

И. Е. Шиманович    В. А. Красицкий  
О. И. Сечко        В. Н. Хвалюк

# ХИМИЯ



7



## ОБРАЗЦЫ ПОСУДЫ, ИСПОЛЬЗУЕМОЙ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ



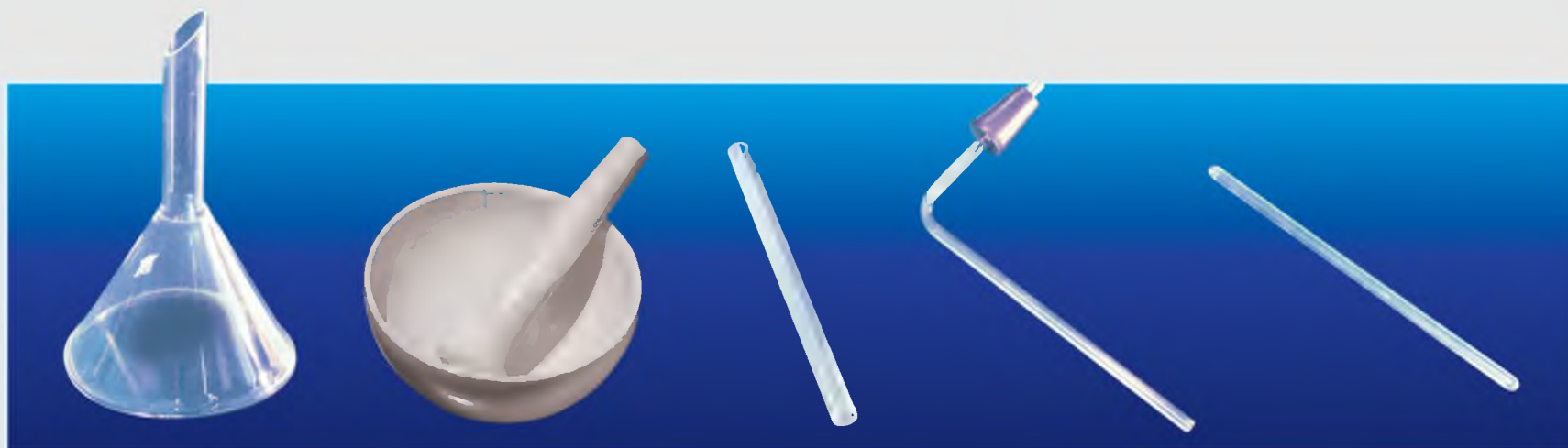
Химический  
стакан

Пробирки

Коническая  
колба

Плоскодонная  
колба

Круглодонная  
колба



Стеклоная  
воронка

Фарфоровая ступка  
с пестиком

Стеклоная  
трубка

Газоотводная  
трубка с пробкой

Стеклоная  
палочка





**ПЕРИОДИЧЕСКИЙ  
ЗАКОН**  
Д. И. Менделеева

Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 <b>H</b> водород 1,00794																	2 <b>He</b> гелий 4,0026
2	3 <b>Li</b> ЛИТИЙ 6,941	4 <b>Be</b> БЕРИЛЛИЙ 9,0122											5 <b>B</b> БОР 10,811	6 <b>C</b> УГЛЕРОД 12,011	7 <b>N</b> АЗОТ 14,007	8 <b>O</b> КИСЛОРОД 15,9994	9 <b>F</b> ФТОР 18,9984	10 <b>Ne</b> НЕОН 20,1797
3	11 <b>Na</b> НАТРИЙ 22,9898	12 <b>Mg</b> МАГНИЙ 24,305											13 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 <b>Si</b> КРЕМНИЙ 28,086	15 <b>P</b> ФОСФОР 30,9738	16 <b>S</b> СЕРА 32,066	17 <b>Cl</b> ХЛОР 35,453	18 <b>Ar</b> АРГОН 39,948
4	19 <b>K</b> КАЛИЙ 39,0983	20 <b>Ca</b> КАЛЬЦИЙ 40,078	21 <b>Sc</b> СКАНДИЙ 44,956	22 <b>Ti</b> ТИТАН 47,867	23 <b>V</b> ВАНАДИЙ 50,942	24 <b>Cr</b> ХРОМ 51,996	25 <b>Mn</b> МАРГАНЕЦ 54,938	26 <b>Fe</b> ЖЕЛЕЗО 55,845	27 <b>Co</b> КОБАЛЬТ 58,933	28 <b>Ni</b> НИКЕЛЬ 58,693	29 <b>Cu</b> МЕДЬ 63,546	30 <b>Zn</b> ЦИНК 65,409	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ 69,723	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ 72,64	33 <b>As</b> МЫШЬЯК 74,922	34 <b>Se</b> СЕЛЕН 78,96	35 <b>Br</b> БРОМ 79,904	36 <b>Kr</b> КРИПТОН 83,798
5	37 <b>Rb</b> РУБИДИЙ 85,468	38 <b>Sr</b> СТРОНЦИЙ 87,62	39 <b>Y</b> ИТРИЙ 88,906	40 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ 91,224	41 <b>Nb</b> НИОБИЙ 92,906	42 <b>Mo</b> МОЛИБДЕН 95,94	43 <b>Tc</b> ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 <b>Ru</b> РУТЕНИЙ 101,07	45 <b>Rh</b> РОДИЙ 102,906	46 <b>Pd</b> ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО 107,868	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ 112,412	49 <b>In</b> ИНДИЙ 114,812	50 <b>Sn</b> ОЛОВО 118,71	51 <b>Sb</b> СУРЬМА 121,76	52 <b>Te</b> ТЕЛЛУР 127,60	53 <b>I</b> ИОД 126,904	54 <b>Xe</b> КСЕНОН 131,29
6	55 <b>Cs</b> ЦЕЗИЙ 132,905	56 <b>Ba</b> БАРИЙ 137,327	57 <b>La</b> ЛАНТАН 138,905	72 <b>Hf</b> ГАФНИЙ 178,49	73 <b>Ta</b> ТАНТАЛ 180,948	74 <b>W</b> ВОЛЬФРАМ 183,84	75 <b>Re</b> РЕНИЙ 186,207	76 <b>Os</b> ОСМИЙ 190,23	77 <b>Ir</b> ИРИДИЙ 192,217	78 <b>Pt</b> ПЛАТИНА 195,085	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО 196,967	80 <b>Hg</b> РТУТЬ 200,59	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ 204,383	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ 207,2	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ 208,980	84 <b>Po</b> ПОЛОНИЙ [209]	85 <b>At</b> АСТАТ [211]	86 <b>Rn</b> РАДОН [222]
7	87 <b>Fr</b> ФРАНЦИЙ [223]	88 <b>Ra</b> РАДИЙ [226]	89 <b>Ac</b> АКТИНИЙ [227]	104 <b>Rf</b> РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105 <b>Db</b> ДУБНИЙ [262]	106 <b>Sg</b> СИВОРГИЙ [266]	107 <b>Bh</b> БОРИЙ [271]	108 <b>Hs</b> ХАССИЙ [277]	109 <b>Mt</b> МЕЙТНЕРИЙ [268]	110 <b>Ds</b> ДАРМШТАДИЙ [271]	111 <b>Rg</b> РЕНТГЕНИЙ [282]	112 <b>Cn</b> КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 <b>Nh</b> НИХОНИЙ [286]	114 <b>Fl</b> ФЛЁРОВИЙ [289]	115 <b>Mc</b> МОСКОВИЙ [289]	116 <b>Lv</b> ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 <b>Ts</b> ТЕННЕСИЙ [294]	118 <b>Og</b> ОГАНЕСОН [294]
				<b>ЛАНТАНИДЫ</b>														
				58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140,116	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИМ 140,907	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144,242	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ [145]	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150,36	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151,964	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158,925	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164,93	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167,26	69 <b>Tm</b> ТУЛИЙ 168,934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173,04	71 <b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174,967	
				<b>АКТИНИДЫ</b>														
				90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232,038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ 231,035	92 <b>U</b> УРАН 238,029	93 <b>Np</b> НЕПТУНИЙ [237]	94 <b>Pu</b> ПЛУТОНИЙ [239]	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ [243]	96 <b>Cm</b> КЮРИЙ [247]	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ [247]	98 <b>Cf</b> КАЛИФОРНИЙ [249]	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ [257]	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 <b>No</b> НОВЕЛИЙ [259]	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ [262]	

Атомный номер → 20

Символ элемента → **Ca**

Название элемента → Кальций

Относительная атомная масса → 40,078

# ХИМИЯ

Учебное пособие для 7 класса  
учреждений общего среднего образования  
с русским языком обучения

Под редакцией И. Е. Шимановича

*Допущено  
Министерством образования  
Республики Беларусь*

Минск «Народная асвета» 2017

Правообладатель Народная асвета

УДК 54(075.3=161.1)  
ВБК 24я721  
Х46

Авторы:

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

Рецензенты:

Ученый совет государственного научного учреждения «Институт общей и неорганической химии Национальной академии наук Беларуси» (доктор химических наук, профессор, член-корреспондент НАН Беларуси, директор института *А. И. Кулак*); учитель химии квалификационной категории «учитель-методист» государственного учреждения образования «Средняя школа № 1 г. Ляховичи» *С. В. Оберган*

**Химия** : учеб. пособие для 7-го кл. учреждений общ. сред.  
Х46 образования с рус. яз. обучения / И. Е. Шиманович [и др.] ;  
под ред. И. Е. Шимановича. — Минск : Народная асвета,  
2017. — 182 с. : ил.  
ISBN 978-985-03-2800-7.

УДК 54(075.3=161.1)  
ВБК 24я721

ISBN 978-985-03-2800-7

© Оформление. УП «Народная асвета», 2017

Правообладатель Народная асвета

## Дорогие друзья!

В этом году вы начинаете изучение нового школьного предмета — химии. Это очень интересная наука, которая поможет вам правильно понимать окружающий мир и объяснять различные явления, происходящие вокруг. Она даст вам ответы на многие вопросы и расширит ваш кругозор.

Являются ли для вас новыми слова *химия*, *химический*? Конечно же, нет! Вы уже слышали их дома, в школе, по телевидению. Это говорит о том, что химия и все, что с ней связано, стали неотъемлемой частью жизни человека, его повседневной деятельности.

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

В настоящее время химия является одной из важнейших наук, а химическая промышленность — важнейшей отраслью производства.

Химия обладает огромной созидательной силой. С ее помощью изготавливаются строительные материалы, удобрения для повышения плодородия почвы и химические средства защиты растений. Химики производят различные пластмассы и волокна, лекарства и витамины, красители, моющие средства и много других важных и полезных материалов. Природные ископаемые — уголь и нефть химия превращает в топливо для транспорта, в тепло и свет, необходимые нам для жизни.

К сожалению, то, что мы узнаем о химии из средств массовой информации, часто связано с дымовыми завесами вокруг химических предприятий, авариями и катастрофами, приводящими к загрязнению окружающей среды, с ядовитыми веществами в реках, с овощами и фруктами, отравленными ядохимикатами. Но виновата ли в этом химия? Нет, не виновата! Эти нежелательные события происходят по вине безответственных людей, которые не задумываются о последствиях своей деятельности, не соблюдают правил использования химических веществ и проведения химических процессов. Знания, необходимые для сохранения окружающей среды, и ответы на многие вопросы, связанные с жизнью и деятельностью человека на Земле, поможет вам найти замечательная наука — химия.

