эн-о-три; феррум-два-эс-о-четыре-трижды; аш-три-пэ-о-четыре.

7. Химическая формула соединения — $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. Укажите качественный и количественный состав этого вещества.

8*. Сколько молекул углекислого газа содержат столько же атомов, что и три формульных единицы Al_2O_3 ?

§ 10. Валентность

Вы уже знаете, что в химических соединениях атомы разных элементов находятся в определенных числовых соотношениях. От чего зависят эти соотношения?

Рассмотрим химические формулы нескольких соединений водорода с атомами других элементов:

HCl
хлороводород

H_2O
вода

NH_3
аммиак

CH_4
метан

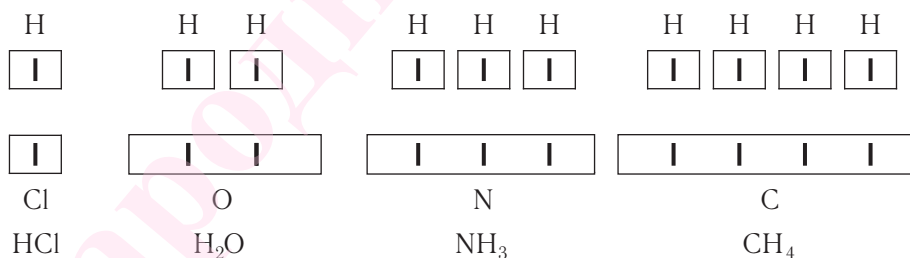
Нетрудно заметить, что атом хлора связан с одним атомом водорода, атом кислорода — с двумя, атом азота — с тремя, а атом углерода — с четырьмя атомами водорода. В то же время в молекуле угле-

кислого газа CO_2 атом углерода связан с двумя атомами кислорода. Из этих примеров видно, что атомы обладают разной способностью соединяться с другими атомами. Такая способность атомов выражается с помощью численной характеристики, называемой *валентностью*.

! Валентность — численная характеристика способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.

Поскольку один атом водорода может соединиться только с одним атомом другого элемента, валентность атома водорода принята равной единице. Иначе говорят, что атом водорода обладает одной единицей валентности, т. е. он *одновалентен*.

Валентность атома какого-либо другого элемента равна числу соединившихся с ним атомов водорода. Поэтому в молекуле HCl у атома хлора валентность равна единице, а в молекуле H_2O у атома кислорода валентность равна двум. По той же причине в молекуле NH_3 валентность атома азота равна трем, а в молекуле CH_4 валентность атома углерода равна четырем. Если условно обозначить единицу валентности черточкой **I**, вышесказанное можно изобразить схематически:



Следовательно, *валентность атома любого элемента есть число, которое показывает, со сколькими атомами одновалентного элемента связан данный атом в химическом соединении.*

Численные значения валентности обозначают римскими цифрами над символами химических элементов:



Однако водород образует соединения далеко не со всеми элементами, а вот кислородные соединения есть почти у всех элементов. И во всех таких соединениях атомы кислорода проявляют валентность, равную *двум*. Зная это, можно определять валентности атомов других элементов в их бинарных соединениях с кислородом. (*Бинарными* называются соединения, состоящие из атомов двух химических элементов.)

Чтобы это сделать, необходимо соблюдать простое правило: **в химической формуле вещества суммарные числа единиц валентности атомов каждого элемента должны быть одинаковыми.**

Так, в молекуле воды H_2O общее число единиц валентности двух атомов водорода равно произведению валентности одного атома на соответствующий числовой индекс в формуле:

$$\text{I} \cdot 2 = 2.$$

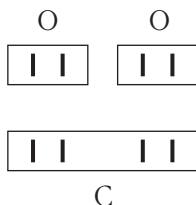
Так же определяют число единиц валентности атома кислорода:

$$\text{II} \cdot 1 = 2.$$

По величине валентности атомов одного элемента можно определить валентность атомов другого элемента. Например, определим валентность атома углерода в молекуле углекислого газа CO_2 :



Согласно вышеприведенному правилу $x \cdot 1 = \text{II} \cdot 2$, откуда $x = \text{IV}$.



Существует и другое соединение углерода с кислородом — угарный газ CO , в молекуле которого атом углерода соединен только с одним атомом кислорода:



В этом веществе валентность углерода равна II, так как $x \cdot 1 = II \cdot 1$, откуда $x = II$:



C

Как видим, углерод соединяется с разным числом атомов кислорода, т. е. имеет *переменную* валентность. У большинства элементов валентность — величина переменная. Только у водорода, кислорода и еще нескольких элементов она *постоянна* (табл. 5).

Таблица 5. Валентность атомов некоторых элементов в соединениях

Элементы с постоянной валентностью		Элементы с переменной валентностью	
Элемент	Валентность	Элемент	Валентность
H, Li, Na, K, F	I	S	II, IV, VI
O, Mg, Ca, Ba, Zn	II	N	I, II, III, IV, V
Al, B	III	P	III, V
		Fe	II, III
		Cu	I, II
		C, Si	II, IV
		Cl, Br, I	I, III, V, VII

Составление химических формул по валентности

Зная валентность элементов, можно составлять формулы их бинарных соединений. Например, необходимо записать формулу кислородного соединения хлора, в котором валентность хлора равна семи. Порядок действий здесь таков.

1	Записать символы химических элементов и их валентности	VII II ClO
2	Найти наименьшее общее кратное (НОК) валентностей обоих элементов	$VII \cdot II = 14$
3	Разделить НОК на валентность каждого элемента (т. е. найти значения их индексов)	$14 : II = 7$ $14 : VII = 2$
4	Записать индексы возле знаков химических элементов (индекс «1» не пишут)	Cl_2O_7

Еще один пример. Составим формулу соединения кремния с азотом, если валентность кремния равна IV, а азота — III.

Записываем рядом символы элементов в следующем виде:



Затем находим НОК валентностей обоих элементов. Оно равно 12 ($IV \cdot III$). Определяем индексы каждого элемента:

для Si — $12 : IV = 3$;

для N — $12 : III = 4$.

Записываем формулу соединения: Si_3N_4 .

В дальнейшем при составлении формул веществ не обязательно указывать цифрами значения валентностей, а необходимые несложные вычисления можно выполнять в уме.

Численной характеристикой способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами является валентность.

Валентность водорода постоянна и равна единице. Валентность кислорода также постоянна и равна двум.

Валентность большинства остальных элементов не является постоянной. Ее можно определить по формулам их бинарных соединений с водородом или кислородом.

Вопросы и задания

1. Из ряда элементов — Na, P, S, Ca, Al, C, Cl, F — выберите элементы с: а) постоянной валентностью; б) переменной валентностью.

2. Из элементов с переменной валентностью выберите пять элементов, валентность которых может быть равна единице.

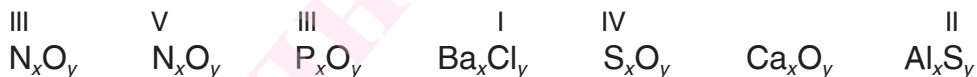
3. Определите валентность элементов по формулам следующих веществ: PH_3 , MgO , SO_3 , P_2O_5 , CaH_2 , Mn_2O_7 , NaN , Cl_2O .

4. Составьте химические формулы соединений с кислородом следующих элементов (в скобках указана их валентность): K, Ba, Fe(II), Fe(III), N(I), N(II), N(IV), P(III).

5. Составьте формулы соединений, в состав которых входят атомы следующих химических элементов: а) Fe(III) и S(II); б) C(IV) и Cl(I); в) Mg и P(V).

6. Пользуясь данными таблицы 5, составьте химические формулы соединений с кислородом следующих химических элементов: Li, F, Ba, Zn, Al.

7. Найдите соответствующие индексы в формулах приведенных веществ:



8. Составьте формулы всех соединений с кислородом для следующих химических элементов: Br, Cu.

§ 11. Относительная молекулярная и относительная формульная массы

Каждый химический элемент характеризуется определенным значением относительной атомной массы. Состав любого вещества выражается молекулярной или простейшей формулой его структурной единицы. Такая структурная единица состоит из определенного числа атомов химических элементов. Поэтому масса структурной единицы может быть выражена в атомных единицах массы.

Вещества молекулярного строения характеризуются величиной *относительной молекулярной массы*, которая обозначается M_r .

! Относительная молекулярная масса — это физическая величина, равная отношению массы одной молекулы вещества к $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Эта величина равна **сумме относительных атомных масс всех химических элементов с учетом числа их атомов в молекуле**.

Например, рассчитаем относительную молекулярную массу воды H_2O :

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

Относительная молекулярная масса серной кислоты H_2SO_4 :

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Относительные молекулярные массы, как и относительные атомные массы, являются величинами *безразмерными*. Значение M_r показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше атомной единицы массы u . Например, если $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$, это значит, что масса молекулы H_2O в 18 раз больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода, т. е. в 18 раз больше атомной единицы массы. Соответственно, масса молекулы H_2SO_4 в 98 раз больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Вещества немолекулярного строения также характеризуются подобной величиной, которая называется **относительной формульной массой**. Как и относительная молекулярная масса, она равна **сумме относительных атомных масс** всех элементов, входящих в состав структурной единицы таких веществ — **формульной единицы**, и также обозначается M_r . При этом, конечно, необходимо учитывать индексы у символов атомов.

Например, относительная формульная масса вещества CaCO_3 равна:

$$M_r(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100.$$

Относительная формульная масса вещества $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равна:

$$\begin{aligned} M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) &= 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot (A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O})) = \\ &= 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32 + 4 \cdot 16) = 342. \end{aligned}$$

Относительная формульная масса показывает, во сколько раз масса формульной единицы данного вещества больше $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода, или атомной единицы массы u .

Вычисление массовой доли химического элемента по формуле вещества

По формуле вещества можно рассчитать *массовую долю* атомов каждого химического элемента, который входит в состав этого вещества, т. е. определить, какую часть от общей массы вещества составляет масса атомов данного элемента.

! Массовая доля (ω) атомов химического элемента в веществе показывает, какая часть относительной молекулярной (формульной) массы вещества приходится на атомы данного элемента.

Массовая доля атомов элемента A в сложном веществе A_xB_y рассчитывается по формуле:

$$\omega(A) = \frac{A_r(A) \cdot x}{M_r(A_xB_y)},$$

где ω («дубль-вэ») — массовая доля элемента A ;

$A_r(A)$ — относительная атомная масса элемента A ;

x, y — числа атомов элементов A и B в формуле вещества;

$M_r(A_xB_y)$ — относительная молекулярная (формульная) масса вещества A_xB_y .

Массовые доли выражаются в долях единицы или в процентах.

Пример. Определите массовые доли элементов в фосфорной кислоте H_3PO_4 .

Дано:



$\omega(H) — ?$

$\omega(P) — ?$

$\omega(O) — ?$

Решение

1. Вычисляем относительную молекулярную массу фосфорной кислоты:

$$\begin{aligned} M_r(H_3PO_4) &= 3 \cdot A_r(H) + A_r(P) + 4 \cdot A_r(O) = \\ &= 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98. \end{aligned}$$

2. Рассчитываем массовые доли w атомов каждого элемента:

$$w(\text{H}) = \frac{A_r(\text{H}) \cdot 3}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3}{98} = 0,03, \text{ или } 3 \%;$$

$$w(\text{P}) = \frac{A_r(\text{P}) \cdot 1}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31}{98} = 0,32, \text{ или } 32 \%;$$

$$w(\text{O}) = \frac{A_r(\text{O}) \cdot 4}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{64}{98} = 0,65, \text{ или } 65 \%.$$

Ответ: $w(\text{H}) = 3 \%$; $w(\text{P}) = 32 \%$; $w(\text{O}) = 65 \%$.

Обратите внимание на то, что $w(\text{H}) + w(\text{P}) + w(\text{O}) = 1$, или 100 %.

Относительная молекулярная (формульная) масса вещества — это физическая величина, равная отношению массы молекулы (формульной единицы) вещества к $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Эта величина равна сумме относительных атомных масс химических элементов, входящих в состав молекулы (формульной единицы) данного вещества, с учетом числа атомов каждого элемента.

Вопросы и задания

1. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: HCl , NH_3 , HNO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, O_3 .

2. Вычислите относительные формульные массы веществ немолекулярного строения: CuSO_4 , Fe_2O_3 , Na_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

3. Чему равны массовые доли атомов элементов в следующих веществах: N_2O , NO , N_2O_3 , N_2O_5 , NH_3 , NH_4NO_3 ? В каком из этих веществ содержится больше всего азота по массе? А меньше всего?

4. В каком из веществ — FeO , Fe_2O_3 или Fe_3O_4 — массовая доля железа наибольшая?

5. Определите относительные формульные массы веществ: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и CaSO_4 . В каком из них массовая доля кислорода больше?

6*. В состав молекулы соединения азота с кислородом входят три атома кислорода. Относительная молекулярная масса этого вещества равна 76. Установите химическую формулу этого вещества и определите массовые доли атомов каждого элемента в нем.

7*. При горении сера соединяется с кислородом, образуя соединение, масса которого в 2 раза больше массы сгоревшей серы. Выведите формулу этого соединения, зная, что в его молекуле содержится один атом серы.

8*. Рассчитайте массу железа, содержащегося в минерале массой 1 кг, если массовая доля соединения железа Fe_2O_3 в этом минерале составляет 60 %.

§ 12. Химическое количество вещества. Моль

Любое чистое вещество имеет свою химическую формулу, т. е. характеризуется определенным качественным и количественным составом.

Если необходима какая-то порция твердого вещества, то для этого следует взять нужную его *массу*, т. е. взвесить вещество (рис. 43). Нужный объем жидкого вещества обычно отмеряют с помощью мензурки или мерного цилиндра (рис. 44). Для отбора необходимой порции (объема) газообразных веществ применяют специальные емкости — газометры (рис. 45).



Рис. 43. Различные типы лабораторных весов: а — двухчашечные технические; б — электронные; в — одночашечные



Рис. 44. Мерные цилиндры



Рис. 45. Газометр

Следовательно, **объем** и **масса** — это величины, характеризующие данную порцию вещества.

Химическое количество вещества

В жизни мы часто не различаем понятия «масса» и «количество». А это разные понятия. Когда вы говорите: «Я купил 2 кг груш», то здесь речь идет о **массе** груш. Но если вы говорите: «Я купил 10 груш», то в этом случае речь идет о **количестве** груш. Массу вещества измеряют в граммах, килограммах, тоннах, а количество — в штуках.

Груши можно пересчитать поштучно, а если это, например, зерна? Тут уже посчитать каждое зернышко даже в небольшой емкости сложно. Поэтому зерно обычно продают мешками, т. е. определенными **порциями**. В каждой такой порции — мешке (если они равны по массе и все зерна одинаковы) — будет находиться практически одно и то же число зерен. Подобным образом продают многие товары. Например, яйца — десятками, спички — спичечными коробками, в каждом из которых находится по 45 спичек (рис. 46).

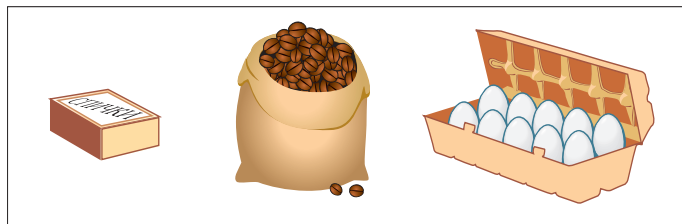



Рис. 46. Порции различных товаров

В химической практике, помимо массы или объема, необходимо знать число структурных единиц (атомов, молекул, формульных единиц), которые содержатся в данной порции вещества, поскольку именно они участвуют в химических реакциях. Поэтому в химии, как и в других естественных науках, используют физическую величину, характеризующую число частиц в рассматриваемой порции вещества. Эта физическая величина называется *количеством вещества* или, как следует называть ее при химических расчетах, — *химическое количество вещества*.


 **Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу структурных единиц, содержащихся в данной порции вещества.**

Другими словами, химическое количество вещества — это порция данного вещества, содержащая определенное число его структурных единиц.

Химическое количество вещества обозначают латинской буквой *n*. Это одна из семи основных физических величин Международной системы единиц (СИ).

Моль — единица химического количества вещества

Каждая из основных физических величин имеет свою единицу. Например, единица длины — метр (м), массы — килограмм (кг), времени — секунда (с). Единицей химического количества вещества является *моль*.

 **Моль — порция вещества (т. е. такое его химическое количество), которая содержит столько же структурных единиц, сколько атомов содержится в углероде массой 0,012 кг.**

Сокращенное обозначение единицы химического количества записывается, как и полное, — моль. Поэтому, если слово «моль» стоит после числа, то оно не склоняется, так же, как и другие сокращенные единицы величин: 3 кг, 5 л, 8 моль. При чтении вслух и при записи

числительного буквами слово «моль» склоняется: три килограмма, пять литров, восемь молей.



Термины «молекула» и «моль», как нетрудно заметить, однокоренные. Они действительно произошли от одного и того же латинского слова «moles». Но это слово имеет, по крайней мере, два значения. Первое — «маленькая масса». Именно в этом смысле в XVII в. оно превратилось в термин «молекула». А понятие «моль» (в смысле кучка, порция) появилось значительно позже, в начале XX в. Автор этого термина известный немецкий химик и физик Оствальд толковал его смысл как «большая масса», как бы противопоставляя термину «молекула».

Число (N) атомов в порции углерода массой 0,012 кг легко определить, зная массу одного атома углерода ($19,94 \cdot 10^{-27}$ кг):

$$N = \frac{0,012 \text{ кг}}{19,94 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ (атомов).}$$

Следовательно, в углероде массой 0,012 кг содержатся $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов углерода и эта порция составляет 1 моль. Столько же структурных единиц содержится в 1 моль любого вещества.

Величина, равная

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1},$$

получила название **постоянной Авогадро**. Она является одной из важнейших универсальных постоянных и обозначается символом N_A :

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Единица в числителе дроби $\left(\frac{1}{\text{моль}}\right)$ заменяет название структурной единицы.

Если структурной единицей вещества (например, меди, углерода) является атом, то в порции этого вещества количеством 1 моль содержатся $6,02 \cdot 10^{23}$ *атомов*. В случае веществ молекулярного строения (вода, углекислый газ) их порции количеством 1 моль содержат по $6,02 \cdot 10^{23}$ *молекул*. Если структурными единицами веществ немолекулярного строения (например, NaCl или CuSO₄) являются их формульные единицы, то в порциях этих веществ количеством 1 моль содержатся по $6,02 \cdot 10^{23}$ *формульных единиц*.



Численное значение постоянной Авогадро огромно. О том, насколько велико это число, можно судить по следующему сравнению. Поверхность Земли, включая и водную, равна $510\,000\,000\text{ км}^2$. Если равномерно рассыпать по всей этой поверхности $6,02 \cdot 10^{23}$ песчинок диаметром 1 мм, то они образуют слой песка толщиной более 1 м.

Зная химическое количество n данного вещества X , легко рассчитать число молекул (атомов, формульных единиц) $N(X)$ в этой порции:

если 1 моль вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,
то n моль вещества содержат $N(X)$ молекул.

Отсюда:

$$N(X) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot n}{1} = N_A \cdot n \text{ (молекул)}.$$

И наоборот, по числу структурных единиц можно рассчитать химическое количество вещества:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Пример 1. Определите число молекул, содержащихся в серной кислоте химическим количеством 3 моль.

Дано:
 $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \text{ моль}$

$N(\text{H}_2\text{SO}_4) — ?$

Решение

$$N = N_A \cdot n;$$

$$\begin{aligned} N(\text{H}_2\text{SO}_4) &= N_A \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \cdot 3 \text{ моль} = \\ &= 18,06 \cdot 10^{23} \text{ молекул}. \end{aligned}$$

Ответ: в серной кислоте химическим количеством 3 моль число молекул составляет $18,06 \cdot 10^{23}$.

Пример 2. Рассчитайте химическое количество CuSO_4 в порции, содержащей $36,12 \cdot 10^{23}$ формульных единиц (ФЕ).

Дано:
 $N_{\text{ФЕ}}(\text{CuSO}_4) = 36,12 \cdot 10^{23}$

$n(\text{CuSO}_4) — ?$

Решение

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{N_{\text{ФЕ}}(\text{CuSO}_4)}{N_A};$$

$$n(\text{CuSO}_4) = \frac{N_{\text{ФЕ}}(\text{CuSO}_4)}{N_A} = \frac{36,12 \cdot 10^{23} \text{ ФЕ}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ ФЕ/моль}} = 6 \text{ моль}.$$

О т в е т : химическое количество CuSO_4 , содержащее $36,12 \cdot 10^{23}$ ФЕ, равно 6 моль.

Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу структурных единиц, содержащихся в данной порции вещества.

Моль — единица химического количества вещества, т. е. такое его количество, которое содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц.

Вопросы и задания

1. Что общего и какие различия у величин: а) масса атома и относительная атомная масса; б) относительная молекулярная масса и масса молекулы?

2. Определите число структурных единиц, содержащихся в: а) CaCO_3 химическим количеством 5 моль; б) NaOH химическим количеством 0,2 моль; в) H_3PO_4 химическим количеством 1,3 моль.

3. Рассчитайте число молекул, содержащихся в воде химическим количеством 4 моль. Сколько атомов водорода и кислорода содержится в этой порции воды?

4. Сколько атомов и молекул содержит азот N_2 химическим количеством 8 моль?

5. Определите химическое количество железа, порция которого содержит $3,01 \cdot 10^{24}$ атомов.

6*. Рассчитайте химическое количество вещества NaCl , которое содержит столько же атомов натрия, сколько их содержится в Na_2SO_4 химическим количеством 5 моль.

7*. Выберите правильные утверждения. В порции аммиака NH_3 химическим количеством 2 моль содержатся: а) $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул аммиака; б) $12,04 \cdot 10^{23}$ атомов азота; в) $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов азота; г) $12,04 \cdot 10^{23}$ атомов водорода; д) $36,12 \cdot 10^{23}$ атомов водорода.

§ 13. Молярная масса. Молярный объем

Вы знаете, что одинаковое химическое количество любых веществ содержит одно и то же число структурных единиц. Но у каждого вещества его структурная единица имеет собственную массу. Поэтому и массы одинаковых химических количеств различных веществ тоже будут различны.

! Молярная масса — это масса порции вещества химическим количеством 1 моль.

Молярная масса вещества X обозначается символом $M(X)$. Она равна отношению массы данной порции вещества $m(X)$ (в г или кг) к его химическому количеству $n(X)$ (в моль):

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}.$$

В Международной системе единиц молярная масса выражается в кг/моль. В химии чаще используется дольная единица — г/моль.

Определим молярную массу углерода. Масса углерода химическим количеством 1 моль равна 0,012 кг, или 12 г. Отсюда:

$$M(C) = \frac{m(C)}{n(C)} = \frac{12 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 12 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса любого вещества, если она выражена в г/моль, численно равна его относительной молекулярной (формульной) массе.

Например:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18;$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 100;$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль};$$

$$A_r(\text{Zn}) = 65;$$

$$M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль}.$$

На рисунке 47 показаны образцы веществ (H_2O , CaCO_3 , Zn), химическое количество которых одно и то же — 1 моль. Как видите, массы разных веществ химическим количеством 1 моль различны.

Молярная масса является важной характеристикой каждого отдельного вещества. Она отражает зависимость между массой и химическим количеством вещества. Зная одну из этих величин, можно определить вторую — массу по химическому количеству:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

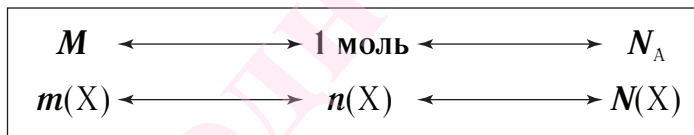
и, наоборот, химическое количество по массе:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)},$$

а также число структурных единиц:

$$N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Взаимосвязь между этими тремя характеристиками вещества в любом его агрегатном состоянии можно выразить простой схемой:



В отличие от твердых и жидких веществ *все газообразные вещества химическим количеством 1 моль занимают одинаковый объем (при одинаковых условиях)*. Эта величина называется **молярным объемом** и обозначается V_m .

Подобно молярной массе, молярный объем газа равен отношению объема данного газообразного вещества $V(X)$ к его химическому количеству $n(X)$:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Так как объем газа зависит от температуры и давления, то при проведении различных расчетов берутся обычно объемы газов **при**



Рис. 47. Образцы веществ химическим количеством 1 моль

нормальных условиях (сокращенно — **н. у.**). За нормальные условия принимаются температура 0 °С и давление 101,325 кПа.

Установлено, что *при нормальных условиях отношение объема любой порции газа к химическому количеству газа есть величина постоянная и равная 22,4 дм³/моль*. Другими словами, **молярный объем любого газа при нормальных условиях:**

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \frac{22,4 \text{ дм}^3}{1 \text{ моль}} = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Пример 1. Вычислите химическое количество SiO₂, масса которого равна 240 г.

$$\begin{array}{l|l} \text{Дано:} & \\ \hline m(\text{SiO}_2) = 240 \text{ г} & \\ n(\text{SiO}_2) — ? & \end{array}$$

Решение

$$n(\text{SiO}_2) = \frac{m(\text{SiO}_2)}{M(\text{SiO}_2)};$$

$$M_r(\text{SiO}_2) = A_r(\text{Si}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) = 28 + 2 \cdot 16 = 60;$$

$$M(\text{SiO}_2) = 60 \text{ г/моль};$$

$$n(\text{SiO}_2) = \frac{m(\text{SiO}_2)}{M(\text{SiO}_2)} = \frac{240 \text{ г}}{60 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

Ответ: химическое количество SiO₂ массой 240 г равно 4 моль.

Пример 2. Определите массу серной кислоты H₂SO₄, химическое количество которой 2,5 моль.

$$\begin{array}{l|l} \text{Дано:} & \\ \hline n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,5 \text{ моль} & \\ m(\text{H}_2\text{SO}_4) — ? & \end{array}$$

Решение

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4);$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98;$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 245 \text{ г}.$$

Ответ: масса серной кислоты химическим количеством 2,5 моль равна 245 г.

Пример 3. Сколько молекул CO₂ и сколько атомов кислорода содержится в углекислом газе массой 110 г?

Дано:

$$m(\text{CO}_2) = 110 \text{ г}$$

$$N(\text{CO}_2) \text{ — ?}$$

$$N(\text{O}) \text{ — ?}$$

Решение

$$N(\text{CO}_2) = N_A \cdot n(\text{CO}_2); n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)};$$

$$M_r(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; n(\text{CO}_2) = \frac{110 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 2,5 \text{ моль};$$

$$N(\text{CO}_2) = N_A \cdot n(\text{CO}_2) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 15,05 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Поскольку в каждой молекуле CO_2 содержится два атома кислорода, то число этих атомов будет в 2 раза больше числа молекул.

$$N(\text{O}) = N(\text{CO}_2) \cdot 2 = 15,05 \cdot 10^{23} \cdot 2 = 30,10 \cdot 10^{23} \text{ атомов.}$$

Ответ: в углекислом газе массой 110 г содержится $15,05 \cdot 10^{23}$ молекул CO_2 и $30,10 \cdot 10^{23}$ атомов кислорода.

Пример 4. Какой объем занимает кислород химическим количеством 5 моль при нормальных условиях?

Дано:

$$n(\text{O}_2) = 5 \text{ моль}$$

$$V(\text{O}_2) \text{ — ?}$$

Решение

$$V_m = \frac{V(\text{O}_2)}{n(\text{O}_2)};$$

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m;$$

$$V(\text{O}_2) = 5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 112 \text{ дм}^3.$$

Ответ: объем кислорода химическим количеством 5 моль при н. у. равен 112 дм^3 .

Масса вещества химическим количеством 1 моль называется его молярной массой. Она равна отношению массы данной порции вещества к его химическому количеству.

Объем газообразных веществ химическим количеством 1 моль при нормальных условиях одинаков и равен $22,4 \text{ дм}^3$.

Величина, равная $22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$, называется молярным объемом газов.

Вопросы и задания

1. Чем схожи и чем различаются понятия «относительная молекулярная масса» и «молярная масса»? Поясните на конкретных примерах.

2. Можно ли сказать «молярная масса атомов»? Объясните почему.

3. Вычислите молярные массы следующих веществ:

а) CaCO_3 ; б) Cl_2 ; в) KOH ; г) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; е) P_2O_5 ; ж) HNO_3 .

4. Рассчитайте химическое количество поваренной соли NaCl массой 117 г.

5. Чему равна масса веществ химическим количеством:

а) 3 моль железа; б) десять молей алюминия; в) 0,5 моль HCl ; г) 2 моль CuSO_4 ; д) 0,1 моль питьевой соды NaHCO_3 ?

6. Определите число структурных единиц (молекул или ФЕ), содержащихся в порциях:

а) MgO массой 16 г; б) Cl_2 массой 142 г; в) BaSO_4 массой 46,6 г; г) NaOH химическим количеством 3 моль; д) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ химическим количеством 2,5 моль; е) N_2 химическим количеством 6 моль.

7. Определите химические количества следующих веществ:

а) углекислого газа CO_2 массой 22 г; б) воды H_2O массой 72 г; в) соды Na_2CO_3 массой 212 г; г) известняка CaCO_3 массой 3 г; д) сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ массой 68,4 г.

8. Рассчитайте массы воды, спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, золота, если химическое количество каждого из них равно 5 моль.

9*. Массы газов — NH_3 , N_2 , SO_2 и O_2 — одинаковы. В каком из этих газов число молекул наибольшее? Задачу постарайтесь решить устно.

10. Какой объем занимает при н. у. водород H_2 химическим количеством:

а) 3 моль; б) 0,4 моль, а также массой: в) 10 г; г) 120 г?

Практическая работа 3

Химическое количество вещества

Цель работы: закрепить знания по теме «Химическое количество вещества».

Задание 1. Рассчитайте массу соды Na_2CO_3 химическим количеством: а) 0,02 моль; б) 0,03 моль; в) 0,05 моль. Взвесьте эту порцию соды на весах. Какова масса этого вещества химическим количеством: а) 2 моль; б) 0,8 моль; в) 0,3 моль?

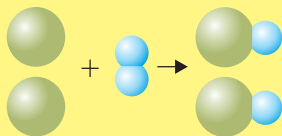
Задание 2. Отмерьте мерным цилиндром порции воды объемом: а) 10 см^3 ; б) 25 см^3 ; в) 30 см^3 . Рассчитайте химическое количество воды в отмеренных порциях.

Задание 3. Рассчитайте, какой объем занимает вода химическим количеством: а) 0,5 моль; б) 1,5 моль; в) 1,25 моль. Отмерьте воду рассчитанных объемов мерным цилиндром.

Задание 4. Измерьте линейкой длину ребра куба, указанного вам учителем, в миллиметрах (мм). Примите условно, что полученная величина измерена в дециметрах (дм). Вычислите объем куба в кубических дециметрах (дм^3).



Предположите, что куб заполнен газообразным кислородом O_2 при н. у. Рассчитайте химическое количество и массу кислорода в кубе. Сделайте подобные вычисления для азота N_2 и сероводорода H_2S .



Глава 2

Химические реакции

§ 14. Явления физические и химические. Признаки химических реакций

Давайте внимательно посмотрим вокруг себя. Мы уже знаем, что весь окружающий нас мир состоит из различных веществ: органических и неорганических, простых и сложных, твердых, жидких и газообразных. Остаются ли эти вещества в природе неизменными? Нет, в природе происходят различные изменения, которые называются *явлениями*. В зависимости от того, какие изменения происходят с веществами, различают явления *физические* и *химические*. Эти два рода явлений можно отличить друг от друга.

Физические явления

Нальем воду в колбу и нагреем ее до кипения. Каждый из вас знает, что при кипении вода превращается в пар, т. е. переходит в другое агрегатное состояние. Однако несложно доказать, что вода и пар — это одно и то же вещество. Подумайте, как это можно сделать.

Нагреем тонкую стеклянную трубку в пламени спиртовки. Стекло станет мягким, и мы легко изменим форму трубки, но стекло как вещество остается тем же.

Эти явления физические. При физических явлениях не происходит образования новых веществ. Изменяется только агрегатное состояние веществ, их форма, а состав веществ остается прежним (рис. 48).

Например, вода — это вещество, которое в природе образует не только реки, моря, но и ледники, и облака. Ледники тают, облака роняют капли воды, вода испаряется, т. е. происходит изменение ее агрегатного состояния, но состав молекул остается неизменным.

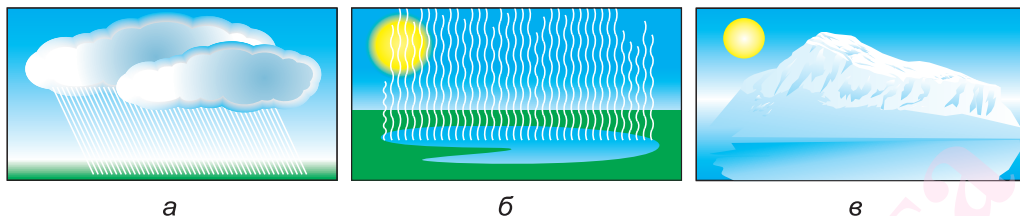


Рис. 48. Физические явления: а — дождь; б — испарение воды; в — таяние льда

Сгибание проволоки, дробление соли, плавление металлов (рис. 49), образование мраморной крошки, перемалывание зерна в муку, превращение воды в пар при кипячении — все это физические явления. Они осуществляются в результате деятельности человека. У веществ при этом изменяется только форма или агрегатное состояние.



Рис. 49. Плавка металла

! Физическими называются явления, при которых изменяется только форма или агрегатное состояние веществ.

Химические явления (реакции)

Всегда ли вещества остаются неизменными? Нагреем красную медную проволоку в пламени спиртовки. Проволока покрывается черным налетом, который можно легко соскоблить ножом в виде черного порошка. Это уже новое вещество, в которое превратилась медь. Оно отличается от меди по цвету и плотности. В этом опыте мы наблюдаем химическое явление, которое происходит благодаря химической реакции.

! Химические реакции — это явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие.

Природа — это огромная лаборатория, в которой непрерывно происходит образование новых веществ. Горные породы и минералы под воздействием солнца, воды, углекислого газа и других веществ постепенно разрушаются и превращаются в новые вещества. В зе-

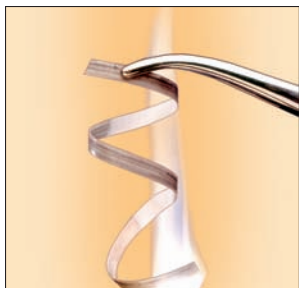


Рис. 50. Горение магния

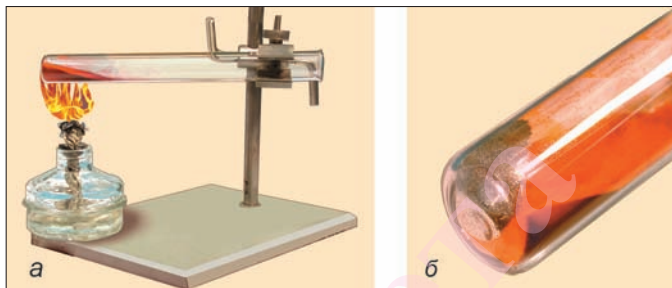


Рис. 51. Разложение оксида ртути HgO : а — начало реакции; б — окончание реакции

ленных растениях из углекислого газа и воды образуются глюкоза и крахмал. (Вспомните, как называется этот процесс.)

Человек превращает взятые из природы вещества (природный газ, нефть, руды) в необходимые ему бензин, резину, пластмассы, волокна, металлы. Часто в результате множества превращений получают новые вещества, которых нет в природе. При всех этих явлениях происходит разрушение исходных веществ и образование новых веществ.



Рис. 52. Ржавление железных изделий

Например, в результате сгорания магния образуется новое вещество MgO (рис. 50). При сгорании метана получают два вещества: углекислый газ CO_2 и вода H_2O . Из одного сложного вещества HgO в результате его разложения образуются два новых — ртуть Hg и кислород O_2 (рис. 51).

Ржавление железа (рис. 52), кипячение воды, горение лучины, распространение запаха — какие из этих явлений можно отнести к химическим реакциям? По каким признакам можно судить, что химическая реакция произошла?

Признаки химических реакций

Проведем несколько химических реакций.

Нагреем в пробирке зеленый порошок малахита (рис. 53) — минерала, в состав которого входят атомы меди, углерода, водорода и

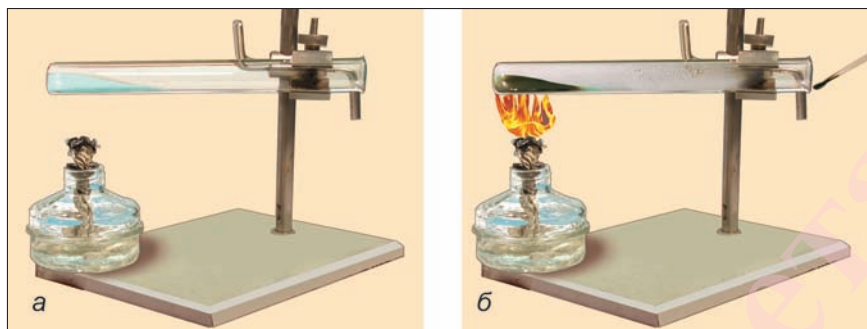


Рис. 53. Разложение малахита: а — начало реакции; б — окончание реакции

кислорода. Порошок малахита начинает «кипеть» из-за выделяющегося газа. Поднесем к отверстию пробирки спичку, она гаснет — это выделяющийся углекислый газ препятствует ее горению. На стенках пробирки заметны капельки воды, на дне остается черный порошок соединения меди (CuO). Наблюдения доказывают, что образуются новые вещества с другими свойствами. Прекратим нагревание. Сразу прекращается выделение углекислого газа — реакция больше не протекает.

Существуют и другие признаки химических реакций. Например, при горении магния излучается яркий свет и выделяется много теплоты (см. рис. 50).



Раньше вспышка магния использовалась для освещения объекта во время фотографирования.

При сливании некоторых растворов наблюдается выпадение осадка (рис. 54). Некоторые осадки можно растворить при помощи других веществ. Например, при сливании растворов соды и известковой воды образуется белый осадок, который легко растворяется в уксусе.

При загорании спички ощущается резкий запах. Какие еще признаки химических реакций наблюдаются при горении спички?

Проведем еще две химические реакции.



Рис. 54. Образование осадка — признак химической реакции

Лабораторный опыт 3

Признаки химических реакций

1. В химический стакан поместите небольшое количество измельченного мела (CaCO_3) и прилейте к нему столовый уксус (раствор уксусной кислоты) объемом 1—2 см³. Что вы наблюдаете? Выделение углекислого газа (CO_2), растворение мела являются свидетельством того, что произошла химическая реакция.

2. Налейте в пробирку раствор CuSO_4 объемом 1—2 см³ и добавьте к нему примерно такой же объем раствора NaOH . Что вы наблюдаете в пробирке? Выпадение синего осадка свидетельствует о том, что произошла химическая реакция, в результате которой образовалось малорастворимое вещество.

Изменения, происходящие с веществами, свидетельствуют о протекании химических реакций и являются *признаками химических реакций*.

Признаки химических реакций

- **Выделение газа.**
- **Образование или исчезновение осадка.**
- **Изменение цвета.**
- **Появление запаха.**
- **Излучение света.**
- **Выделение или поглощение теплоты.**

Большинство веществ не могут взаимодействовать друг с другом самопроизвольно. Для протекания многих химических реакций необходимо создавать определенные *условия*.

Условия протекания химических реакций

Необходимое и главное условие для протекания большинства реакций между различными веществами — это их *соприкосновение*. Для обеспечения лучшего контакта вещества измельчают, переводят в газообразное состояние. Многие вещества лучше реагируют друг с другом, если они растворены в воде.

Во многих случаях этого недостаточно, поэтому реагирующие вещества нагревают. Деревянная лучинка, смесь железа и серы, медь могут долгое время сохраняться при комнатной температуре, реакции начинаются только при их *нагревании*.

Мало знать, как начать химическую реакцию, надо еще знать, при каких условиях она будет протекать дальше. Почему необходимо все время нагревать сахар, чтобы добиться его полного сгорания, а деревянную лучинку зажигают один раз и она продолжает гореть?

Если при образовании новых веществ выделяется много теплоты, то ее бывает достаточно, чтобы нагревались новые порции вещества и реакция продолжалась. Во многих случаях реакции, начавшись, продолжают за счет теплоты, выделяемой в этих реакциях, не требуя дополнительной энергии. Примером является горение угля. Другие реакции, например разложение сахара, требуют постоянной затраты энергии на ее продолжение.

В некоторых случаях для начала химического процесса необходимо *освещение*. Одной из таких реакций, требующих постоянного освещения, является известная вам реакция *фотосинтеза*.

Таким образом, окружающий нас мир состоит из множества веществ, которые вступают в различные химические реакции. Изучая химические реакции, человек познает сущность процессов, протекающих в живой и неживой природе. Полученные знания помогают более эффективно использовать вещества для получения больших урожаев, выращивания животных, борьбы с различными болезнями. Человечество учится бережно и грамотно относиться к окружающему нас миру.

Химические реакции — это явления превращения одних веществ в другие.

О протекании химических реакций судят по выделению газа, выпадению или исчезновению осадка, изменению цвета, появлению запаха, поглощению или выделению теплоты и излучению света.

Необходимым условием протекания большинства химических реакций является соприкосновение реагирующих веществ.

Вопросы и задания

1. Приведите три примера физических явлений, протекающих в природе.

2. Приведите несколько примеров химических реакций, которые вы наблюдали в природе или в быту.

3. Прокисание молока — это явление: а) физическое; б) химическое?

4. Относится ли к химическим явлениям (реакциям) процесс, сопровождающийся: а) размягчением стали при нагревании; б) появлением резкого запаха при горении серы; в) выпадением кристаллов сахара из сахарного сиропа при хранении?

5. Установите, о каком явлении — физическом или химическом — идет речь: а) горение свечи; б) горение угля; в) горение электрической лампочки; г) потемнение муки при нагревании; д) растворение сахара в воде; е) почернение серебряных изделий; ж) горение бенгальских огней.

6. Какие условия необходимо создать, чтобы началась химическая реакция горения древесины? По каким признакам можно судить о протекании этой реакции?

7. Какие признаки химических реакций наблюдаются при извержении «химического вулкана» (рис. 55)?

Домашний эксперимент. а) Поместите кусочек сахара в воду. Опишите наблюдаемые явления. К каким явлениям относится растворение сахара в воде? б) Растворите в воде немного (на кон-



Рис. 55. Химический вулкан

чике ножа) лимонной кислоты и добавьте к полученному раствору столько же пищевой соды. Опишите наблюдаемые явления и укажите, является данное явление физическим или химическим.

§ 15. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения

До сих пор при рассмотрении химических реакций мы обращали внимание на их *качественную* сторону, т. е. на то, как и при каких условиях исходные вещества превращаются в продукты реакций. Но в химических явлениях существует и другая сторона — *количественная*.

Закон сохранения массы веществ

Изменяется ли масса веществ, вступивших в химическую реакцию? В поиске ответа на этот вопрос английский ученый Р. Бойль еще в XVII в. провел множество опытов по прокаливанию свинца в запаянных сосудах. После окончания опытов он вскрывал сосуды и взвешивал продукты реакции. В результате Бойль пришел к выводу, что масса вещества после реакции больше массы исходного металла. Он объяснил это присоединением к металлу некой «огненной материи».

Опыты Р. Бойля по прокаливанию металлов повторил русский ученый М. В. Ломоносов в 1748 г. Прокаливание железа он проводил в специальной колбе (реторте) (рис. 56), которая была герметически запаяна. В отличие от Бойля после реакции он оставлял реторту запаянной. Взвешивание реторты после реакции показало, что ее масса не изменилась. Это свидетельствовало о том, что, хотя между металлом и веществом, содержащемся в воздухе, произошла химическая реакция, сумма масс исходных веществ равна массе продукта реакции.

М. В. Ломоносов сделал вывод: *«Все переменны, в натуре случающиеся, суть такого состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому, так ежели где убудет несколько материи, то умножится в другом месте».*



Рис. 56. Опыт Ломоносова по прокаливанию металлов

В 1789 г. французский химик А. Лавуазье доказал, что прокаливание металлов — это процесс их взаимодействия с одной из составных частей воздуха — кислородом. На основе работ М. В. Ломоносова и А. Лавуазье был сформулирован *закон сохранения массы веществ в химических реакциях*.

! Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

При химических реакциях атомы не исчезают бесследно и не возникают из ничего. Их число остается неизменным. А так как они имеют постоянную массу, то и масса образованных ими веществ также остается постоянной.

Закон сохранения массы веществ можно проверить экспериментально. Для этого используют прибор, показанный на рисунке 57, а, б. Главная его часть — двухколенная пробирка. В одно колено нальем известковую воду, во второе — раствор медного купороса. Уравновесим прибор на весах, а затем смешаем оба раствора в одном колене. При этом мы увидим, что выпадает голубой осадок нового вещества. Образование осадка подтверждает, что произошла химическая реакция. Масса прибора при этом остается прежней. Это означает, что в результате химической реакции масса веществ не изменяется.

Закон важен для правильного понимания всего совершающегося в природе: **ничто не может исчезнуть бесследно и возникнуть из ничего.**

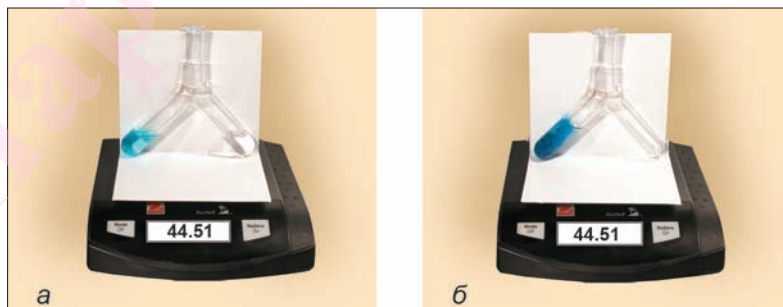


Рис. 57. Демонстрация закона сохранения массы веществ при химических реакциях

Химические уравнения

Химические реакции можно изобразить, используя химический язык формул. Химические элементы обозначают химическими символами, состав веществ записывают при помощи химических формул, химические реакции выражают при помощи *химических уравнений*, т. е. так же, как из букв составляются слова, из слов — предложения.

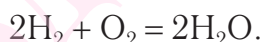
Химический элемент → Химический символ (Буква)

Вещество → Химическая формула (Слово)

Химическая реакция → Химическое уравнение (Предложение)

! Уравнение химической реакции (химическое уравнение) — это условная запись реакции при помощи химических формул и знаков «+» и «=».

Закон сохранения массы веществ в химических реакциях должен соблюдаться и при составлении уравнений химических реакций. Как и в математических уравнениях, в уравнениях химических реакций имеется левая часть (где записываются формулы исходных веществ) и правая часть (где записываются формулы продуктов реакции). Например (рис. 58):



При написании уравнений химических реакций знак «+» (плюс) соединяет формулы веществ в левой и правой частях уравнения. Так как масса веществ до реакции равна массе образовавшихся веществ, используется знак «=» (равно), который связывает левую и правую части уравнения. Для уравнивания числа атомов в левой и правой частях уравнения используются числа перед формулами веществ. Эти числа называются **коэффициентами** и показывают число

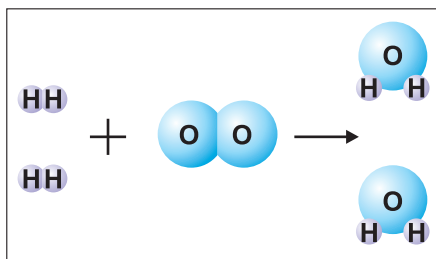


Рис. 58. Схема реакции водорода с кислородом

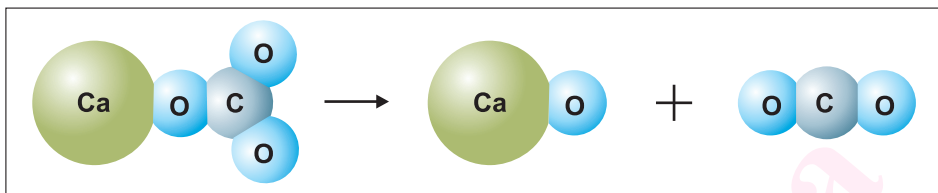
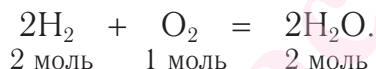
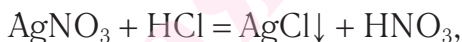


Рис. 59. Схема реакции разложения карбоната кальция

молекул или формульных единиц. Поскольку 1 моль любого вещества состоит из одинакового числа структурных единиц ($6,02 \cdot 10^{23}$), то **коэффициенты показывают и химические количества каждого из веществ:**



При написании химических уравнений применяют также и специальные знаки, например знак «↓», обозначающий, что вещество образует осадок:



знак «↑», обозначающий, что вещество выделяется в виде газа (рис. 59):



Часто в уравнениях химических реакций над знаком «=» указывают условия их протекания: нагревание (t), облучение светом ($h\nu$), электрический ток (⚡) и др.

В химических реакциях соблюдается закон сохранения массы веществ: масса исходных веществ равна массе продуктов реакции.

Сущность химической реакции состоит в перегруппировке атомов, из которых состояли исходные вещества, с образованием новых веществ.

Число атомов каждого химического элемента до реакции должно быть равно их числу после реакции.

Химическое уравнение — условная запись реакции при помощи химических формул и специальных знаков.

Вопросы и задания

1. Опишите опыт Ломоносова, который он проводил для исследования результатов прокаливания железа на воздухе. Как был открыт закон сохранения массы веществ в химических реакциях?

2. Почему массы веществ, вступивших в химическую реакцию и образовавшихся в результате реакции, равны?

3. В закрытой колбе нагрели немного железных опилок. Как изменилась их масса? Куда устремится воздух, если охладить колбу и открыть ее?

4. В результате прокаливания вещества HgO получается металлическая ртуть, масса которой меньше массы исходного вещества. Объясните почему.

5. Химическая реакция разложения вещества $\text{Cu}(\text{OH})_2$ протекает при нагревании по уравнению: $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$. Чего не хватает в данном уравнении?

6. На воздухе прокалили медь массой 8 г. Какова будет масса продукта реакции: больше или меньше 8 г?

7. В химическую реакцию полностью вступили железо массой 5,6 г и сера массой 3,2 г. Какова масса продукта реакции?

8. В результате химической реакции, уравнение которой $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t, p} 2\text{NH}_3$, образовались 4 молекулы аммиака (NH_3). Сколько молекул водорода вступили в реакцию?

§ 16. Составление уравнений химических реакций

Составлять **химические уравнения** и производить расчеты по ним нужно, опираясь на закон сохранения массы веществ при химических реакциях. Рассмотрим, как можно составить химическое уравнение, на примере реакции меди с кислородом.

Слева запишем названия исходных веществ, справа — продуктов реакции. Если веществ два и более, соединяем их знаком «+». Между левой и правой частями пока поставим стрелку:

медь + кислород \rightarrow соединение меди с кислородом.

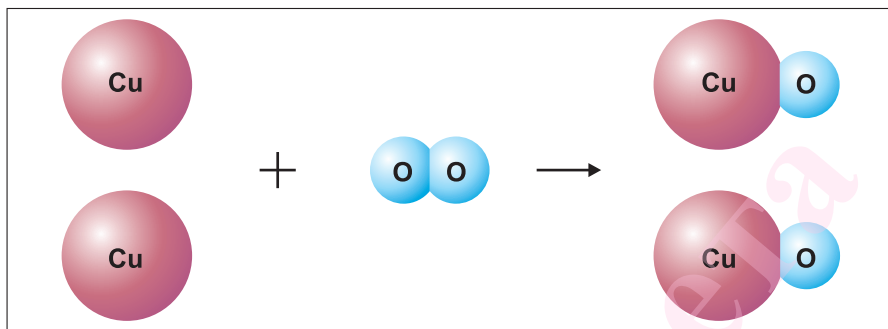
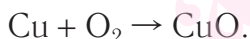
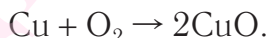


Рис. 60. Схема реакции меди с кислородом

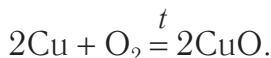
Подобное выражение называют *схемой* химической реакции. Запишем эту схему при помощи химических формул:



Число атомов кислорода в левой части схемы равно двум, а в правой — одному. Так как при химических реакциях атомы не исчезают, а происходит только их перегруппировка, то **число атомов каждого элемента до реакции и после реакции должно быть одинаковым**. Чтобы уравнять число атомов кислорода в левой и правой частях схемы, перед формулой CuO ставим коэффициент 2:



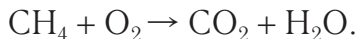
Теперь число атомов меди после реакции (в правой части схемы) равно двум, а до реакции (в левой части схемы) — только одному, поэтому перед формулой меди Cu так же поставим коэффициент 2. В результате произведенных действий число атомов каждого вида в левой и правой частях схемы одинаково, что дает нам основание заменить стрелку на знак « $=$ » (равно). Схема превратилась в уравнение химической реакции:



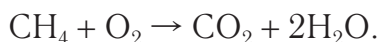
Это уравнение читается так: *два купрум плюс о-два равно два купрум-о* (рис. 60).

Рассмотрим еще один пример химической реакции между веществами CH_4 (метан) и кислородом. Составим схему реакции, в которой

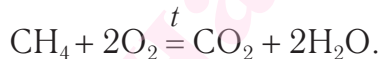
слева запишем формулы метана и кислорода, а справа — формулы продуктов реакции — воды и соединения углерода с кислородом (углекислый газ):



Обратите внимание, что в левой части схемы число атомов углерода равно их числу в правой части. Поэтому уравнивать нужно числа атомов водорода и кислорода. Чтобы уравнять число атомов водорода, поставим перед формулой воды коэффициент 2:



Теперь число атомов водорода справа стало $2 \cdot 2 = 4$ и слева — также четыре. Далее посчитаем число атомов кислорода в правой части схемы: два атома кислорода в молекуле углекислого газа ($1 \cdot 2 = 2$) и два атома кислорода в двух молекулах воды ($2 \cdot 1 = 2$), суммарно $2 + 2 = 4$. В левой части схемы кислорода только два атома в молекуле кислорода. Для того чтобы уравнять число атомов кислорода, поставим коэффициент 2 перед формулой кислорода:



В результате проведенных действий число атомов всех химических элементов до реакции равно их числу после реакции. Уравнение составлено. Читается оно так: *це-аш-четыре плюс два о-два равно це-о-два плюс два аш-два-о* (рис. 61).

Данный способ расстановки коэффициентов называют *методом подбора*.

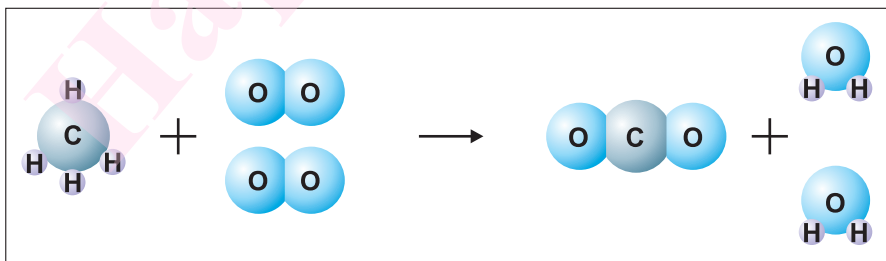


Рис. 61. Схема реакции метана с кислородом

В химии существуют и другие методы уравнивания чисел атомов элементов в левой и правой частях уравнений реакций, с которыми мы познакомимся позднее.

Для составления уравнений химических реакций необходимо соблюдать следующий порядок действий.

- Установить состав исходных веществ и продуктов реакции.
- Записать формулы исходных веществ слева, продуктов реакции — справа.
- Между левой и правой частями уравнения сначала поставить стрелку.
- Расставить коэффициенты, т. е. уравнивать числа атомов каждого химического элемента до и после реакции.
- Связать левую и правую части уравнения знаком «=» (равно).

Вопросы и задания

1. Что обозначает схема химической реакции? Чем отличается уравнение химической реакции от ее схемы?

2. Какие из приведенных записей представляют собой схемы химических реакций, а какие — уравнения:

- а) $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
б) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{SO}_2\uparrow$?

3. Перечислите основные действия, которые необходимо совершить, чтобы составить уравнение химической реакции.

4. Составьте уравнения химических реакций, приняв во внимание, что в образующихся веществах азот проявляет валентность три, а сера — два: а) магний + азот; б) калий + сера; в) алюминий + азот; г) алюминий + сера.

5. Составьте уравнения химических реакций:

- а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow$; в) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$;
б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$; г) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.

6. Вставьте формулы исходных веществ или продуктов реакций и закончите уравнения химических реакций:

- а) $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \dots$; в) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + \dots$;
б) $\text{Ca} + \text{O}_2 = \dots$; г) $\dots + \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3$.

7. Укажите верный ответ. Масса углекислого газа, образующегося при сгорании угля массой 10 г: а) больше 10 г; б) равна 10 г; в) меньше 10 г. Обоснуйте свой выбор.

8*. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции: $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Определите химические количества исходных веществ, если в результате реакции образовалась вода химическим количеством 8 моль.

§ 17. Типы химических реакций

Мир химических реакций весьма разнообразен. Самые различные химические реакции постоянно происходят в природе, осуществляются человеком. Можно ли классифицировать химические реакции? Что положить в основу их классификации? Сущность всякой химической реакции состоит в превращении веществ: разрушаются исходные вещества и образуются продукты реакции, меняется число и состав исходных веществ и продуктов реакции. Характер этих изменений и положен в основу классификации химических реакций.

Реакции соединения

Рассмотрим уравнения следующих реакций (рис. 62):

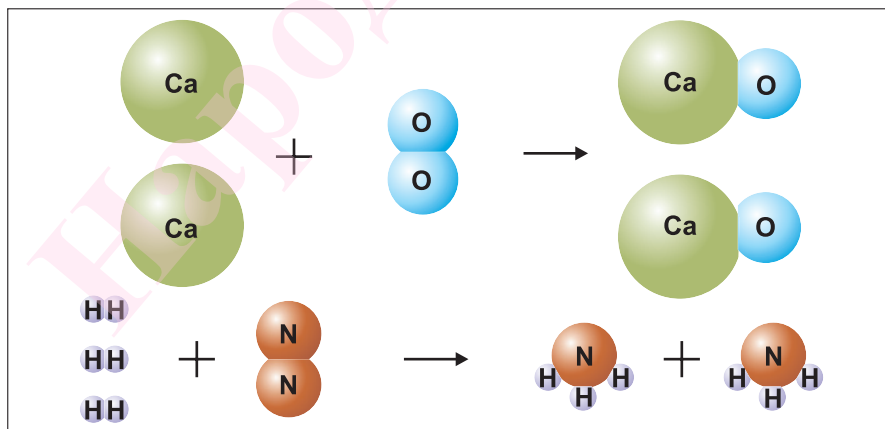


Рис. 62. Схемы реакций кальция с кислородом и азота с водородом

Чем сходны данные реакции между собой? Тем, что в результате взаимодействия двух веществ получается только одно вещество. Такие реакции получили название *реакций соединения*.

! Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое сложное вещество.

В одних случаях из двух простых веществ получается одно сложное, в других — соединяются два и более простых или сложных веществ:

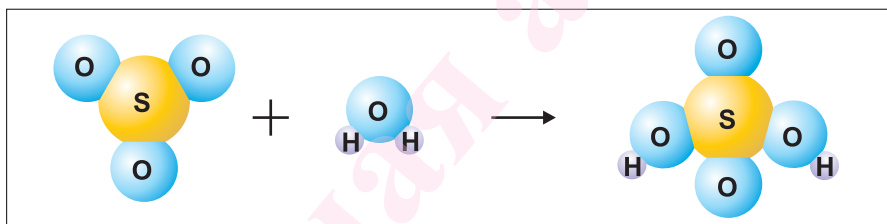
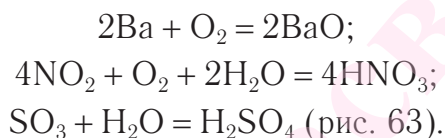


Рис. 63. Схема реакции соединения оксида серы(VI) с водой

Реакции разложения

Рассмотрим уравнения следующих реакций:



Можно заметить, что из одного сложного вещества получается два или более новых веществ. Это *реакции разложения*. В них могут образовываться как простые, так и сложные вещества.

! Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

Для начала реакции разложения обычно необходимо нагреть исходные вещества. Например, негашеную известь CaO в промышлен-

ности получают нагреванием известняка CaCO_3 , реакция разложения происходит при температуре около 1000°C . К такому типу реакций относится и реакция разложения метана CH_4 (рис. 64) — составной части природного газа:

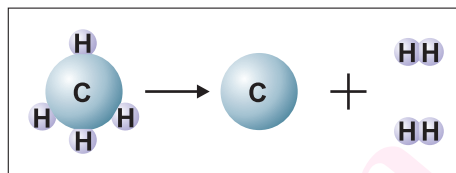
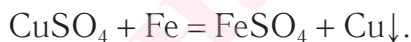


Рис. 64. Схема реакции разложения метана



Реакции замещения

А могут ли взаимодействовать между собой два вещества: одно простое и одно сложное? Проверим это на опыте. В раствор медного купороса опустим небольшой кусочек железа — кнопку, гвоздь, канцелярскую скрепку с хорошо очищенной поверхностью. Через 2—3 мин извлечем железо из раствора и увидим, что на его поверхности образовался темно-красный налет меди. В химическую реакцию вступили простое (Fe) и сложное (CuSO_4) вещества, и образовались новое простое (Cu) и новое сложное (FeSO_4) вещества:



Из опыта и уравнения химической реакции хорошо видно, что атомы железа заместили атомы меди в сложном веществе (рис. 65). Такие химические реакции относятся к *реакциям замещения*.



Рис. 65. Реакция замещения железом меди в ее соли:
а — до реакции; б — во время реакции; в — после реакции

! Реакции замещения — это реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

Для протекания таких реакций необходимо соблюдать некоторые особые условия. Не все простые вещества обязательно должны взаимодействовать со сложными веществами. В дальнейшем при изучении химии вы познакомитесь с этими условиями, а также с другими типами химических реакций.

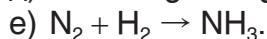
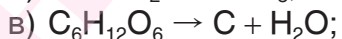
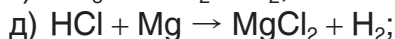
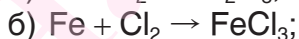
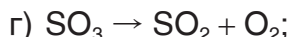
Реакции соединения — это реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое сложное вещество.

Реакции разложения — это реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

Реакции замещения — это реакции, в которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

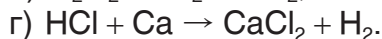
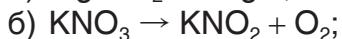
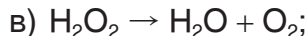
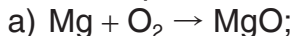
Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам типы химических реакций.
2. Объясните, почему масса известняка CaCO_3 после прокаливания в открытом сосуде уменьшается, а масса железа после прокаливания на воздухе увеличивается.
3. Расставьте коэффициенты в следующих схемах химических реакций:



Выберите уравнения реакций соединения.

4. Укажите, к какому типу относятся реакции, схемы которых приведены, расставьте коэффициенты там, где это необходимо:

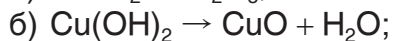
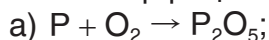


5. Можно ли осуществить реакцию разложения железа на несколько других веществ? Если нет, то почему?

6. При нагревании газа иодоводорода HI образуется водород H_2 и газообразный иод I_2 . К какому типу принадлежит данная химическая реакция? Составьте ее уравнение.

7. При горении серы в кислороде образуется вещество SO_2 . К какому типу относится эта реакция?

8. Составьте уравнения химических реакций по схемам, расставьте коэффициенты, укажите тип реакции:



§ 18. Расчеты по уравнениям химических реакций

Вещества вступают в химические реакции в определенных массовых и количественных соотношениях. Следовательно, при проведении реакций в лабораториях и на химических заводах расходуются определенные массы исходных веществ для получения заданной массы продуктов реакции.

Эти расчеты проводят по уравнениям реакций. Единицы величин, которыми пользуются в химии, представлены в таблице 6.

Таблица 6

Величина	Обозначение	Единица
Химическое количество вещества	n	моль
Относительная молекулярная (формульная) масса	M_r	1
Молярная масса	M	г/моль
Масса	m	г
Число структурных единиц	N	1

При проведении любого вычисления по уравнению реакции нужно внимательно прочитать условие задачи. Особое внимание обратите на расстановку коэффициентов, так как соотношение числа структур-

ных единиц реагирующих веществ и получающихся продуктов реакции выражается в уравнениях коэффициентами так же, как и молярные отношения.

Химическое уравнение	2H_2	+	O_2	=	$2\text{H}_2\text{O}$
Число молекул	2 молекулы		1 молекула		2 молекулы
Химическое количество	2 моль		1 моль		2 моль
Масса веществ	4 г		32 г		36 г
Объемные соотношения (для газообразных веществ)	$2 \cdot 22,4 \text{ дм}^3$		$22,4 \text{ дм}^3$		—
Соотношение общего числа молекул (или ФЕ)	2	:	1		—
	$12,04 \cdot 10^{23}$		$6,02 \cdot 10^{23}$		$12,04 \cdot 10^{23}$
	2	:	1	:	2

Для решения расчетной задачи необходим определенный порядок действий. Рассмотрим его на нескольких примерах.

Пример 1. Железо массой 224 г полностью прореагировало с хлором. Рассчитайте массу образовавшегося вещества FeCl_3 .

Дано:

$$m(\text{Fe}) = 224 \text{ г}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = ?$$

Решение

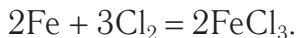
1. Определяем химическое количество железа:

$$A_r(\text{Fe}) = 56;$$

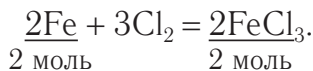
$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль};$$

$$n = \frac{m}{M}; \quad n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{224 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

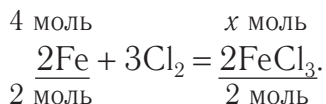
2. Записываем уравнение химической реакции. Подчеркиваем формулы интересующих нас веществ:



3. Под их формулами записываем химические количества вступивших в реакцию и образовавшихся веществ:



4. Над формулами веществ записываем известные и неизвестные величины по условию задачи:



5. Составляем и решаем пропорцию на основе рассуждения:

2 моль Fe образуют 2 моль FeCl₃

4 моль Fe образуют x моль FeCl₃

$$\frac{2}{4} = \frac{2}{x}, \text{ отсюда } x = 4 \text{ моль FeCl}_3.$$

6. Находим массу FeCl₃:

$$m = n \cdot M;$$

$$M_r(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5;$$

$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{FeCl}_3) = n(\text{FeCl}_3) \cdot M(\text{FeCl}_3) = 4 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 650 \text{ г}.$$

Ответ: масса образовавшегося FeCl₃ равна 650 г.

Пример 2. Определите массу алюминия, прореагировавшего с кислородом, если в результате реакции образовалось вещество Al₂O₃ химическим количеством 3,5 моль.

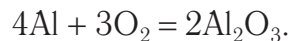
Дано:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 3,5 \text{ моль}$$

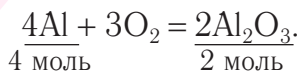
$$m(\text{Al}) = ?$$

Решение

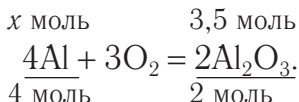
1. Составляем уравнение реакции, подчеркиваем формулы интересующих нас веществ:



2. Под их формулами записываем химические количества вступившего и образовавшегося веществ по уравнению:



3. Над формулами интересующих нас веществ проставляем химические количества вступивших в реакцию и образовавшихся веществ:



4. Составляем и решаем пропорцию на основе рассуждения:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ моль Al образуют } 2 \text{ моль Al}_2\text{O}_3 \\ x \text{ моль Al образуют } 3,5 \text{ моль Al}_2\text{O}_3 \\ \frac{4}{x} = \frac{2}{3,5}, \text{ отсюда } x = 7 \text{ моль Al.} \end{array}$$

5. Находим массу Al:

$$\begin{array}{l} m = n \cdot M; \\ A_r(\text{Al}) = 27; \\ M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; \\ m(\text{Al}) = n(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 7 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 189 \text{ г.} \end{array}$$

Ответ: масса прореагировавшего алюминия равна 189 г.