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

Мы очень надеемся, что, познакомившись с удивительным миром химии, многие из вас полюбят эту замечательную науку, а полученные знания пригодятся вам в дальнейшем в жизни и в работе.

В добрый путь!

*Авторы*

## Как пользоваться учебным пособием

У вас в руках учебное пособие по химии. Полистайте его, ознакомьтесь с содержанием. Посмотрите на рисунки, схемы. Как вы заметили, весь материал книги разделен на главы и параграфы.



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




В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне. Прочитав их, вы сможете проверить, насколько хорошо усвоили материал урока.

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 даны в конце книги.

Не забывайте пользоваться предметным указателем. С его помощью вам будет легче отыскать материал, который следует изучить или повторить. В Приложении даны справочные материалы, которые могут быть полезны при изучении химии.

Дополнительную информацию вы можете найти, используя

Интернет-ресурс *Moodle*  , доступный на национальном образовательном портале по ссылке <http://e-vedy.adu.by> («Электронные образовательные ресурсы» → «Химия» → «7 класс»).

В учебном пособии вы встретите следующие условные обозначения:  — определения и правила;  — вопросы и задания;  — интересно знать.



## 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. Во время урока каждый учащийся должен находиться на своем рабочем месте, на другое место можно переходить только с разрешения учителя. Нельзя загружать 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 на вкус реактивы.
6. Перед выполнением каждого опыта необходимо тщательно ознакомиться с его описанием.
7. Запрещается 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 оговорено учителем.
9. Если вы пролили (просыпали) реактив или он попал на одежду, лицо, руки, немедленно сообщите об этом учителю или лаборанту.

Более подробно с правилами безопасного поведения при работе в кабинете химии вы познакомитесь на последующих уроках.



# Введение



Во введении вы познакомитесь с удивительной наукой — химией. Узнаете, что изучает химия, что такое химические вещества, какими свойствами они обладают и как их можно изучать.



## § 1. Что изучает химия?

В повседневной жизни, всегда и везде нас окружает огромное многообразие самых разных предметов. Каждый из них имеет свое название. Это, например, книга, тетрадь, компьютер, ручка, стол, телефон, автомобиль... Несмотря на то что эти предметы совершенно разные, все они имеют одно общее название — **физические тела**.



Из стекла



Из алюминия



Из полиэтилена

Рис. 1. Физические тела

Внимательно посмотрите на рисунок 1. Из чего изготовлены изображенные физические тела? Правильно! Вначале показаны предметы из стекла, затем — из алюминия, потом — из пластмассы (полиэтилена). Это значит, что разные физические тела могут состоять из одного и того же *вещества*.



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

Большинство тел состоит из нескольких разных веществ. Это, например, хорошо знакомые вам смартфон, фонарик, ножницы, утюг (рис. 2). Нетрудно догадаться, что они сделаны, как минимум, из двух веществ — железа и пластмассы.



Рис. 2. Физические тела, состоящие из нескольких веществ

В настоящее время известно более 130 млн различных веществ. Некоторые из них, например вода, кислород, углекислый газ, встречаются в природе. Большинство же веществ, в том числе знакомые вам капрон и полиэтилен, химики получают искусственно. Ежегодно они создают несколько миллионов новых веществ.

Многие вещества находят широкое практическое применение. Они входят в состав лекарств, витаминов, пищевых добавок, красителей, моющих средств. Вещества являются составными частями *материалов*. Так обычно в промышленности называются смеси веществ, из которых изготавливают различные предметы. Материалами являются, например, резина, бумага, древесина, химические волокна.

Каждое вещество имеет свое название и обладает рядом присущих только ему признаков, своеобразных «отпечатков пальцев», которыми данное вещество отличается от других веществ или схоже с ними.

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

Различают физические и химические свойства веществ. Давайте разберемся, что же они характеризуют.



### Физические свойства

К **физическим** относятся такие свойства веществ, которые мы можем определить с помощью своих органов чувств или с помощью различных измерительных приборов. Это, например, агрегатное состояние вещества (твердое, жидкое или газообразное), его цвет, плотность, температуры кипения и плавления, электропроводность, теплопроводность, твердость, растворимость в воде и др.

Так, хорошо знакомая вам медь — твердое непрозрачное вещество коричневатого-красного цвета с металлическим блеском (рис. 3). Под ударами молотка медь расплющивается, следовательно, она пластична, обладает ковкостью. Медь 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  $1083^\circ\text{C}$ .



Рис. 3. Изделия из меди

А каковы физические свойства привычной вам поваренной соли? Скорее всего, вы скажете, что это сыпучее вещество белого цвета, хорошо растворимое в воде. Однако поваренная соль существует и в виде крупных прозрачных кристаллов (рис. 4). Они хрупки и при растирании превращаются



Рис. 4. Поваренная соль: измельченная и в кристаллах

Они хрупки и при растирании превращаются

в мелкие кристаллики. В сухом виде соль не проводит электрический ток, но ее раствор является хорошим проводником электричества. Плотность соли составляет  $2,2 \text{ г/см}^3$ , а температура плавления равна  $801 \text{ }^\circ\text{C}$ .

Знать свойства веществ необходимо, чтобы найти им применение и правильно обращаться с ними. Например, изделия из капрона и нейлона нельзя гладить слишком горячим утюгом, так как эти вещества из-за невысокой температуры плавления при глажении могут расплавиться. Многие вещества ядовиты. Поэтому неизвестные вам вещества нельзя пробовать на вкус. Ряд веществ разъедают кожу, и к ним нельзя даже прикасаться.

Некоторые физические свойства веществ (цвет, агрегатное состояние) можно определить непосредственно с помощью органов чувств. Такие свойства, как температуры плавления и кипения, плотность, определяют с помощью специальных устройств или приборов. Давайте познакомимся с физическими свойствами некоторых веществ.

## Лабораторный опыт 1

### *Изучение физических свойств веществ*

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

Охарактеризуйте цвет выданных веществ. Какие из них являются прозрачными, а какие блестят?

В пять пробирок налейте воду примерно до четверти их объема. В первую пробирку поместите немного сахара, во вторую — железа (кусочки железной проволоки), в третью — измельченного мела, в четвертую — меди и в пятую — растительного масла. Что вы наблюдаете? Если добавленное в воду вещество опускается на дно пробирки, значит,



оно тяжелее воды. Если же вещество не тонет — оно легче воды. Тщательно перемешайте содержимое каждой пробирки. Растворяется ли каждое из добавленных веществ в воде?

Результаты наблюдений запишите в тетрадь.

### Химические свойства

Под химическими свойствами понимают *способность одних веществ превращаться в другие, новые вещества*. Так, например, если сильно нагреть сахар, то через некоторое

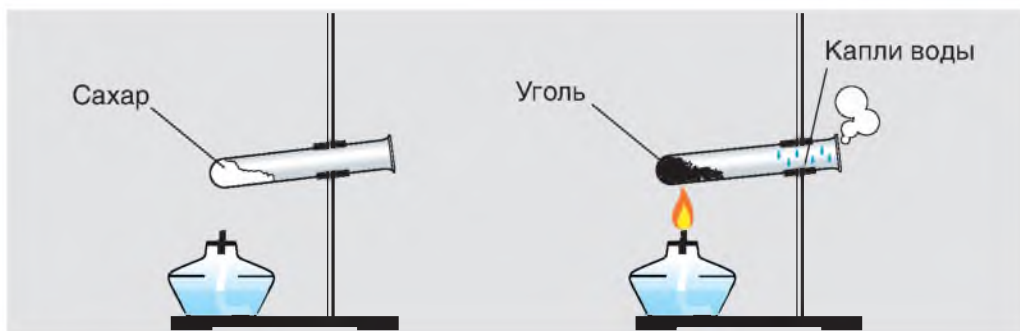


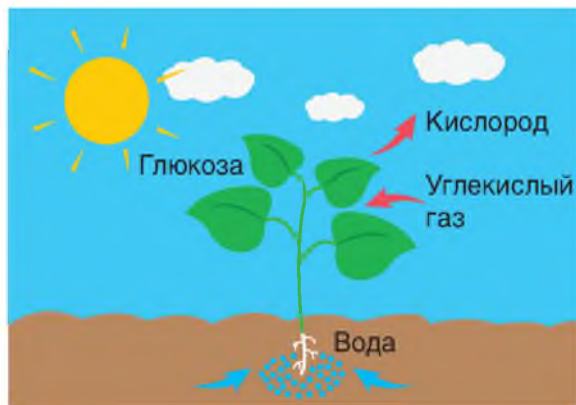
Рис. 5. Нагревание сахара



время он превратится в два новых вещества — черный уголь и бесцветную воду (рис. 5). Вода, в свою очередь, под действием электрического тока тоже превращается в новые вещества — водород и кислород (рис. 6). Из воды и углекислого газа в зеленых растениях под действием солнечных лучей образуются глюкоза и кислород — идет процесс фотосинтеза (рис. 7). Все это

Рис. 6. Образование кислорода и водорода из воды

Рис. 7. Схема процесса фотосинтеза



примеры химических превращений веществ.

Изучение таких превращений — основная задача химии. Поэтому на вопрос, что же такое химия, можно дать следующий краткий ответ.



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

Химия так же, как биология и физика, относится к естественным наукам.

*Все физические тела состоят из веществ.*

*Вещества характеризуются определенными физическими и химическими свойствами.*

*Свойства — это признаки, по которым различные вещества отличаются друг от друга или схожи между собой.*

*Химия — это наука, изучающая вещества и их превращения.*



### Вопросы и задания

1. Укажите, в каких из перечисленных предметов содержится вещество железа: спичка, нож, мяч, гвоздь, карандаш, отвертка.
2. Приведите не менее трех примеров физических тел, которые изготовлены из: а) алюминия; б) полиэтилена.
3. Перечислите не менее пяти веществ, которые вы можете найти у себя дома, и укажите, где они применяются.
4. На каких свойствах мела основано его практическое применение? Где он используется?





5. По каким свойствам можно отличить медь от алюминия, песок от железа, поваренную соль от мела?
6. Почему медь используется для изготовления электрических проводов?
7. Какое свойство алюминия позволяет изготавливать из него фольгу?
8. Твердое вещество белого цвета, растворяется в воде, его водный раствор хорошо проводит электрический ток. Какое из веществ — мел, железо, уголь или поваренная соль — обладает перечисленными физическими свойствами?
9. Какие свойства веществ называются химическими? Приведите примеры известных вам химических превращений.



Ознакомьтесь с научными методами, которые используются в химии при изучении веществ и их превращений.

## § 2. Химия вчера, сегодня, завтра

Химия имеет богатую историю. Предпосылки для зарождения химии появились задолго до новой эры в Египте — технически наиболее передовой стране Древнего мира. Не случайно, что современное название «химия» происходит от слова «хеми», которым египтяне называли в то время свою страну. Именно там люди впервые научились с помощью различных химических превращений выплавлять из руды медь, бронзу и железо. Уже тогда египетские жрецы владели секретами изготовления стекла, фаянса, некоторых минеральных и растительных красок, лекарственных препаратов, парфюмерии.

В середине первого тысячелетия новой эры химические знания из Египта попали на Ближний Восток. Арабские ученые, много сделавшие для развития химии, стали называть эту науку *алхимией*, которая в конце VIII в. проникла в Европу. Главной задачей алхимии в течение почти полутора тысяч лет был поиск мифических «философского камня» и «эликсира молодости», якобы способных превращать не-

благородные металлы в золото и серебро, излечивать все болезни и делать человека бессмертным. Последователей этой идеи стали называть *алхимиками* (рис. 8). Ими были практически все ученые Средневековья, монахи, врачи и даже некоторые короли.