Пример 3. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания фосфора массой 93 г.

$$\begin{array}{l} \text{Дано:} \\ m(\text{P}) = 93 \text{ г} \\ V(\text{O}_2) = ? \end{array}$$

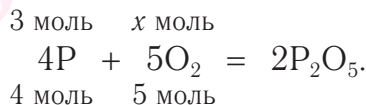
Решение

1. Определяем химическое количество фосфора:

$$n = \frac{m}{M};$$

$$A_r(\text{P}) = 31; M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}; n(\text{P}) = 93 \text{ г} : 31 \text{ г/моль} = 3 \text{ моль.}$$

2. По уравнению химической реакции определяем химическое количество кислорода, вступившего в реакцию:



На 4 моль P требуется 5 моль O₂
на 3 моль P требуется x моль O₂

$$\frac{4}{3} = \frac{5}{x}, \text{ отсюда } x = 3,75 \text{ моль O}_2.$$

3. Находим объем (н. у.) кислорода:

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 3,75 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 84 \text{ дм}^3.$$

Ответ: объем кислорода равен 84 дм³.

Вопросы и задания

1. Перечислите основные количественные характеристики веществ.

2. Вычислите массу вещества Al_2O_3 , образующегося при полном сгорании в кислороде алюминия массой 10,8 г.

3. Кислород химическим количеством 1,6 моль полностью прореагировал с водородом. Рассчитайте химическое количество образовавшейся при этом воды.

4. В результате полного разложения вещества KClO_3 образовался кислород химическим количеством 6 моль. Рассчитайте массу разложившегося исходного вещества.

5. Углекислый газ получают разложением известняка CaCO_3 при высокой температуре (более 1000°C) по реакции: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$. Рассчитайте массу известняка CaCO_3 , необходимого для получения углекислого газа массой 8,8 кг.

6. Медь полностью прореагировала с кислородом объемом (н. у.) $44,8\text{ дм}^3$. Рассчитайте массу образовавшегося при этом вещества CuO .

7. В результате неполного сгорания сероводорода в кислороде образуется сера: $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для получения серы массой 128 г.

8*. Придумайте условие задачи, для решения которой необходимо использовать уравнение: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$.

Практическая работа 4

Изучение признаков химических реакций и условий их протекания

Цель работы: изучить признаки химических реакций и условия их протекания; научиться распознавать химические явления среди множества других.

Внимательно рассмотрите склянки с растворами веществ, выданные вам для проведения опытов. Прочитайте формулы веществ, ука-

занные на этикетках. Соблюдайте правила безопасного поведения при выполнении опытов.

Опыт 1. Выделение газа при химической реакции. В пробирку поместите небольшой кусочек соды (Na_2CO_3) и прилейте к нему несколько капель раствора лимонной кислоты или столового уксуса (раствор уксусной кислоты). Что вы наблюдаете? Укажите условия и признаки протекания данной реакции.

Опыт 2. Образование осадка. В пробирку внесите 5—6 капель раствора вещества CaCl_2 и добавьте к нему примерно столько же капель раствора соды (Na_2CO_3). Что вы наблюдаете? Укажите условия и признаки протекания данной реакции.

Опыт 3. Исчезновение осадка. К осадку, полученному в опыте 2, прилейте 1—2 см³ раствора уксусной кислоты. Опишите наблюдаемые явления. Какие признаки химической реакции вы отметили? Какие условия вы создали для того, чтобы протекание этой реакции было возможно?

Опыт 4. Изучение признаков реакции горения. Зажгите спиртовку (спичку, свечу). Какие признаки химической реакции вы наблюдаете?

Глава 3

Кислород



§ 19. Воздух как смесь газов

Вы уже знаете, что вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях: **газообразном, жидком и твердом**.

В окружающей нас природе многие вещества при обычных условиях находятся в газообразном состоянии. Прежде всего, это компоненты воздушной оболочки Земли — атмосферы. Очень много газов растворено в водах Мирового океана. Во время извержения вулканов в атмосферу также выбрасывается большое количество вулканических газов. В недрах нашей планеты хранятся огромные запасы природного газа.

Атмосфере принадлежит важнейшая роль в жизни человека, животных и растений. Ее исследованиям были посвящены труды многих ученых прошлого. С давних времен был известен лишь один вид газа — воздух. При этом он изучался в основном физиками и интереса у химиков не вызывал. Лишь во второй половине XVIII в. было установлено, что воздух представляет собой смесь газов.

Состав воздуха

Основные компоненты воздуха — азот и кислород. При нормальных условиях в воздухе объемом 100 дм^3 содержится азот объемом около 78 дм^3 и кислород объемом около 21 дм^3 , а на долю всех остальных газов приходится около 1 дм^3 . В заметных количествах в воздухе присутствуют аргон, углекислый газ, озон и другие газы (табл. 7).

Для решения некоторых задач и проведения расчетов в физике, химии, технике очень удобно рассматривать воздух не как смесь газов, а как одно газообразное вещество. Экспериментальным путем мож-

Таблица 7. Состав воздуха

Название газа	Объем (дм ³) газа, содержащегося в воздухе объемом 100 дм ³	Массовая доля газа, %
Азот	78,08	75,51
Кислород	20,95	23,15
Аргон	0,93	1,28
Углекислый газ	0,03	0,05
Озон	0,00004	0,00006

но установить, что при нормальных условиях масса воздуха объемом 22,4 дм³ равна 29 г. Поскольку такой объем при н. у. занимает любой газ химическим количеством 1 моль, то молярную массу воздуха можно условно считать равной 29 г/моль:

$$M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль.}$$

Все газы, молярная масса которых меньше 29 г/моль, принято называть **газами легче воздуха** (например, водород Н₂, аммиак NH₃, угарный газ СО, метан СН₄), а газы, у которых она больше 29 г/моль — **газами тяжелее воздуха** (например, кислород О₂, озон О₃, углекислый газ СО₂).

Получение, сбор и хранение газов

Газы имеют важное значение в жизни и деятельности человека. Поэтому необходимо уметь их получать, собирать и хранить.

В химической лаборатории небольшие объемы газов можно получать различными способами. Например, газы выделяются при нагревании некоторых твердых веществ (рис. 66). Газообразные вещества могут образовываться при действии некоторых жидких ве-

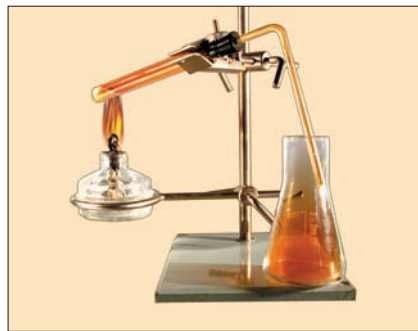


Рис. 66. Получение газов из твердых веществ



Рис. 67. Выделение газа при действии кислоты на мрамор

ществ на твердые. Так, при действии уксуса на мрамор или мел выделяется углекислый газ (рис. 67).

В промышленности используют значительно большие, чем в химических лабораториях, количества различных газов. Большие объемы кислорода и азота получают из воздуха. Позднее вы узнаете, как это делается.

В лабораторных условиях собрать газ в сосуд можно двумя способами: **вытеснением воды** (рис. 68) и **вытеснением воздуха**. Первый способ применяют для собирания только *нерастворимых* в воде газов (кислород, азот, водород). Второй — для собирания как *растворимых* (аммиак, углекислый газ), так и *нерастворимых* в воде газов.

Для собирания газов, которые легче воздуха, сосуд для сбора газа следует закрепить дном вверх, а для газов, которые тяжелее воздуха, — дном вниз (рис. 69).

Для хранения газов следует использовать сосуды, не сообщающиеся с окружающей средой. Такие сосуды называют **герметичными** (т. е. не имеющими отверстий для выхода газа из

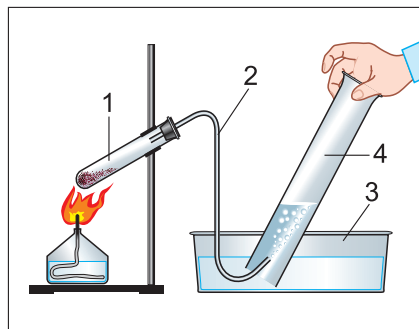


Рис. 68. Схема установки для собирания газов методом вытеснения воды: 1 — пробирка с твердым веществом; 2 — газотводная трубка; 3 — стеклянная чашка; 4 — сосуд

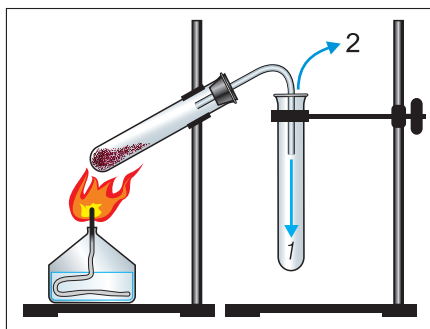


Рис. 69. Схема установки для собирания газов (более тяжелых, чем воздух) методом вытеснения воздуха: 1 — кислород; 2 — воздух



Рис. 70. Проверка прибора для получения газа на герметичность

сосуда наружу). В быту примером герметичного сосуда является бутылка с плотной пробкой, завязанный воздушный шарик или накачанная камера от велосипедного колеса, в химической лаборатории — пробирка, плотно закрытая пробкой, газометр (см. рис. 45).

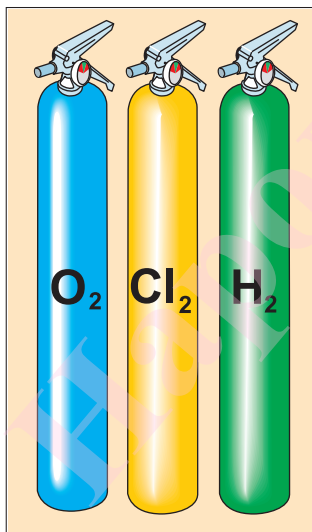


Рис. 71. Стальные баллоны для хранения газов

Из курса физики вы знаете, что при нагревании газы расширяются. Это свойство можно использовать для проверки прибора для получения газов на герметичность (рис. 70). Для этого после сборки прибора следует погрузить конец газоотводной трубки в воду, а пробирку на несколько секунд зажать в ладони. Нагреваясь от тепла руки, воздух в пробирке расширяется и выходит из газоотводной трубки в виде пузырьков. Если пузырьки не наблюдаются, то это свидетельствует о том, что прибор собран негерметично и для газа имеется другой выход, кроме газоотводной трубки.

В промышленности для хранения газов чаще всего используют более прочные сосуды — баллоны (рис. 71), в которых сжатые газы находятся под большим давлением; для

предупреждения разрушения баллона сжатым газом его стенки делают из толстой стали. Узнать, какой газ содержится в баллоне, можно по окраске баллона, цвету надписи на нем и цвету полосы. Например, баллон с кислородом должен быть окрашен в голубой цвет и иметь черную надпись «Кислород», баллон с азотом должен быть окрашен в черный цвет, иметь желтую надпись «Азот» и коричневую полосу, баллон с очень чистым аргоном должен быть окрашен в серый цвет, иметь зеленую надпись «Аргон» и зеленую полосу.

Лабораторный опыт 4

Сборка простейших приборов для получения и собирания газов

1. Из имеющихся на вашем рабочем столе частей соберите один из приборов для получения газов в химической лаборатории, показанных на рисунке 72, а, б.

2. Укрепите прибор в штативе, проверьте его на герметичность. (Почему прибор следует проверять на герметичность перед началом работы с газами? Как следует проверять прибор на герметичность?)

3. Соберите прибор для собирания газа методом вытеснения воздуха. (Как следует расположить приемный сосуд для собирания газа, который легче воздуха? Для газа, который тяжелее воздуха?)

4. Соберите прибор для собирания газа методом вытеснения воды (используется для газов, нерастворимых в воде).

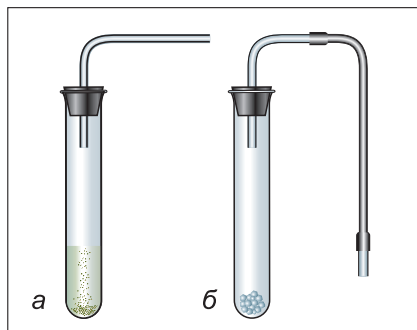


Рис. 72. Простейшие приборы для получения газов

Вещества могут находиться в газообразном, жидком или твердом агрегатном состоянии.

Воздух представляет собой смесь газов. Основными компонентами воздуха являются азот и кислород.

При нормальных условиях в воздухе объемом 100 дм^3 содержится азот объемом около 78 дм^3 и кислород объемом около 21 дм^3 .

Воздух можно условно рассматривать как газ, молярная масса которого равна 29 г/моль .

Вопросы и задания

1. Назовите известные вам газы, которые входят в состав воздуха. Какой из них имеет наибольшую массовую долю в воздухе?
2. Приведите примеры газов, входящих в состав воздуха, которые легче его, тяжелее его.
3. Может ли кислород быть жидким, а углекислый газ — твердым? Поясните свой ответ.
4. Почему газы в баллонах обычно хранят под большим давлением?
5. Две одинаковые по массе и по объему колбы наполнили в одинаковых условиях: одну — воздухом, а вторую — кислородом и герметично закрыли пробками. Как можно узнать, в какой из колб содержится кислород?
6. Относительная молекулярная масса углекислого газа равна 44. Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?
7. Сварку алюминия и некоторых других металлов проводят в атмосфере аргона. Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, из которого можно выделить аргон массой 10 кг .
8. Измерьте ширину, длину и высоту одной из комнат в вашем доме. Рассчитайте массу содержащегося в ней воздуха при нормальных условиях.

§ 20. Кислород и озон

Исторически так сложилось, что химический элемент и одно из простых веществ, образованных атомами этого элемента, имеют общее название — *кислород*. Поскольку между этими понятиями существует принципиальная разница, следует четко различать, о чем идет речь — о кислороде как о химическом элементе или о простом веществе.

Кислород как химический элемент

Самым первым химическим элементом, к изучению которого мы приступаем, является кислород. Как вы уже знаете, химический знак кислорода — О. Относительная атомная масса кислорода равна 16:

$$A_r(\text{O}) = 16.$$

Позднее вы узнаете, какое строение имеет атом кислорода и чем он отличается от атомов других химических элементов.

Когда говорят о кислороде как о химическом элементе, то подразумевают атомы кислорода. Например: «В состав многих сложных веществ входит кислород», «Массовая доля кислорода в глюкозе равна 53,3 %». В этих примерах речь идет об атомах кислорода (О), которые наряду с атомами других химических элементов входят в состав сложных веществ, следовательно, в данном случае речь идет о кислороде как о химическом элементе.

Кислород как простое вещество

Простое вещество кислород существует в виде молекул. Молекула кислорода состоит из двух атомов химического элемента кислорода (рис. 73), поэтому химическая формула кислорода как простого вещества — O_2 . Поскольку относительная атомная масса кислорода равна 16, то относительная молекулярная масса простого вещества кислорода равна:

$$M_r(\text{O}_2) = A_r(\text{O}) \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32.$$

Следовательно, молярная масса кислорода равна:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}.$$

Как у всех газов, молярный объем кислорода при нормальных условиях равен:

$$V_m(\text{O}_2) = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Когда говорят о кислороде как о простом веществе, то подразумевают вещество, имеющее формулу O_2 . Например: «Железные изделия

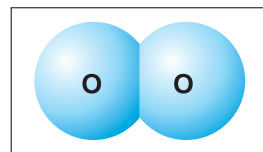


Рис. 73. Модель молекулы кислорода

быстро ржавеют в атмосфере влажного кислорода», «Для горения древесины необходим кислород». В этих примерах речь идет о веществе, имеющем формулу O_2 .

История открытия кислорода

История открытия самого важного для человека газа была долгой и запутанной. Впервые об открытии кислорода было сообщено в 1774 г. английским химиком Дж. Пристли. Он получил его при нагревании вещества HgO . Однако Дж. Пристли в то время не понял, что он получил новое газообразное вещество, и считал его разновидностью воздуха. Еще раньше в 1772 г. кислород был получен К. Шееле, но сообщение об этом он опубликовал только в 1777 г.

В 1774 г. Дж. Пристли сообщил о своих результатах великому французскому химику А. Лавуазье. Он тут же начал свои опыты и уже в 1775 г. сделал в Академии наук доклад «Мемуар о природе вещества, соединяющегося с металлами при прокаливании и увеличивающего их вес».

Происхождение названия «кислород» связано с образованием кислот в результате растворения в воде некоторых сложных веществ, содержащих атомы этого элемента. А. Лавуазье считал, что кислород — это обязательная составная часть всех кислот, что он «рождает» кислоты. Чтобы подчеркнуть это, А. Лавуазье в 1779 г. назвал этот газ «рождающим кислоты», или сокращенно — **кислородом**.

Озон

Кроме кислорода, существует еще одно простое вещество, молекулы которого состоят только из атомов кислорода. Это **озон**, молекула которого содержит три атома кислорода (рис. 74), его формула — O_3 .

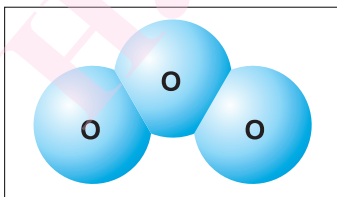


Рис. 74. Модель молекулы озона

При нормальных условиях озон представляет собой газ с резким раздражающим запахом. Он очень токсичен для всех живых организмов и поэтому используется вместо хлора для обеззараживания воды.

Небольшие количества озона образуются в воздухе во время грозы, а также в результате взаимодействия смолы хвойных деревьев с кислородом. Озон оказывает губительное действие на бактерии, поэтому лесной воздух (особенно в хвойных лесах) обладает целебным действием.

В небольших количествах озон образуется также при работе копировальных аппаратов и лазерных принтеров. Использовать такие приборы следует только в хорошо проветриваемых помещениях.

В верхних слоях атмосферы Земли (на высоте примерно 30—40 км) существует **озоновый слой**. Содержащийся в нем озон образуется из кислорода под воздействием солнечного излучения. Некоторые компоненты этого излучения губительны для живых организмов и растений на нашей планете, а озоновый слой поглощает их. Если бы не было озонового слоя, то жизнь на Земле постепенно бы прекратилась.

Многие ученые считают, что вещества, образующиеся в процессе производственной деятельности человека, разрушают озоновый слой. Это прежде всего *фреоны* — соединения, используемые в холодильных установках и дезодорантах, выбросы реактивных самолетов и ракет. Попадая в озоновый слой, эти вещества приводят к уменьшению его толщины или даже разрыву этого слоя — образованию так называемых **озоновых дыр**. В результате образования и увеличения размеров озоновых дыр могут наступить серьезные экологические катастрофы.

Применение кислорода

Кислород очень широко применяется в народном хозяйстве. На рисунке 75 приведены основные области применения кислорода. Главными потребителями кислорода являются металлургическая промышленность (выплавка стали), космическая техника (окислитель ракетного топлива), процессы обработки металлов (сварка и резка металлов).

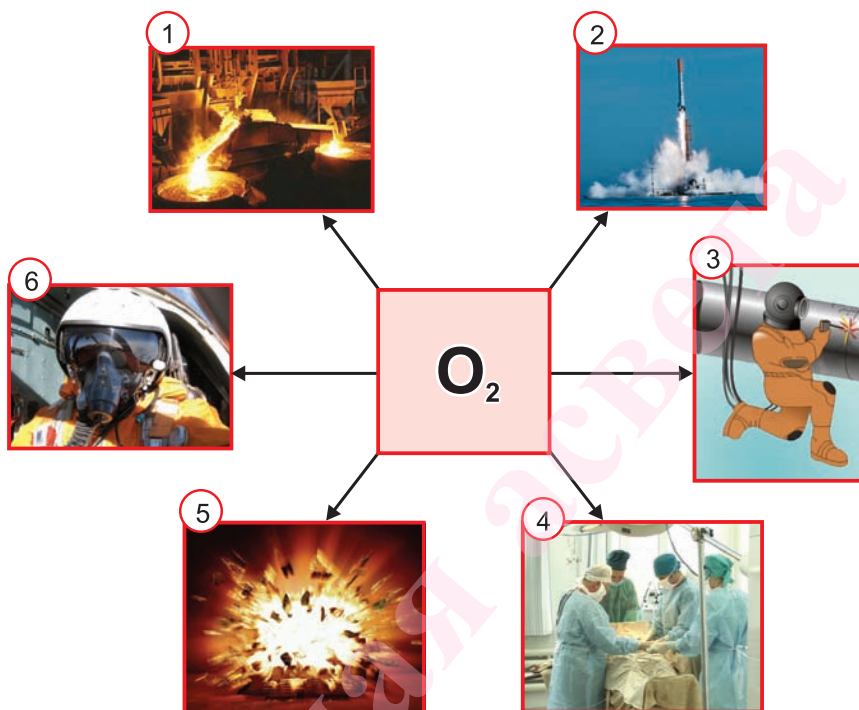


Рис. 75. Применение кислорода: 1 — в металлургии; 2 — как окислитель ракетного топлива; 3 — в авиации для дыхания; 4 — для сварки и резки металлов; 5 — для взрывных работ; 6 — в медицине

Химический элемент кислород образует два простых вещества — кислород O_2 и озон O_3 .

Когда говорят о кислороде как о химическом элементе, подразумевают атомы кислорода O .

Когда говорят о кислороде как о простом веществе, подразумевают вещество, состоящее из молекул и имеющее формулу O_2 .

Вопросы и задания

1. В каких случаях речь идет о кислороде как о химическом элементе: а) вторым после кислорода по распространенности в земной коре является кремний; б) металлические баллоны с кис-

лородом окрашивают в голубой цвет; в) в цилиндр автомобиля подается смесь бензина с кислородом; г) самым распространенным в земной коре является кислород; д) при нагревании некоторых веществ можно получить кислород?

2. В каких случаях речь идет о кислороде как о простом веществе: а) впервые кислород был получен при нагревании HgO ; б) в природе встречается много алюмосиликатов — веществ, содержащих кремний, кислород и алюминий; в) в состав сахара и глюкозы входит кислород; г) человек и животные погибают в открытом космосе, потому что там нет кислорода; д) в состав молекулы озона входит кислород?

3. Во сколько раз озон тяжелее: а) кислорода; б) воздуха?

4. Какой объем занимает при нормальных условиях кислород массой 160 г?

5. Газовая смесь содержит кислород химическим количеством 2,5 моль и озон химическим количеством 3,0 моль. Чему равна масса такой газовой смеси?

6. Пользуясь данными таблицы 7 из предыдущего параграфа, рассчитайте массу озона, содержащегося в воздухе объемом (н. у.) $10,0 \text{ м}^3$.

7. Чему равно общее число атомов кислорода, содержащихся в озоне массой 0,96 кг?

§ 21. Получение кислорода

Наиболее важным для человека и других живых организмов веществом, входящим в состав воздуха, является кислород. Большие количества кислорода используются в промышленности, поэтому важно знать, как можно его получать.

Получение кислорода в лабораторных условиях

В химической лаборатории кислород можно получать нагреванием некоторых сложных веществ, в состав которых входят атомы кислорода. К числу таких веществ относится вещество KMnO_4 , которое имеется в вашей домашней аптечке под названием «марганцовка».

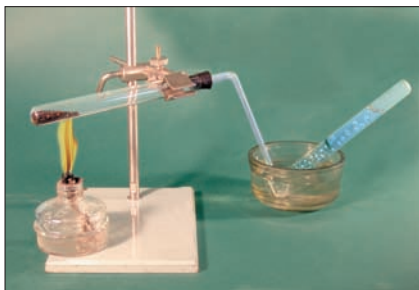


Рис. 76. Получение кислорода из «марганцовки» KMnO_4

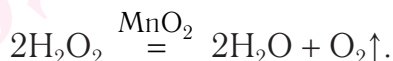


Рис. 77. Получение кислорода из пероксида водорода

Вы знакомы с простейшими приборами для получения газов. Если в один из таких приборов поместить немного порошка KMnO_4 и нагреть, то будет выделяться кислород (рис. 76):



Кислород можно также получить разложением пероксида водорода H_2O_2 . Для этого в пробирку с H_2O_2 следует добавить очень небольшое количество особого вещества — **катализатора** — и закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой (рис. 77). Для данной реакции катализатором является вещество, формула которого MnO_2 . При этом протекает следующая химическая реакция:



Обратите внимание на то, что ни в левой, ни в правой частях уравнения формулы катализатора нет. Его формулу принято записывать в уравнении реакции над знаком равенства. Для чего же добавляется катализатор? Процесс разложения H_2O_2 при комнатных условиях протекает очень медленно. Поэтому для получения заметных количеств кислорода необходимо много времени. Однако эту реакцию можно резко ускорить путем прибавления катализатора.

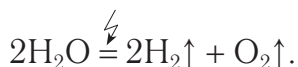


Катализатор — это вещество, которое ускоряет химическую реакцию, но само в ней не расходуется.

Рис. 78. Схема прибора для электролиза воды

Именно потому, что катализатор не расходуется в реакции, мы не записываем его формулу ни в одной из частей уравнения реакции.

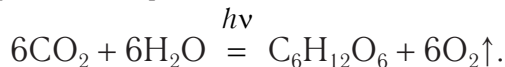
Еще один способ получения кислорода — разложение воды под действием постоянного электрического тока. Этот процесс называется **электролизом** воды. Получить кислород можно в приборе, схематично изображенном на рисунке 78. При этом протекает следующая химическая реакция:



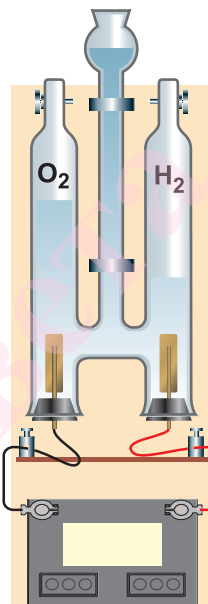
Кислород в природе

Огромное количество газообразного кислорода содержится в атмосфере, растворено в водах морей и океанов. Кислород необходим всем живым организмам для дыхания. Без кислорода невозможно было бы получать энергию за счет сжигания различных видов топлива. На эти нужды ежегодно расходуется примерно 2 % атмосферного кислорода.

Откуда берется кислород на Земле и почему его количество остается примерно постоянным, несмотря на такой расход? Единственным источником кислорода на нашей планете являются зеленые растения, производящие его под действием солнечного света в процессе **фотосинтеза**. Это очень сложный процесс, включающий много стадий. В результате фотосинтеза в зеленых частях растений углекислый газ и вода превращаются в глюкозу $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и кислород. Суммарное уравнение реакций, протекающих в процессе фотосинтеза, можно представить следующим образом:



Установлено, что примерно одну десятую часть (11 %) производимого зелеными растениями кислорода дают наземные растения, а остальные девять десятых (89 %) — водные растения.



Получение кислорода и азота из воздуха

Огромные запасы кислорода в атмосфере позволяют получать и использовать его в различных производствах. В промышленных условиях кислород, азот и некоторые другие газы (аргон, неон) получают из воздуха.

Для этого воздух сначала превращают в жидкость (рис. 79) путем охлаждения до такой низкой температуры, при которой все его



Рис. 79. Жидкий воздух

компоненты переходят в жидкое агрегатное состояние. Затем эту жидкость медленно нагревают, в результате чего при разных температурах происходит последовательное выкипание (т. е. переход в газообразное состояние) веществ, которые содержатся в воздухе. Собирая выкипающие при разных температурах газы, по отдельности получают азот, кислород и другие вещества.

В лабораторных условиях кислород получают разложением некоторых сложных веществ, в состав которых входят атомы кислорода.

Катализатор — вещество, которое ускоряет протекание химической реакции, но само при этом не расходуется.

Источником кислорода на нашей планете являются зеленые растения, в которых протекает процесс фотосинтеза.

В промышленности кислород получают из воздуха.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются катализаторами? Приведите пример химической реакции с участием катализатора.
2. Какую роль на нашей планете выполняют зеленые растения? Почему следует оберегать леса от уничтожения и заботиться об их разведении?
3. Как и из чего получают кислород в промышленности?

4. Рассчитайте массу кислорода, содержащегося в одной из комнат вашей квартиры.

5. Кислород можно получить при нагревании бертолетовой соли KClO_3 в присутствии MnO_2 по схеме: $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$. Составьте уравнение реакции. Какую роль играет MnO_2 в этой реакции?

6. В результате разложения бертолетовой соли выделился кислород химическим количеством 0,18 моль. Рассчитайте массу разложившейся бертолетовой соли.

7. К какому типу относится реакция получения кислорода из H_2O_2 ?

8. Рассчитайте массу пероксида водорода H_2O_2 , который необходим для получения кислорода массой 50 г.

§ 22. Физические и химические свойства кислорода

Как у любого химического вещества, у кислорода есть свой набор физических и химических свойств, по которым его можно отличить от других веществ.

Физические свойства

По своим физическим свойствам простое вещество кислород относится к неметаллам. При нормальных условиях он находится в газообразном агрегатном состоянии. Кислород не имеет цвета, запаха и вкуса. Масса кислорода объемом 1 дм^3 при н. у. равна примерно 1,43 г.

При температуре ниже -183°C кислород превращается в голубую жидкость, а при -219°C эта жидкость переходит в твердое вещество. Это означает, что температура кипения кислорода равна: $t_{\text{кип.}} = -183^\circ\text{C}$, а температура плавления составляет: $t_{\text{пл.}} = -219^\circ\text{C}$.

Кислород плохо растворим в воде.



При комнатных условиях (20°C) в воде объемом 1 дм^3 растворяется кислород массой около 0,043 г. С повышением температуры его растворимость уменьшается. При 80°C растворимость кислорода в 3 раза меньше, а при 0°C в 1,5 раза больше, чем при 20°C . Вот почему, если в аквариум налить только что прокипяченную охлажденную воду, рыбы могут погибнуть от недостатка кислорода. Холодные северные моря содержат больше рыбы, чем теплые южные, отчасти благодаря большему количеству растворенного в воде кислорода.

Химические свойства

Кислород является химически активным веществом. Он способен вступать в реакции с множеством других веществ, однако для протекания большинства этих реакций необходима более высокая, чем комнатная, температура. При нагревании кислород реагирует с *неметаллами* и *металлами*.

Если стеклянную колбу наполнить кислородом и внести в нее ложечку с горящей серой, то сера вспыхивает с образованием яркого пламени и быстро сгорает (рис. 80). Химическую реакцию, протекающую в этом случае, можно описать следующим уравнением:



Рис. 80. Горение серы в кислороде

В результате реакции образуется вещество SO_2 , которое называется *сернистым газом*. Сернистый газ имеет резкий запах, который вы ощущаете при зажигании обычной спички. Это говорит о том, что в состав головки спички входит сера, при горении которой и образуется сернистый газ.

Подожженный красный фосфор в колбе с кислородом вспыхивает еще ярче и быстро сгорает, образуя густой белый дым (рис. 81). При этом протекает химическая реакция:

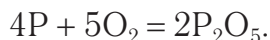
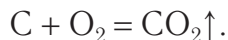


Рис. 81. Горение фосфора в кислороде

Белый дым состоит из маленьких твердых частиц продукта реакции — P_2O_5 .

Если в колбу с кислородом внести тлеющий уголек, состоящий в основном из углерода, то он также вспыхивает и сгорает ярким пламенем (рис. 82). Протекающую химическую реакцию можно представить следующим уравнением:



Продуктом реакции является CO_2 , или углекислый газ, с которым вы уже знакомы. Доказать об-

разование углекислого газа можно, добавив в колбу немного известковой воды. Помутнение свидетельствует о присутствии CO_2 в колбе.

Возгорание уголька можно использовать для отличия кислорода от других газов. Если в сосуд (колбу, пробирку) с газом внести тлеющий уголек и он вспыхнет, то это указывает на наличие в сосуде кислорода.

Кроме неметаллов, с кислородом реагируют и многие металлы. Внесем в колбу с кислородом раскаленную стальную проволоку, состоящую в основном из железа. Проволока начинает ярко светиться и разбрасывать в разные стороны раскаленные искры, как при горении бенгальского огня (рис. 83). При этом протекает следующая химическая реакция:



В результате реакции образуется вещество Fe_3O_4 (*железная окалина*). В состав формульной единицы этого вещества входят три атома железа, причем один из них имеет валентность II, а два других атома имеют валентность III. Поэтому формулу этого вещества можно представить в виде $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.



Рис. 82. Горение углерода в кислороде



Рис. 83. Горение железа в кислороде



Реакцию железа с кислородом используют для резки стальных изделий. Для этого определенный участок детали сначала нагревают с помощью кислородно-газовой горелки. Затем направляют на нагретое место струю чистого кислорода, для чего перекрывают кран поступления горючего газа в горелку. Нагретое до высокой температуры железо вступает в химическую реакцию с кислородом и превращается в окалину. Так можно разрезать очень толстые железные детали.

Реакции горения

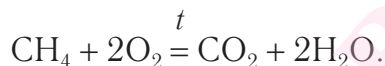
Общим для рассмотренных нами реакций является то, что при их протекании выделяется много света и теплоты. Очень многие вещества именно так взаимодействуют между собой.

Рассмотренные выше реакции простых веществ серы, фосфора, углерода и железа с кислородом являются *реакциями горения*.



Реакциями горения называются химические реакции, протекающие с выделением большого количества теплоты и света.

Кроме простых веществ, в кислороде горят и многие *сложные вещества*, например метан CH_4 . При горении метана образуются углекислый газ и вода:



В результате этой реакции выделяется очень много теплоты. Вот почему ко многим домам подведен природный газ, основным компонентом которого является метан. Теплота, выделяющаяся при горении метана, используется для приготовления пищи и других целей.



Некоторые химические реакции протекают очень быстро. Такие реакции называют взрывными или просто взрывами. Например, взаимодействие кислорода с водородом может протекать в форме взрыва.

Горение может протекать не только в кислороде, но и в других газах. Об этих процессах вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

Горение веществ на воздухе и в кислороде

Вы уже знаете, что в состав окружающего нас воздуха входит кислород. Поэтому многие вещества горят не только в чистом кислороде, но и на воздухе.

Горение на воздухе протекает чаще всего гораздо медленнее, чем в чистом кислороде. Происходит это потому, что в воздухе лишь одна пятая часть по объему приходится на кислород. Если уменьшить доступ воздуха к горящему предмету (а следовательно, уменьшить доступ кислорода), горение замедляется или прекращается. Отсюда понятно, почему для тушения загоревшегося предмета на него следует набросить, например, одеяло или плотную тряпку.



При пожарах для тушения горящих предметов часто используют пену (рис. 84). Она обволакивает горящий предмет и прекращает доступ к нему кислорода. Горение сначала замедляется, а затем прекращается совсем.



Рис. 84. Тушение пожара пеной

Некоторые вещества, быстро сгорающие в кислороде, на воздухе не горят вообще. Так, если нагреть железную проволоку на воздухе даже до белого каления, она все равно не станет гореть, тогда как в чистом кислороде быстро сгорит с образованием раскаленных искр.

При обычных условиях кислород — газ, не имеющий цвета, запаха и вкуса, плохо растворимый в воде.

Кислород обладает высокой химической активностью. Он вступает в химические реакции со многими простыми и сложными веществами.

Химические реакции, протекающие с выделением большого количества теплоты и света, называют реакциями горения.

В чистом кислороде вещества горят намного быстрее, чем на воздухе.

Вопросы и задания

1. Какими физическими свойствами обладает кислород?
2. В каких природных процессах принимает участие кислород?
3. Какое вещество образуется при горении фосфора в кислороде? Составьте уравнение соответствующей реакции.
4. Почему в чистом кислороде многие вещества горят более интенсивно, чем на воздухе?
5. Почему, если на тлеющие угольки костра сильно подуть, они вспыхивают ярким пламенем?
6. Почему для тушения горящих предметов следует использовать одеяло или изделия из плотной ткани?

7. Рассчитайте массовую долю кислорода в Fe_2O_3 и Fe_3O_4 .
8. Рассчитайте массу кислорода, который можно получить при полном разложении с помощью электрического тока воды массой 20 г.

Практическая работа 5

Получение кислорода и изучение его свойств

Цель работы: освоить один из лабораторных способов получения кислорода и собирание его методом вытеснения воздуха; закрепить знания о физических и химических свойствах кислорода.

I. Получение и собирание газов.

1) Соберите прибор для получения газов. Проверьте его на герметичность.

2) В пробирку примерно на $\frac{1}{4}$ ее объема насыпьте порошок марганцовки KMnO_4 . Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите прибор в штативе в наклонном положении, как показано на рисунке 76. Подготовьте стакан с подобранной для него крышкой.

Нагрейте сначала всю пробирку, а потом только ту ее часть, где находится вещество. Нагревание начинайте ото дна пробирки, а потом по мере разложения марганцовки передвигайте спиртовку под ту часть пробирки, где это вещество еще не разложилось.

3) Убедитесь, что из трубки выходит кислород, а затем опустите ее конец в стакан до самого дна. (Как должен стоять стакан — дном вверх или вниз? Почему?) После заполнения стакана кислородом закройте его крышкой.

II. Исследование свойств кислорода.

1) Какие физические свойства кислорода можно установить, рассматривая полученный кислород?

2) Внесите в стакан с кислородом тлеющую лучинку. Что вы наблюдаете? Когда процесс закончится, добавьте в стакан немного известковой воды и взболтайте. Что произошло с известковой водой? О чем свидетельствуют наблюдаемые вами изменения?

III. Сделайте отчет о проделанной работе по плану.

- 1) Название работы.
- 2) Цель работы.
- 3) Используемое оборудование.
- 4) Название каждой части работы с краткой записью результатов, рисунком прибора, пояснительными надписями и ответами на поставленные в работе вопросы.
- 5) Уравнения соответствующих химических реакций.
- 6) Общий вывод из проделанной работы.

§ 23. Соединения элементов с кислородом

Большинство веществ относится к сложным веществам, каждое из которых принадлежит к одному из известных классов. Знакомство с ними мы начнем с самого простого класса неорганических веществ — оксидов.

Оксиды — сложные вещества

В состав многих сложных химических веществ входят атомы только двух химических элементов, одним из которых является кислород. В составе сложных веществ атомы кислорода всегда проявляют валентность, равную II. Например: SiO_2 , CuO , CaO , Al_2O_3 и др. Такие сложные вещества называют *оксидами*.

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

Продуктами реакции в рассмотренных нами процессах горения простых и сложных веществ в кислороде являются оксиды: H_2O , CO_2 , SO_2 , P_2O_5 и Fe_3O_4 .

При обычных условиях оксиды (рис. 85) различных элементов могут



Рис. 85. Образцы различных оксидов

находиться в жидком (H_2O), твердом (CaO) и газообразном (CO_2) состояниях. Они могут иметь самую разную окраску (белые CaO , Al_2O_3 , черные CuO , Ag_2O , красный HgO , коричневый Fe_2O_3) и различаться другими физическими свойствами.

Как следует из приведенных примеров, в состав оксидов входит различное число атомов кислорода и другого элемента. Почему так происходит? Как вы знаете, атомы соединяются в химические соединения согласно их валентностям. Как правильно составить химическую формулу бинарного соединения, вы также знаете.

Лабораторный опыт 5

Ознакомление с образцами оксидов

1. Рассмотрите выданные вам оксиды металлов. Обратите внимание на сходство свойств: а) агрегатное состояние; б) цвет; в) отсутствие запаха.

2. Исследуйте отношение к воде выданных оксидов металлов. Чем отличаются эти оксиды?

3. Вода, углекислый газ — оксиды неметаллов. Дайте им сравнительную характеристику по плану: а) агрегатное состояние; б) цвет; в) запах; г) отношение к горению.

Название оксидов

Известно очень много оксидов самых разных элементов. Каждый из них имеет свою химическую формулу и название. Название оксида образуется из слова **оксид** и названия химического элемента. Например, *оксид магния* — MgO , *оксид натрия* — Na_2O , *оксид водорода* — H_2O . Если атомы химического элемента проявляют переменную валентность, то после названия этого элемента в круглых скобках следует указать римскую цифру, показывающую валентность этого химического элемента в данном оксиде. Например, *оксид серы (IV)* — SO_2 , *оксид серы (VI)* — SO_3 , *оксид железа (III)* — Fe_2O_3 , *оксид фосфора (V)* — P_2O_5 .

Оксиды в природе

Оксиды широко распространены в окружающей нас природе. Представьте себе, сколько воды содержится во всех морях, океанах и реках. А ведь это все — *оксид водорода* H_2O , он же — обычная вода. Другой очень распространенный оксид, с которым мы каждый день встречаемся, — *оксид кремния(IV)* SiO_2 , или обычный песок. В выдыхаемом нами воздухе содержится *оксид углерода(IV)* CO_2 , или углекислый газ.

Многие оксиды встречаются в земной коре в виде минералов.

В результате реакции горения простых и сложных веществ в кислороде образуются оксиды.

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, одним из которых является кислород.

Название оксида образуется из слова «оксид» и названия химического элемента.

Вопросы и задания

1. Какие газообразные оксиды, загрязняющие атмосферу Земли, вы знаете?
2. Назовите следующие оксиды: Fe_2O_3 , NO , NO_2 , P_2O_5 , SO_2 .
3. Почему оксиды являются широко распространенными химическими соединениями на Земле?
4. Составьте уравнения реакций получения оксидов алюминия, кальция и водорода из простых веществ.
5. Молекулы веществ, входящих в состав бензина, состоят из атомов углерода и водорода. Какие оксиды образуются при сгорании бензина в автомобильном двигателе?
6. Составьте формулы оксидов, в состав которых входят атомы следующих химических элементов: железа(II), углерода(IV), азота(V), меди(I), серы(VI), хлора(VII).
7. Рассчитайте массовые доли элементов в оксиде кремния(IV).

8. Рассчитайте массу алюминия и объем (н. у.) кислорода, которые необходимы для получения оксида алюминия химическим количеством 0,80 моль.

§ 24. Окислительные процессы

Вы хорошо знаете, что человеку и животным необходим воздух (а следовательно, и кислород) для дыхания. Какую же роль играет кислород в организме человека и животных?

Процессы с участием кислорода

В живом организме протекают процессы, в которых сложные вещества пищи — белки, жиры и углеводы — вступают в химические реакции с кислородом. При этом выделяется необходимая для жизнедеятельности энергия. Кислород, необходимый для протекания этих реакций, поступает в организм благодаря процессу *дыхания*.

Еще одной разновидностью взаимодействия кислорода и сложных веществ является процесс *гниения*. Вы, наверное, видели, как над кучами гниющей листвы или каких-либо отходов, особенно по утрам, поднимается пар (рис. 86). Это сложные вещества вступают в реакцию с кислородом воздуха. В результате этой реакции образуется вода и выделяется теплота, благодаря которой вода превращается в пар.



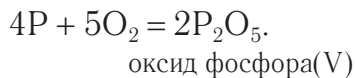
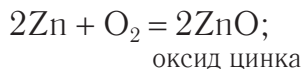
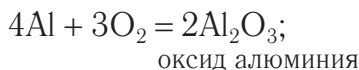
Рис. 86. Процесс гниения

Можно сказать, что гниение и дыхание — это «медленное горение». Эти процессы широко распространены в природе.

Присоединение кислорода как окислительный процесс

Общим для всех рассмотренных процессов с участием кислорода O_2 является то, что продуктами реакции в них являются сложные вещества, которые образуются путем присоединения атомов кислорода к атомам других элементов.

Например:

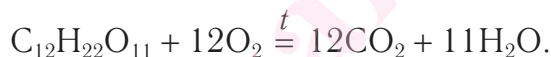


Такие реакции называют *реакциями окисления*.



Окисление — химическая реакция, в результате которой происходит присоединение атомов кислорода к атомам других элементов.

При сгорании сложного вещества сахарозы (это обычный сахар) $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ в кислороде также протекает окисление. В этом процессе происходит соединение атомов кислорода с атомами углерода и водорода. При этом образуются углекислый газ и вода:



Окисление может протекать с выделением большого количества теплоты и света — тогда это реакция горения, а также в виде «медленного горения» — дыхания и гниения. Во всех этих случаях происходит присоединение атомов кислорода к атомам других химических элементов, которые входили в состав сложного вещества. В результате процессов горения, гниения и дыхания образуются новые сложные вещества (обычно оксиды).

Понятие о топливе

Процессы горения издавна используются для удовлетворения нужд человека в энергии и тепле.



Топливо — это вещество, которое горит с выделением тепловой энергии.

По агрегатному состоянию топливо бывает *твердое, жидкое и газообразное*.



Рис. 87. Добыча угля открытым способом



Рис. 88. Добыча торфа

Запасы топлива могут быть восполнимыми (древесина, древесный уголь) и невозполнимыми (уголь, торф, нефть).

Каменные и бурые угли. Уголь (рис. 87) является древнейшим источником энергии, с которым знакомо человечество. Он представляет собой полезное ископаемое, которое образовалось из растительного материала на протяжении многих миллионов лет. Например, древесина без доступа воздуха превращается в каменный уголь. Основная масса угля состоит из углерода и органических соединений.

Торф. В Беларуси важное значение для бытового отопления и работы небольших предприятий имеет торф (рис. 88). Это топливо, которое образуется без доступа воздуха на низинных болотах из мха сфагнома и другой растительности. В последнее время его спрессовывают с угольной крошкой и получают торфоугольные брикеты, которые также используются как топливо.

Древесина. Как топливо древесина используется преимущественно на бытовом уровне. Основная масса ее применяется как строительный материал, а также идет на химическую переработку.

Нефть. Источник самых разнообразных жидких видов топлива на Земле — нефть (рис. 89). При ее переработке получают такие важные виды горючего, как бензин, керосин, лигроин, мазут. Эти виды топлива используются в автомобилях и тракторах, реактивных авиа-



Рис. 89. Добыча нефти



Рис. 90. Укладка газопровода

ционных двигателях, а также на тепловых электростанциях и в системах теплообеспечения жилья и предприятий.

Природный газ. Примерно на 90 % состоит из метана CH_4 . Использовать его в качестве топлива стали только в XX в. Сегодня наша жизнь немыслима без газопроводов (рис. 90), доставляющих «голубое топливо» в наши квартиры, на ТЭС, ТЭЦ, промышленные предприятия.

Охрана атмосферы

В результате деятельности человека происходит загрязнение атмосферы самыми различными веществами, многие из которых ядовиты для человека, животных и растений. Изменение состава атмосферы приводит к ослаблению здоровья населения, снижению продолжительности жизни, распространению болезней. Это особенно заметно в больших городах, где атмосфера загрязняется газовыми выбросами промышленных предприятий и автомобильного транспорта.

В состав почти всех известных традиционных видов топлива входят вещества, при сгорании которых образуются не только CO_2 и H_2O . При неполном сгорании топлива может образовываться весьма ядовитый угарный газ (CO). Также очень неблагоприятны для человека продукты сгорания соединений, содержащих атомы серы и азота, которыми являются оксиды серы (SO_2) и азота (NO , NO_2).



Рис. 91. Взлет реактивного самолета

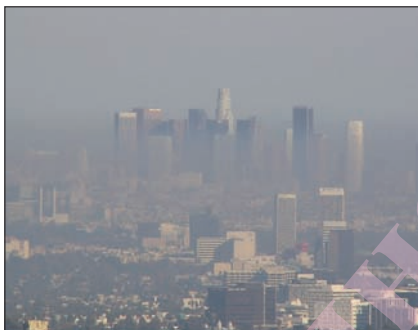


Рис. 92. Смог над городом

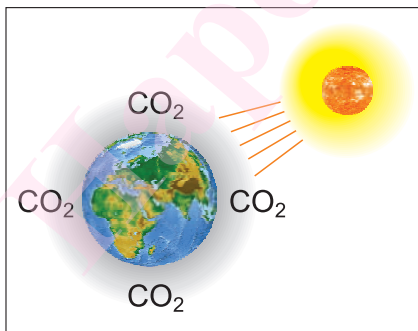


Рис. 93. Схема парникового эффекта

Для улучшения качества бензина в него добавляют соединения свинца. При сгорании такого бензина в окружающую среду выбрасывается большое количество ядовитых для человека веществ, содержащих свинец.

На сжигание различных видов топлива потребляется огромное количество кислорода. Так, в течение 1 ч полета реактивный самолет (рис. 91) потребляет количество кислорода, вырабатываемое лесом площадью 1 га за месяц.

Наиболее неблагоприятными последствиями сжигания топлива являются смог, кислотные дожди и парниковый эффект.

Смог (рис. 92) — это туман, смешанный с пылью и сажей и содержащий продукты взаимодействия оксидов серы и азота с водой.

Кислотные дожди. Дождевая вода более кислая, чем обычная, так как в ней содержатся вещества, называемые кислотами. Они образуются при взаимодействии оксидов серы и азота с парами воды.

Парниковый эффект (рис. 93) возникает в результате повышения температуры воздуха за счет накопления в атмосфере некоторых газов, называемых парниковыми. Основным парниковым газом является углекислый газ.

В результате парникового эффекта повышается температура воздуха в нижних слоях атмосферы, происходит изменение климата, возможны таяния ледников, наводнения.

Поскольку атмосфера у всех народов Земли общая, разные государства предпринимают совместные меры по ее защите от вредных выбросов. Для этого на заводах устанавливаются очистительные установки, совершенствуются системы очистки выхлопных газов автотранспорта, разрабатываются новые экологически чистые производства и виды транспорта.

Уменьшить влияние химических веществ на природу, здоровье людей возможно, только сделав самые тщательные исследования источников и состава ядовитых соединений. Химия как наука позволяет человеку найти пути решения указанных выше проблем охраны атмосферы.

Окисление — химическая реакция, в результате которой атомы кислорода присоединяются к атомам других элементов.

Топливо — это вещество, которое горит с выделением тепловой энергии.

Основными видами топлива являются каменные и бурые угли, торф, древесина, нефть и природный газ.

Сжигание различных видов топлива приводит к таким неблагоприятным последствиям, как смог, кислотные дожди и парниковый эффект.

Вопросы и задания

1. Что общего между процессами горения, дыхания и гниения?
2. Почему при выполнении тяжелой физической работы дыхание человека становится более частым и глубоким?
3. Какой химический процесс лежит в основе: а) разрушения древесины при длительном хранении; б) уменьшения прочности одежды из хлопка, льна и шелка со временем; в) саморазогрева-

ния влажного зерна в зернохранилище; г) разогрева почвы после внесения в нее навоза?

4. Рассчитайте объем (н. у.) оксида серы(IV), который образуется при полном сгорании серы массой 48 г в кислороде.

5. Сложные органические вещества, состоящие из углерода, водорода и кислорода, подобно сахару, вступают в реакцию горения. Составьте уравнение реакции горения глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

6. Рассчитайте химическое количество кислорода, необходимого для полного сгорания сахарозы массой 34,2 г.

7. В состав молекулы фосфина входит один атом фосфора и три атома водорода. Составьте формулу фосфина и уравнение горения фосфина в кислороде.

8. Углерод химическим количеством 6,00 моль полностью сожгли в кислороде. Рассчитайте объем (н. у.) образовавшегося при этом углекислого газа.

Глава 4

Водород



Водород является самым распространенным химическим элементом во Вселенной. Он составляет более 70 % массы Солнца и большинства других звезд.

Эта глава познакомит вас с химическим элементом водородом и с наиболее важными неорганическими веществами, содержащими его атомы.

§ 25. Водород как химический элемент и как простое вещество

Название водорода происходит от латинского слова **Hydrogenium**, что означает «воду родящий». Химический символ (знак) **H** — это первая буква латинского названия. И действительно, атомы водорода входят в состав молекулы воды H_2O .

Атомы водорода образуют двухатомные молекулы простого вещества водорода, формула которого H_2 . Рассмотрим, что имеют в виду, когда говорят о химическом элементе водороде.

Водород как химический элемент

Атом водорода самый легкий, самый простой по строению и один из самых маленьких по размерам. Относительная атомная масса водорода равна:

$$A_r(\text{H}) = 1.$$

Сравните ее с относительной атомной массой кислорода и убедитесь, что атомы водорода во много раз легче.

Атомы водорода соединяются с атомами других химических элементов, образуя сложные вещества. Как химический элемент водород входит в состав воды, кислот, природного газа, нефти, глюкозы и мно-

гих других веществ. В растительных и животных организмах, включая и человеческий, химический элемент водород содержится главным образом в составе воды и самых разнообразных органических веществ.

Водород как простое вещество

Молекулы водорода образованы двумя атомами химического элемента водорода. Формула его H_2 .

Относительная молекулярная масса простого вещества водорода равна:

$$M_r(H_2) = A_r(H) \cdot 2 = 1 \cdot 2 = 2.$$

Следовательно, молярная масса водорода равна:

$$M(H_2) = 2 \text{ г/моль}.$$

Молярный объем водорода, как кислорода и других газов при нормальных условиях, равен:

$$V_m(H_2) = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

В виде простого вещества водород встречается на Земле лишь в небольшом количестве в вулканических и некоторых других природных газах. Молекулы водорода H_2 обнаружены в верхних слоях земной атмосферы. В Солнечной системе простое вещество водород входит в состав атмосфер планет — Юпитера, Сатурна, Урана.



Недавние исследования Юпитера, самой большой планеты Солнечной системы, позволили ученым высказать предположение, что под водородной атмосферой этой планеты находится океан жидкого водорода. Глубина этого океана — десятки тысяч километров. Ядро планеты составляет оболочка, состоящая из твердого водорода.

История открытия водорода

Еще в XVI в. Парацельсом было замечено, что при действии кислот на железо и другие металлы выделяется газ. Первоначально его называли «горючим воздухом». Спустя примерно 100 лет горение водорода на воздухе описал Р. Бойль и этот газ научились собирать. Во второй половине XVIII в. английский ученый Г. Кавендиш подробно исследовал свойства «горючего воздуха». Он установил, что этот газ

Генри Кавендиш

(1731—1810)

Английский химик и физик. Исследовал свойства многих газов, получил чистый водород и описал его свойства, установил качественный состав воды. Его именем названа всемирно известная научная лаборатория в Кембриджском университете (Англия).



при сгорании на воздухе образует воду. Г. Кавендиша считают первооткрывателем водорода (1766).

Вывод о том, что «горючий воздух» представляет собой простое вещество, был сделан в 1784 г. французским химиком А. Лавуазье. Он и дал этому веществу латинское название, которое происходило от греческих слов «хюдор» — вода и «геннао» — рождаю. В те годы под элементами подразумевали простые вещества, которые нельзя далее разложить на составные части. Поэтому у химического элемента водорода такое же название, как и у простого вещества H_2 .



Рис. 94. Водород — самый легкий газ

Физические свойства водорода

Водород при нормальных условиях находится в газообразном состоянии. Это бесцветный газ, у которого нет запаха и вкуса.

Молекула водорода самая легкая из молекул всех веществ. Поэтому газообразный водород по плотности значительно уступает воздуху и кислороду — он в 14,5 раза легче воздуха и в 16 раз легче кислорода. В этом легко убедиться на опыте.

Если наполнить три одинаковых резиновых шарика водородом, углекислым газом и кислородом, крепко завязать их ниткой и выпустить из рук одновременно, то они поведут себя по-разному (рис. 94). Шарик с водородом

дом быстро поднимется к потолку, а шарики с углекислым газом и кислородом опустятся на пол. Быстрее окажется на полу шарик с углекислым газом.



Поскольку водород, как мы знаем, в 14,5 раза легче воздуха, им заполняли воздушные шары и дирижабли. Первыми поднялись на воздушном шаре французские физики Ф. Робер и Ж. Шарль (1783). В августе 1887 г. полет на воздушном шаре, наполненном водородом, с научной целью совершил Д. И. Менделеев.

Из-за своей малой массы и размеров молекулы водорода способны проникать через стенки сосуда, в котором содержится этот газ. Убедимся в этом на примере того же шарика с водородом. Даже если тщательно завязать его ниткой, спустя некоторое время шарик «сдуется». При повышенной температуре и давлении водород способен проникать и через стенки металлических сосудов.



Некоторые металлы при повышенной температуре поглощают водород, впитывая его, как губка воду. Например, в образце металла палладия объемом 1 дм³ растворяется водород объемом свыше 800 дм³. При нагревании насыщенного водородом палладия этот газ легко выделяется обратно. Палладий и некоторые другие металлы могут служить как бы аккумуляторами водорода.

При нормальных условиях растворимость водорода в воде меньше, чем кислорода, — 0,0016 г водорода на 1 дм³ воды. Поскольку водород малорастворим, в лаборатории его собирают методом вытеснения воды (см. рис. 68) или воздуха.

У водорода самые низкие после благородного газа гелия температуры кипения (–252,8 °С) и плавления (–259,2 °С).

Водород — наиболее распространенный элемент во Вселенной.

Простое вещество водород Н₂ — самый легкий газ, у которого нет запаха, цвета, вкуса.

Водород мало растворяется в воде, его можно собирать методом вытеснения воды и воздуха.

Вопросы и задания

1. В каком случае речь идет о водороде как о простом веществе:
а) водород входит в организм человека; б) растворимость водорода в воде мала; в) массовая доля водорода в воде H_2O равна 0,11?
2. В трех одинаковых по массе и по объему колбах находятся водород, кислород и воздух. Как, не проводя химических реакций, можно узнать, в какой колбе содержится водород?
3. Что обозначают записи: H , 2H , H_2 , 2H_2 ?
4. Вычислите массу молекулярного водорода химическим количеством 0,3 моль.
5. Вычислите массу водорода: а) в воде химическим количеством 1 моль; б) в метане (CH_4) химическим количеством 0,5 моль.
6. Сколько атомов содержится в порции молекулярного водорода массой 20 г?
7. Во сколько раз водород объемом 100 дм^3 легче кислорода, взятого таким же объемом?

§ 26. Химические свойства водорода

Водород вступает в химические реакции с простыми и сложными веществами. Однако при обычных условиях водород малоактивен. Для его взаимодействия с другими веществами необходимо создать условия: повысить температуру, применить катализатор и др.

Реакции водорода с простыми веществами

При нагревании водород вступает в реакции соединения с простыми веществами — кислородом, хлором, азотом, серой.

Если поджечь на воздухе чистый водород, выходящий из газоотводной трубки, он горит ровным, еле заметным пламенем. Теперь поместим трубку с горящим водородом в банку с кислородом (рис. 95).

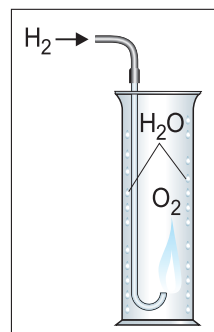
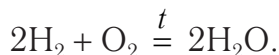


Рис. 95. Схема горения водорода в кислороде

Горение водорода продолжается, при этом на стенках банки видны капли воды, образующейся в результате реакции:



При горении водорода выделяется много теплоты. Температура кислородно-водородного пламени достигает больше 2000 °С.

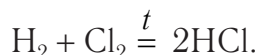
Химическая реакция водорода с кислородом относится к реакциям соединения. В результате реакции образуется оксид водорода (вода). Это значит, что произошло окисление водорода кислородом, т. е. эту реакцию мы можем назвать и реакцией окисления.

Если же в пробирку, опрокинутую вверх дном, собрать немного водорода методом вытеснения воздуха, а затем поднести к ее отверстию горящую спичку, то раздастся громкий «лающий» звук небольшого взрыва смеси водорода с воздухом. Такую смесь называют «гремучей».

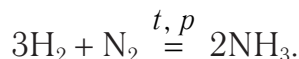


Способность водорода в смеси с воздухом образовывать «гремучий газ» часто являлась причиной катастроф на воздушных шарах, заполненных водородом. Нарушение герметичности оболочки шара приводило к пожару и даже взрыву. В наше время воздушные шары заполняют гелием или постоянно нагнетаемым горячим воздухом.

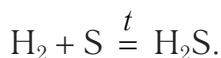
В атмосфере хлора водород сгорает с образованием сложного вещества — хлороводорода. При этом протекает реакция:



Реакция водорода с азотом происходит при повышенной температуре и давлении в присутствии катализатора. В результате реакции образуется аммиак NH_3 :



Если струю водорода направить на расплавленную в пробирке серу, то у ее отверстия ощутится запах тухлых яиц. Так пахнет газ сероводород H_2S — продукт реакции водорода с серой:





Водород способен не только растворяться в некоторых металлах, но и реагировать с ними. При этом образуются химические соединения, называемые гидридами (NaH — гидрид натрия). Гидриды некоторых металлов используют как горючее в ракетных двигателях на твердом топливе, а также при получении термоядерной энергии.

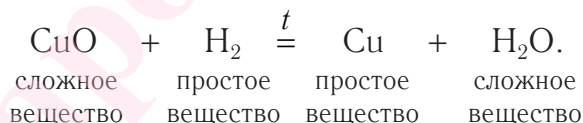
Реакции водорода со сложными веществами

Водород реагирует при повышенной температуре не только с простыми, но и со сложными веществами.

Рассмотрим в качестве примера его реакцию с оксидом меди(II) CuO (рис. 96).

Пропустим водород над нагретым порошком оксида меди(II) CuO . По мере протекания реакции цвет порошка изменяется с черного на коричнево-красный. Это цвет простого вещества меди Cu . В ходе реакции на холодных частях пробирки появляются капли жидкости. Это еще один продукт реакции — вода H_2O . Отметим, что в отличие от простого вещества меди вода — сложное вещество.

Уравнение реакции оксида меди(II) с водородом:



Водород в реакции с оксидом меди(II) проявляет способность отнимать у оксида металла кислород, тем самым восстанавливать металл из этого оксида. В результате происходит *восстановление* меди из сложного вещества CuO до металлической меди (Cu).



Реакции восстановления — это реакции, в ходе которых сложные вещества отдают атомы кислорода другим веществам.

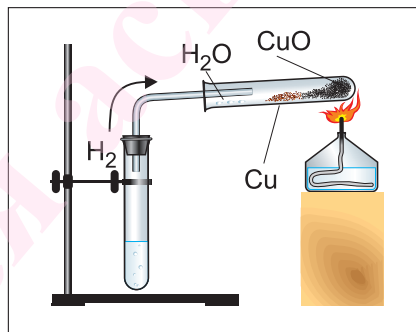


Рис. 96. Схема установки для взаимодействия водорода с оксидом меди(II)

Вещество, отнимающее атомы кислорода, называют *восстановителем*. В реакции с оксидом меди(II) восстановитель — водород. Так же реагирует водород и с оксидами некоторых других металлов, например PbO, HgO, MoO₃, WO₃ и др. Окисление и восстановление всегда взаимосвязаны между собой. Если одно вещество (H₂) окисляется, то другое (CuO) — восстанавливается, и наоборот.

При нагревании водород реагирует с кислородом, хлором, азотом, серой.

Восстановление — это отдача атомов кислорода сложными веществами другим веществам.

Процессы окисления и восстановления взаимосвязаны между собой.

Вопросы и задания

1. Почему в опытах с водородом необходимо соблюдать особую осторожность?
2. К какому из известных вам типов химических реакций относятся реакции водорода с кислородом, хлором, азотом и серой?
3. Какие химические реакции называют реакциями восстановления? Приведите примеры.
4. Составьте уравнения реакций водорода со следующими оксидами: а) Cu₂O; б) HgO; в) MoO₃.
5. Допишите уравнения, расставьте коэффициенты в уравнениях химических реакций. Какие из приведенных реакций относятся к реакциям замещения и реакциям восстановления? Укажите, какое вещество является восстановителем в реакциях:
а) $H_2 + \dots \rightarrow Pb + H_2O$; б) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$; в) $H_2 + WO_3 \rightarrow \dots + H_2O$.
6. Рассчитайте объем (н. у.) газообразного хлороводорода HCl, который образуется в реакции хлора Cl₂ массой 71 г и водорода H₂.
7. Вычислите массу меди, которую можно получить при восстановлении водородом H₂ оксида меди(II) массой 80 г.

8. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

§ 27. Понятие о кислотах

В тексте нашего учебника вам уже неоднократно встречалось слово «кислота». Много раз, конечно, вы слышали это слово и в повседневной жизни. При приготовлении пищи используются уксусная и лимонная кислоты, в домашней аптечке есть борная кислота, в аккумуляторах автомашин заливают серную кислоту и т. д. Отметим, что и в быту, и в производственной деятельности людей используются в основном водные растворы кислот.

Познакомимся поближе с этими веществами.

Состав кислот

В большинстве случаев в состав молекул кислот входят только атомы неметаллов. На рисунке 97 представлены шаровые модели молекул некоторых кислот и их формулы. Что общего у этих молекул? Ответ прост — в них входят атомы водорода.

Обратим внимание, что в состав молекулы *хлороводорода*, кроме атома водорода H, входит атом хлора Cl, молекулы *азотной кислоты* — группа атомов NO_3 , молекулы *серной кислоты* — SO_4 , молекулы *фосфорной кислоты* — PO_4 .

Атом Cl, группы атомов NO_3 , SO_4 , PO_4 , а также другие атомы и группы атомов в составе кислот называют *кислотными остатками*.

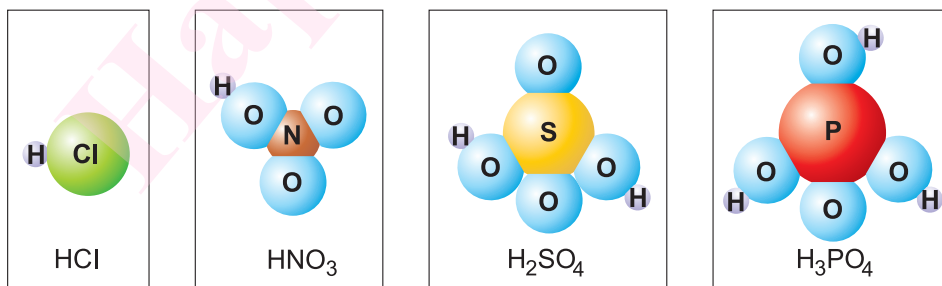


Рис. 97. Шаровые модели молекул кислот

! Кислоты — сложные вещества, в состав которых входят атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.

Кислотные остатки в молекулах кислот соединены с атомами водорода в соответствии со своей валентностью. Как можно ее определить? Водород всегда одновалентен. Значит, если кислотный остаток в молекуле кислоты соединен с одним атомом водорода, то его валентность равна единице, если с двумя атомами — двум, а с тремя — трем.

При написании формул кислот сначала пишут атомы водорода, а потом кислотные остатки.

В таблице 8 представлены названия и формулы кислот, с которыми вы будете встречаться при изучении основ химии. Здесь же даны формулы кислотных остатков, которые входят в состав этих кислот, их валентность и названия.

Таблица 8. Состав кислот и их названия

Название кислоты	Формула кислоты	Формула, валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl(I)	Хлорид
Азотная	HNO ₃	NO ₃ (I)	Нитрат
Сероводородная	H ₂ S	S(II)	Сульфид
Сернистая	H ₂ SO ₃	SO ₃ (II)	Сульфит
Серная	H ₂ SO ₄	SO ₄ (II)	Сульфат
Кремниевая	H ₂ SiO ₃	SiO ₃ (II)	Силикат
Угльная	H ₂ CO ₃	CO ₃ (II)	Карбонат
Фосфорная	H ₃ PO ₄	PO ₄ (III)	Фосфат

При обычных условиях кислоты существуют в жидком и твердом агрегатных состояниях. Так, фосфорная кислота H₃PO₄ при комнатной температуре — твердое вещество. При этих же условиях серная кис-

лота H_2SO_4 — это не имеющая запаха вязкая жидкость. Она почти в 2 раза тяжелее воды. Хлороводородная кислота HCl — раствор газа хлороводорода в воде. Она имеет еще и историческое название «соляная кислота». Раствор этой кислоты имеет характерный запах.

В большинстве случаев кислоты растворяются в воде. Исключение — кремниевая кислота H_2SiO_3 . Водные растворы хлороводородной, серной и фосфорной кислот не имеют окраски. Безводная азотная кислота при хранении желтеет.

Поскольку в состав всех кислот входят атомы водорода, то кислоты обладают общими свойствами: 1) изменяют окраску некоторых органических веществ; 2) имеют кислый вкус (пробовать кислоты на вкус, как и любые другие вещества, запрещается — можно получить ожог полости рта!); 3) оказывают разъедающее действие на кожу человека, ткани, бумагу, древесину и другие материалы.

Есть вещества, которые, как и кислоты, содержат атомы водорода, но кислотными свойствами не обладают, например метан CH_4 , аммиак NH_3 , вода H_2O и др. Следовательно, не все вещества, содержащие атомы водорода, относят к кислотам.

Меры предосторожности при работе с кислотами

Кислоты — едкие вещества. Попадание кислот на кожу или в глаза может привести к болезненным химическим ожогам. Обращаться с кислотами нужно очень осторожно. При работе с ними следует надевать специальные халаты, перчатки, очки. При попадании кислоты на кожу или в глаза ее необходимо немедленно смыть большим количеством воды, а затем пораженный участок промыть раствором пищевой соды. В случае необходимости следует обратиться в медпункт.

Понятие об индикаторах

Некоторые органические вещества изменяют свою окраску в присутствии кислот и ряда других веществ. Такие вещества называют *индикаторами*, что в переводе с латинского означает «указатель».



Индикаторы — это органические вещества, которые изменяют свою окраску в присутствии кислот и ряда других веществ.