Рис. 8. Алхимик в лаборатории

Хотя алхимики так и не смогли достичь своей главной цели, они оставили заметный след в истории развития химии. В поисках «философского камня» и «эликсира молодости» алхимики получили много новых веществ, изобрели различные приборы и приспособления, которые с тех пор широко используются в химических исследованиях.

Начиная с XVI в. алхимия стала постепенно превращаться из ремесла в науку. Несбыточные алхимические идеи начали уступать место новым учениям. Началом химии как настоящей науки стали исследования английского химика и физика Роберта Бойля. Именно он «отбросил» от названия «алхимия» приставку «ал», тем самым открыв новый период в развитии химии.

### 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.





**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.

Превращению химии в настоящую науку способствовали работы многих исследователей, в числе которых русский ученый М. В. Ломоносов и француз А. Л. Лавуазье. Большой вклад в развитие и укрепление химии внесли такие ученые, как Дж. Дальтон, А. Авогадро, Й. Я. Берцелиус, А. М. Вутлеров, Д. И. Менделеев и многие другие.

В настоящее время химия стала не только одной из важнейших областей человеческого знания, но и сырьевой базой практически всех отраслей промышленности и сельского хозяйства. С ее помощью уголь, нефть и газ превращаются в топливо и пластмассы, в различные материалы и растворители. Люди, вооруженные знанием химии, выплавляют металлы, изготавливают стекло, керамику и бетон. Они создают резину и моющие средства, лаки и краски, лекарства и витамины, удобрения для повышения плодородия почвы и химические



**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.

---

средства защиты растений, искусственные волокна и взрывчатые вещества. На химических производствах выпускают различные химикаты — кислоты и щелочи, соли, спирты.

Без достижений химии невозможно развитие пищевой и легкой промышленности, создание ракетной и космической техники. Невероятно велика роль химии в развитии энергетики, в том числе атомной. Сегодня 92 % всей потребляемой в мире энергии получают с использованием различных химических превращений. Новой областью химических технологий стала охрана окружающей среды, переработка вторсырья. Очевидно, что без достижений химии жизнь современного общества невозможна.

Химия продолжает активно развиваться. Одно из новых направлений — нанохимия. С ее помощью создаются совершенно новые материалы с уникальными свойствами.

**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.



Например, из тканей, содержащих особые серебряные наночастицы, сейчас изготавливают одежду, которая защищает человека от вредных грибков, бактерий и вирусов. Из наноматериалов, обладающих уникальными свойствами, производятся детали устройств для радиоэлектронной и космической техники, для атомных электростанций, различная продукция медицинского назначения.

Каковы же перспективы развития химии? Одной из главных задач, стоящих перед химией в будущем, остается создание новых материалов с заданными ценными свойствами. На основе новых технологий будут созданы безопасные, долговечные и надежные источники энергии, миниатюрные и невероятно мощные компьютеры, новые лекарства, материалы для изготовления протезов и искусственных органов для улучшения качества жизни людей.

Республика Беларусь относится к странам с высоким уровнем развития химической промышленности (рис. 9).



Рис. 9. Продукция химической промышленности

В нашей стране действуют 75 химических предприятий, которые выпускают самую разнообразную продукцию. Основная отрасль химической промышленности Беларуси — производство минеральных удобрений. Так, ОАО «Беларуськалий» (г. Солигорск) является одним из крупнейших в мире производителей калийных удобрений (рис. 10). Его продукция поставляется в 97 стран мира.

Азотные удобрения в нашей стране производятся на ОАО «Гродно Азот», а фосфорные — на ОАО «Гомельский химический завод».

Важнейшими предприятиями нефтехимической промышленности Республики Беларусь являются ОАО «Нафтан» (г. Новополоцк) и ОАО «Мозырский нефтеперерабатывающий завод». Это современные комплексы по выпуску нефтепродуктов высокого качества.

Наша страна является крупным поставщиком на



ОАО «Беларуськалий»



ОАО «Гродно Азот»



ОАО «Нафтан»

Рис. 10. Химические предприятия Беларуси



мировой рынок химических волокон и нитей. Они производятся на ОАО «Полимир» (г. Новополоцк), на ПО «Химволокно» (г. Могилев, г. Гродно, г. Светлогорск, г. Полоцк).

В Республике Беларусь также развита шинная промышленность. ОАО «Белшина» (г. Бобруйск) — одно из крупнейших предприятий в Европе, выпускающее более 200 видов шин. Резинотехнические изделия у нас производятся на ОАО «Беларусьрезинотехника» (г. Бобруйск), ОАО «Резинотехника» (г. Борисов).

К крупным отраслям химической промышленности в нашей стране относится также производство лаков и красок на ОАО «Лакокраска» (г. Лида).

В Беларуси активно развивается химико-фармацевтическая промышленность, производящая лекарственные препараты. К важнейшим предприятиям этой отрасли относятся РУП «Белмедпрепараты» (г. Минск) и ОАО «Борисовский завод медицинских препаратов».

Сегодня уже понятно, что без химии невозможно развитие человеческой цивилизации. Но при всех благах, которые дает нам химия, с химическими веществами и материалами надо обращаться осторожно, соблюдая определенные правила, чтобы исключить вред для здоровья человека и загрязнение окружающей среды.

### § 3. Знакомство с химической лабораторией

Свойства веществ и их превращения химики изучают в специально оборудованных помещениях — **химических лабораториях** (рис. 11). Лаборатории оснащены различными приборами и специальной химической посудой. В каждой химической лаборатории имеется набор необходимых веществ, которые называются *реактивами*.

В школьном кабинете химии вы познакомитесь с устройством и назначением разных приборов. Здесь же вы научитесь правильно использовать химическую посуду и обращаться с реактивами.

Для того чтобы работа в кабинете химии была безопасной, нужно хорошо знать и выполнять специальные правила (с. 6). Прочитайте их еще раз и постарайтесь запомнить — это очень важно! А теперь начнем знакомство с важнейшим лабораторным оборудованием.



Рис. 11. Химическая лаборатория

## Практическая работа 1

### *Приемы обращения с простейшим лабораторным оборудованием*

Цели работы: изучить правила поведения и работы в школьном кабинете химии; познакомиться с простейшим оборудованием для проведения лабораторных опытов, его назначением и устройством, правилами работы с ним.

**Лабораторный штатив** (рис. 12). Предназначен для закрепления химической посуды и оборудования при выполнении опытов.



Рис. 12. Лабораторный штатив





Рис. 13. Штатив для пробирок



Рис. 14. Спиртовка

Он состоит из *основания* и *стержня*, к которому при помощи муфт крепятся *кольца* и *зажимы* («лапки»).

**Штатив для пробирок** (рис. 13). Предназначен для размещения пробирок при проведении опытов.

**Спиртовка** (рис. 14) — нагревательный прибор, дающий тепло за счет горения спирта. Она предназначена для нагревания веществ или материалов при проведении опытов. Спиртовка состоит из стеклянного резервуара, металлической трубки с диском, фитиля и колпачка. Внимательно рассмотрите спиртовку, зарисуйте ее устройство в тетрадь.

**Запомните:** спиртовку можно зажигать только спичкой (рис. 15). Использовать для этого пламя зажигалки или другой спиртовки строго запрещено, так как это может приве-



Рис. 15. Зажигание спиртовки

сти к пожару. Для гашения спиртовки ни в коем случае нельзя задуть пламя. Делают это, быстро накрыв пламя спиртовки колпачком.

**Задание.** Зажгите спиртовку спичкой и погасите пламя при помощи колпачка.

**Электронагреватели и газовые горелки** (рис. 16) — приборы, предназначенные для нагревания за счет электрического тока или горения газа.

**Химическая посуда.** Откройте форзац I учебного пособия и внимательно рассмотрите химическую посуду, которую вы будете использовать на уроках химии.

**Посуда общего назначения** — химические стаканы, пробирки, разные колбы (коническая, плоскодонная и круглодонная), стеклянные трубки, шпатели и палочки, газотводные трубки с пробками, фарфоровые чашки, стеклянные воронки. Постарайтесь запомнить их внешний вид и названия. Химическая посуда изготовлена из хрупких материалов — стекла и фарфора и требует бережного обращения. Тонкостенную химическую посуду можно нагревать в пламени спиртовки.

**Измерительная посуда** предназначена для измерения объемов разных жидкостей. К этой посуде относятся: мензурки, мерные цилиндры, мерные стаканы, мерные колбы. На их внешних стенках нанесены деления, каждому из которых соответствует определенный объем ( $\text{см}^3$ ).

**Задание.** Налейте в пробирку из химического стакана немного воды (примерно на  $\frac{1}{3}$  объема). Если снаружи



Рис. 16. Нагревательные приборы

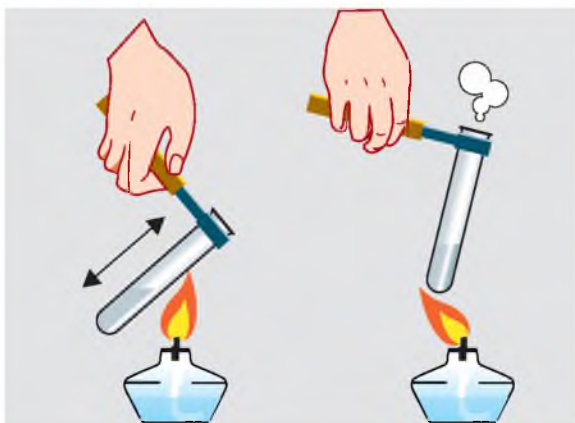


Рис. 17. Нагревание воды в пробирке

пробирки оказались капельки воды, промокните их фильтровальной бумагой. С помощью специального держателя внесите пробирку в наклонном положении в верхнюю часть пламени спиртовки. При этом отверстие пробирки обязательно направьте в сторону от себя и от находящихся рядом людей!

В течение примерно 5 секунд равномерно прогревайте пробирку по всей длине, а затем — только ее нижнюю часть до начала кипения воды (рис. 17). *Не заглядывайте в пробирку с кипящей водой и не наклоняйтесь над ней!*

## § 4. Чистые вещества и смеси

Свойства вещества можно изучить лишь тогда, когда оно является чистым, т. е. не смешано с другими веществами. Поэтому необходимо отличать *чистые вещества* от *смесей веществ*.

### Чистые вещества

Это вещество — одно из самых распространенных на нашей планете! Облака роняют его на землю в виде прохладных капель или красивых, хрупких снежинок. Оно заполняет реки, озера, моря и океаны. В нем растворяются многие вещества — соль, сахар, уксус. При температуре  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  оно кипит, превращаясь в бесцветный пар, а при  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  затвердевает, образуя лед. Что это за вещество? Правильно! Это — вездесущая и жизненно важная **вода!**

Однако при указанных температурах она кипит или затвердевает, если является *чистой*, т. е. не содержит примесей других веществ. Если же вода содержит примеси, температуры ее кипения и плавления будут отличаться от указанных выше. Чем больше примесей в воде, тем сильнее это отличие. Например, вода из Средиземного моря, в одном литре которой содержится около 37 г примесей (солей), кипит при температуре 100,5 °С. В то же время вода из Мертвого моря, содержащая примерно 300 г соли в одном литре, кипит при температуре 106 °С. Отсюда следует, что определенными физическими свойствами обладают только чистые или, как их еще называют, индивидуальные вещества, не содержащие примесей других веществ.