Рис. 98. Окрашка лабораторных индикаторов в воде: 1 — лакмуса; 2 — метилоранжа; 3 — фенолфталеина; 4 — универсальной индикаторной бумаги

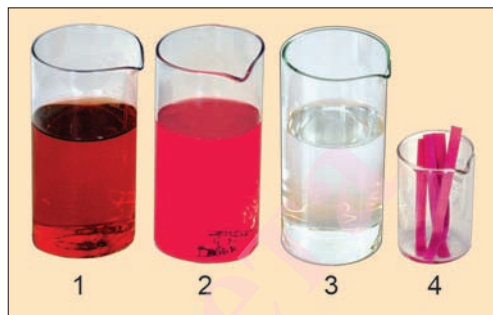


Рис. 99. Окрашка индикаторов в растворах кислот: 1 — лакмуса; 2 — метилоранжа; 3 — фенолфталеина; 4 — универсальной индикаторной бумаги

На уроках химии для обнаружения в растворах кислот используют индикаторы *лакмус*, *метилоранж* (метилоранж), а также *универсальный* индикатор. Это полоска фильтровальной бумаги, пропитанная смесью индикаторов. Окрашка индикаторов в воде показана на рисунке 98. Индикаторы изменяют свой цвет, если в растворе есть кислоты (рис. 99).

Лабораторный опыт 6

Действие кислот на индикаторы

Испытайте действие хлороводородной и серной кислот на лакмус, метилоранж и универсальный индикатор.

1. В две пробирки с растворами HCl и H_2SO_4 добавьте по 1—2 капли раствора лакмуса. Отметьте изменение цвета растворов.
2. В две другие пробирки с растворами тех же кислот добавьте по 1—2 капли раствора метилоранжа. Отметьте наблюдаемые изменения.
3. Налейте в пробирки новые порции кислот и опустите в каждую из них полоску универсальной индикаторной бумаги. Отметьте, в какой цвет она окрашивается.

Сравните свои наблюдения с данными таблицы 9.



В растворах кислот изменяют цвет сок краснокочанной капусты, вишни, черноплодной рябины, цветки фиалки и др.

Таблица 9. Окраска индикаторов и универсальной индикаторной бумаги в воде и растворах кислот

Название вещества	Окраска индикатора и универсальной индикаторной бумаги		
	Лакмус	Метилоранж	Индикаторная бумага
Хлороводородная кислота	Красная	Красная	Красная
Азотная кислота	Красная	Красная	Красная
Серная кислота	Красная	Красная	Красная
Вода	Фиолетовая	Оранжевая	Желтая

В состав кислот входят атомы водорода и кислотные остатки.
Индикаторы — органические вещества, изменяющие свою окраску в присутствии кислот и ряда других веществ.

Вопросы и задания

1. Атомы какого химического элемента входят в состав всех кислот?
2. Заполните таблицу в тетради.

Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
Азотная			
	H_2SiO_3		
		CO_3	
			фосфат

3. В формулах кислот — HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 — подчеркните кислотные остатки и укажите валентность каждого из них.

4. Дайте названия кислотам, формулы которых: H_2S , H_3PO_4 , HNO_3 , H_2SO_4 .

5. Имеются кислотные остатки, валентность которых указана в скобках: $\text{CO}_3(\text{II})$, $\text{PO}_4(\text{III})$, $\text{NO}_3(\text{I})$, $\text{SiO}_3(\text{II})$. Напишите формулы кислот, в состав которых они входят.

6. Из перечисленных веществ выберите кислоты: H_2CO_3 , NH_3 , H_3PO_4 , HF , CH_4 , H_2SO_3 , H_2SiO_3 , AlH_3 .

7. Если фиолетовые чернила добавить в раствор кислоты, то они изменят свой цвет на светло-зеленый. Можно ли использовать чернила в качестве индикатора?

8. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который потребуется для получения хлороводорода химическим количеством 2 моль.

Домашний эксперимент. Приготовьте отвар из листьев краснокочанной капусты. Охладите его и отметьте окраску. К небольшой порции отвара добавьте несколько капель уксусной или лимонной кислоты. Как изменилась окраска раствора? Исследуйте способность изменять окраску под действием кислот у других растений — черники, черной смородины (разбавьте водой немного варенья) и отваров лекарственных трав, имеющих у вас дома.

§ 28. Выделение водорода в реакциях кислот с металлами

Характерное химическое свойство кислот — выделение из них водорода в реакциях с некоторыми металлами. Атомы металлов замещают атомы водорода в молекулах кислот, в результате чего водород выделяется в виде газа.

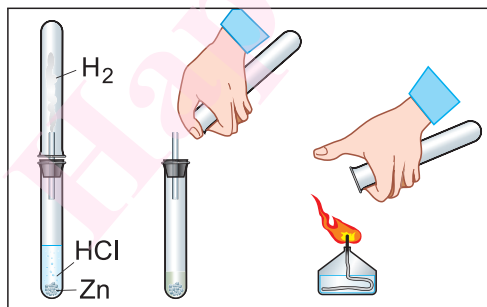


Рис. 100. Получение водорода и проверка его на чистоту

В пробирку с хлороводородной кислотой опустим кусочек цинка. На поверхности металла образуются, а затем выделяются из раствора пузырьки газа. Соберем этот газ в пробирку и поднесем ее к пламени спиртовки (рис. 100). Мы услышим хлопок. Это свидетельствует о наличии в пробирке водорода.

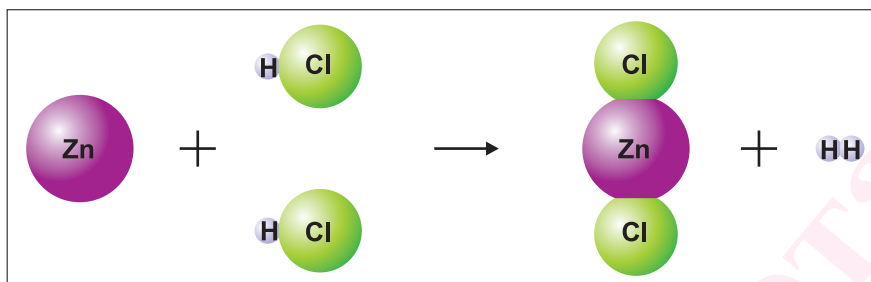
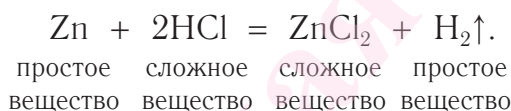


Рис. 101. Схема реакции замещения водорода в кислоте

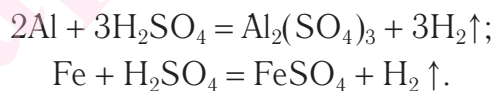
Каплю образовавшегося раствора поместим на стеклянную пластинку и подогреем ее в пламени спиртовки. После испарения воды на пластинке остается вещество белого цвета. Опытным путем можно установить, что состав этого вещества выражается формулой ZnCl_2 .

Теперь мы можем записать уравнение реакции цинка с кислотой:



На рисунке 101 дана схема этой реакции. Из уравнения и поясняющей его схемы видим, что атомы цинка *замещают* атомы водорода в кислоте. В результате из простого вещества цинка и сложного вещества хлороводородной кислоты образуются два новых: сложное вещество ZnCl_2 и простое вещество водород H_2 .

Так же протекают реакции алюминия, железа, других металлов и с раствором серной кислоты:



Эти химические реакции подтверждают, что *кислоты являются сложными веществами, состоящими из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков.*

Лабораторный опыт 7

Взаимодействие кислот с металлами

1. Налейте в три пробирки раствор хлороводородной кислоты объемом примерно $1\text{—}2\text{ см}^3$. В первую опустите кусочек алюминия, во вторую — железа, а в третью — меди.

2. Внимательно наблюдайте за интенсивностью выделения водорода в химических реакциях. Отметьте, в какой из пробирок реакция протекает более активно.

3. Сравните интенсивность выделения водорода H_2 в каждой из пробирок.

Вытеснительный ряд металлов

При проведении опыта вы убедились, что алюминий энергично вытесняет водород из раствора хлороводородной кислоты. С железом реакция вытеснения водорода протекает менее энергично, а с медью вовсе не идет.

По интенсивности вытеснения водорода из кислот металлы можно разместить в ряд:

K Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb (H_2) Cu Hg Ag Pt Au

Его называют **рядом активности** или **вытеснительным рядом металлов**.

Чем левее расположен металл в вытеснительном ряду до водорода (H_2), тем активнее он вытесняет водород из кислот. Металлы, стоящие в ряду правее водорода, из кислот водород не вытесняют.

Зная расположение металлов в вытеснительном ряду, заранее можно предсказать:

1) будут ли реагировать металлы с кислотами с выделением водорода;

2) насколько активно будут протекать эти реакции.

Для получения водорода из кислот в лаборатории или школьном кабинете химии необходимо брать металлы, которые в вытеснительном ряду стоят до водорода. Но не каждый металл подходит для этих целей. Активные металлы натрий и калий реагируют с кислотами со

взрывом, а реакции кислот с оловом и свинцом протекают медленно. Наиболее подходящими металлами для практического получения водорода являются цинк и алюминий. Как вы убедились, при проведении реакций этих металлов с раствором хлороводородной кислоты они протекают спокойно и достаточно быстро.

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

Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до водорода, вытесняют его из кислот.

В лаборатории водород получают в реакции металлов с кислотами.

Вопросы и задания

1. Назовите две кислоты, в молекулах которых могут замещаться на атомы металлов по два атома водорода.

2. Составьте уравнение реакции алюминия с хлороводородной кислотой.

3. Как химическим путем отделить медные опилки от железных в их смеси? Напишите уравнение протекающей реакции.

4. Поставьте в местах пропуска формулы необходимых веществ и расставьте коэффициенты: а) $\text{HCl} + \dots \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{FeCl}_2$; б) $\dots + \text{Al} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \dots + \text{H}_2\uparrow$.

5. С какими металлами реагирует серная кислота: цинк, ртуть, магний, золото? Составьте уравнения соответствующих реакций.

6. Металл магний (избыток) прореагировал с раствором, в котором химическое количество серной кислоты H_2SO_4 равно 0,1 моль. Определите объем (н. у.) выделившегося водорода.

7. Сколько химических реакций с получением водорода можно провести, если в вашем распоряжении имеются металлы — серебро, магний, алюминий, золото, железо и кислоты — серная и соляная? Составьте уравнения возможных химических реакций.

8. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить химические превращения: $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2$.

§ 29. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов



Рис. 102. Образцы различных солей

Как отмечалось в предыдущем параграфе, в реакциях кислот с металлами выделяется простое вещество водород H_2 . Кроме водорода, образуются и сложные вещества: $ZnCl_2$, $MgSO_4$ и др. Это представители класса широко распространенных в химии соединений — **солей** (рис. 102).

Свойства солей будут рассмотрены в главе 6. Здесь же мы рассмотрим состав солей, научимся составлять их формулы, узнаем, как называть соли.

Состав солей

Сравним формулы кислот HCl и H_2SO_4 с формулами солей $ZnCl_2$ и $FeSO_4$. Мы видим, что в этих формулах одинаковые кислотные остатки $Cl(I)$ и $SO_4(II)$. Но в молекулах кислот они соединены с атомами водорода H , а в формульных единицах солей — с атомами цинка Zn и железа Fe . Значит, эти и другие соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов. Вещества, подобные $ZnCl_2$ и $FeSO_4$, относят к классу *солей*.



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

В солях кислотные остатки соединяются с атомами металлов в соответствии с их валентностью. Для составления химической формулы соли необходимо знать валентность атома металла и валентность кислотного остатка. При этом пользуются тем же правилом, что и при составлении формул бинарных соединений (см. § 10). Для солей это правило следующее: **сумма единиц валентности всех атомов металла должна быть равна сумме единиц валентности всех кислотных остатков.**

Для примера составим формулу соли, в которую входят атомы кальция и кислотный остаток фосфорной кислоты $\text{PO}_4(\text{III})$. Кальций проявляет постоянную валентность II, а валентность кислотного остатка PO_4 равна III.

1. Записываем символ атома кальция и рядом формулу кислотного остатка фосфорной кислоты PO_4 , а над ними валентности:



2. Находим наименьшее общее кратное (НОК) валентностей атома кальция и кислотного остатка:

$$\text{НОК} = \text{II} \cdot \text{III} = 6.$$

3. Делим НОК на валентность атома кальция и получаем индекс при атоме металла: $\frac{6}{\text{II}} = 3$.

Делим НОК на валентность кислотного остатка и получаем индекс при кислотном остатке: $\frac{6}{\text{III}} = 2$.

4. Запишем индексы возле знака элемента кальция и кислотного остатка PO_4 :



Итак, искомая формула $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Названия солей

Соли образованы атомами разных металлов и различными кислотными остатками. Поэтому состав солей самый разнообразный. Давайте научимся давать им правильные названия.

Название соли состоит из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже. Например, соль состава NaCl называют «хлорид натрия».

Если входящий в формульную единицу соли атом металла имеет переменную валентность, то она указывается римской цифрой в круглых скобках после его названия. Так, соль FeCl_3 называют «хлорид железа(III)», а соль FeCl_2 — «хлорид железа(II)».

Таблица 10. Названия солей

Кислота	Кислотный остаток	Соль и ее название
HCl	Cl(I)	NaCl — хлорид натрия
H ₂ S	S(II)	K ₂ S — сульфид калия
HNO ₃	NO ₃ (I)	Ba(NO ₃) ₂ — нитрат бария
H ₂ SO ₃	SO ₃ (II)	ZnSO ₃ — сульфит цинка
H ₂ SO ₄	SO ₄ (II)	Al ₂ (SO ₄) ₃ — сульфат алюминия
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ (II)	MgSiO ₃ — силикат магния
H ₂ CO ₃	CO ₃ (II)	CaCO ₃ — карбонат кальция
H ₃ PO ₄	PO ₄ (III)	FePO ₄ — фосфат железа(III)

В таблице 10 приведены названия некоторых солей.

Соли — это вещества немолекулярного строения. Поэтому их состав выражают с помощью формульных единиц. В них отражено соотношение атомов металлов и кислотных остатков. Например, в формульной единице NaCl на один атом Na приходится один кислотный остаток Cl.

По химической формуле соли можно вычислить ее относительную формульную массу M_r , а также молярную массу M , например:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}); \quad M_r(\text{NaCl}) = 24 + 35,5 = 58,5;$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль.}$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O});$$

$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342;$$

$$M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342 \text{ г/моль.}$$

К солям относится не только поваренная соль (NaCl), но и мел, мрамор (CaCO₃), сода (Na₂CO₃), марганцовка (KMnO₄) и др.

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

Соли образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов.

Соли — вещества немолекулярного строения.

Вопросы и задания

1. Какие вещества относятся к солям?
2. Составьте формулы солей, в которых содержится кислотный остаток серной кислоты и атомы металлов — цинка, натрия, железа(III).
3. Назовите следующие соли: Na_2CO_3 , CuCl_2 , Na_2SO_4 , AlPO_4 , AgCl , CaCO_3 .
4. С какими из металлов будет реагировать хлороводородная кислота: магний, алюминий, серебро, золото? Приведите уравнения реакций.
5. В приведенных схемах реакций расставьте коэффициенты, укажите реакции замещения, назовите полученные соли:
а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$; в) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$;
б) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2$; г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$.
6. Рассчитайте химическое количество водорода, который получается в реакции цинка массой 6,5 г с избытком хлороводородной кислоты. Каков объем выделившегося водорода при н. у.?
7. Составьте уравнения и укажите типы химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.
8. Рассчитайте массу соли, которую можно получить в реакции магния (избыток) с фосфорной кислотой массой 24,5 г.

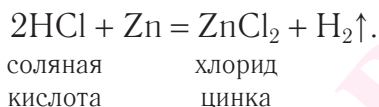
§ 30. Получение водорода и его применение

Водород находит широкое применение в технике и лабораторных исследованиях. Мировое промышленное производство водорода измеряется десятками миллионов тонн в год.

Выбор промышленного способа получения простых веществ зависит от того, в какой форме соответствующий элемент находится в природе. Водород находится в природе преимущественно в соединениях с атомами других элементов. Поэтому для его получения необходимо использовать химические методы. Эти же методы применяют для получения водорода и в лабораторной практике.

Получение водорода в лаборатории

В лабораториях водород получают уже известным вам способом, действуя кислотами на металлы: железо, цинк и др. Поместим на дно пробирки три гранулы цинка и прильем небольшой объем соляной кислоты. Там, где кислота соприкасается с цинком (на поверхности гранул), появляются пузырьки бесцветного газа, которые быстро поднимаются к поверхности раствора:



Атомы цинка замещают атомы водорода в молекулах кислоты, в результате чего образуется простое вещество водород H_2 , пузырьки которого выделяются из раствора. Для получения водорода таким способом можно использовать не только хлороводородную кислоту и цинк, но и некоторые другие кислоты и металлы.

Соберем водород методом вытеснения воздуха, располагая пробирку вверх дном (объясните почему), или методом вытеснения воды (см. рис. 68) и проверим его на чистоту. Пробирку с собранным водородом наклоняем к пламени спиртовки. Глухой хлопок свидетельствует о том, что водород чистый; «лающий» громкий звук взрыва говорит о загрязненности его примесью воздуха.

В химических лабораториях для получения относительно небольших объемов водорода обычно применяют способ разложения воды с помощью электрического тока:



Из уравнения процесса разложения следует, что из 2 моль воды образуются 2 моль водорода и 1 моль кислорода. Следовательно, и соотношение объемов этих газов также равно:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1.$$

Получение водорода в промышленности

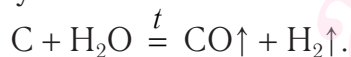
Очевидно, что при огромных объемах промышленного производства сырьем для получения водорода должны быть легкодоступные и дешевые вещества. Такими веществами являются природный газ (метан CH_4) и вода. Запасы природного газа очень велики, а воды — практически неограниченны.

Самый дешевый способ получения водорода — разложение метана при нагревании:



Эту реакцию проводят при температуре около 1000°C .

В промышленности водород также получают, пропуская водяные пары над раскаленным углем:



Существуют и другие промышленные способы получения водорода.

Применение водорода

Водород находит широкое практическое применение. Основные области его промышленного использования показаны на рисунке 103.

Значительная часть водорода идет на переработку нефти. Около 25 % производимого водорода расходуется на синтез аммиака NH_3 . Это один из важнейших продуктов химической промышленности. Производство аммиака и азотных удобрений на его основе осуществляется в нашей стране на ОАО «Гродно Азот». Республика Беларусь поставляет азотные удобрения во многие страны мира.

В большом количестве водород расходуется на получение хлороводородной кислоты. Реакция горения водорода в кислороде используется в ракетных двигателях, выводящих в космос летательные аппараты. Водород применяют и для получения металлов из оксидов. Таким способом получают тугоплавкие металлы молибден и вольфрам.

В пищевой промышленности водород используют в производстве маргарина из растительных масел.

Реакцию горения водорода в кислороде применяют для сварочных работ. Если использовать специальные горелки, то можно повысить

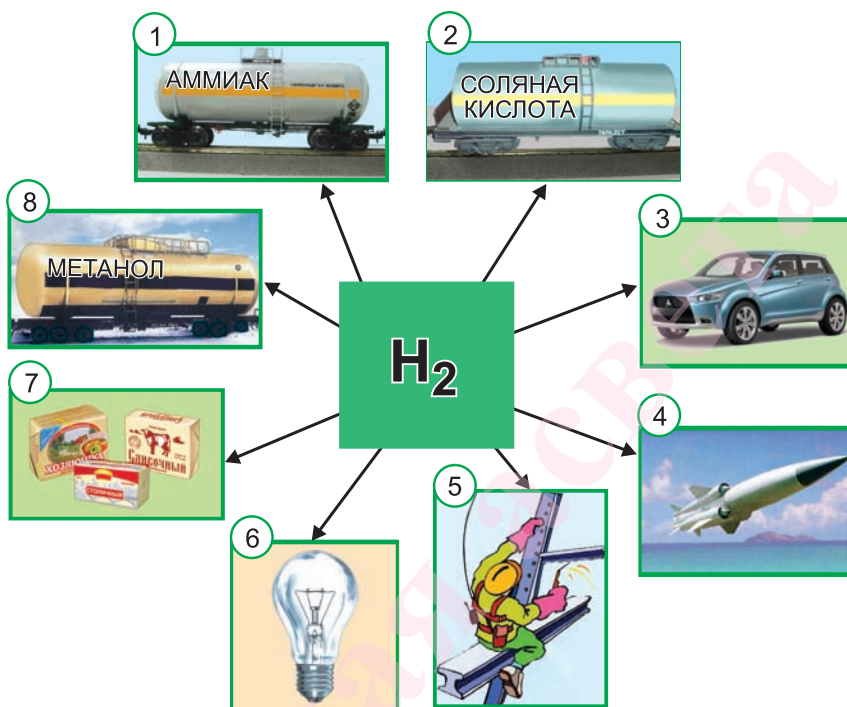


Рис. 103. Применение водорода: 1 — производство минеральных удобрений; 2 — получение соляной кислоты; 3 — водород — автомобильное топливо XXI в.; 4 — топливо для ракетных двигателей; 5 — сварка и резка металлов; 6 — получение тугоплавких металлов; 7 — получение твердых жиров (маргарина); 8 — синтез метилового спирта и других органических продуктов

температуру пламени до 4000 °С. При такой температуре проводят сварочные работы с самыми тугоплавкими материалами.

В настоящее время в ряде стран, в том числе и в Беларуси, начаты исследования по замене невозобновляемых источников энергии (нефти, газа, угля) на водород. При сгорании водорода в кислороде образуется экологически чистый продукт — вода. А углекислый газ, вызывающий парниковый эффект (потепление окружающей среды), не выделяется.

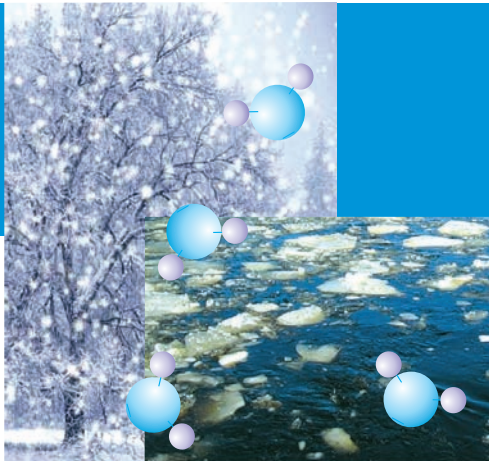
Предполагают, что с середины XXI в. должно быть начато серийное производство автомобилей на водороде. Широкое применение найдут

домашние топливные элементы, работа которых также основана на окислении водорода кислородом.

В лаборатории водород получают действием кислот на металлы. В промышленности для получения водорода используют доступное и дешевое сырье — природный газ, воду. Водород — это перспективный источник энергии XXI в.

Вопросы и задания

1. Какие вещества необходимы для получения водорода в лаборатории?
2. Какие способы получения водорода используют в промышленности?
3. Для изготовления нитей накаливания в электрических лампочках используют металл вольфрам. Как с помощью водорода получить его из оксида вольфрама(VI) WO_3 ?
4. В каком из двух природных химических соединений — воде или метане — массовая доля водорода больше? Докажите это расчетами.
5. Рассчитайте объемы (н. у.) водорода и кислорода, которые можно получить при разложении воды массой 360 г электрическим током.
- 6*. Водород получают термическим разложением метана CH_4 на простые вещества углерод (сажа) и водород. Рассчитайте объем (н. у.) метана, при разложении которого образуются сажа массой 12 кг и водород объемом (н. у.) $44,8 \text{ м}^3$.
7. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:
 - а) $\text{CH}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2$;
 - б*) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$.



Глава 5

Вода

§ 31. Состав и физические свойства воды

Наиболее распространенным оксидом на Земле является оксид водорода H_2O , или вода. Без воды, как и без кислорода, невозможна жизнь человека, животных и растений.

Вода — единственное вещество, существующее на Земле одновременно в трех агрегатных состояниях: жидком, твердом и газообразном. Она является основным компонентом морей и океанов, ледников и айсбергов, облаков и тумана.

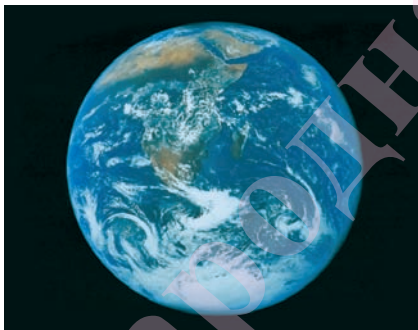


Рис. 104. Вид Земли из космоса

Около 70 % поверхности Земли покрыто океанами, морями, реками и озерами — природными хранилищами воды. Из космоса толстый слой воды имеет голубой цвет (рис. 104), вот почему нашу планету называют голубой.

Вода входит в состав всех живых организмов, а также очень многих минералов.

Состав и строение воды

Как вы уже знаете, молекула воды состоит из трех атомов — двух атомов водорода и одного атома кислорода (рис. 105). Относительная молекулярная масса воды равна:

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

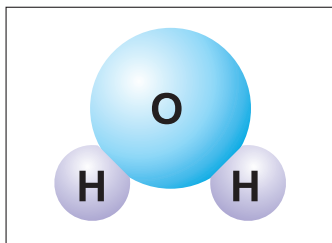


Рис. 105. Модель молекулы воды

Следовательно, молярная масса воды равна:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

Вода — это вещество с молекулярным строением. В твердом (рис. 106) и жидком агрегатных состояниях молекулы воды прочно связаны друг с другом. Этим во многом объясняется целый ряд удивительных физических свойств воды.

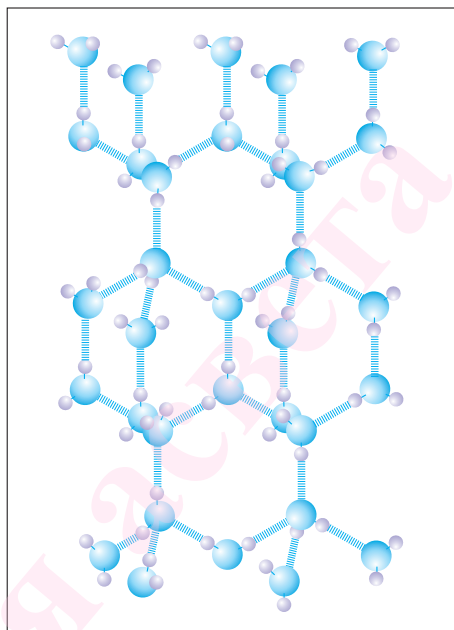


Рис. 106. Строение кристаллов льда

Физические свойства воды

При комнатных условиях вода представляет собой жидкость без вкуса и запаха. В тонком слое вода не имеет цвета. Однако при толщине более 2 м она имеет голубой цвет. Совершенно чистая вода очень плохо проводит электрический ток.



По тому, как проводит электрический ток вода, можно судить о ее чистоте — чем ниже электропроводность, тем чище вода.

У большинства веществ в твердом состоянии плотность выше, чем в жидком. В отличие от них вода в твердом агрегатном состоянии (лед) имеет более низкую плотность, чем в жидком. При 0 °С плотность льда равна примерно 0,92 г/см³, а плотность жидкой воды — примерно 1,00 г/см³. Это означает, что лед легче воды, поэтому он не тонет в ней (рис. 107). Такая особенность воды объясняет, по-



Рис. 107. Лед легче жидкой воды

чему водоемы начинают замерзать не со дна, а с поверхности и очень редко промерзают до самого дна. Это защищает живые организмы, обитающие в реках и морях, от гибели.

У воды высокая теплоемкость, поэтому она медленно нагревается, но и медленно остывает. Это позволяет морям и океанам накапливать тепло летом (и днем) и высвобождать его зимой (и ночью), что предотвращает рез-

кие колебания температуры воздуха на нашей планете в течение года (и суток). Моря и океаны служат своеобразными аккумуляторами тепла на нашей планете.

При нормальном давлении (101,3 кПа) температура кипения воды равна 100 °С. При понижении давления температура кипения воды понижается. Например, в горах на высоте около 5000 м давление существенно ниже нормального (примерно в два раза), поэтому вода закипает в этих условиях при температуре около 84 °С. Понятно, что варить продукты до готовности в горах необходимо более длительное время. И наоборот, в скороварке, где создается высокое давление, вода закипает при температуре выше 100 °С, что позволяет быстрее приготавливать пищу.

Вода как растворитель

С совершенно чистой водой, не содержащей никаких других веществ, большинство людей никогда не встречается. Такая вода используется только в специальных целях.

Почти все жидкости, с которыми мы сталкиваемся в повседневной жизни и деятельности, представляют собой растворы различных веществ.



Раствор — это однородная смесь двух и более веществ.

Одно из веществ, входящих в состав раствора, называется *растворителем*, а остальные — *растворенными веществами*. Очень часто растворителем является вода. Вода может растворять твердые, жидкие и газообразные вещества.

Все природные воды содержат растворенные соли. Их легко обнаружить экспериментально, выпарив воду на часовом стекле. Кроме солей, вода может растворять различные газы. Их присутствие (правда, не всегда) можно обнаружить экспериментально. Например, поместив пробирку с холодной водой из-под крана в теплое место, через некоторое время можно заметить у стенок пробирки пузырьки. Это растворенные газы (преимущественно кислород) выделяются из раствора при его нагревании до комнатной температуры (рис. 108). Многие жидкости также хорошо растворимы в воде. Например, серная кислота и спирт неограниченно растворяются в воде. В таком случае говорят, что вещество смешивается с водой в любых соотношениях.

Из-за хорошей растворимости многих веществ в воде ее иногда называют универсальным растворителем.

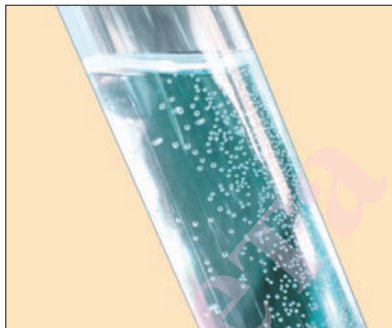


Рис. 108. Выделение растворенных газов из воды

Вода не имеет вкуса, цвета (в тонком слое) и запаха, кипит при $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, а переходит в твердое состояние при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Плотность твердой воды меньше, чем жидкой.

Раствор — это однородная смесь двух и более веществ.

Вода является универсальным растворителем — она хорошо растворяет многие твердые, жидкие и газообразные вещества.

Вопросы и задания

1. Какими физическими свойствами обладает вода?
2. Во сколько раз молекула воды тяжелее молекулы водорода и легче молекулы кислорода?

3. Как можно судить о чистоте воды по ее электропроводности?
4. Почему лед не тонет в воде?
5. Какое число молекул и атомов содержится в воде массой 72 г?
6. Вычислите массовые доли атомов водорода и кислорода в воде.
7. Почему вода в море имеет практически одну и ту же температуру в течение суток?
8. Почему высоко в горах, чтобы приготовить мясо, его надо очень долго варить, а некоторые сорта мяса вообще нельзя приготовить таким образом?

§ 32. Химические свойства воды

При обычных условиях вода является достаточно активным веществом по отношению к другим веществам. Это означает, что со многими из них она вступает в химические реакции.

Взаимодействие с оксидами неметаллов

Если струю газообразного оксида углерода(IV) CO_2 (углекислого газа) направить в воду, то часть его растворится в ней (рис. 109). При этом в растворе протекает химическая реакция соединения, в результате которой образуется новое вещество — угольная кислота H_2CO_3 :



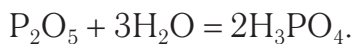
Собирая углекислый газ над водой, Дж. Пристли обнаружил, что часть газа растворяется в воде и придает ей приятный терпкий вкус. По сути дела, Пристли впервые получил напиток типа газированной, или содовой, воды.

Реакция соединения происходит также, если к воде прибавить твердый оксид фосфора(V) P_2O_5 . При этом протекает хими-



Рис. 109. Растворение углекислого газа в воде

ческая реакция с образованием фосфорной кислоты H_3PO_4 (рис. 110):



Испытаем растворы, полученные при взаимодействии CO_2 и P_2O_5 с водой, индикатором метиловым оранжевым. Для этого прибавим по 1—2 капли



Рис. 110. Реакция соединения оксида фосфора(V) с водой

раствора индикатора к полученным растворам. Цвет индикатора изменится с оранжевого на красный, что говорит о присутствии кислот в растворах. Значит, при взаимодействии CO_2 и P_2O_5 с водой действительно образовались кислоты H_2CO_3 и H_3PO_4 .

Оксиды, подобные CO_2 и P_2O_5 , которые при взаимодействии с водой образуют кислоты, относят к *кислотным оксидам*.



Кислотные оксиды — это оксиды, которым соответствуют кислоты.

Некоторые из кислотных оксидов и соответствующих им кислот приведены в таблице 11. Обратите внимание, что это оксиды элементов неметаллов. Как правило, оксиды неметаллов являются *кислотными оксидами*.

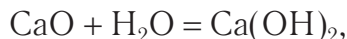
Таблица 11. Кислотные оксиды и соответствующие им кислоты

Кислотный оксид	Кислота	Название кислоты
CO_2	H_2CO_3	Угльная
P_2O_5	H_3PO_4	Фосфорная
SO_2	H_2SO_3	Сернистая
SO_3	H_2SO_4	Серная
N_2O_5	HNO_3	Азотная

Взаимодействие с оксидами металлов

С оксидами металлов вода реагирует иначе, чем с оксидами неметаллов.

Исследуем взаимодействие оксида кальция CaO с водой. Для этого поместим в стакан с водой небольшое количество CaO и тщательно перемешаем. При этом протекает химическая реакция:



в результате которой образуется новое вещество $\text{Ca}(\text{OH})_2$, относящееся к классу оснований. Таким же образом реагируют с водой оксиды лития, натрия. При этом также образуются основания, например:



Подробнее с основаниями вы познакомитесь в следующем параграфе. Оксиды металлов, которым соответствуют основания, называют *основными оксидами*.



Основные оксиды — это оксиды, которым соответствуют основания.

В таблице 12 приведены формулы некоторых основных оксидов и соответствующих им оснований. Заметьте, что, в отличие от кислотных оксидов, в состав основных оксидов входят атомы металлов. Большинство оксидов металлов — это *основные оксиды*.

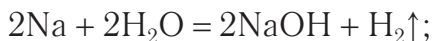
Несмотря на то что каждому основному оксиду соответствует основание, не все основные оксиды взаимодействуют с водой, подобно CaO , образуя основания.