**Чистыми (индивидуальными) называются вещества, не содержащие примесей других веществ. Каждое чистое вещество обладает определенными, присущими только ему свойствами.**

Чистые вещества в природе практически не встречаются. Их получают в лабораториях в специальных условиях. Без таких веществ было бы невозможно развитие электроники, изготовление солнечных батарей — «ловушек» солнечной энергии.

### Смеси веществ

В жизни мы, как правило, встречаемся не с индивидуальными веществами, а с их смесями.



**Смесь — это совокупность нескольких индивидуальных веществ.**

Так, например, воздух представляет собой смесь нескольких газообразных веществ, среди которых есть уже знакомые вам кислород и углекислый газ. Кроме воздуха,



Рис. 18. Продукты питания — смеси веществ



Рис. 19. Гранит

к природным смесям относятся почвы, горные породы, вода рек, морей и океанов. Смесями являются, как правило, все продукты питания (рис. 18).

Рассматривая горную породу гранит (рис. 19), можно даже невооруженным глазом увидеть, что эта природная смесь состоит из нескольких составных частей — *компонентов*, окрашенных в разные цвета.

Многие смеси веществ, например молоко, сметана, шоколад, бумага или резина, на первый взгляд кажутся состоящими из одного компонента. Однако при рассмотрении их под микроскопом обнаруживается, что и они состоят из



Рис. 20. Молоко — неоднородная смесь

нескольких компонентов (рис. 20). Такие смеси называются *неоднородными*.

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

**СМЕСИ ВЕЩЕСТВ****Однородные:**

воздух, водопроводная вода, растворы, одеколон, бензин, растительное масло и др.

**Неоднородные:**

горные породы, почвы, молоко, шоколад, краски, бетон, асфальт, кирпич, кровь и др.

Для того чтобы количественно охарактеризовать ту или иную смесь веществ, нужно указать *массовые доли* ее компонентов. *Массовая доля компонента* — величина, которая показывает, какую часть от общей массы смеси составляет масса данного вещества. Массовую долю какого-либо вещества  $X$  обозначают буквой « $w$ » (дубль-вэ) и записывают так:  $w(X)$ . Ее можно рассчитать, разделив массу данного вещества  $X$  на общую массу смеси:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{смеси})}.$$

Если, например, масса смеси соли с сахаром равна 50 г, а масса сахара в ней — 10 г, то его массовая доля составляет:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{смеси})} = \frac{10 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 0,20.$$

Как видно, массовая доля компонента — безразмерная величина, представляющая собой число меньше единицы. Часто массовую долю выражают *в процентах* (%). Для этого ее значение умножают на 100, например:

$$w(\text{сахара}) = 0,2, \text{ или } 20 \%.$$

В таком виде массовая доля численно равна массе вещества  $X$ , содержащегося в каждых 100 г смеси.

Разделение смесей

В окружающем мире практически все вещества находятс я в виде смесей. Для получения чистых веществ эти смеси



разделяют на отдельные компоненты. Чтобы это сделать, необходимо хорошо знать свойства веществ, входящих в состав смесей. Сейчас вы познакомитесь с важнейшими способами их разделения.

### *Разделение неоднородных смесей*

Один из самых простых способов разделения неоднородных смесей — **фильтрование**. С его помощью можно разделить смеси твердых и жидких веществ, например мела и воды (рис. 21). Для этого разделяемую смесь помещают на *фильтр* — пористый материал со множеством сквозных отверстий — пор. Их размер намного меньше размера твердых частиц, содержащихся в смеси. Эти частицы не могут пройти через поры фильтра и остаются на его поверхности, а жидкость легко проходит через фильтр.



Рис. 21. Фильтрование смеси мела и воды

В качестве фильтров применяют специальную бумагу, пористые стекло, керамику и др. (рис. 22). В некоторых случаях для фильтрования используют сложенную в несколько слоев ткань,

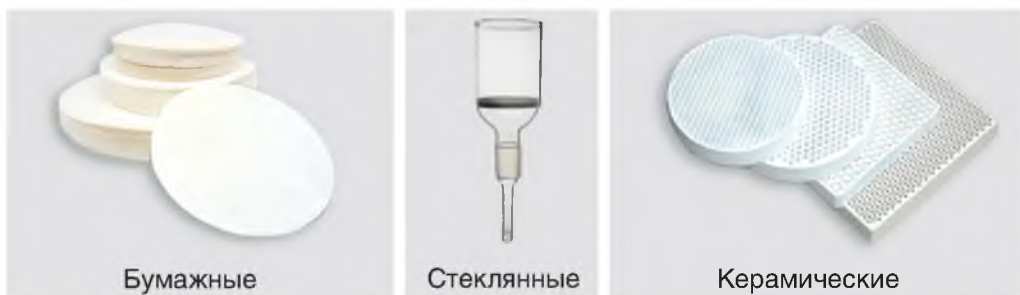


Рис. 22. Различные виды фильтров

марлю или вату. На одной из стадий очистки питьевой воды от твердых примесей ее пропускают через толстый слой чистого мелкого песка, который в этом случае играет роль фильтра.

*Вспомните, используется ли фильтрация у вас дома, на кухне. Какие фильтры при этом применяются?*

Другой способ разделения неоднородных смесей — **отстаивание**. С его помощью можно разделить смеси воды с нерастворимыми в ней веществами, плотность которых больше или меньше плотности воды. К таким неоднородным смесям относятся, например, смеси воды с песком (рис. 23) или воды с бензином. Такие смеси после приготовления оставляют стоять некоторое время. Поскольку плотность песка больше плотности воды, песчинки постепенно опускаются на дно, а сверху остается вода, которую можно слить в другой сосуд. В то же время плотность бензина меньше плотности воды, вследствие чего капельки бензина поднимаются вверх. Соединяясь друг с другом, они образуют в верхней части сосуда слой бензина (рис. 24).



Рис. 23. Смесь воды и песка



Рис. 24. Смесь воды и бензина





### *Разделение однородных смесей*

На практике чаще всего приходится разделять однородные смеси жидких веществ. Для этого используют метод **перегонки**, или **дистилляции**. Он основан на том, что компоненты смеси начинают кипеть при разных температурах. Например, вода закипает при температуре  $100^{\circ}\text{C}$ , а спирт — при  $78^{\circ}\text{C}$ . При нагревании смеси вначале кипит вещество с более низкой температурой кипения, т. е. спирт. Его пар охлаждают и получают чистый спирт в жидком состоянии. После выкипания всего спирта остается чистая вода. Таким образом, перегонку используют при необходимости выделить из однородной смеси ее жидкий компонент (или несколько компонентов). Методом перегонки из природной смеси — нефти получают известные вам бензин, керосин и смазочные масла.

Если из однородной смеси, например из водного раствора соли, нужно выделить твердое вещество (соль), используют другой метод разделения — **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, например, вода и спирт, а к нелетучим — соль и сахар. При нагревании в открытом сосуде раствора соли в воде летучая вода испаряется (рис. 25), а нелетучая соль остается в виде твердого вещества. Таким образом, выпаривание применяют для разделения смесей летучих и нелетучих веществ.

В природе под действием солнечных лучей происходит постепенное испарение воды с поверхности соляных озер (рис. 26). Это явление лежит в основе одного из способов добычи поваренной соли.

В настоящее время, кроме указанных, используются и другие, более сложные методы разделения смесей.



Рис. 25. Выпаривание жидкости



Рис. 26. Добыча соли на соляном озере

*Чистыми называются 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 индивидуальные вещества можно выделить с помощью фильтрации и отстаивания.*

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



### Вопросы и задания

1. Как влияет наличие примесей в воде на температуру ее кипения?
2. Представьте себе, что из путешествия вы привезли домой в качестве сувенира две одинаковые бутылки, в одной из которых вода из Средиземного, а в другой — из Мертвого моря. Как с помощью термометра можно определить, где какая вода находится?
3. Загляните внутрь чайника, в котором долго кипятилась водопроводная вода, и сделайте вывод, является ли она чистым веществом.
4. Приведите по пять примеров известных вам однородных и неоднородных смесей.



- Однородная или неоднородная смесь образуется при смешивании воды с: а) сахаром; б) мукой; в) растительным маслом; г) поваренной солью; д) уксусом?
- Чем различаются между собой вещества, смесь которых можно разделить: а) отстаиванием; б) фильтрованием; в) выпариванием; г) перегонкой?
- Для засолки овощей приготовили смесь, состоящую из соли массой 25 г и сахара массой 15 г. Чему равны массовые доли компонентов данной смеси?
- Как бы вы разделили смесь сахара, песка и древесных опилок? Составьте план разделения, кратко опишите каждый его этап и расскажите об ожидаемых результатах.
- Предложите способ разделения смеси железных и медных опилок.

## Практическая работа 2

### *Разделение неоднородной смеси*

**Цели работы:** освоить на практике основные способы разделения неоднородных смесей. Разделить смесь соли и песка.

#### 1. Подготовка смеси к разделению

В химический стакан со смесью соли и песка налейте воду, объем которой примерно равен  $\frac{1}{3}$  объема стакана. Тщательно размешайте его содержимое стеклянной палочкой с резиновым наконечником. Что вы наблюдаете?

#### 2. Отстаивание смеси

Извлеките стеклянную палочку из стакана и оставьте его постоять 2—3 мин. Какие изменения произошли в стакане? Запишите свои наблюдения.

#### 3. Фильтрование

1) Приготовьте бумажный фильтр. Для этого кружок фильтровальной бумаги сложите вчетверо, как показано на рисунке 27. Высота фильтра (радиус кружка) должна быть

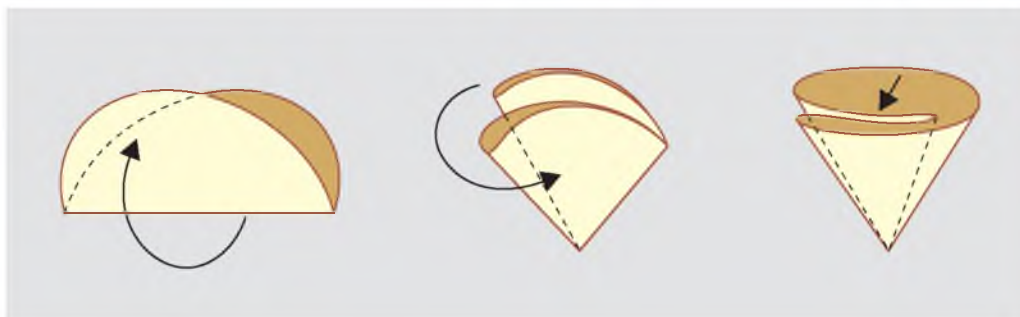


Рис. 27. Изготовление бумажного фильтра

такой, чтобы его верхний край был примерно на 0,5 см ниже края воронки для фильтрования.

2) Вставьте фильтр в воронку. Для того чтобы он плотно прилегал к внутренней поверхности воронки, равномерно смочите его небольшим количеством воды. Для этого можно использовать стеклянную трубочку.

3) Воронку с фильтром поместите в кольцо штатива (рис. 28). Снизу под воронкой поставьте пустой стакан так, чтобы его стенка касалась трубки воронки. Содержимое стакана со смесью воды, песка и соли осторожно, небольшими порциями, сливайте на фильтр. Что при этом происходит? Где собираются частички песка? Прозрачная жидкость, которая проходит через фильтр и собирается в стакане под воронкой, называется *фильтратом*. Фильтрат представляет собой раствор соли в воде.



Рис. 28. Фильтрование смеси песка, воды и соли



#### 4. Выпаривание

1) Для выделения соли из фильтрата небольшой его объем поместите в фарфоровую чашку.

2) Чашку с фильтратом вставьте в кольцо штатива и осторожно нагревайте на пламени спиртовки так, чтобы жидкость из чашки испарялась без кипения. Что образовалось на дне чашки после испарения всей жидкости? Что представляет собой этот белый порошок? Чем он отличается от исходной смеси соли и песка? Запишите в тетради результаты работы, сделайте рисунки, сформулируйте выводы. Перечислите способы, которые вы использовали для разделения смеси соли и песка.

**5. Приведите в порядок свое рабочее место.**



## Глава I

# Основные химические понятия

Простые вещества  
Сложные вещества

Атом  
Химический элемент  
Молекула

Химическая формула  
Химическая реакция

Металлы  
Неметаллы



В этой главе вы узнаете об атомах и химических элементах. Поймете, что такое простые и сложные вещества, как их можно описать с помощью химических формул. Познакомитесь с химическими реакциями, их ролью в живой и неживой природе.



## § 5. Атомы. Химические элементы

Все, что нас окружает, в том числе и Земля, на которой мы живем, и мы сами, 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. Есть ли предел такого дробления? Что представляют собой частицы, которые дальше уже нельзя раздробить? Иад 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 физическое тело (или вещество) составлено из присущих только ему атомов, т. е. существуют атомы, например, мяса, песка, дерева, воды и т. д. Другими словами, сколько есть веществ — столько существует 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 все возможные предметы.



**Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы.**

### Химические элементы

Общее число атомов во Вселенной невообразимо велико. Однако видов атомов сравнительно немного. Каждый 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 одинаковые 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 встречаются 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 в настоящее время более 130 млн веществ. Все они представляют собой самые разные 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 — 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 1.

Таблица 1. Названия, химические символы и относительные атомные массы некоторых химических элементов

Название химического элемента	Химический символ элемента	Произношение химического символа	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	силициум	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

Продолжение

Название химического элемента	Химический символ элемента	Произношение химического символа	Относительная атомная масса (округленная)
Серебро	Ag	аргентум	108
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 учебного пособия. Там представлена периодическая система, в которой размещены все известные на сегодняшний день химические элементы. Подробнее с периодической системой вы познакомитесь 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 % общего числа атомов всех элементов. Доли остальных элементов показаны на рисунке 29.

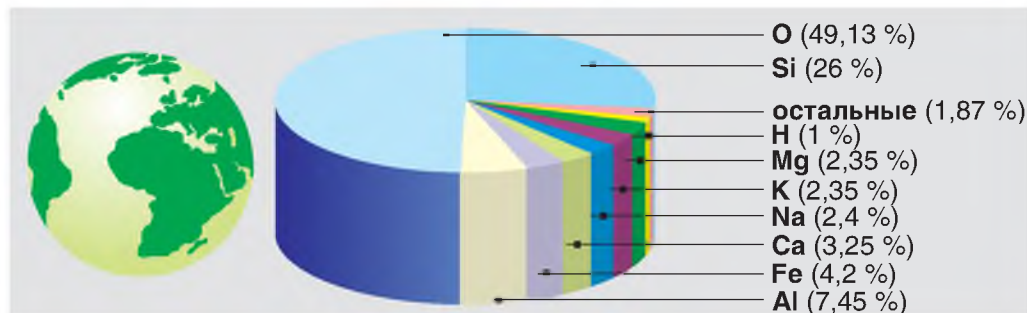


Рис. 29. Распространенность химических элементов в земной коре

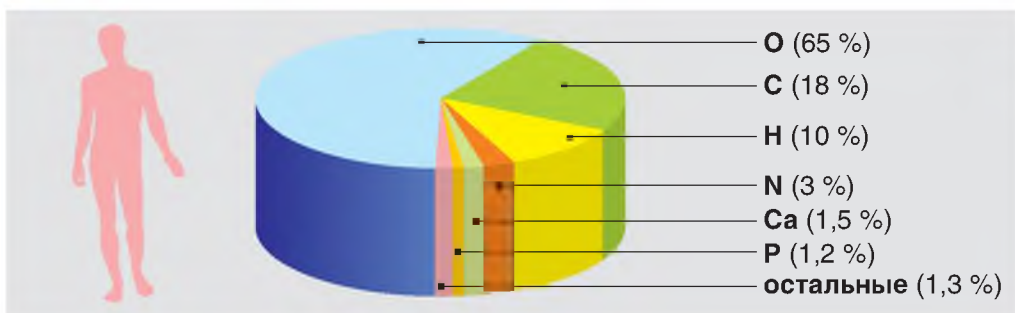


Рис. 30. Содержание химических элементов в теле человека

В нашей Галактике почти 92 % общего числа всех атомов приходится на долю водорода H, 7,9 % — на долю гелия He и только 0,10 % — на атомы всех остальных элементов. Значит, атомы двух элементов — водорода и гелия — составляют основу звездной материи.

В организме человека на долю атомов кислорода приходится 65 % массы тела, в то время как доля атомов углерода C — 18 %, водорода H — 10 %, азота N — 3 % (рис. 30).

*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.*

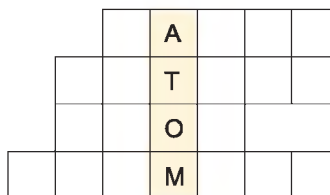
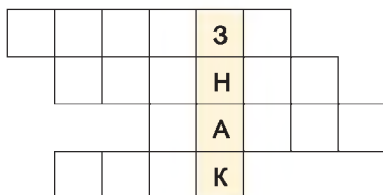
*Атомы разных химических элементов различаются массой, размерами и строением.*



### Вопросы и задания

1. Назовите химические элементы, которые обозначаются символами: Mg, Na, Si, P, Cu, Ag, Hg, N.
2. Напишите химические символы следующих элементов: меди, калия, цинка, железа, ртути, золота, магния, углерода, серы, хлора, свинца.

3. Назовите элементы, которые занимают первые три места по распространенности в земной коре. Какова общая доля (%) атомов всех остальных элементов?
4. Укажите химические элементы (не менее пяти), атомы которых входят в состав известных вам веществ. Назовите эти вещества.
5. Выпишите из таблицы 1 названия химических элементов:
  - а) женского рода; б) среднего рода; в) мужского рода.
6. Разгадайте два кроссворда, вписав в пустые клетки по горизонтали названия химических элементов:



7. Составьте самостоятельно такой же кроссворд для слова «символ». Условие: нельзя использовать первую букву названия элемента.
- 8\*. На основе данных рисунка 30 рассчитайте массу атомов углерода, водорода и азота в вашем теле.

## § 6. Относительная атомная масса химических элементов

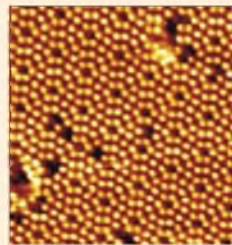
Чем отличаются атомы разных элементов? Вы уже знаете — массой, размерами и строением. На рисунке 31 показаны шаровые модели атомов некоторых химических элементов, конечно, не в реальных размерах, а многократно увеличенные. В действительности атомы настолько малы, что их невозможно рассмотреть даже в самые лучшие оптические микроскопы.



Рис. 31. Шаровые модели атомов некоторых химических элементов



В конце XX в. появились микроскопы, позволяющие достигать увеличения в несколько десятков миллионов раз. На рисунке показана фотография поверхности кремния, полученная с помощью такого микроскопа. На ней отчетливо видны отдельные атомы, расположенные на поверхности этого вещества.



### Размеры и масса атомов

Современная наука обладает разными методами, позволяющими определять размеры и массы атомов. Так, например, самый *легкий* атом — атом водорода **H**. Его масса равна 0,000000000000000000000000000016735 кг. Самым *маленьким* является атом гелия **He**. Диаметр этого атома равен приблизительно 0,000000000244 м. Записывать и читать такие числа затруднительно, поэтому обычно их представляют в стандартном виде:  $1,6735 \cdot 10^{-27}$  кг и  $2,44 \cdot 10^{-10}$  м. При такой записи числа 27 и 10 указывают на то, в каком знаке после запятой находится первая цифра, отличная от нуля. Знак «минус» означает, что само это число меньше единицы.

Атомы большинства химических элементов по своим размерам значительно больше атома гелия. Самый *большой* из них — атом элемента франция **Fr**. Его диаметр в 7 раз больше диаметра атома гелия (рис. 32). Еще больше атомы разных элементов различаются по массе. Масса атома обозначается символом  $m_a$  и выражается в килограммах.



Рис. 32. Сравнительные размеры атомов гелия и франция

Так, например, масса атома углерода равна:  $m_a(\text{C}) = 19,94 \cdot 10^{-27}$  кг, а атома кислорода —  $m_a(\text{O}) = 26,56 \cdot 10^{-27}$  кг. Масса атома самого *тяжелого* из существующих на Земле элементов — урана **U** — почти в 237 раз больше массы атома водорода.

### Относительная атомная масса

Пользоваться такими маленькими величинами масс атомов при расчетах неудобно. Когда в XIX в. начало формироваться атомно-молекулярное учение, еще не были известны реальные размеры и массы атомов. Поэтому на практике вместо реальных масс атомов стали применять их *относительные значения*. Они рассчитывались по соотношениям масс простых веществ в реакциях друг с другом. Химики предположили, что эти соотношения пропорциональны соотношениям масс соответствующих атомов. Исходя из этого, в начале XIX в. Дж. Дальтон ввел понятие *относительной атомной массы*. Она представляла собой число, показывающее, во сколько раз масса атома данного элемента больше массы самого легкого атома — водорода.

В настоящее же время массы атомов сравнивают с особым «эталоном» —  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода (рис. 33). Она получила название **атомной единицы массы (а.е.м.)**.



Рис. 33. Схематическое изображение  $\frac{1}{12}$  части атома углерода

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

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

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



Относительная атомная масса обозначается символами  $A_r$  ( $A$  — первая буква английского слова *atomic* — атомная,  $r$  — первая буква английского слова *relative*, что означает «относительный»):

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{\frac{1}{12} m_a(C)}, \text{ где } X \text{ — символ данного элемента.}$$

Например, относительная атомная масса водорода:

$$A_r(H) = \frac{m_a(H)}{\frac{1}{12} m_a(C)} = \frac{1,6735 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 1,008,$$

а кислорода:

$$A_r(O) = \frac{m_a(O)}{\frac{1}{12} m_a(C)} = \frac{26,56 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 16.$$

Значения относительных атомных масс всех элементов приведены в таблице на форзаце II учебного пособия. В расчетах при решении задач мы будем пользоваться округленными до целых значениями этих величин (см. табл. 1).