Взаимодействие с металлами

При обычных условиях активные металлы (К, Na, Ca, Ba и др.) бурно реагируют с водой:

Таблица 12. Основные оксиды и соответствующие им основания

Основный оксид	Основание
Na_2O	NaOH
CaO	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
MgO	$\text{Mg}(\text{OH})_2$
CuO	$\text{Cu}(\text{OH})_2$
FeO	$\text{Fe}(\text{OH})_2$



В этих реакциях выделяется водород и образуются растворимые в воде основания.

Как химически активное вещество вода вступает в реакции со многими другими веществами, но об этом вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

Вода — химически активное вещество. Она вступает в реакции с кислотными и основными оксидами, активными металлами.

При взаимодействии воды с большинством кислотных оксидов образуются соответствующие кислоты.

Некоторые основные оксиды при реакции с водой образуют растворимые основания.

При обычных условиях вода реагирует с наиболее активными металлами. При этом образуются растворимые основания и водород.

Вопросы и задания

1. В какой цвет и почему окрасится лакмус в растворах, полученных растворением в воде следующих веществ: N_2O_5 , SO_3 ?

2. Укажите, какие из оксидов являются кислотными, а какие — основными: Cl_2O_7 , Li_2O , P_2O_3 , FeO , BaO , NiO , N_2O_5 , SiO_2 ?

3. При взаимодействии каких веществ с водой может образоваться основание $\text{Ba}(\text{OH})_2$? Составьте уравнения соответствующих реакций.

4. Вставьте формулы необходимых веществ и расставьте коэффициенты в полученных схемах реакций:



5. Определите объемы (н. у.) водорода и кислорода, необходимых для получения воды химическим количеством 0,4 моль.

6. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3$; б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$.

7. Рассчитайте массу серной кислоты, которую можно получить из оксида серы(VI) массой 160 г.

8. Назовите кислотные оксиды, которые соответствуют следующим кислотам: H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 .

§ 33. Понятие об основаниях

Как вы уже знаете, при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой образуются основания — соединения, не принадлежащие ни к одному из известных вам до сих пор классов: оксидов, солей или кислот.

Основания как сложные вещества

Испытаем с помощью индикатора раствор, полученный в результате реакции оксида кальция CaO с водой. Для этого прибавим к нему 1—2 капли раствора метилового оранжевого. Окраска раствора изменится с оранжевой на желтую (рис. 111). Это свидетельствует о том, что в полученном растворе присутствует не кислота, а какое-

то новое вещество, изменяющее цвет индикатора. Подобно оксиду кальция, с водой реагируют и некоторые другие оксиды, например оксид натрия Na_2O :



В результате взаимодействия оксидов кальция и натрия с водой образуются вещества $Ca(OH)_2$ и $NaOH$. Они похожи тем, что в их состав входят атомы металлов и группы **ОН**, называемые **гидроксогруппами** (от греческого

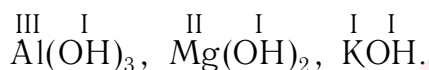


Рис. 111. Окраска индикаторов в растворах оснований: 1 — лакмуса; 2 — метилоранжа; 3 — фенолфталеина; 4 — универсальной индикаторной бумаги

слова «hydrog», которое означает «вода»). Такие вещества относятся к классу *оснований*.

! Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.

Валентность гидроксогруппы равна единице. Зная это, легко составить формулу любого основания: **число групп OH в формуле основания всегда равно валентности атома металла**, например:



В то же время по формуле основания можно легко определить валентность атомов содержащегося в нем металла — она **равна числу гидроксогрупп в формуле данного основания**. Например, в формуле основания $\text{Fe}(\text{OH})_2$ две гидроксогруппы, следовательно, валентность атома железа в этом веществе равна II, а в основании $\text{Cr}(\text{OH})_3$ валентность атомов хрома равна III.

Как же называются основания? Известно, что продукты соединения воды с веществами называются *гидратами*. Если с водой соединяются оксиды металлов, то образуются **гидраты оксидов металлов**, или сокращенно **гидроксиды металлов**. Поэтому вещества $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и NaOH , образующиеся при взаимодействии оксидов кальция и натрия с водой, называются «гидроксид кальция» и «гидроксид натрия».

По растворимости в воде основания делятся на растворимые и нерастворимые. Растворимые в воде основания называют **щелочами**. К их числу относятся KOH , NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и некоторые другие.

Обнаружить присутствие растворимых в воде оснований (щелочей) можно по изменению окраски индикаторов. Кроме известных вам лакмуса и метилоранжа, для этих целей можно использовать еще один индикатор — *фенолфталеин*. Он не имеет окраски в воде и в растворе кислоты (см. рис. 98, 99), но в присутствии щелочей этот индикатор окрашивается в малиновый цвет (см. рис. 111, табл. 13).

Таблица 13. Окраска индикаторов и универсальной индикаторной бумаги в воде и в растворах кислот и оснований

Вещества	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин	Индикаторная бумага
Вода	Фиолетовая	Оранжевая	Нет окраски (бесцветная)	Желтая
Растворы кислот	Красная	Красная	Нет окраски (бесцветная)	Красная
Растворы оснований	Синяя	Желтая	Малиновая	Синяя

Лабораторный опыт 8

Действие растворимых оснований на индикаторы

В три пробирки налейте по 1—2 см³ раствора гидроксида натрия. В первую из них добавьте 1—2 капли раствора метилового оранжевого, во вторую — лакмуса, в третью — фенолфталеина.

Сравните наблюдаемые изменения окраски с данными таблицы 13.

Меры предосторожности при работе с водными растворами оснований

Водные растворы оснований (щелочей) являются едкими веществами. При работе с ними следует избегать их попадания в глаза, на кожные покровы и одежду. Для этого следует использовать защитные очки, резиновые перчатки и халат. В случае попадания раствора щелочи на кожу необходимо немедленно промыть пораженный участок сильной струей холодной воды, а затем обработать его раствором борной кислоты из аптечки.

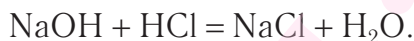
Реакция нейтрализации

Как было показано, растворимые в воде основания — щёлочи — легко обнаружить с помощью индикаторов. Однако если к раствору гидроксида натрия NaOH прибавить фенолфталеин, а затем хлороводородную кислоту, то появившаяся вначале малиновая окраска после добавления кислоты исчезает (рис. 112). Это свидетельствует о том,



Рис. 112. Реакция нейтрализации щелочи кислотой

что кислота как бы уничтожила, или нейтрализовала, основание. Реакцию между кислотой и основанием, протекающую в этом случае, называют *реакцией нейтрализации*:



! Реакция нейтрализации — это реакция между основанием и кислотой, в результате которой образуются соль и вода.

Реакция нейтрализации не относится ни к одному из известных вам до сих пор типов реакций (разложения, соединения, замещения). Это реакция нового типа — *реакция обмена*.

! Реакциями обмена называются реакции между сложными веществами, в ходе которых они обмениваются своими составными частями.

Основание состоит из атомов металла и гидроксогрупп, а кислота — из атомов водорода и кислотного остатка. В результате реакции исходные вещества обменялись своими составными частями (рис. 113):



Рис. 113. Схема реакции нейтрализации

атом металла соединился с кислотным остатком, а атом водорода — с группой OH .

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.

Реакция между основанием и кислотой, в ходе которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации.

Реакция обмена — реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями.

Вопросы и задания

1. Из перечисленных веществ выберите основания: NaCl , NaOH , H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KNO_3 , CuO , KOH , Fe_2O_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, H_3PO_4 , AgNO_3 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$.
2. Составьте формулы оснований, содержащих атомы следующих металлов: $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{Cu}(\text{II})$, Na , K , Al .
3. Какую окраску приобретает лакмус, метилоранж и фенолфталеин в растворе, содержащем KOH ?
4. Какие типы химических реакций вы знаете? Для каждого типа приведите по одному уравнению химической реакции.
5. В трех пробирках находятся растворы: CaCl_2 , HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Как можно распознать данные вещества?
6. Даны вещества: HCl , H_2SO_4 , KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Составьте уравнения всех возможных реакций нейтрализации между ними.
7. Составьте формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам: Fe_2O_3 , BaO , K_2O , CaO .
8. Чему равна валентность атомов металлов в следующих основаниях: CuOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, LiOH ?

Практическая работа 6

Реакция нейтрализации

Цель: изучить действие кислот и щелочей на индикаторы, взаимодействие кислот с основаниями.

I. Действие кислот и щелочей на индикаторы.

Используя один из индикаторов, распознайте в выданных вам пробирках 1 и 2 растворы веществ — гидроксида натрия и хлороводородной кислоты. Для этого в каждую пробирку добавьте по 1—2 капли раствора индикатора и определите, в какой из них находится раствор щелочи, а в какой — раствор кислоты.

II. Реакция нейтрализации.

1. В пробирку с обнаруженной вами хлороводородной кислотой и добавленным индикатором прилейте по каплям из второй пробирки раствор щелочи, постоянно встряхивая смесь. Щелочь прибавляйте до тех пор, пока окраска раствора не станет такой, которую имеет водный раствор индикатора (см. табл. 13). Составьте уравнение реакции нейтрализации, назовите образовавшуюся соль.

2. В чистую пробирку налейте 1—2 см³ раствора гидроксида натрия и добавьте к нему 1—2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте появление интенсивной малиновой окраски. Нейтрализуйте щелочь разбавленной серной кислотой. Составьте уравнение реакции, назовите образовавшуюся соль.

§ 34. Вода в природе

Вода — одно из самых важных веществ для всех живых организмов, в том числе и для человека. Наш организм примерно на 60—65 % состоит из воды. Большинство химических процессов в организме человека протекает в водных растворах. Все биологические жидкости в нашем организме (кровь, лимфа) представляют собой водные растворы. Если вода не поступает в организм, происходит его отравление продуктами жизнедеятельности. Вот почему без пищи человек может прожить дольше (примерно 50—60 дней), чем без воды (примерно 5—10 дней).



Человек тяжело переносит обезвоживание. Потеря примерно 6—8 % влаги приводит к повышению температуры тела, покраснению кожи, учащению сердцебиения и дыхания, появлению мышечной слабости и головокружению. При температуре 30 °С потеря 15—20 % влаги в большинстве случаев заканчивается смертью.

Каждый человек в сутки должен выпивать примерно 2 дм³ свободной и связанной воды (соки, супы, чай, напитки, молоко, фрукты и т. д.). Это нужно для того, чтобы возместить потери воды вследствие ее выделения с мочой и испарения через кожу и легкие.



В среднем за свою жизнь человек потребляет (и выделяет в виде мочи и пота) около 70 т воды.

Вода требуется для самых различных бытовых нужд: умывания, туалета, приготовления пищи, стирки и уборки. В таблице 14 приведены данные о средней потребности человека в воде для бытовых нужд.

Вода необходима также для многих производств. В таблице 15 приведены данные о примерном расходе воды для производства различных промышленных продуктов и материалов. Следует отметить, что для бытовых нужд необходима чистая пресная вода, а для многих производств — даже еще чище, т. е. морская вода для этих целей непригодна.

Общая масса воды на нашей планете огромна — около $1,45 \cdot 10^{21}$ кг. Основная ее часть (более 97 %) находится в морях и океанах.

Природная вода, содержащая небольшие количества по-

Таблица 14. Средний расход воды на бытовые нужды на 1 человека в день

Цель расхода	Расход, дм ³ /день
Приготовление пищи	6
Туалет	40
Стирка и уборка	40
Ванна	40
Умывание	15
Мытье посуды	7

Таблица 15. Примерный расход воды на производство различных продуктов массой 1 кг

Продукт	Расход воды, дм ³ /кг
Алюминий	8400
Рис	4200
Каучук	2500
Сахар	1000
Мука	620
Сталь	290

сторонних веществ, называется пресной, и только она пригодна для питья и приготовления пищи. На долю пресной приходится лишь небольшая часть (менее 3%) всех водных ресурсов Земли. Причем более $\frac{3}{4}$ запасов пресной воды находится на полюсах (Северном и Южном) нашей планеты в виде ледников и в настоящее время практически недоступны для использования.

Круговорот воды в природе

Вода в природе совершает непрерывный круговорот (рис. 114). При нагревании океанов, морей, озер и рек под действием солнечных лучей происходит испарение. При переходе воды из жидкого в газообразное состояние она освобождается от минеральных веществ, преимущественно солей. Водяные пары поднимаются в верхние слои атмосферы и там конденсируются либо в жидкость (капли), либо в лед (снежинки). После этого вода выпадает на землю в виде дождя или снега. Дождевая вода (или снег) попадает в реки, моря, океаны или впитывается в землю, образуя подземные воды. Они попадают в реки, моря, океаны, и после этого описанный цикл снова повторяется. Этот процесс и называется **круговоротом воды в природе**.

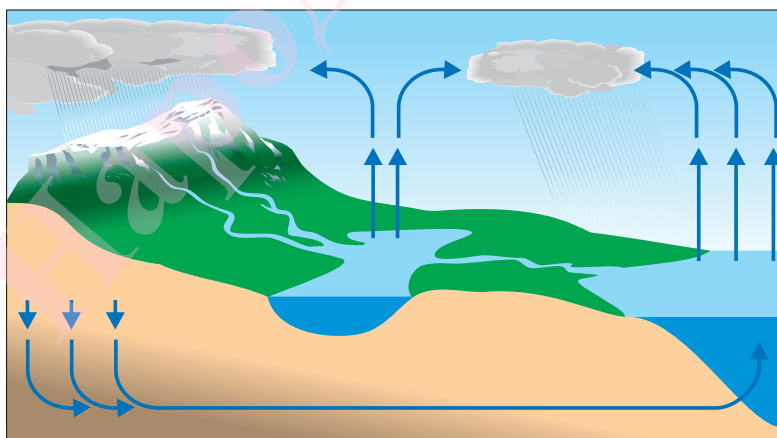


Рис. 114. Схема круговорота воды в природе

Дождевая вода и снег — это самая чистая природная вода. Если в месте выпадения дождя или снега в атмосфере содержатся вредные газообразные выбросы предприятий и транспорта (оксиды серы и азота), то они растворяются в воде, и на землю выпадают кислотные дожди. Как только вода попадает на землю, она загрязняется веществами с ее поверхности.

Схема очистки питьевой воды

Основными источниками чистой воды для населения городов и поселков являются реки, озера и подземные воды. Прежде чем попасть к нам в дом, вода из этих водоемов проделывает длинный путь через систему водоочистки (рис. 115).

Вначале с помощью фильтров из воды удаляют крупные предметы (палки, сучья, бытовые отходы и т. п.), а затем проводят предварительное хлорирование с помощью газообразного хлора. Это делается для того, чтобы уничтожить основную массу различных вредных микроорганизмов.

Затем следует обработка химическими реагентами, фильтрация через песок и дополнительное хлорирование для надежной дезинфекции воды. После этого на некоторых очистительных станциях в воду добавляют специальные добавки, например фториды, способствующие укреплению эмали зубов, проводят доведение кислотности воды до принятого уровня и т. д.

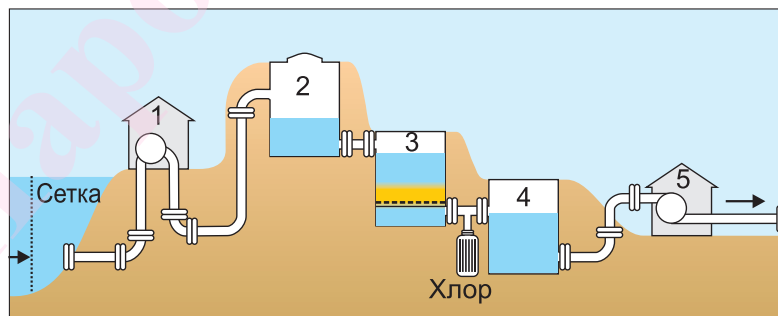


Рис. 115. Схема очистки питьевой воды: 1 — насос для подачи воды; 2 — отстойник; 3 — песчаный фильтр; 4 — хранилище чистой воды; 5 — насос для подачи воды потребителям

Широкое использование газообразного хлора для обеззараживания воды связано с его высокой активностью против различных болезнетворных микроорганизмов и низкой стоимостью. Однако даже небольшие количества свободного хлора придают воде неприятный специфический привкус. Кроме того, некоторые хлорсодержащие вещества, образующиеся при действии хлора на органические примеси, чрезвычайно токсичны и обладают канцерогенной (вызывающей онкологические заболевания) и мутагенной (вызывающей генные мутации) активностью.



Самым токсичным в настоящее время веществом небелковой природы является диоксин, который легко образуется при действии хлора на некоторые органические вещества.

В последнее время для обеззараживания воды стали использовать озон. Он обладает очень сильным дезинфицирующим действием. В экологическом отношении озон безопаснее, чем хлор. В настоящее время распространение этого метода обеззараживания сдерживает лишь относительно высокая, по сравнению с хлором, стоимость озона, что приводит к удорожанию очищенной воды.

Охрана водоемов

С ростом численности населения Земли и увеличением выпуска промышленной и сельскохозяйственной продукции потребление чистой воды значительно возрастает. Однако природные ресурсы чистой воды на нашей планете не бесконечны. Поэтому необходимо заботиться о чистоте и сохранении источников чистой воды. В большинстве случаев такими источниками являются природные водоемы — реки и озера.

Основными путями загрязнения водоемов различными вредными веществами являются сточные воды промышленных и сельскохозяйственных предприятий, бездумное использование минеральных удобрений, ядохимикатов и химических средств защиты растений в сельском хозяйстве, непродуманная организация различных свалок промышленных и бытовых отходов.

Вредные вещества, содержащиеся в сточных водах или смываемые с поверхности почвы дождевой водой, поступают в природные водоемы и из них возвращаются обратно к человеку с питьевой водой, поскольку в процессе очистки они, как правило, удаляются не полностью. Это может приводить к различным отравлениям и болезням. Кроме того, вредные вещества оказывают губительное воздействие на все живые организмы в водоемах, что может вызвать гибель их обитателей.

Для защиты водоемов от вредных выбросов необходимо на уже действующих предприятиях устанавливать системы очистки сточных вод от вредных веществ. Новые производства следует проектировать в расчете на замкнутые системы водоснабжения. Рациональное использование минеральных удобрений и химических препаратов в сельском хозяйстве также позволит защитить водоемы от попадания в них токсичных веществ.

Вопросы и задания

1. Какой из природных источников воды наиболее чистый?
2. Какие источники загрязнения природных вод вам известны? Приведите примеры экологических катастроф, приводящих к загрязнению источников воды.
3. Массовая доля воды в организме человека в среднем равна 63 %. Рассчитайте массу воды, содержащейся в вашем организме.
4. Для каких целей можно использовать дистиллированную воду?
5. Почему человек без пищи может прожить дольше, чем без воды?
6. Используя приведенные в параграфе данные о среднем суточном потреблении воды, рассчитайте, какой ее объем потребляет ваша семья в течение недели.
7. В результате каких процессов в природе происходит очистка воды?
8. Найдите в учебнике 5 уравнений реакций, в результате которых образуется вода. Укажите тип каждой из реакций.

Глава 6

Основные классы неорганических соединений



Все неорганические вещества делятся на несколько классов, важнейшими из которых являются *оксиды, кислоты, основания и соли*. Первоначальные сведения об этих веществах вы уже получили. Теперь вам предстоит познакомиться с ними более подробно и систематизировать свои знания.

§ 35. Оксиды

Вы уже знаете, что самым распространенным элементом на Земле является кислород. Его атомы, соединяясь с атомами других элементов, образуют огромное количество сложных неорганических веществ, среди которых важное место занимают **оксиды**.

Состав оксидов

В состав любого оксида входят атомы двух химических элементов, один из которых — кислород, например: H_2O , Al_2O_3 , P_2O_5 , CuO , Cl_2O_7 . Всего известно около трехсот разных оксидов. Их общая химическая формула — $\text{Э}_x\text{O}_y$, где буква Э обозначает символ химического элемента, образующего оксид, О — символ кислорода, а буквы x и y — индексы, обозначающие число атомов в молекулах или в формульных единицах оксидов.

Поскольку валентность атомов кислорода в оксидах всегда равна II, а валентность атомов других элементов принимает значения от I до VIII, состав оксидов выражается формулами, приведенными в следующей таблице.

Валентность элемента Э	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общие формулы оксидов	$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$	ЭO_4
Примеры оксидов	H_2O Li_2O Na_2O K_2O Ag_2O	MgO CaO BaO ZnO CuO FeO	Al_2O_3 Fe_2O_3 Cr_2O_3	CO_2 SiO_2	N_2O_5 P_2O_5	SO_3 CrO_3	Cl_2O_7 Mn_2O_7	OsO_4

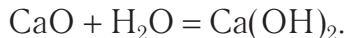
Классификация оксидов

Поскольку оксидов известно очень много, возникает необходимость классификации этих веществ по их химическим свойствам, т. е. по способности превращаться в другие вещества.

Вы уже знаете, что оксиды могут реагировать с водой, превращаясь при этом в соединения двух типов — кислоты и основания. Так, например, оксид фосфора(V) P_2O_5 , присоединяя воду, превращается в кислоту H_3PO_4 :



а оксид кальция CaO , взаимодействуя с водой, превращается в основание $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Иначе говоря, *оксиду фосфора соответствует кислота, а оксиду кальция соответствует основание*. Исходя из этого, оксиды можно разделить на две большие группы — *кислотные и основные оксиды*.

К кислотным относятся оксиды, которым соответствуют кислоты. Наряду с P_2O_5 , кислотными являются также оксиды: CO_2 , SiO_2 , SO_2 , N_2O_5 , SO_3 и некоторые другие. Всем им соответствуют кислоты.

Кислотный оксид	IV II CO_2	IV II SiO_2	IV II SO_2	V II P_2O_5	VI II SO_3
Кислота	H_2CO_3	H_2SiO_3	H_2SO_3	H_3PO_4	H_2SO_4

Обратите внимание! Кислотными являются оксиды неметаллов, атомы которых чаще всего проявляют валентность III, IV, V, VI.

К основным относятся оксиды, которым соответствуют основания. Кроме CaO , основными являются оксиды: Na_2O , K_2O , BaO , FeO , CuO и ряд других. Всем этим оксидам соответствуют основания.

Основный оксид	I II Na_2O	I II K_2O	II II BaO	II II FeO	II II CuO
Основание	I I NaOH	I I KOH	II I Ba(OH)_2	II I Fe(OH)_2	II I Cu(OH)_2

Обратите внимание! В состав большинства основных оксидов входят атомы металлов, валентность которых равна I и II.

Оксиды в природе

Оксиды содержатся в каждой из трех оболочек нашей планеты — в атмосфере, гидросфере, литосфере.

Самым распространенным оксидом в атмосфере и гидросфере является вода H_2O , а в литосфере — оксид кремния(IV) SiO_2 , встречающийся в виде красивых кристаллов кварца (рис. 116) и кварцевого песка.

В воздухе содержится небольшое количество оксида углерода(IV) (углекислого газа). Вместе с водой он участвует в процессе фотосинтеза, в результате которого зеленые растения выделяют в окружающую среду кислород.

Наибольшее количество оксидов встречается в литосфере. Они входят в состав почвы, горных пород, руд и минералов.



Рис. 116. Кристаллы кварца

Оксиды делятся на кислотные и основные. Кислотным оксидам соответствуют кислоты, а основным — основания.

Оксиды широко распространены в природе.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры нескольких оксидов. Чему равна валентность атомов кислорода в оксидах?
2. Из предложенных оксидов — SO_3 , CaO , Na_2O , CO , P_2O_5 , NO , MgO , N_2O , SiO_2 — выберите: а) кислотные оксиды; б) основные оксиды.
3. Перечислите известные вам кислотные оксиды и напишите формулы соответствующих им кислот.
4. Перечислите известные вам основные оксиды и напишите формулы соответствующих им оснований.
5. Какой оксид наиболее распространен в гидросфере, а какой — в литосфере?

§ 36. Химические свойства оксидов

Так как химический состав кислотных и основных оксидов различен, они отличаются своими химическими свойствами.

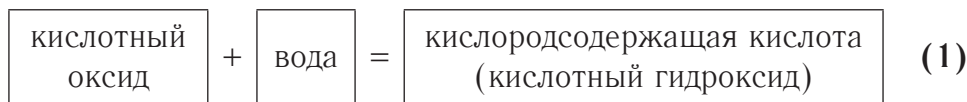
1. Химические свойства кислотных оксидов

а) Взаимодействие с водой

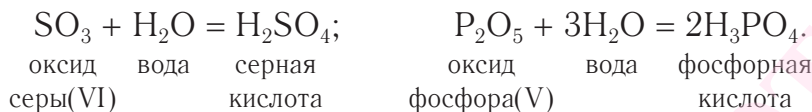
Вы уже знаете, что продукты взаимодействия оксидов с водой называются «гидроксиды»:

оксид	+	вода	=	гидрат оксида, или гидроксид
-------	---	------	---	------------------------------

Поскольку оксиды, вступающие в эту реакцию, делятся на кислотные и основные, то и образующиеся из них гидроксиды также делятся на кислотные и основные. Таким образом, кислотные оксиды (кроме SiO_2) реагируют с водой, образуя кислотные гидроксиды, которые являются кислородсодержащими кислотами:



Например:



Каждому кислотному оксиду соответствует кислородсодержащая кислота, относящаяся к кислотным гидоксидам. Несмотря на то что оксид кремния SiO_2 с водой не реагирует, ему тоже соответствует кислота H_2SiO_3 , но ее получают другими способами.

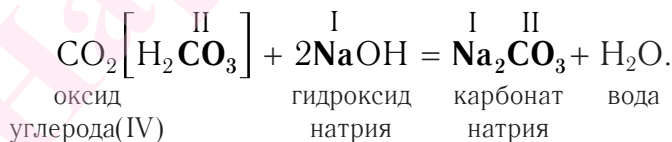
б) Взаимодействие со щелочами

Все кислотные оксиды реагируют со щелочами по общей схеме:

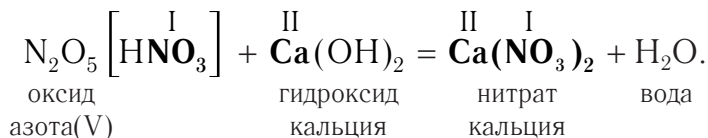


В образующейся соли валентность атомов металла такая же, как и в исходной щелочи. Кроме того, *в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду.*

Например, если в реакцию вступает кислотный оксид CO_2 , которому соответствует кислота H_2CO_3 (указана в квадратных скобках), то в состав соли будет входить остаток этой кислоты — CO_3 , валентность которого, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид N_2O_5 , которому соответствует кислота HNO_3 (указана в квадратных скобках), то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты — NO_3 с валентностью, равной I:



Обратите внимание! В уравнениях реакций формулы кислот, указанные в квадратных скобках, обычно не записываются. Они даны для того, чтобы вы лучше поняли материал.

Поскольку все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

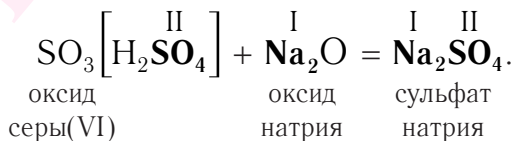
! Кислотными называются оксиды, реагирующие со щелочами с образованием солей и воды.

в) Реакции с основными оксидами

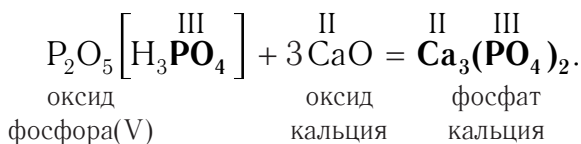
Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием солей в соответствии с общей схемой:



В образующейся соли валентность атомов металла такая же, как и в исходном основном оксиде. Следует запомнить, что *в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду*, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид SO_3 , которому соответствует кислота H_2SO_4 (указана в квадратных скобках), то в состав соли будет входить остаток этой кислоты — SO_4 , валентность которого равна II:



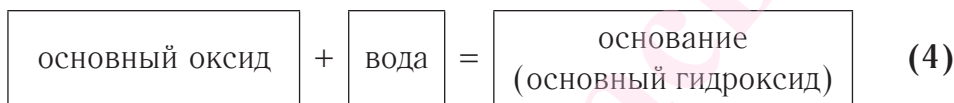
Если же в реакцию вступает кислотный оксид P_2O_5 , которому соответствует кислота H_3PO_4 (указана в квадратных скобках), то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты — PO_4 с валентностью, равной III:



2. Химические свойства основных оксидов

а) Взаимодействие с водой

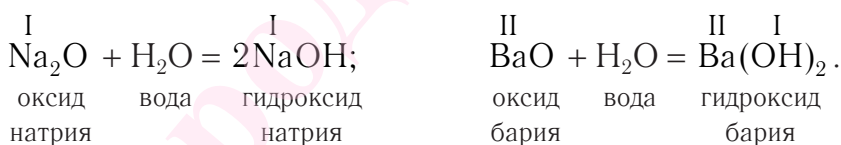
Вы уже знаете, что в результате взаимодействия основных оксидов с водой образуются основные гидроксиды, которые иначе называются основаниями:



К таким основным оксидам относятся оксиды: Li_2O , Na_2O , K_2O , CaO , BaO .

При написании уравнений соответствующих реакций следует помнить, что *валентность атомов металла в образующемся основании равна его валентности в исходном оксиде*.

Напишем уравнения реакций, протекающих по приведенной схеме:



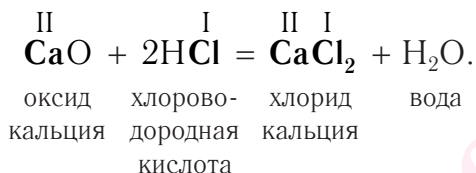
Основные оксиды, образованные такими металлами, как Cu , Fe , Cr , с водой не реагируют. Соответствующие им основания получают другими способами.

б) Взаимодействие с кислотами

Практически все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей по общей схеме:



Следует помнить, что в образующейся соли валентность атомов металла такая же, как в исходном оксиде, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте:



Поскольку все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

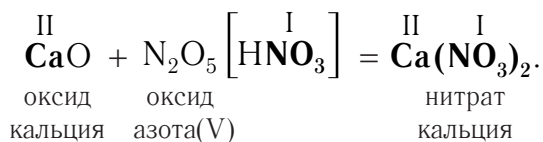
! Основными называются оксиды, реагирующие с кислотами с образованием солей и воды.

в) Взаимодействие с кислотными оксидами

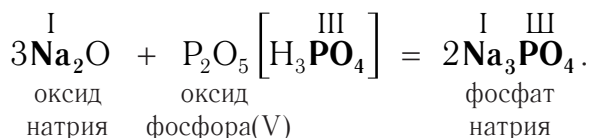
Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей в соответствии с общей схемой:



В образующейся соли валентность атомов металла такая же, как и в исходном основном оксиде. Кроме того, следует запомнить, что в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид N_2O_5 , которому соответствует кислота HNO_3 (указана в квадратных скобках), то в состав соли будет входить остаток этой кислоты — NO_3 , валентность которого, как вы уже знаете, равна I:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид P_2O_5 , которому соответствует кислота H_3PO_4 (указана в квадратных скобках), то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты — PO_4 с валентностью, равной III:



Поскольку рассмотренные нами кислотные и основные оксиды в результате различных реакций *образуют соли*, их называют *солеобразующими*. Существует, однако, небольшая группа оксидов, которые в аналогичных реакциях *не образуют солей*, поэтому их называют *несолеобразующими*. Это оксиды: $\overset{II}{CO}$, $\overset{I}{N_2O}$ и $\overset{II}{NO}$.

Все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды.

Все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды.

Кислотные и основные оксиды являются солеобразующими. Несолеобразующие оксиды — CO , N_2O , NO .

Основания и кислородсодержащие кислоты являются гидроксидами.

Вопросы и задания

1. С веществами каких классов реагируют основные оксиды? Напишите уравнения реакций: оксида бария с водой; оксида калия с хлороводородной кислотой; оксида натрия с оксидом серы(VI).

2. С веществами каких классов реагируют кислотные оксиды? Напишите уравнения реакций: оксида серы(VI) с водой; оксида фосфора(V) с оксидом калия; оксида азота(V) с гидроксидом кальция.

3. Сколько различных солей можно получить, имея в своем распоряжении простые вещества: натрий, углерод, кальций, фосфор и кислород. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения: барий \rightarrow оксид бария \rightarrow фосфат бария; сера \rightarrow оксид серы(IV) \rightarrow сернистая кислота; фосфор \rightarrow оксид фосфора(V) \rightarrow фосфат магния.

5. Углекислый газ прореагировал с гидроксидом кальция, в результате чего образовалась соль CaCO_3 массой 5 г. Рассчитайте объем (н. у.) исходного углекислого газа и массу прореагировавшего с ним основания.

6. Фосфор массой 12,4 г сожгли в кислороде. Образовавшийся оксид фосфора(V) полностью прореагировал с оксидом натрия. Рассчитайте: а) химическое количество образовавшегося оксида фосфора; б) химическое количество прореагировавшего с ним оксида натрия; в) массу образовавшейся соли.

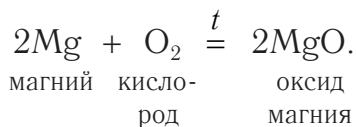
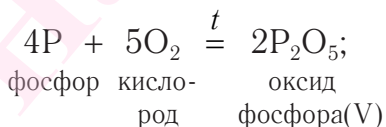
§ 37. Получение и применение оксидов

Получение оксидов

Оксиды получают различными способами.

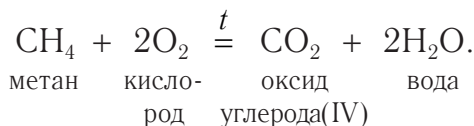
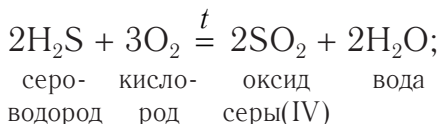
1. Взаимодействие простых веществ с кислородом

Некоторые оксиды образуются в результате сжигания в кислороде (или на воздухе) соответствующих простых веществ. Так можно получить оксиды углерода(IV), серы(IV), фосфора(V), магния и других неметаллов и металлов:

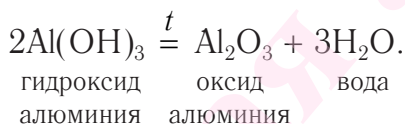
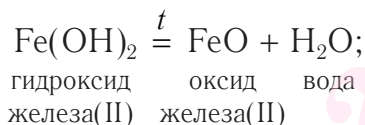


2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом

Оксиды можно получать также сжиганием в кислороде (или на воздухе) некоторых сложных веществ, например:



3. Термическое разложение нерастворимых оснований
Например:



Применение оксидов

Один из наиболее широко использующихся оксидов — вода H_2O , о применении которой в быту, технике и промышленности вы уже знаете.

Разнообразное применение находят и некоторые другие оксиды. Так, например, из оксида железа(III) Fe_2O_3 , входящего в состав железных руд, в промышленности получают железо, а из оксида алюминия Al_2O_3 — алюминий. Оксид алюминия применяют также для изготовления искусственных драгоценных камней — рубина и сапфира. Мелкие кристаллы этого оксида применяются также в производстве наждачной бумаги.

Оксид углерода(IV) (углекислый газ) используют в пищевой промышленности для изготовления всех газированных напитков, для увеличения срока сохранности фруктов и овощей. Этим веществом наполняют углекислотные огнетушители. Твердый оксид углерода(IV) под названием «сухой лед» (рис. 117) применяют для хранения мороженого, для сильного охлаждения различных материалов.



Рис. 117. Сухой лед

Достаточно широко используется и оксид серы(IV) SO_2 (сернистый газ). Он находит применение в производстве серной кислоты, для дезинфекции складских помещений, уничтожения вредных насекомых и бактерий, отбеливания бумаги.

Оксид кремния(IV) SiO_2 в виде кварцевого песка используется в производстве стекла и бетона. Вместе с оксидом свинца(II) PbO он применяется для изготовления полудрагоценных камней и украшений («кристаллы Сваровски»).

Оксид кальция CaO под названием «негашеная известь» применяют при изготовлении различных строительных материалов. Оксиды некоторых других металлов находят применение в производстве красок. Так, например, Fe_2O_3 используют для изготовления краски коричневого, Cr_2O_3 — зеленого, ZnO и TiO_2 — белого цветов.

Оксиды образуются при взаимодействии кислорода с простыми и сложными веществами.

Оксиды можно получить термическим разложением нерастворимых оснований.

Оксиды находят широкое практическое применение в промышленности и в быту.

Оксиды — вода H_2O и углекислый газ CO_2 — участвуют в процессе фотосинтеза.

Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения оксидов.
2. Какие оксиды образуются при горении в кислороде простых веществ — серы, угля и алюминия? Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Назовите оксиды, которые образуются при горении в кислороде сложных веществ — CH_4 и H_2S .

4. Рассчитайте массу гидроксида железа(III), при термическом разложении которого образуется вода массой 10,8 г.

5. Рассчитайте химическое количество и массу оксида меди(II), образующегося в результате термического разложения гидроксида меди(II) массой 19,6 г.

6. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который прореагирует с оксидом меди(II) массой 19,6 г.

§ 38. Кислоты

Другой очень важный класс неорганических веществ — **кислоты**. Они встречаются в природе, находят применение в быту, используются для получения различных веществ.

Состав кислот

Вы уже знаете, что в состав молекул кислот входят атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.

Примеры кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 . Если число атомов водорода в их молекулах обозначить буквой x , а кислотные остатки — Cl , NO_3 , SO_4 , PO_4 — буквой A , то состав всех кислот можно выразить общей формулой $\text{H}_x A$. Число x чаще всего принимает значения от 1 до 3 и называется *основностью* кислоты.

Классификация кислот

Поскольку число известных кислот огромно (более 500), их классифицируют по следующим признакам.

1) По числу атомов водорода в молекулах (т. е. по основности) кислоты делятся на:

- **одноосновные** — с **одним** атомом водорода в молекулах, например: HCl , HBr , HNO_3 ;
- **двухосновные** — с **двумя** атомами водорода в молекулах, например: H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 ;
- **трехосновные** — с **тремя** атомами водорода в молекулах, например: H_3PO_4 , H_3BO_3 .

2) По наличию или отсутствию атомов кислорода в молекулах различают кислоты:

- бескислородные — HCl , HBr , H_2S ;
- кислородсодержащие — HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 .

Напомним, что все кислородсодержащие кислоты относятся к кислотным гидроксидам. Например, фосфорная кислота H_3PO_4 — гидроксид фосфора(V); серная кислота H_2SO_4 — гидроксид серы(VI).

Кислоты в природе

Кислоты довольно широко распространены в природе. До сих пор вы наиболее часто сталкивались с ними, употребляя в пищу продукты кислого вкуса — фрукты, кефир, квашеную капусту и маринованные овощи, в которых содержатся различные кислоты. Многим из вас, конечно же, кислый вкус не очень нравится, но кислые продукты необходимы организму так же, как и сладкие. Поэтому давайте узнаем, где в природе содержатся эти полезные кислоты. Наиболее часто они образуются в растениях и содержатся в их плодах или листьях, которые мы употребляем в пищу. В разных растениях образуются разные кислоты: в лимонах — лимонная, в яблоках — яблочная, а в щавеле — щавелевая. Известны также природные кислоты, которые содержатся в организмах некоторых насекомых, например муравьев (муравьиная кислота).

Молочная кислота, придающая кислый вкус кефиру, образуется при скисании молока или капусты, а уксусная кислота — при скисании вина. Все эти кислоты относятся к органическим кислотам, с которыми вы познакомитесь позже.

Неорганические кислоты, которые вы изучаете сейчас, также встречаются в природе. Например, сероводородная (H_2S) и угольная (H_2CO_3) кислоты содержатся в водах некоторых минеральных источников. Соляная кислота (HCl) входит в состав желудочного сока человека. Азотная и серная кислоты в небольших количествах встречаются в дождевой воде («кислотные дожди»).

Кислоты классифицируются по числу атомов водорода в молекулах (по основности) и по наличию в них атомов кислорода.

Кислоты широко распространены в природе.

Вопросы и задания

1. Из предложенного ряда формул — CO , H_2SO_4 , KOH , H_2S , CaCO_3 , HCl , SO_2 , HNO_3 , H_3PO_4 , NaCl , H_2CO_3 — выберите формулы кислот и назовите их.

2. Что такое основность кислоты? Какие из предложенных кислот — HNO_3 , H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 , H_3BO_3 — являются одноосновными; двухосновными; трехосновными?

3. Напишите химические формулы кислот: а) одноосновной кислородсодержащей; б) двухосновной бескислородной; в) одноосновной бескислородной; г) двухосновной кислородсодержащей; д) трехосновной кислородсодержащей. Назовите эти кислоты.

4. Где в природе встречаются кислоты?

5. Рассчитайте общую массу смеси азотной и фосфорной кислот, если их химические количества равны соответственно 0,2 моль и 0,3 моль. Чему равно общее число молекул кислот в этой смеси?

§ 39. Химические свойства кислот

В состав молекулы любой кислоты обязательно входят атомы водорода, связанные с различными кислотными остатками. Такое подобие состава молекул обуславливает подобие химических свойств кислот. Оно выражается в том, что кислоты в водных растворах проявляют схожие химические свойства, называемые *кислотными свойствами*. Знание этих свойств очень важно для дальнейшего изучения химии, поэтому познакомимся с ними более подробно и систематизируем изученный ранее материал.

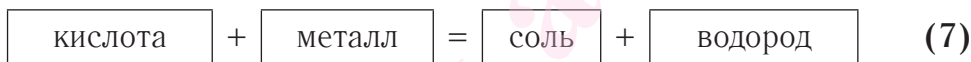
1. Изменение окраски индикаторов

Вы уже знаете, что для доказательства наличия кислоты или щелочи в растворе можно использовать особые вещества — *индикаторы*.

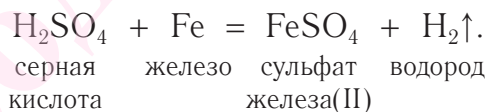
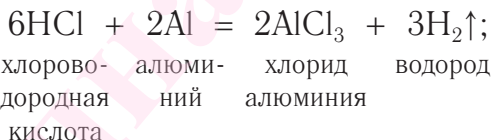
Вспомните, в какие цвета окрашены растворы индикаторов лакмуса, метилоранжа и фенолфталеина. Как изменяется их окраска в растворах кислот?

2. Взаимодействие с металлами

Из материала предыдущих тем вам известно, что в водных растворах многие *кислоты реагируют с металлами, расположенными в ряду активности левее* H_2 (например, Mg, Al, Zn, Fe). В результате этих реакций образуются сложные вещества — соли и выделяется газообразное простое вещество — водород:



В такие реакции вступают как бескислородные (HCl, HBr), так и кислородсодержащие (H_2SO_4 , H_3PO_4) кислоты, например:



Реакции этого типа, как вы уже знаете, относятся к *реакциям замещения*: атомы металлов замещают (вытесняют) атомы водорода из молекул кислот.

Следует помнить, что *металлы, расположенные в ряду активности правее* H_2 (Cu, Ag, Hg и др.), *с указанными кислотами в водных растворах не реагируют*.

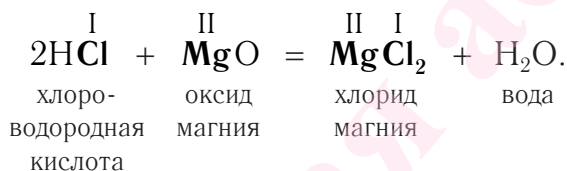
3. Реакции с основными оксидами

Еще в младших классах, изучая математику, вы узнали, что от перемены мест слагаемых сумма не изменяется: $2 + 3 = 5$; $3 + 2 = 5$.

Похожее правило есть и в химии: если в уравнении реакции исходные вещества поменять местами, то ее продукты от этого не изменятся. Так, например, изучив ранее химические свойства основных оксидов, вы узнали, что они реагируют с кислотами с образованием солей и воды. Зная это, вы можете теперь смело утверждать, что **кислоты** реагируют с основными оксидами, образуя те же продукты — соли и воду:



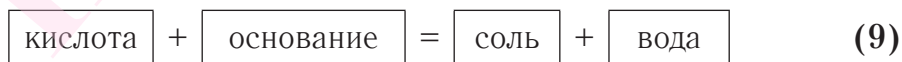
Пример уравнения реакции, протекающей в соответствии с этой схемой:



Как вам уже известно, эти реакции относятся к *реакциям обмена*, поскольку в процессе взаимодействия исходные сложные вещества обмениваются своими составными частями.

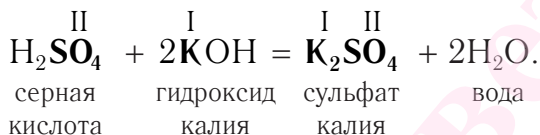
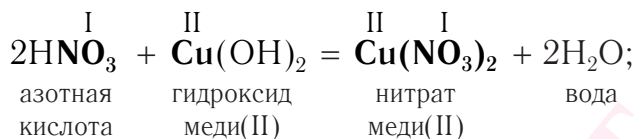
4. Взаимодействие с основаниями

Изучая химические свойства оснований, вы узнали, что они реагируют с кислотами с образованием солей и воды. А что же тогда образуется при взаимодействии кислот с основаниями? Правильно, те же самые продукты — соли и вода! Мы еще раз убедились в том, что состав **конечных веществ** не зависит от того, в каком порядке смешиваются **одни** и те же исходные вещества. Итак, составим схему, согласно которой кислоты реагируют с основаниями:



Запомните, что *в образующейся соли валентность атомов металла такая же, как в исходном основании, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.*

Кислоты реагируют как с нерастворимыми, так и с растворимыми основаниями, например:



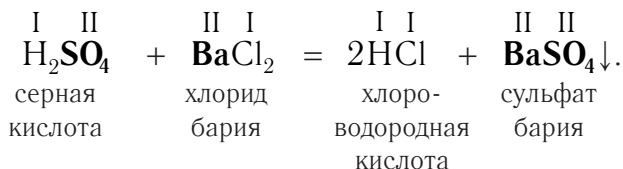
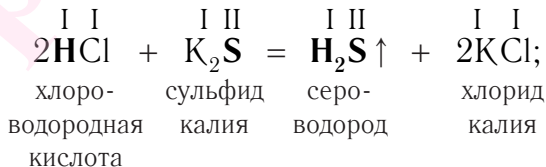
Реакции этого типа, как и предыдущего, относятся к *реакциям обмена*. Вспомните, как называется реакция, которую отображает последнее уравнение. Почему она так называется?

5. Взаимодействие с солями

Еще один класс сложных веществ, с которыми кислоты могут вступать в химическое взаимодействие, — соли. Реакции этого типа идут по общей схеме:



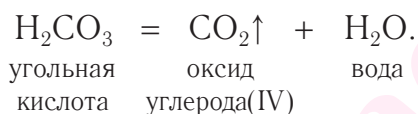
Однако сразу заметим, что *кислота реагирует в растворе с солью лишь в том случае, если в результате реакции выделяется газ (↑) или образуется нерастворимое вещество, выпадающее в осадок (↓)*. Примеры таких реакций:



Очевидно, что реакции этого типа, как и двух предыдущих, относятся к *реакциям обмена*.

6. Разложение кислот на кислотные оксиды и воду

Известно несколько кислот, которые достаточно легко разлагаются на соответствующий кислотный оксид и воду. К таким кислотам, которые называют неустойчивыми, относят угольную (H_2CO_3), сернистую (H_2SO_3) и кремниевую (H_2SiO_3) кислоты. Особенно неустойчива угольная кислота — она разлагается на кислотный оксид CO_2 и воду уже при комнатной температуре:



Кислоты в растворах изменяют окраску индикаторов.

Кислоты реагируют с металлами, основными оксидами, основаниями и солями.

Вопросы и задания

1. Перечислите классы веществ, с которыми реагируют кислоты. Вещества каких классов при этом образуются? Приведите по одному примеру соответствующих реакций.

2. Напишите уравнения реакций, протекающих в растворе между: хлороводородной кислотой и железом; серной кислотой и оксидом кальция; азотной кислотой и гидроксидом магния; серной кислотой и карбонатом калия. К каким классам относятся продукты этих реакций? Назовите их.

3. Железо массой 11,2 г растворили в серной кислоте. Рассчитайте химическое количество образовавшейся соли и объем (н. у.) выделившегося водорода.

4. Рассчитайте химическое количество и массу оксида кальция CaO , который прореагирует с азотной кислотой массой 37,8 г.

5. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: оксид фосфора(V) \rightarrow фосфорная

кислота → фосфат цинка; оксид серы(VI) → серная кислота → водород → вода.

6. Карбонат кальция подвергли термическому разложению, в результате чего образовался оксид углерода(IV) объемом (н. у.) 6,72 дм³. Рассчитайте массу исходного карбоната и химическое количество полученного оксида кальция.

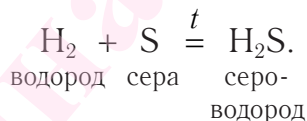
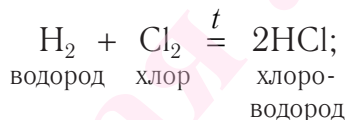
§ 40. Получение и применение кислот

Получение кислот

Для получения неорганических кислот используют реакции разных типов. Рассмотрим важнейшие из них.

1. Взаимодействие некоторых простых веществ неметаллов с водородом

Например:

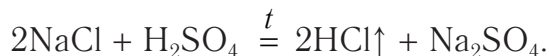


Образующиеся газообразные продукты реакций — HCl и H₂S — растворяют в воде и получают соответствующие бескислородные кислоты — хлороводородную и сероводородную. Таким же образом можно получить и бромоводородную кислоту — раствор газа бромоводорода HBr в воде.

К какому типу относятся рассмотренные реакции получения HCl и H₂S?

2. Взаимодействие серной кислоты с твердыми солями

Этот способ основан на том, что нелетучая серная кислота H₂SO₄ при нагревании вытесняет летучие кислоты — HCl и HNO₃ — из их солей. Поэтому хлороводородную кислоту можно получить, нагревая смесь ее соли — твердого хлорида натрия с серной кислотой:



хлорид	серная	хлоро-	сульфат
натрия	кислота	водород	натрия

Газообразный хлороводород, выделяющийся в этой реакции, растворяют в воде и получают хлороводородную кислоту (рис. 118). Поскольку она образуется из хлорида натрия NaCl , называемого в быту просто «соль», то эту кислоту очень часто называют «соляной кислотой».

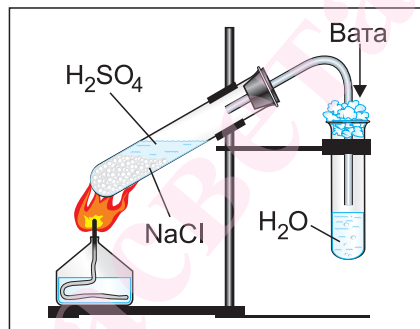
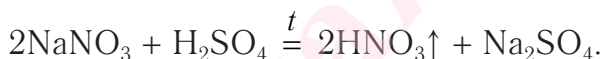


Рис. 118. Получение хлороводородной кислоты

Для получения азотной кислоты нагревают смесь ее соли — нитрата натрия NaNO_3 — с серной кислотой:

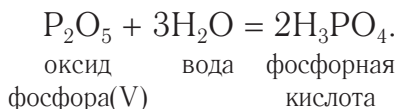
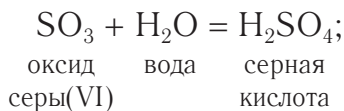


нитрат	серная	азотная	сульфат
натрия	кислота	кислота	натрия

Пары азотной кислоты, образующиеся в результате этой реакции, охлаждают до комнатной температуры, и она переходит в жидкое состояние.

3. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

Вы уже знаете, что кислотные оксиды, кроме SiO_2 , реагируют с водой. Это их свойство используют для получения некоторых кислотосодержащих кислот, например серной и фосфорной:



Поскольку оксид кремния SiO_2 с водой не реагирует, то соответствующую ему кислоту H_2SiO_3 получают другими способами.

Применение кислот

Кислоты широко используются практически во всех сферах деятельности человека — в быту, в различных отраслях промышленности, в медицине. Наибольшее применение находит серная кислота (рис. 119).

Так как кислоты оказывают разрушающее действие на кожу, бумагу, ткани, обращаться с ними следует осторожно, соблюдая правила безопасности.



Рис. 119. Применение серной кислоты: 1 — производство химического волокна; 2 — очистка нефтепродуктов; 3 — электролит в аккумуляторах; 4 — производство минеральных удобрений; 5 — производство красителей; 6 — производство лекарств; 7 — производство моющих средств; 8 — в металлургии; 9 — химические реактивы

Для получения кислот используют реакции: водорода с некоторыми простыми веществами (хлор и сера); кислотных оксидов с водой; солей с кислотами.

Кислоты находят широкое применение в промышленности и в быту.

Кислоты — едкие вещества, обращаться с которыми следует осторожно.

Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения кислот.
2. Как получают хлороводородную и сероводородную кислоты из простых веществ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Как получают серную и фосфорную кислоты из соответствующих оксидов? Напишите уравнения реакций.
4. Как можно получить хлороводородную кислоту из ее соли — хлорида натрия NaCl ? Напишите уравнение соответствующей реакции.
5. Вспомните, какие меры предосторожности нужно соблюдать при работе с кислотами. Что нужно делать, если кислота попала на кожу или в глаза?
6. Рассчитайте химическое количество и массу оксида серы(VI), при взаимодействии которого с водой образуется серная кислота массой 24,5 г.
7. Оксид фосфора(V) химическим количеством 0,35 моль прореагировал с водой. Рассчитайте химическое количество и массу образовавшейся при этом фосфорной кислоты.
8. Рассчитайте массы хлорида натрия и серной кислоты, при взаимодействии которых образуется хлороводород объемом (н. у.) $4,48 \text{ дм}^3$.

§ 41. Основания

Существует целый класс сложных неорганических веществ, в состав которых входят атомы металлов и группы OH . Все вещества этого класса реагируют с кислотами с образованием солей, т. е. являются как бы «основой» солей. Поэтому класс таких веществ получил название **основания**.

Состав оснований

Вы уже знаете, что общая формула оснований — $\text{Me}(\text{OH})_x$, где Me — символ какого-либо металла, а индекс x — число групп OH , соединенных с одним его атомом. Обычно это число изменяется от 1 до 3.

Напомним, что основания NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ относятся к основным гидроксидам.

Классификация оснований

По растворимости в воде основания делятся на растворимые и нерастворимые. К растворимым основаниям относятся NaOH , KOH ,



Рис. 120. Нерастворимые основания

$\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Они имеют общее название — *щёлочи*. При обычных условиях это твердые вещества белого цвета. Нерастворимыми являются основания $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и некоторые другие. Они также представляют собой твердые вещества, многие из которых окрашены в разные цвета (рис. 120).



Термин «щёлочь» происходит от старорусского слова «щёлок», обозначавшего отвар чего-либо в воде. Этим словом называли, например, жидкость, которая получается при кипячении смеси воды с золой растений. Вещество, содержащееся в золе, реагирует с водой и превращается в гидроксид калия KOH . Это соединение, содержащееся в щёлоке, называли «щёлочью». Впоследствии данный термин стали использовать для всех растворимых оснований.

Химические свойства оснований

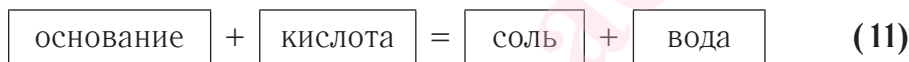
Для оснований характерны реакции обмена с кислотами и солями, реакции соединения с кислотными оксидами и реакции термического разложения.

1. Изменение окраски индикаторов

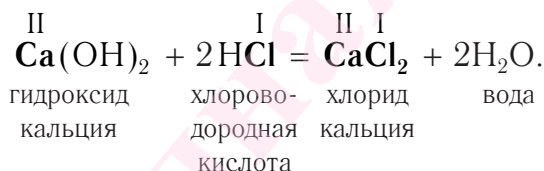
Вы уже знаете, что такое индикаторы и для чего они используются. Вспомните, в какие цвета окрашиваются лакмус, метилоранж и фенолфталеин в растворах щелочей.

2. Взаимодействие с кислотами

Практически все основания реагируют с кислотами с образованием солей по общей схеме:



Пример реакции, протекающей в соответствии с указанной схемой:



В результате реакции между щелочью и кислотой образуется раствор соли, в котором уже нет ни щелочи, ни кислоты. Такой раствор называется *нейтральным*. Слово «нейтральный» происходит от греческого «нейтер», что в переводе на русский язык означает «ни тот ни другой».

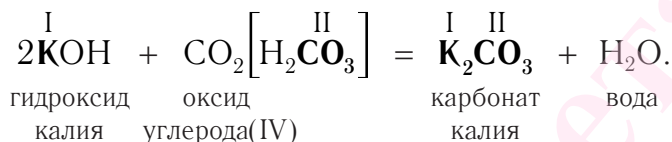
Напомним, что реакция между щелочью и кислотой, в результате которой образуется нейтральный раствор, называется *реакцией нейтрализации*.

3. Взаимодействие с кислотными оксидами

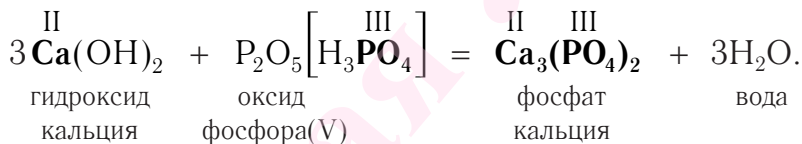
Все щелочи реагируют с кислотными оксидами по общей схеме:



Например, если в реакцию вступает кислотный оксид CO_2 , которому соответствует кислота H_2CO_3 (указана в квадратных скобках), то в состав соли будет входить остаток этой кислоты — CO_3 , валентность которого, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид P_2O_5 , которому соответствует кислота H_3PO_4 (указана в квадратных скобках), то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты — PO_4 с валентностью, равной III:



4. Взаимодействие с солями

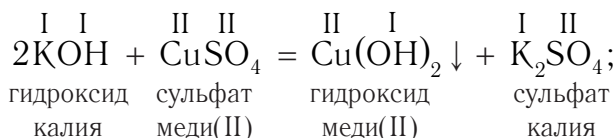
Все щелочи реагируют с солями по общей схеме:

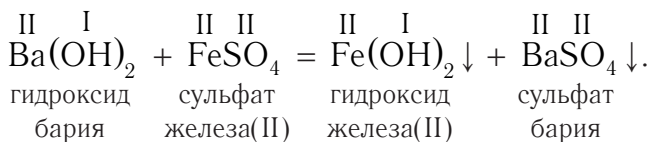


Реакции этого типа относятся к реакциям обмена, поскольку в процессе взаимодействия исходные вещества — щелочь и соль — обмениваются своими составными частями.

При этом валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.

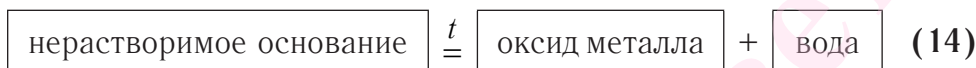
В результате таких реакций обычно выпадает осадок (\downarrow) какого-либо одного или сразу двух новых веществ, например:



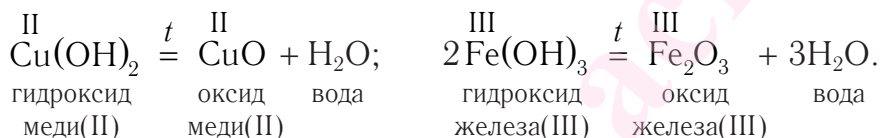


5. Термическое разложение

Все нерастворимые основания при нагревании разлагаются по общей схеме:



В ходе таких реакций валентность атомов металла не изменяется:



Основания делятся на растворимые в воде (щелочи) и нерастворимые.

Все основания реагируют с кислотами. Растворимые основания реагируют с кислотными оксидами и солями. Нерастворимые основания подвергаются термическому разложению.

Вопросы и задания

1. Из предложенного ряда формул — MgO , NaOH , H_2SO_4 , KOH , CO_2 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, N_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — выберите формулы оснований и назовите их.

2. Какие основания называются щелочами? Приведите примеры четырех щелочей и назовите их. Как изменяется окраска индикаторов в растворах щелочей?

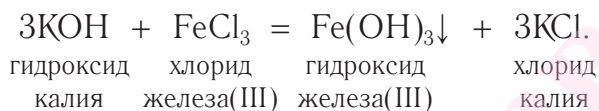
3. Перечислите классы веществ, с которыми реагируют основания. Вещества каких классов при этом образуются?

4. Напишите уравнения реакций в растворах между: гидроксидом кальция и азотной кислотой; гидроксидом натрия и оксидом азота(V). Назовите продукты реакций.

3. Некоторые щелочи (NaOH, KOH) получают, пропуская электрический ток через водные растворы солей NaCl или KCl. При этом наряду со щелочами образуются и другие ценные вещества — водород H₂ и хлор Cl₂.

Получение нерастворимых оснований

Нерастворимые основания получают взаимодействием растворимых оснований (щелочей) с солями, например:



Образующиеся нерастворимые основания выделяются из растворов в виде осадков.

Применение оснований

Из всех оснований наиболее широкое применение находят щелочи. Раствор одной из них вы наверняка сможете найти дома. Эту жидкость под названием «Крот» используют в быту для промывания труб, идущих от кухонных раковин. Дело в том, что эти трубы постепенно засоряются остатками жира, которые мешают стоку воды. А щелочи обладают способностью растворять жиры. Поэтому достаточно в засоренную трубу влить небольшое количество «Крота», и через некоторое время проблема будет решена.

В последнее время в быту получили широкое распространение *щелочные гели* — густые жидкости, содержащие гидроксид натрия. Они предназначены для быстрого удаления остатков пригоревшего жира с поверхности кухонных плит и СВЧ-печей.

Большое количество гидроксида кальция используется в производстве сахара из сахарной свеклы. Некоторые области применения оснований показанны на рисунке 122.

Из нерастворимых оснований применение находят гидроксиды алюминия Al(OH)₃ и магния Mg(OH)₂. Они входят в состав медицинского препарата «Алмагель», который используют при заболеваниях пищеварительной системы.

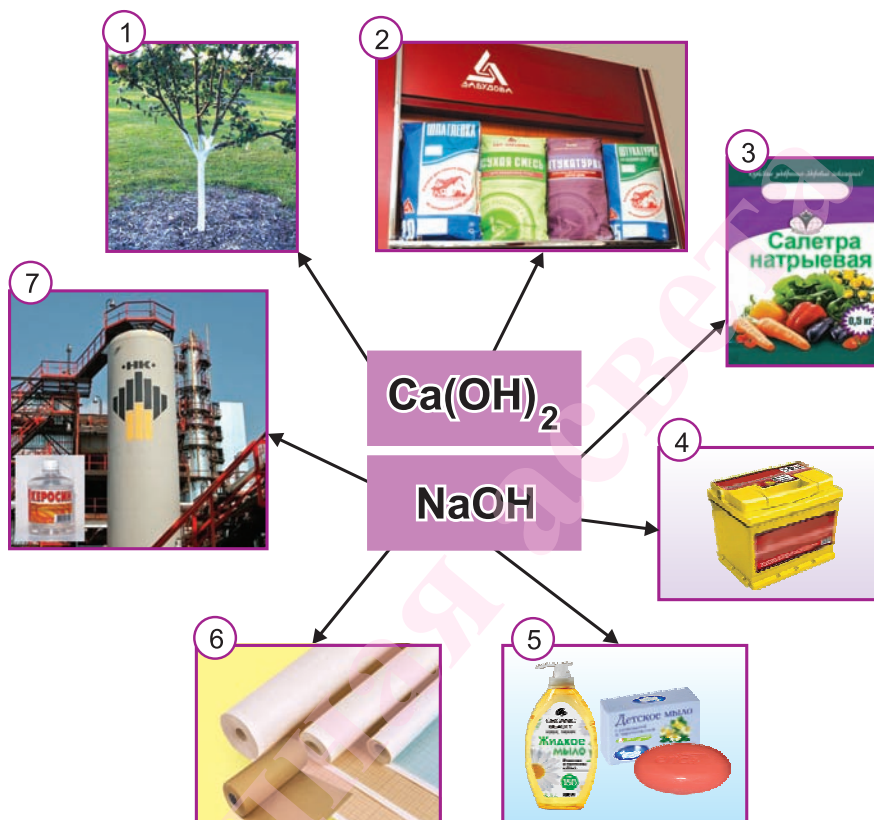


Рис. 122. Применение оснований: 1 — побелка деревьев; 2 — строительные работы; 3 — производство минеральных удобрений; 4 — в щелочных аккумуляторах; 5 — производство мыла; 6 — производство бумаги; 7 — очистка нефтепродуктов

Поскольку щелочи оказывают разрушающее действие на кожу, при их практическом использовании следует соблюдать правила безопасности.

Щелочи образуются при взаимодействии некоторых металлов и их оксидов с водой.

Нерастворимые основания получают в результате взаимодействия щелочей с солями.

Лабораторный опыт 9

Получение нерастворимого основания

Налейте в пробирку раствор сульфата меди(II) объемом примерно 1 см^3 и добавьте раствор гидроксида натрия такого же объема. Что наблюдается? Каков цвет выпавшего осадка?

Составьте уравнение протекающей реакции и определите ее тип.

Вопросы и задания

1. Какие способы получения щелочей вы знаете? Напишите два уравнения соответствующих химических реакций.

2. Напишите уравнения двух реакций, с помощью которых из гидроксида меди(II) можно получить медь. К каким типам реакций они относятся?

3. Как получают нерастворимые основания? Напишите по два уравнения реакций получения нерастворимых оснований — гидроксида магния и гидроксида железа(III).

4. Для чего используется гидроксид натрия в быту? На чем основано его применение? Каково промышленное применение гидроксида натрия? Какие ценные материалы и вещества получают на его основе?

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения: литий \rightarrow оксид лития \rightarrow гидроксид лития \rightarrow гидроксид меди(II); гидроксид железа(III) \rightarrow вода \rightarrow гидроксид бария \rightarrow гидроксид калия.

6. Натрий прореагировал с водой, в результате чего образовалась щелочь массой 16 г. Рассчитайте массу исходного натрия и объем (н. у.) выделившегося водорода.

7. Химическое количество оксида кальция, вступившего в реакцию с водой, равно 0,75 моль. Рассчитайте массы прореагировавшей воды и полученного гидроксида кальция.

8. Образец натрия растворили в воде, а к полученной щелочи добавили раствор хлорида меди(II). При этом образовалось нерастворимое основание массой 1,96 г. Рассчитайте массу исходного натрия.

§ 43. Соли

Вы уже знаете, что оксиды, кислоты и основания в результате различных реакций образуют **соли** — наиболее многочисленный класс неорганических веществ.

Состав солей

К солям относятся сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Общая формула солей — Me_xA_y , где Me — символ какого-либо металла, A — кислотный остаток. Поскольку разных металлов и кислотных остатков известно много, число образованных ими солей огромно — несколько тысяч. А знакомая нам поваренная соль $NaCl$ — только одно вещество из огромного класса солей. Но не следует думать, что все они соленые на вкус, окрашены в белый цвет и растворимы в воде.

подавляющее большинство солей обладают совсем другим вкусом. К тому же многие соли ядовиты. Соли могут быть окрашены в разные цвета. Известны соли, которые, в отличие от поваренной, нерастворимы в воде.

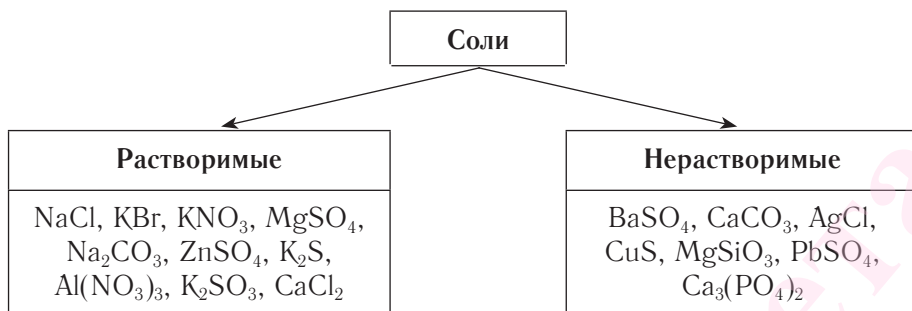
Теперь вы не удивитесь тому, что к солям относятся, например, мел, которым вы пишете на доске, или марганцовка из домашней аптечки.



Ученые предполагают, что слово «соль» происходит от слова «Солнце». Дело в том, что под воздействием теплых солнечных лучей вода некоторых озер постепенно испаряется, оставляя на дне твердое белое вещество. Оно пришлось по вкусу древним людям и прочно вошло в нашу жизнь под названием «соль». Позже это слово стали использовать во множественном числе для обозначения целого класса однотипных веществ, которые вы сейчас изучаете.