**Пример.** Во сколько раз атом железа тяжелее атома азота?

#### Решение

Относительные атомные массы указанных элементов равны:

$$A_r(\text{Fe}) = 56, A_r(\text{N}) = 14;$$

$$A_r(\text{Fe}) = \frac{m_a(\text{Fe})}{\frac{1}{12} m_a(C)}, \text{ откуда получим:}$$

$$m_a(\text{Fe}) = A_r(\text{Fe}) \cdot \frac{1}{12} m_a(C);$$

$$A_r(\text{N}) = \frac{m_a(\text{N})}{\frac{1}{12} m_a(C)}, \text{ откуда получим:}$$

$$m_a(\text{N}) = A_r(\text{N}) \cdot \frac{1}{12} m_a(\text{C}).$$

Отношение масс атомов железа и азота равно:

$$\frac{m_a(\text{Fe})}{m_a(\text{N})} = \frac{A_r(\text{Fe}) \cdot \frac{1}{12} m_a(\text{C})}{A_r(\text{N}) \cdot \frac{1}{12} m_a(\text{C})} = \frac{A_r(\text{Fe})}{A_r(\text{N})}.$$

Другими словами, *отношение масс атомов этих элементов равно отношению их относительных атомных масс*. Следовательно, отношение масс атомов железа и азота равно:

$$\frac{m_a(\text{Fe})}{m_a(\text{N})} = \frac{56}{14} = 4.$$

Ответ: атом железа тяжелее атома азота в 4 раза.

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

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

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

*Относительная атомная масса химического элемента является величиной безразмерной и показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода.*





### ? Вопросы и задания

1. Чем различаются понятия «масса атома» и «относительная атомная масса»?
2. Заполните в тетради таблицу, используя данные таблицы 1.

Название элемента	Цинк			Кремний		
Символ элемента		P			Ag	
Относительная атомная масса			40			32

3. Пользуясь данными таблицы 1, запишите символы химических элементов в порядке возрастания их относительных атомных масс.
4. Определите, во сколько раз:
  - а) атом кислорода легче атома серы;
  - б) атом углерода легче атома серебра.
5. Рассчитайте, во сколько раз атомная единица массы меньше 1 г.
6. Во сколько раз масса атома серебра больше массы атома алюминия?
- 7\*. Рассчитайте относительные атомные массы следующих элементов:
  - а) платины Pt (масса атома равна  $3,24 \cdot 10^{-25}$  кг);
  - б) урана U (масса атома равна  $3,95 \cdot 10^{-22}$  г).Найдите эти элементы в периодической системе на форзаце II.

## § 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 содержатся в воздухе в виде одиночных атомов. Атомы всех остальных элементов не существуют в природе 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

Наверняка, вы уже имеете представление 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.

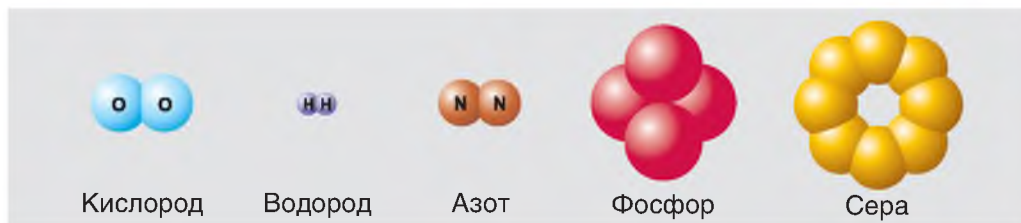


Рис. 34. Шаровые модели молекул

## Простые вещества

Атомы химических элементов существуют в природе в виде веществ. Если вещество состоит из атомов только одного химического элемента, то оно относится к *простым веществам*.

**!** Простыми называются вещества, которые образованы атомами одного химического элемента.

Простые вещества, состоящие из молекул, относятся к веществам **молекулярного строения**. При обычных условиях среди них есть газы (водород, кислород, азот, фтор, хлор, благородные газы), жидкости (бром) и твердые вещества (сера, иод, фосфор).

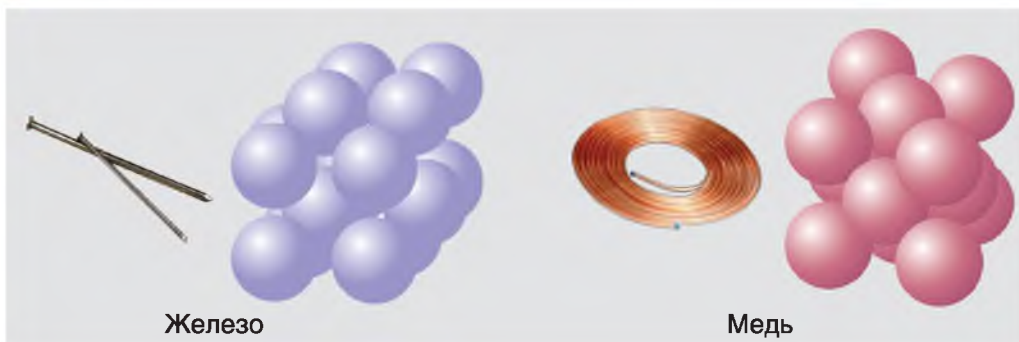


Рис. 35. Простые вещества немолекулярного строения (образцы веществ и модели их кристаллов)

Атомы кислорода образуют два простых вещества молекулярного строения: одно из них — *кислород* — состоит из двухатомных, а второе — *озон* — из трехатомных молекул.

Связываясь друг с другом, атомы образуют не только молекулы. Гораздо больше простых веществ, которые имеют *немолекулярное строение*. Они представляют собой твердые кристаллические вещества, построенные из атомов. Это, например, алмаз, графит, железо, медь (рис. 35).

### Металлы и неметаллы

Простые вещества по их физическим свойствам делят на металлы и неметаллы.

Все *металлы* при комнатной температуре являются твердыми веществами (за исключением ртути), хорошо 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.

Металлами являются большинство простых веществ. Все они имеют немолекулярное строение.



Рис. 36. Твердые простые вещества

Хотя простых веществ *неметаллов* гораздо меньше, по своим физическим свойствам они различаются между собой значительно сильнее, чем металлы. Почти все они плохо проводят электрический ток и теплоту. Многие из неметаллов при обычных условиях являются хрупкими твердыми веществами (рис. 36), другие — газами (рис. 37), а бром — жидкостью (рис. 38). Большинство неметаллов существует в виде молекул, но некоторые имеют немолекулярное строение, например бор, углерод, кремний.



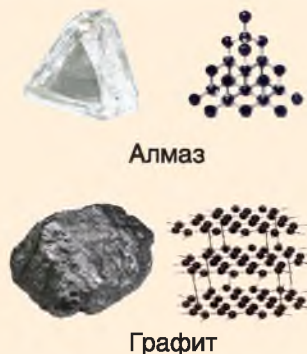
Рис. 37. Газообразные простые вещества



Рис. 38. Бром — жидкое простое вещество



*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. Их свойства различны потому, что различно строение их кристаллов, хотя состоят эти кристаллы из одних и тех же атомов — атомов углерода.





### Названия простых веществ

В настоящее время известно около 500 простых веществ, хотя химических элементов, как вы уже знаете, пока открыто только 118. Названия большинства простых веществ такие же, как и названия соответствующих химических элементов. Только у элемента *углерода* простые вещества имеют собственные названия, а у элемента *кислорода* есть еще и простое вещество *озон*.

Поскольку в большинстве случаев названия простых веществ и химических элементов совпадают, необходимо различать эти понятия. Как уже отмечалось, *химический элемент* — это определенный вид атомов. Поэтому название химического элемента — это общее название всех атомов данного вида. Каждый химический элемент обозначается с помощью соответствующего химического символа.

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 речь, конечно, идет о простом веществе.

Более подробно о различии понятий «простое вещество» и «химический элемент» вы узнаете в главах III и IV.

*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 делятся 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 при обычных условиях.
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. Изготовьте из пластилина модели молекул кислорода, водорода, азота, фосфора и серы в соответствии с рисунком 33. Сделайте фото этих моделей.
6. Чем отличаются металлы от неметаллов?
7. Какие простые вещества являются металлами, а какие — неметаллами: алюминий, водород, железо, медь, азот, серебро, хлор, фосфор, сера, цинк? Что вы знаете об этих простых веществах?
8. 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. Их атомы также могут входить в состав самых разных *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.

### Органические и неорганические вещества

Сложные вещества делятся на две группы — *неорганические* и *органические*. Все **органические вещества** объединяет главный признак — в их состав обязательно входят



атомы *углерода*. Кроме них, в молекулах органических веществ чаще всего содержатся атомы водорода, кислорода, а также азота, фосфора, серы. Почти все органические вещества горючи и легко разлагаются при нагревании. Практически все они имеют молекулярное строение (рис. 39).

Простейшим органическим веществом является природный газ *метан*. Но вам, наверняка, знакомы названия и таких органических веществ, как сахар (сахароза), уксусная и лимонная кислоты, спирт, крахмал, белки, жиры.

Общее число всех органических веществ превышает 128 млн. Многие из них содержатся в животных и растительных организмах, откуда и произошло их название. Эти вещества входят в состав пищевых продуктов, топлива, лекарств, красителей, самых разнообразных материалов.

**Неорганические вещества** — соединения всех остальных элементов, кроме углерода. Однако к ним все же относят и несколько веществ, содержащих атомы этого элемента (углекислый и угарный газы, мел, соду и некоторые другие).

Неорганических веществ известно около 800 тыс. Почти все они — твердые вещества немолекулярного строения (рис. 40). Неорганические вещества входят в состав минералов, почв, горных пород.



Рис. 39. Образцы сложных веществ молекулярного строения



Рис. 40. Образцы сложных веществ немолекулярного строения

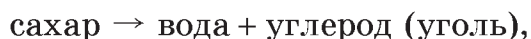
Существуют также неорганические вещества молекулярного строения, как, например, вода, углекислый и угарный газы и др.

### Качественный и количественный состав веществ

Каждое вещество характеризуется определенным *качественным* и *количественным* составом.

**Качественный состав** вещества показывает, из атомов каких элементов это вещество состоит. Например, вода состоит из атомов водорода и кислорода, а метан — из атомов углерода и водорода. Число атомов каждого элемента в составе наименьшей 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 с помощью различных химических методов можно 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 — углерода, кислорода и водорода, которые при этом получают, совершенно не похожи на свойства сложных веществ — сахара и воды. Это разные вещества с различными свойствами. *Свойства сложного вещества не являются суммой свойств простых веществ, которые образуются при его разложении.*





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

Большинство веществ немолекулярного строения при обычных условиях представляют собой твердые кристаллы, например поваренная соль, мел. Конечно, при нагревании (иногда до нескольких тысяч градусов) такие вещества могут плавиться, а затем переходить в газообразное состояние.

Чем различаются сложные вещества и смеси различных веществ? Основные различия между ними приведены в таблице 2.

Таблица 2. Отличия между сложными веществами и смесями веществ

Сложное вещество (химическое соединение)	Смесь веществ
Образуется в результате соединения атомов различных элементов между собой	Образуется в результате смешивания различных веществ
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 превращений	Разделяется на составные части с помощью различных физических методов

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

*Каждое 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 различаются простые и сложные вещества. Что общего между ними? Ответ покажите на конкретных примерах.
2. Из приведенного перечня веществ выпишите отдельно простые, а затем сложные вещества: кислород, сахар, алмаз, азот, железо, ртуть, поваренная соль, алюминий, вода, метан, сера, графит, озон.
3. Из перечня веществ, приведенного в задании 2, выпишите названия веществ молекулярного строения.
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? Почему?
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

Вы уже знаете, что каждое вещество обладает определенным качественным и количественным составом. В химии состав любого вещества выражается *химической формулой*.



**Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.**



Качественный состав выражается с помощью символов химических элементов, а количественный — с помощью *индексов*, которые записываются справа и чуть ниже символов химических элементов.

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

Например, химическая формула молекулы простого вещества водорода, состоящей из двух атомов, записывается так:

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

и читается «аш-два».

### Химические формулы веществ молекулярного строения

Формулы двухатомных молекул обозначаются и читаются так: кислород  $\text{O}_2$  («о-два»), хлор  $\text{Cl}_2$  («хлор-два»), азот  $\text{N}_2$  («эн-два»). Трехатомная молекула озона и восьмиатомная молекула серы обозначаются формулами  $\text{O}_3$  («о-три») и  $\text{S}_8$  («эс-восемь»).

Формулы молекул сложных веществ также отображают их качественный и количественный состав. Например, формула воды, как вы уже, наверное, хорошо знаете, —  $\text{H}_2\text{O}$  («аш-два-о»), метана —  $\text{CH}_4$  («це-аш-четыре»), а аммиака —  $\text{NH}_3$  («эн-аш-три»). Точно так же читаются формулы любых сложных веществ. Например, формула серной кислоты —  $\text{H}_2\text{SO}_4$  («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 называются *молекулярными формулами*. Они показывают качественный и количественный состав молекул.

### Химические формулы веществ немолекулярного строения

А если вещество имеет немолекулярное строение? Химические формулы простых веществ такого типа (например,

металлов) записывают символами 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 песка —  $\text{SiO}_2$  («силиций-о-два»). 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  $\text{Al}_2\text{O}_3$  («алюминий-два-о-три») показывает, что в этом веществе простейшее соотношение между числами атомов алюминия и кислорода равно 2:3. Простейшая формула поваренной соли —  $\text{NaCl}$  («натрий-хлор»), мела —  $\text{CaCO}_3$  («кальций-це-о-три») и т. д.

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.

В таблице 3 представлены формульная запись и схематическое изображение состава веществ различного типа.

Таблица 3. Способы записи состава веществ

Формульная запись	Содержание записи	Схематическое изображение
H	Один атом водорода	
3H	Три атома водорода	
H <sub>2</sub>	Одна молекула водорода	



Продолжение

Формульная запись	Содержание записи	Схематическое изображение
$2\text{H}_2$	Две молекулы водорода	
$\text{H}_2\text{O}$	Одна молекула воды (состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода)	
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	Простейшая формула вещества немолекулярного строения (состоит из двух атомов натрия, одного атома серы и четырех атомов кислорода) $\text{Na} : \text{S} : \text{O} = 2 : 1 : 4$	

*Качественный и количественный состав вещества выражается с помощью химических формул.*

*Химическая формула вещества молекулярного строения показывает состав его молекулы.*

*Химическая формула вещества немолекулярного строения показывает простейшее соотношение чисел атомов в этом веществе.*



### Вопросы и задания

1. Прочитайте вслух следующие химические формулы:  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ .
2. Охарактеризуйте качественный и количественный состав веществ:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{HgCl}_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Прочитайте вслух эти формулы.
3. Приведите примеры известных вам сложных веществ. Напишите формулы простых веществ, из которых могло бы получиться каждое из названных вами сложных веществ.

4. Запишите химические формулы веществ: вода, углекислый газ, кислород, азот, поваренная соль, серная кислота. Прочитайте вслух формулы этих веществ. Укажите известные вам области их применения.
5. Определите общее число атомов, входящих в состав формулы каждого из следующих веществ:  $\text{PbS}$ ,  $\text{CaSO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Прочитайте вслух эти формулы.
6. Напишите формулы следующих веществ: купрум-эс-о-четыре; калий-эн-о-три; алюминий-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\*. Рассчитайте число молекул углекислого газа, в которых общее число всех атомов равно их числу в пяти молекулах глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

## § 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:

$\text{HCl}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{NH}_3$	$\text{CH}_4$
хлороводород	вода	аммиак	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 углекислого газа  $\text{CO}_2$  атом углерода связан с двумя атомами кислорода. Из этих примеров видно, что атомы обладают разной способностью соединяться с другими атомами.

### Определение валентности

Такая способность атомов выражается с помощью численной характеристики, называемой *валентностью*.

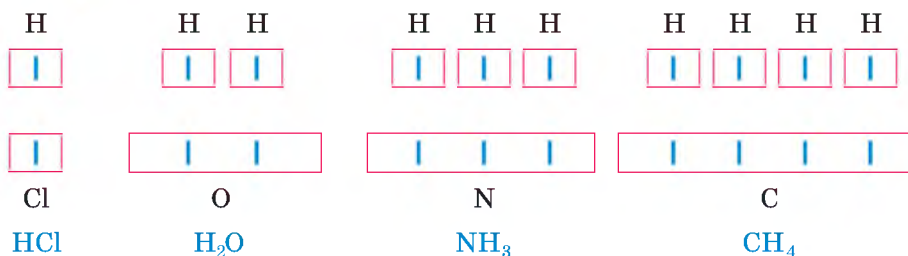


**Валентность — численная характеристика способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.**



Во всех приведенных выше формулах нет вещества, в молекуле которого на один атом водорода приходилось бы несколько атомов других химических элементов. Следовательно, один атом водорода может соединиться только с *одним атомом* другого элемента. Поэтому его валентность считается равной единице, т. е. водород *одновалентен*.

*Валентность атома какого-либо другого элемента равна числу соединившихся с ним атомов водорода.* Поэтому в молекуле HCl валентность атома хлора равна единице, а в молекуле H<sub>2</sub>O валентность атома кислорода равна двум. По той же причине в молекуле NH<sub>3</sub> валентность атома азота равна трем, а в молекуле CH<sub>4</sub> валентность атома углерода равна четырем. Если условно обозначить единицу валентности черточкой |, то вышесказанное можно изобразить схематически:



Следовательно, *валентность атома любого химического 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 каждого элемента. 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 только двух химических элементов.*)

Чтобы это сделать, необходимо соблюдать простое правило: **в химической формуле бинарного соединения общее число единиц валентности одного элемента всегда равно общему числу единиц валентности другого элемента.**

Так, в молекуле воды  $\text{H}_2\text{O}$  общее число единиц валентности двух атомов водорода равно произведению валентности одного атома на соответствующий числовой индекс в формуле:

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

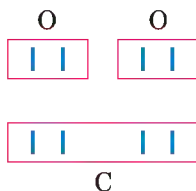
Следовательно, число единиц валентности атома кислорода равно двум:

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

По величине валентности атомов одного элемента можно определить валентность атомов другого элемента. Например, определим валентность атома углерода в молекуле углекислого газа  $\text{CO}_2$ :



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



Существует и другое соединение углерода с кислородом — угарный газ  $\text{CO}$ , 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  $x = II$ :



Как видим, один атом углерода 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. 4).

Таблица 4. 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 его валентность равна семи. Порядок действий таков:

1	Записать символы химических элементов и значения их валентности	VII Cl O
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 символов 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 и значения их валентности:



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

$$\begin{array}{l} Si - 12 : IV = 3; \\ N - 12 : III = 4. \end{array}$$

Следовательно, формула соединения  $Si_3N_4$ .

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

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

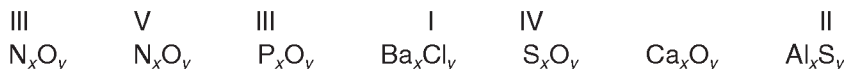
*Валентность атомов водорода постоянна и равна единице. Валентность атомов кислорода также постоянна и равна двум.*

*Валентность атомов 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 веществ:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CaH}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{NaN}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ .
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(III).
6. Пользуясь данными таблицы 4, составьте химические формулы соединений с кислородом следующих химических элементов: Li, F, Ba, Zn, Al.
7. Найдите индексы  $x$  и  $y$  в приведенных формулах:



8. Составьте формулы соединений с водородом следующих химических элементов: S(II), P(III), Si(IV), F.

## § 11. Относительная молекулярная и относительная формульная массы

Каждый химический элемент характеризуется определенным значением относительной атомной массы. Состав любого вещества выражается его формулой. Это либо молекулярная формула, либо простейшая формула вещества немолекулярного строения. Любая формула состоит из определенного числа атомов. Поскольку масса атомов выражается как в килограммах, так и в атомных единицах массы, то и масса молекулы выражается таким же образом.

### *Относительная молекулярная масса*

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

**!** **Относительная молекулярная масса — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса одной молекулы вещества больше  $\frac{1}{12}$  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  $H_2O$ :

$$M_r(H_2O) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Относительная молекулярная масса серной кислоты  $H_2SO_4$ :

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

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

### Относительная формульная масса

Вещества немолекулярного строения также характеризуются подобной величиной, которая называется **относительной формульной массой**. Она обозначается и рассчитывается так же, как и относительная молекулярная масса. Например, относительная формульная масса вещества  $CaCO_3$  равна:

$$M_r(CaCO_3) = A_r(Ca) + A_r(C) + 3 \cdot A_r(O) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100.$$

Относительная формульная масса вещества  $Al_2(SO_4)_3$  равна:



$$M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = \\ = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342.$$

Вычисление массовой доли химического элемента по формуле вещества

Исходя из химической формулы сложного вещества, можно рассчитать массовую долю атомов каждого химического элемента, входящего в его состав.

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

Массовая доля атомов элемента А в сложном веществе  $\text{A}_x\text{B}_y$  рассчитывается по формуле:

$$w(\text{A}) = \frac{x \cdot A_r(\text{A})}{M_r(\text{A}_x\text{B}_y)},$$

где  $w$  («дубль-вэ») — массовая доля элемента А;

$A_r(\text{A})$  — относительная атомная масса элемента А;

$x, y$  — числа атомов элементов А и В в формуле вещества;

$M_r(\text{A}_x\text{B}_y)$  — относительная молекулярная (формульная) масса вещества  $\text{A}_x\text{B}_y$ .

Массовую долю выражают в долях единицы, например 0,07; 0,26; 0,99. Значение массовой доли можно выразить и в процентах. Для этого значение в долях нужно умножить на 100, например  $w(\text{O}) = 0,22$ , или 22 %.

**Пример.** Определить массовые доли элементов в фосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

Дано:

$\text{H}_3\text{PO}_4$

$w(\text{H})$  — ?

$w(\text{P})$  — ?

$w(\text{O})$  — ?

Решение

1. Вычислим относительную молекулярную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :

$$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{P}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = \\ = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

2. Рассчитаем массовые доли атомов каждого элемента:

$$w(\text{H}) = \frac{3 \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{3}{98} = 0,031, \text{ или } 3,1 \%$$

$$w(\text{P}) = \frac{1 \cdot A_r(\text{P})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31}{98} = 0,316, \text{ или } 31,6 \%$$

$$w(\text{O}) = \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{64}{98} = 0,653, \text{ или } 65,3 \%$$

Ответ:  $w(\text{H}) = 3,1 \%$ ;  $w(\text{P}) = 31,6 \%$ ;  $w(\text{O}) = 65,3 \%$ .

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

Масса любого сложного вещества равна сумме масс входящих в его состав атомов. Очевидно, что общая масса атомов каждого элемента составляет определенную долю от общей массы всего вещества или, другими словами, определенную массовую долю. Она показывает, какую часть от общей массы вещества составляет масса атомов данного элемента.