Классификация солей

По способности растворяться в воде все соли делятся на две большие группы — *растворимые* и *нерастворимые* соли. Примеры солей каждой из этих групп приведены на следующей схеме.



Соли в природе и в повседневной жизни человека

Соли очень широко распространены в природе. Огромное их количество содержится в гидросфере, т. е. в жидкой оболочке нашей планеты — в воде океанов и морей. Морская вода горькая на вкус. Это объясняется наличием в ней растворенных солей. Особенно много их в воде Мертвого моря. Представьте, что в такой воде объемом 1 л содержатся соли массой от 350 до 420 г! Общая же масса солей, растворенных в воде всех морей и океанов нашей планеты, огромна и равна примерно $5 \cdot 10^{19}$ кг. Около $\frac{3}{4}$ этой массы приходится на очень важный для нас хлорид натрия NaCl, а оставшуюся четверть составляют соли калия, кальция, магния, железа и других металлов. Вода океанов и морей содержит соли, в состав которых входят атомы большинства известных химических элементов.

Хлорид натрия и хлорид калия в виде минерала *сильвинита* (рис. 123) содержатся и в твердой оболочке нашей планеты — в земной коре. В некоторых ее участках, расположенных не очень далеко от поверхности, этих солей особенно много. Такие участки суши называются *месторождениями*. Одно из крупнейших в мире месторождений сильвинита (Старобинское) находится на территории Беларуси (Солигорский район Минской области).

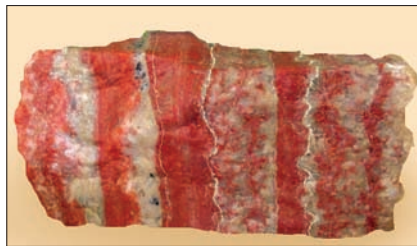


Рис. 123. Образец минерала сильвинита

К важнейшим природным солям относятся также карбонат кальция CaCO_3 , фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и сульфат кальция CaSO_4 . Большие залежи карбоната кальция в виде известняка и минерала кальцита встречаются на поверхности земли, а в виде мела — на дне океанов и морей. Обратите внимание: мел, которым вы пишете на доске, — одна из самых распространенных на Земле солей!

Большое число солей используется нами в повседневной жизни. Самая главная соль, которую мы используем в быту, — поваренная, или кухонная, соль NaCl . Она не только улучшает вкус пищи, но и участвует в важных процессах в организме, поддерживающих нашу жизнь. В сутки организму взрослого человека требуется эта соль массой от 6 до 9 г.

Соли — самый многочисленный класс неорганических соединений.

По способности растворяться в воде соли делятся на растворимые и нерастворимые.

Соли находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются солями? Как можно записать их общую формулу? Напишите формулы пяти известных вам солей и назовите их. Почему соли — самый многочисленный класс неорганических веществ?

2. Напишите формулы всех возможных солей, в состав которых входят атомы металлов натрия, магния, алюминия и остатки азотной, серной и фосфорной кислот. Назовите эти соли.

3. Перечислите формулы известных вам нерастворимых солей и назовите их.

4. Какие растворимые соли вы знаете? Как они называются?

5. В образце воды из Мертвого моря объемом 1 см^3 содержится хлорид натрия массой 0,4 г. Рассчитайте химическое количество указанной соли в такой воде объемом 1 дм^3 .

§ 44. Химические свойства солей

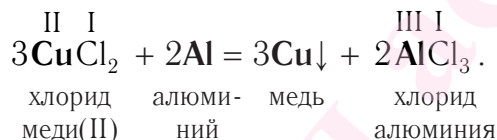
Для большинства солей характерны реакции замещения и обмена, а для некоторых — еще и реакции разложения.

1. Реакции с металлами

Соли реагируют с металлами по общей схеме:



При этом всегда *более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли менее активный металл, который расположен в этом ряду правее:*

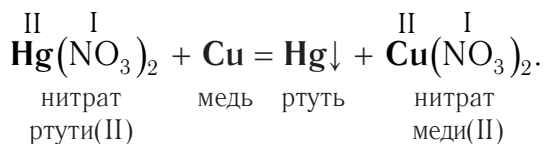


Образующиеся в этих реакциях менее активные металлы осаждаются на поверхности более активных металлов в виде рыхлой корочки. Если менее активным металлом является жидкая ртуть, она выделяется в виде сплошной блестящей пленки. На этом ее свойстве основан очень интересный опыт «Серебрение монеты». В раствор



Рис. 124. «Серебрение» монеты

соли ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ опускают медную монету и практически сразу же ее поверхность становится блестящей, как серебро (рис. 124). Этот блеск никак не связан с серебром, он обусловлен выделением блестящей ртути:



Следует помнить, что ртуть и ее соли сильно ядовиты! Поэтому данный опыт ни в коем случае нельзя пытаться выполнить самостоятельно.

2. Реакции с кислотами

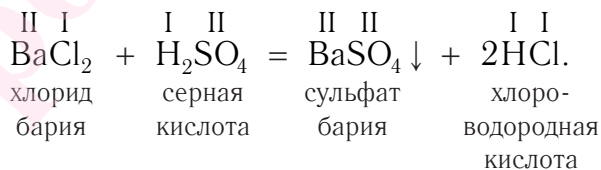
Вы изучили химические свойства кислот и уже знаете, что в водных растворах они реагируют с солями, образуя новые кислоты и новые соли. А можно ли сказать, что соли реагируют с кислотами с образованием тех же продуктов? Конечно, можно! Вы ведь уже хорошо знаете, как можно применить в химии математическое правило «от перемены мест слагаемых сумма не меняется». Действительно, если кислоты реагируют с солями, то почему бы солям не реагировать с кислотами.

Итак, в водных растворах соли реагируют с кислотами по общей схеме:



Напомним сразу, что *соль реагирует в растворе с кислотой лишь в том случае, если в результате реакции образуется нерастворимое вещество, выпадающее в осадок (\downarrow), или выделяется газ (\uparrow).*

Обратите внимание! В ходе реакций этого типа валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется. Это видно из следующего примера:



Реакции этого типа относятся к *реакциям обмена*, поскольку участвующие в них исходные вещества обмениваются своими составными частями.

3. Реакции со щелочами

Изучив химические свойства оснований, вы узнали, что щелочи (растворимые основания) реагируют с солями, образуя новые осно-

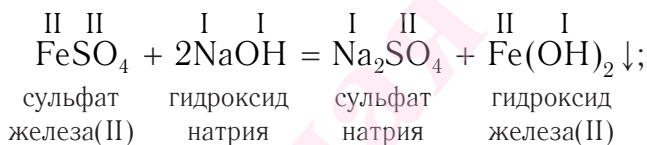
вания и новые соли. Будет совершенно правильным, если вы теперь скажете: «Эти же продукты образуются и при взаимодействии солей с основаниями». Уже в который раз мы с вами убеждаемся в том, что из одних и тех же исходных веществ, независимо от порядка их смешивания, образуются одни и те же продукты.

Итак, соли реагируют с щелочами по общей схеме:



Обратите внимание! В ходе таких реакций обмена валентность атомов металлов, гидроксогрупп и кислотных остатков не изменяется!

В результате этих реакций обычно выпадает осадок (↓) какого-либо продукта реакции:



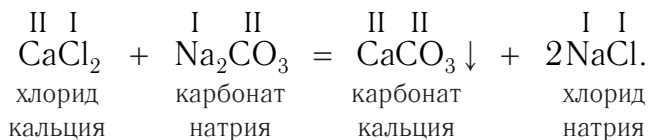
4. Реакции с другими солями

Соли в водных растворах вступают в реакции обмена с другими солями по общей схеме:



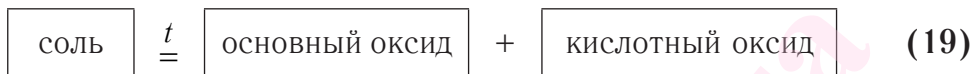
Отметим сразу, что в растворах соль реагирует с другой солью лишь в том случае, если в результате реакции образуется осадок (↓) новой соли.

Обратите внимание! В ходе реакций этого типа валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется, например:

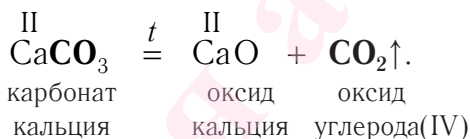


5. Термическое разложение

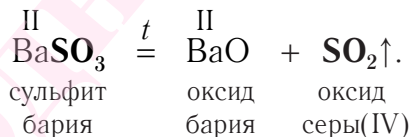
Соли некоторых кислородсодержащих кислот разлагаются с образованием основного и кислотного оксидов по общей схеме:



В ходе таких реакций всегда образуется газообразный кислотный оксид. Он соответствует той кислоте, остаток которой содержится в исходной соли. Вы помните, что угольной кислоте H_2CO_3 соответствует кислотный оксид CO_2 . Поэтому при разложении соли, содержащей остаток угольной кислоты, образуется указанный кислотный оксид:



По приведенной схеме разлагаются и некоторые соли сернистой кислоты H_2SO_3 , которой соответствует кислотный оксид SO_2 :



Обратите внимание! В ходе этих реакций валентность атомов металлов не изменяется.

Соли реагируют с металлами, кислотами, основаниями и другими солями.

Лабораторный опыт 10

Взаимодействие солей с металлами

Налейте в пробирку раствор хлорида меди(II) объемом примерно 5 см³. Опустите в этот раствор очищенный от ржавчины и жира

железный предмет (гвоздь, канцелярскую скрепку). Что наблюдается примерно через 1 мин?

Напишите уравнение протекающей реакции и определите ее тип.

Вопросы и задания

1. С веществами каких классов реагируют соли? Что образуется при этом?

2. Напишите уравнения всех реакций, характеризующих химические свойства соли нитрата меди(II). Назовите продукты реакций.

3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения: хлорид натрия → хлороводородная кислота → азотная кислота; сульфат меди(II) → гидроксид меди(II) → нитрат меди(II) → медь → оксид меди(II); карбонат кальция → углекислый газ → карбонат калия → нитрат калия.

4. Напишите уравнения шести реакций получения соли сульфата натрия.

5. Напишите уравнения реакций взаимодействия солей с кислотами: хлорида кальция с серной кислотой; карбоната кальция с азотной кислотой. Назовите полученные вещества.

6. В медьсодержащей руде массовая доля сульфида меди(I) Cu_2S равна 80 %. Рассчитайте массовую долю меди (элемента) в этой руде.

§ 45. Получение солей

Получение солей

Для получения солей используют реакции, с которыми вы познакомились при изучении химических свойств оксидов, кислот, оснований и солей.

Схемы этих реакций и их примеры приведены в предыдущих параграфах. Номера схем и соответствующие им классы исходных веществ для получения солей указаны в таблице.

Исходные вещества ↓	→	Кислотный оксид	Кислота	Соль
Металл		—	7	15
Основный оксид		3; 6	5; 8	—
Основание		2; 12	9; 11	13; 17
Соль		—	10; 16	18

Очевидно, что одну и ту же соль можно получить несколькими способами, исходя из разных веществ.

Покажем, как пользоваться этой таблицей, на примерах.

Пример 1. Как можно получить соль, исходя из основного оксида?

Ответ. Из таблицы видно, что в строке «Основный оксид» находятся цифры 3, 6, 5, 8. Из них цифры 3 и 6 попадают в столбец «Кислотный оксид», а цифры 5 и 8 — в столбец «Кислота». Это значит, что *соль можно получить по реакции основного оксида с кислотным оксидом (по схемам 3 или 6), а также с кислотой (по схемам 5 или 8).*

Пример 2. Какие вещества реагируют с кислотами с образованием солей?

Ответ. Из таблицы видно, что в столбце «Кислота» находятся числа 7, 5, 8, 9, 11, 10 и 16. Из них число 7 попадает в строку «Металл»; числа 5 и 8 — в строку «Основный оксид»; числа 9 и 11 — в строку «Основание», а числа 10 и 16 — в строку «Соль». Это значит, что *соли образуются в результате взаимодействия кислот с металлами (по схеме 7), с основными оксидами (по схемам 5 или 8), с основаниями (по схемам 9 или 11), а также с солями (по схемам 10 или 16).*

Экологические проблемы добычи солей

Чаще всего в месторождениях соли находятся не в чистом виде, а в смеси с различными примесями. Эту смесь, которая называется «руда», из глубоких подземных шахт поднимают на поверхность зем-

ли и выделяют из нее полезные соли. Ненужные примеси, которые при этом остаются, собираются в больших количествах, образуя огромные *соляные отвалы*. Внешне они напоминают горы (рис. 125).



Рис. 125. Соляные отвалы

Эти отвалы представляют опасность для окружающей среды. Дело в том, что содержащиеся в отвалах вещества растворяются в дождевой воде и в таком виде проникают глубоко в почву, попадают в подземные воды. Почва от этого становится «мертвой», а вода — непригодной для питья и для использования в быту. Поэтому очень важно в настоящее время уменьшить вредное воздействие соляных отвалов на окружающую среду.

Для решения этой проблемы ученые предлагают разные способы. Один из них заключается в том, что руду перерабатывают под землей, оставляя ненужные отходы в подземных пустотах.

Соли получают, используя различные реакции с участием металлов, оксидов, кислот, оснований и солей.

Одну и ту же соль можно получить несколькими способами.

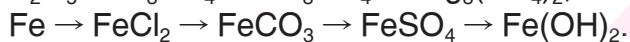
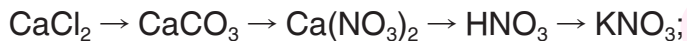
Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения солей. Реакции каких типов лежат в их основе?
2. Можно ли одну и ту же соль получить несколькими способами? Чем это объясняется? Напишите уравнения пяти разных реакций получения соли хлорида цинка ZnCl_2 .
3. Как, исходя из серной кислоты, можно разными способами получить соль сульфат железа(II) FeSO_4 ? Напишите уравнения пяти разных реакций ее получения.

4. Как, исходя из щелочи NaOH, можно тремя разными способами получить соль сульфат натрия Na_2SO_4 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

5. Напишите уравнения возможных реакций обмена, в результате которых образуется соль сульфат бария BaSO_4 .

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:

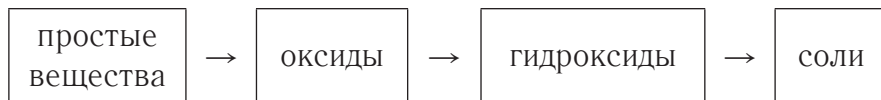


7. Рассчитайте массы сульфата натрия Na_2SO_4 и нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, при взаимодействии которых образуется сульфат бария массой 9,32 г.

8. В чем заключается экологическая опасность соляных отвалов? Каков один из возможных способов ее снижения?

§ 46. Взаимосвязь между классами неорганических веществ

Вы уже знаете, что многие простые вещества — металлы и неметаллы — соединяются с кислородом, образуя основные и кислотные оксиды. Например, металл кальций при этом окисляется до основного оксида CaO , а неметалл фосфор — до кислотного оксида P_2O_5 . Вам также известно, что основные и кислотные оксиды, присоединяя воду, превращаются в гидраты оксидов, или гидроксиды, которые делятся на основания и кислородсодержащие кислоты. Так, вышеуказанный оксид кальция в результате гидратации образует гидроксид — основание $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а оксид фосфора(V) превращается в гидроксид, являющийся кислотой H_3PO_4 . Гидроксиды же, реагируя с другими веществами, образуют соли. Последовательность всех перечисленных превращений можно изобразить в виде общей схемы, в которой переходы от веществ одних классов к веществам других классов условно изображены стрелками:

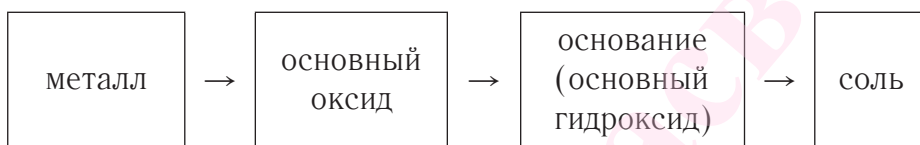


Из этой схемы видно, что простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли последовательно, «порождая» друг друга, образуют ряд взаимосвязанных между собой веществ.

Известны два типа таких рядов — *ряды металлов и их соединений* и *ряды неметаллов и их соединений*.

Ряды металлов и их соединений

Каждый такой ряд состоит из металла, его основного оксида, основания и любой соли этого же металла:



Приведем примеры таких рядов.

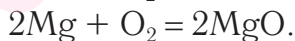
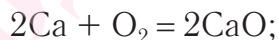
Ряд кальция: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2$;

Ряд натрия: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;

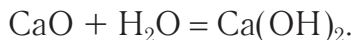
Ряд магния: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2$;

Ряд железа: $\text{Fe} \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeSO}_4$.

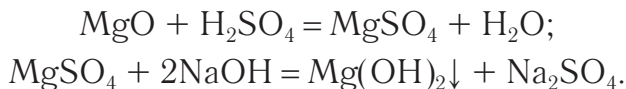
Для перехода от металлов к основным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:



Переход от основных оксидов к основаниям в первых двух рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:



Что касается последних двух рядов, то содержащиеся в них оксиды MgO и FeO с водой не реагируют. В таких случаях для получения оснований эти оксиды сначала превращают в соли, а уже их — в основания. Поэтому, например, для осуществления перехода от оксида MgO к гидроксиду Mg(OH)_2 используют последовательные реакции:

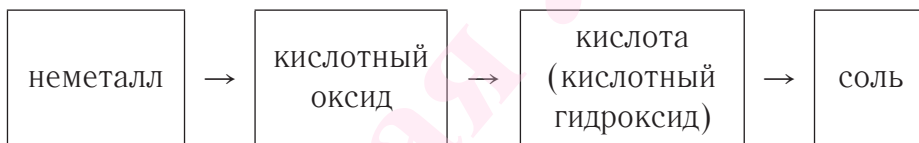


Переходы от оснований к солям осуществляются уже известными вам реакциями. Так, растворимые основания (щелочи), находящиеся в первых двух рядах, превращаются в соли под действием кислот, кислотных оксидов или солей.

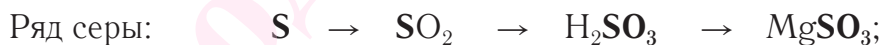
Нерастворимые основания из последних двух рядов образуют соли под действием кислот.

Ряды неметаллов и их соединений

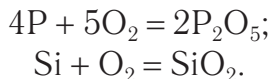
Каждый такой ряд состоит из неметалла, кислотного оксида, соответствующей кислоты и соли, содержащей остаток этой кислоты:



Приведем примеры таких рядов.



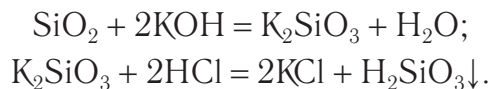
Для перехода от неметаллов к кислотным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:



Переход от кислотных оксидов к кислотам в первых трех рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:



Однако вы знаете, что содержащийся в последнем ряду оксид SiO_2 с водой не реагирует. В этом случае его сначала превращают в соответствующую соль, из которой затем получают нужную кислоту:



Переходы от кислот к солям могут осуществляться известными вам реакциями с основными оксидами, основаниями или солями.

Запомните:

- *Вещества одного и того же ряда друг с другом не реагируют.*
- *Если одно вещество принадлежит к ряду металлов и их соединений, а другое — к ряду неметаллов и их соединений, то эти вещества реагируют друг с другом с образованием солей (рис. 126).*

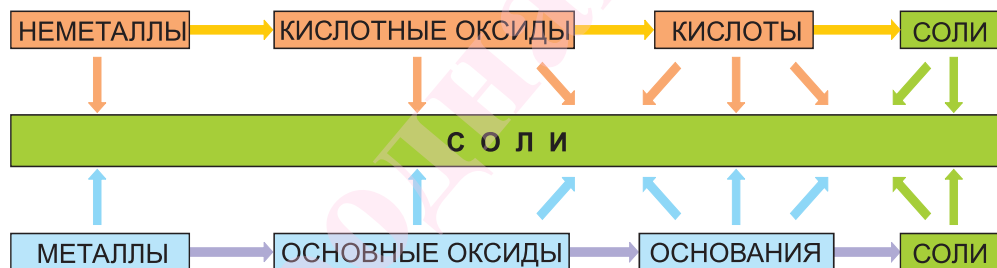


Рис. 126. Взаимосвязь между классами неорганических веществ

Эта схема отображает взаимосвязь между различными классами неорганических соединений и объясняет многообразие химических реакций между ними. Они постоянно происходят в природе и широко используются в практической деятельности людей.

Простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли взаимосвязаны между собой.

Различают два типа рядов взаимосвязанных веществ:

- 1) металл \rightarrow основной оксид \rightarrow основание \rightarrow соль;
- 2) неметалл \rightarrow кислотный оксид \rightarrow кислота \rightarrow соль.

Вещества, принадлежащие к одному ряду, друг с другом не реагируют.

Вещества, принадлежащие к рядам разных типов, реагируют между собой с образованием солей.

Вопросы и задания

1. Какие из предложенных оксидов — CO , K_2O , SO_3 , FeO , CO_2 — реагируют с водой; с серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите продукты.

2. Какие из предложенных оксидов — NO , CaO , SO_2 , Na_2O , P_2O_5 — реагируют с оксидом серы(VI); с гидроксидом калия? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите продукты.

3. С помощью каких химических реакций можно получить гидроксид магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$, имея в своем распоряжении магний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите продукты.

4. С помощью каких химических реакций можно получить кремниевую кислоту H_2SiO_3 , имея в своем распоряжении кремний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите продукты.

5. Напишите по одному уравнению реакций кислоты с металлом, основным оксидом и основанием. Постарайтесь в каждом примере использовать разные кислоты и разные металлы. Назовите продукты реакций.

6. Напишите уравнения трех реакций, с помощью которых можно получить соль сульфат цинка.

7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- а) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$;
б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2$;
в) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3$;
г) $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$;
д) $\text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$;
е) $\text{CuCO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}$.

8. В результате взаимодействия карбоната натрия и гидроксида бария образовался осадок массой 1,97 г. Вычислите его химическое количество и массу второго продукта реакции.

9. Оксид меди(II) массой 16 г полностью прореагировал с серной кислотой. Рассчитайте массу вступившей в реакцию кислоты и химическое количество образовавшейся соли.

10. В смеси содержатся сульфат меди(II) массой 8 г и хлорид меди(II) химическим количеством 0,3 моль. Рассчитайте массу цинка, который прореагирует с данной смесью.

Практическая работа 7

Решение экспериментальных задач

Цель работы: закрепить знания о свойствах и взаимопревращениях неорганических веществ.

Задача 1. Распознайте выданные в трех пробирках растворы серной кислоты, гидроксида натрия и хлорида натрия.

Задача 2. Используя выданные реактивы, получите нерастворимое основание — гидроксид меди(II), а из него — соль CuCl_2 . Составьте уравнения происходящих при этом химических реакций.

Задача 3. Используя набор реактивов, получите нерастворимый гидроксид железа(III) и превратите его в соль — сульфат железа(III). Составьте уравнения происходящих при этом химических реакций.

Задача 4. Даны вещества: железо, медь, серная кислота, гидроксид натрия, хлорид железа(III), карбонат кальция. Определите, с какими из них реагирует хлороводородная (соляная) кислота. Проведите

две любые реакции из числа возможных. Составьте уравнения этих реакций и назовите продукты.

Задача 5. Даны вещества: HCl , Cu , H_2SO_4 , KOH , FeCl_3 , CaCO_3 . Определите, какие из них реагируют в растворе с гидроксидом натрия. Проведите две любые реакции из числа возможных. Составьте уравнения этих реакций и назовите продукты.

Задача 6. Накипь на дне и стенках чайника состоит в основном из карбоната кальция CaCO_3 . Какую химическую реакцию можно использовать для очистки чайника от накипи? Проведите эту реакцию, используя выданные реактивы. Составьте уравнение реакции.

Задача 7. С помощью каких химических реакций можно очистить гвоздь от ржавчины, состоящей из оксида железа(III) и гидроксида железа(III)? Осуществите эти реакции, используя выданные реактивы. Запишите уравнения соответствующих химических реакций.

Задача 8. Как можно доказать присутствие щелочи в растворе? Определите, содержится ли щелочь в мыльной воде.

ОТВЕТЫ НА РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ

§ 6

3. а) В 2 раза; б) в 9 раз. 4. В $6,02 \cdot 10^{23}$ раза. 5. $N(O) = 4$. 6. а) 195,18; б) 237,95.

§ 9

8. 5 молекул.

§ 11

3. Наибольшая массовая доля азота в NH_3 (82 %), а наименьшая — в N_2O_5 (26 %).

4. Наибольшая массовая доля железа в FeO . 5. Больше в $Al(NO_3)_3$. 7. SO_2 . 8. 420 г.

§ 12

2. а) $3,01 \cdot 10^{24}$; б) $1,204 \cdot 10^{23}$; в) $7,826 \cdot 10^{23}$. 3. $2,4 \cdot 10^{24}$ молекул; $4,8 \cdot 10^{24}$ атомов H; $2,4 \cdot 10^{24}$ атомов O. 4. $9,632 \cdot 10^{24}$ атомов; $4,816 \cdot 10^{24}$ молекул. 5. 5 моль. 6. 10 моль. 7. а); б); д).

§ 13

4. 2 моль. 5. а) 168 г; б) 270 г; в) 18,25 г; г) 320 г; д) 8,4 г. 6. а) $2,408 \cdot 10^{23}$ ФЕ; б) $1,204 \cdot 10^{24}$ молекул; в) $1,204 \cdot 10^{23}$ ФЕ; г) $1,806 \cdot 10^{24}$ ФЕ; д) $1,505 \cdot 10^{24}$ ФЕ; е) $3,612 \cdot 10^{24}$ молекул. 7. а) 0,5 моль; б) 4 моль; в) 2 моль; г) 0,03 моль; д) 0,2 моль. 8. $m(H_2O) = 90$ г; $m(C_2H_5OH) = 230$ г; $m(C_{12}H_{22}O_{11}) = 1710$ г; $m(Au) = 985$ г. 10. а) $67,2$ дм³; б) $8,96$ дм³; в) 112 дм³; г) 1344 дм³.

§ 15

6. Больше 8 г. 7. 8,8 г. 8. 6 молекул.

§ 16

8. 8 моль; 12 моль.

§ 18

2. 20,4 г. 3. 3,2 моль. 4. 490 г. 5. 20 кг. 6. 320 г. 7. 44,8 дм³.

§ 19

6. В 1,5 раза. 7. $V(\text{воздуха}) = 603$ м³.

§ 20

3. а) В 1,5 раза; б) в 1,7 раза. 4. $V(O_2) = 112$ дм³. 5. $m(O_2 + O_3) = 224$ г. 6. $m(O_3) = 7,8$ мг. 7. $N(O) = 3,6 \cdot 10^{25}$.

§ 21

6. $m(KClO_3) = 14,7$ г. 8. $m(H_2O_2) = 106$ г.

§ 22

7. $\omega(O) = 30$ % и 27,6 %. 8. $m(O_2) = 17,8$ г.

§ 23

7. $w(\text{Si}) = 47\%$; $w(\text{O}) = 53\%$. 8. $m(\text{Al}) = 43,2 \text{ г}$; $V(\text{O}_2) = 26,88 \text{ дм}^3$.

§ 24

4. $V(\text{SO}_2) = 33,6 \text{ дм}^3$. 6. $n(\text{O}_2) = 1,2 \text{ моль}$. 8. $V(\text{CO}_2) = 134,40 \text{ дм}^3$.

§ 25

4. 0,6 г. 5. а) 2 г; б) 2 г. 6. $1,2 \cdot 10^{25}$. 7. В 16 раз.

§ 26

6. $44,8 \text{ дм}^3$. 7. 64 г.

§ 27

8. $22,4 \text{ дм}^3$.

§ 28

6. $2,24 \text{ дм}^3$.

§ 29

6. 0,1 моль; $2,24 \text{ дм}^3$. 8. 32,75 г.

§ 30

5. 448 дм^3 ; 224 дм^3 . 6. $22,4 \text{ м}^3$.

§ 31

5. $N(\text{H}_2\text{O}) = 2,408 \cdot 10^{24}$; $N(\text{O} + \text{H}) = 7,224 \cdot 10^{24}$. 6. $w(\text{O}) = 89\%$; $w(\text{H}) = 11\%$.

§ 32

5. $8,96 \text{ дм}^3$; $4,48 \text{ дм}^3$; 7. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}$.

§ 36

5. $1,12 \text{ дм}^3$; 3,7 г. 6. а) 0,2 моль; б) 0,6 моль; в) 65,6 г.

§ 37

4. 42,8 г. 5. 0,2 моль; 16 г. 6. $4,48 \text{ дм}^3$.

§ 38

5. 42 г; $3,01 \cdot 10^{23}$.

§ 39

3. 0,2 моль; $4,48 \text{ дм}^3$. 4. 0,3 моль; 16,8 г. 6. 30 г; 0,3 моль.

§ 40

6. 0,25 моль; 20 г. 7. 0,7 моль; 68,6 г. 8. 11,7 г; 9,8 г.

§ 41

8. 8,0 г.

§ 42

6. 9,2 г; 4,48 дм³. 7. 13,5 г; 55,5 г. 8. 0,92 г.

§ 43

5. 6,84 моль.

§ 44

6. 64 %.

§ 45

7. 5,68 г; 10,44 г.

§ 46

8. 0,01 моль; 0,8 г. 9. 19,6 г; 0,2 моль. 10. 22,75 г.

СОДЕРЖАНИЕ

От авторов	3
Как пользоваться учебником	5
Общие правила поведения и работы в кабинете химии	6

Введение

§ 1. Что изучает химия?	7
Лабораторный опыт 1. <i>Изучение физических свойств веществ</i>	10
§ 2. Чистые вещества и смеси	12
§ 3. Знакомство с химической лабораторией	18
Практическая работа 1. <i>Приемы обращения с простейшим лабораторным оборудованием</i>	—
Практическая работа 2. <i>Разделение неоднородной смеси</i>	20
§ 4. Краткие сведения по истории химии	22

Глава 1

Основные химические понятия

§ 5. Атомы. Химические элементы	27
§ 6. Относительная атомная масса химических элементов	32
§ 7. Молекулы. Простые вещества	36
§ 8. Сложные вещества	41
Лабораторный опыт 2. <i>Ознакомление с образцами простых и сложных веществ</i>	43
§ 9. Химическая формула	46
§ 10. Валентность	49
§ 11. Относительная молекулярная и относительная формульная массы ...	54
§ 12. Химическое количество вещества. Моль	58
§ 13. Молярная масса. Молярный объем	64
Практическая работа 3. <i>Химическое количество вещества</i>	69

Глава 2

Химические реакции

§ 14. Явления физические и химические. Признаки химических реакций ...	70
Лабораторный опыт 3. <i>Признаки химических реакций</i>	74
§ 15. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения	77
§ 16. Составление уравнений химических реакций	81
§ 17. Типы химических реакций	85

§ 18. Расчеты по уравнениям химических реакций	89
Практическая работа 4. <i>Изучение признаков химических реакций и условий их протекания</i>	93

Глава 3

Кислород

§ 19. Воздух как смесь газов	95
Лабораторный опыт 4. <i>Сборка простейших приборов для получения и собирания газов</i>	99
§ 20. Кислород и озон	100
§ 21. Получение кислорода	105
§ 22. Физические и химические свойства кислорода	109
Практическая работа 5. <i>Получение кислорода и изучение его свойств</i>	114
§ 23. Соединения элементов с кислородом	115
Лабораторный опыт 5. <i>Ознакомление с образцами оксидов</i>	116
§ 24. Окислительные процессы	118

Глава 4

Водород

§ 25. Водород как химический элемент и как простое вещество	125
§ 26. Химические свойства водорода	129
§ 27. Понятие о кислотах	133
Лабораторный опыт 6. <i>Действие кислот на индикаторы</i>	136
§ 28. Выделение водорода в реакциях кислот с металлами	138
Лабораторный опыт 7. <i>Взаимодействие кислот с металлами</i>	140
§ 29. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металлов	142
§ 30. Получение водорода и его применение	145

Глава 5

Вода

§ 31. Состав и физические свойства воды	150
§ 32. Химические свойства воды	154
§ 33. Понятие об основаниях	158
Лабораторный опыт 8. <i>Действие растворимых оснований на индикаторы</i>	160
Практическая работа 6. <i>Реакция нейтрализации</i>	162
§ 34. Вода в природе	163

Глава 6**Основные классы неорганических соединений**

§ 35. Оксиды	169
§ 36. Химические свойства оксидов	172
§ 37. Получение и применение оксидов	178
§ 38. Кислоты	181
§ 39. Химические свойства кислот	183
§ 40. Получение и применение кислот	188
§ 41. Основания	192
§ 42. Получение и применение оснований	196
Лабораторный опыт 9. <i>Получение нерастворимого основания</i>	199
§ 43. Соли	200
§ 44. Химические свойства солей	203
Лабораторный опыт 10. <i>Взаимодействие солей с металлами</i>	206
§ 45. Получение солей	207
§ 46. Взаимосвязь между классами неорганических веществ	210
Практическая работа 7. <i>Решение экспериментальных задач</i>	215
Ответы на расчетные задачи	217

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич
Сечко Ольга Ивановна
Хвалюк Виктор Николаевич и др.

ХИМИЯ

Учебник для 7 класса
учреждений общего среднего образования
с русским языком обучения

4-е издание,
исправленное и дополненное

Зав. редакцией *В. Г. Бехтина*. Редактор *Л. В. Гринкевич*. Оформление *Т. В. Шабунько*. Художественный редактор *Л. В. Павленко*. Технический редактор *М. И. Чепловодская*. Компьютерная верстка *Г. А. Дудко, М. И. Чепловодской*. Корректоры *Е. И. Даниленко, Д. Р. Лосик, В. С. Бабеня, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 13.03.2012. Формат 70×90¹/₁₆. Бумага офсетная. Гарнитура литературная. Офсетная печать. Усл. печ. л. 16,38 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 9,58 + 0,42 форз. Тираж 93 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета»

Министерства информации Республики Беларусь.

ЛИ № 02330/0494083 от 03.02.2009.

Пр. Победителей, 11, 220004, Минск.

ОАО «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа». ЛП № 02330/0150496 от 11.03.2009.

Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск.

Правообладатель Народная асвета

(Название и номер школы)

Учебный год	Имя и фамилия ученика	Состояние учебника при получении	Оценка ученику за пользование учебником
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			