*Относительная молекулярная масса вещества — это физическая величина, которая показывает во сколько раз масса одной молекулы вещества больше  $\frac{1}{12}$  массы атома С.*

*Относительная молекулярная масса вещества равна сумме относительных атомных масс химических элементов, входящих в состав молекулы данного вещества с учетом числа атомов каждого элемента.*

*Вещества немолекулярного строения характеризуются относительной формульной массой, которая обозначается и рассчитывается так же, как и относительная молекулярная масса.*

*Массовая доля химического элемента в веществе равна отношению массы атомов этого элемента к массе всего вещества.*



### Вопросы и задания

1. Укажите различия величин: относительная молекулярная масса и масса молекулы.
2. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ:  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{O}_3$ .
3. Вычислите относительные формульные массы следующих веществ:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
4. Чему равна массовая доля азота в следующих веществах:  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ? В каком из этих веществ массовая доля азота наименьшая?
5. В промышленности железо получают из его различных кислородных соединений —  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  или  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . В каком из этих веществ массовая доля железа наибольшая?
6. Определите относительные формульные массы веществ  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{CaSO}_4$ . В каком из них массовая доля кислорода больше?
- 7\*. 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 элементов в нем.
- 8\*. При горении серы в кислороде образуется соединение, масса которого в 2 раза больше массы сгоревшей серы. Выведите формулу этого соединения, зная, что в его молекуле содержится один атом серы.

## § 12. Явления физические и химические. Признаки химических реакций

Вы уже знаете, что весь окружающий мир состоит из различных веществ: органических и неорганических, простых и сложных, твердых, жидких, газообразных. Вещества постоянно претерпевают различные изменения, которые называются *явлениями*. В зависимости от того, какие именно изменения происходят с веществами, явления делятся на *физические* и *химические*. Давайте разберемся, чем они отличаются.

### Физические явления

Кусочек льда поместим в пробирку и начнем ее нагревать. Вы знаете, что сначала лед расплавится и превратится в воду. При дальнейшем нагревании вода закипит, образуя водя-

ной пар. Если этот пар охладить, он превратится в воду, а она при дальнейшем охлаждении затвердеет, образуя лед. Все это говорит о том, что лед, вода и водяной пар состоят из одного и того же вещества — воды  $H_2O$ . Таким образом, при переходе из одного агрегатного состояния в другое вода не изменяется и остается той же водой.

Нагреем тонкую стеклянную трубку в пламени спиртовки. Стекло станет мягким, и мы сможем легко согнуть трубку (рис. 41). Несмотря на то что форма трубки изменилась, она осталась такой же прозрачной и хрупкой, как и раньше, поскольку состоит из того же стекла.

Что же общего у этих, казалось бы, разных явлений, происходящих с водой и стеклом? В ходе этих явлений не образуются новые вещества — вода остается водой, а стекло — стеклом. Происходит лишь изменение агрегатного состояния веществ и внешней формы тел, а состав веществ остается прежним. Это — признаки физических явлений.

**!** Физическими называются явления, при которых изменяется агрегатное состояние веществ или внешняя форма физических тел.

Такие явления постоянно происходят в природе, в повседневной жизни в результате деятельности человека. Затвердевание оливкового масла на холоде, измельчение соли, сгибание проволоки, испарение бензина, плавление некоторых металлов (рис. 42) — все это примеры физических явлений.



Рис. 41. Сгибание стеклянной трубки при нагревании



Рис. 42. Плавление металла галлия на ладони





### Химические явления (реакции)

В чем же суть химических явлений? Чтобы ответить на этот вопрос, давайте вспомним, что происходит с блестящим железом, если оно долго находится во влажном воздухе? Каждый из вас скажет — железо ржавеет! Оно покрывается *ржавчиной* — шероховатым рыжим или бурым налетом, который можно легко соскоблить ножом. Этот налет совершенно не похож на железо по цвету и плотности. Он представляет собой смесь других веществ, состоящих из атомов железа, кислорода и водорода. Таким образом, в результате ржавления вещество железо превращается в другие, совсем непохожие на него вещества. Такие явления, при которых одни вещества превращаются в другие, называются *химическими явлениями* или *химическими реакциями*.

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

Так же, как и физические явления, химические реакции постоянно осуществляются в окружающем нас мире. Они протекают внутри наших организмов, в быту, в химических лабораториях, на химических предприятиях, в природе. Так, например, в организме человека вещества сахар и жир превращаются в новые вещества — углекислый газ и воду. Они же образуются и на кухне при горении природного газа метана. В лабораториях ученые проводят химические реакции для поиска и изучения новых, важных и полезных веществ. В больших количествах эти вещества получают на химических предприятиях. Новые вещества постоянно образуются и в природе. Горные породы и минералы под воздействием солнца, воды, кислорода, углекислого газа постепенно разрушаются и превращаются в новые вещества. В зеленых растениях из углекислого газа и воды на солнечном свете образуются глюкоза и крахмал. (*Вспомните, как называется этот процесс.*)

### Признаки химических реакций

Каковы же признаки химических реакций? Для ответа на этот вопрос проведем несколько интересных опытов.

Нагреем в пробирке зеленый порошок *малахита* ( $\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3$ ) (рис. 43). Через некоторое время вы увидите, что цвет порошка постепенно изменяется на черный. Это цвет нового вещества  $\text{CuO}$ , состоящего из атомов меди и кислорода. На поверхности порошка вы увидите множество маленьких «вулканчиков», образовавшихся из-за бурного выделения газов. Один из газов — водяной пар. Соприкоснувшись с холодными стенками пробирки, он превращается в бесцветные капельки воды. Поднесем к отверстию пробирки горящую спичку — она тут же погаснет. Это значит, что при нагревании из малахита выделяется и углекислый газ  $\text{CO}_2$ . Вы убедились в том, что при нагревании из одного вещества — малахита образовались три новых вещества —  $\text{CuO}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{CO}_2$ . А каков же наиболее заметный признак этого превращения? Правильно! Это *изменение цвета* исходного вещества.

Теперь в другой пробирке нагреем ярко-оранжевый порошок сложного вещества  $\text{HgO}$ . Через некоторое время его цвет начнет изменяться на более темный. При этом стенки пробирки изнутри покроются блестящей пленкой и маленькими

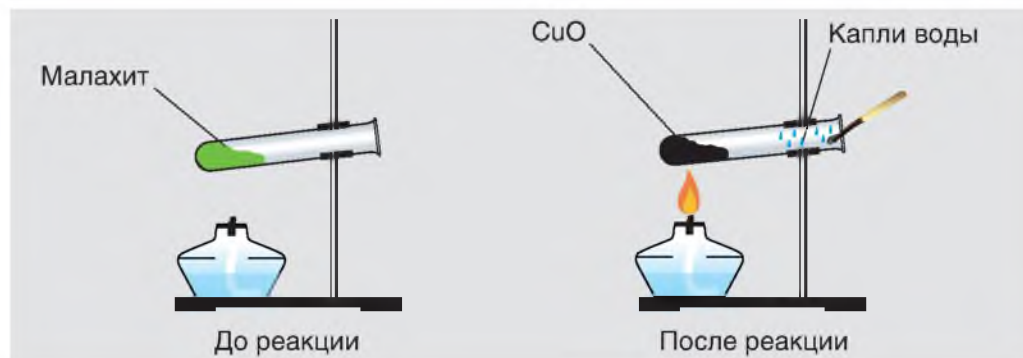


Рис. 43. Нагревание малахита

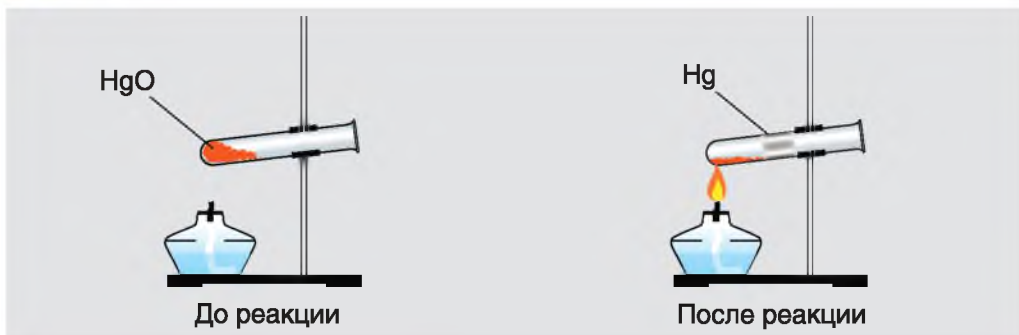


Рис. 44. Нагревание оксида ртути  $\text{HgO}$

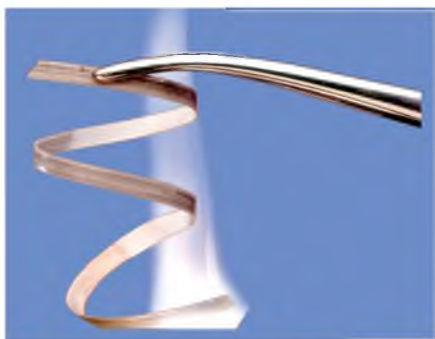


Рис. 45. Горение магния в воздухе

капельками нового вещества — жидкого металла ртути  $\text{Hg}$  (рис. 44). Как и в предыдущем опыте, видимым признаком химической реакции является изменение цвета исходного вещества.

Для знакомства с другими признаками химических реакций подожжем тонкую спиральку серебристо-белого металла магния  $\text{Mg}$ . Он горит в воздухе ослепительно ярким и очень горячим пламенем, температура которого достигает  $2200^\circ\text{C}$  (рис. 45)! При этом металл магний превращается в новое вещество белого цвета  $\text{MgO}$ , состоящее из атомов магния и кислорода. Признаками этой реакции являются *излучение света и выделение теплоты*.



Порошок магния используется для изготовления фейерверков и «бенгальских огней». Раньше вспышка магния применялась для освещения объекта во время фотографирования.

Проведем еще один опыт, смешав водные растворы двух веществ. Одно из них — медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , а другое — сода  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Как только их растворы перемеша-

ются, вы увидите сразу три признака химической реакции. Среди них уже знакомое вам изменение цвета и два новых признака — образование осадка и выделение газа (рис. 46).

Если к полученному осадку прилить раствор уксуса, осадок быстро исчезнет, растворится.

Растворение осадка — еще один признак, отличающий химическую реакцию от физического явления.

К признакам химических реакций относится также *появление запаха*. Это происходит, например, при горении в воздухе простого вещества серы S. В результате реакции оно превращается в газообразное вещество  $\text{SO}_2$  с резким неприятным запахом. Нюхать его нужно очень осторожно!

Подведем итог. **Важнейшими признаками, свидетельствующими о протекании химических реакций, являются:**

- изменение цвета;
- выделение газа;
- образование или исчезновение осадка;
- излучение света;
- выделение теплоты;
- появление запаха.

В большинстве случаев вещества не могут взаимодействовать друг с другом самопроизвольно. Для протекания химических реакций необходимы определенные условия.

#### Условия протекания химических реакций

Необходимое и главное условие протекания большинства реакций — это *соприкосновение, контакт* веществ. Для того чтобы реакция началась, вещества нужно смешать так,



Рис. 46. Образование осадка и выделение газа



чтобы они соприкоснулись друг с другом. Твердые вещества реагируют тем лучше, чем меньше размер их частиц. Поэтому перед проведением реакций такие вещества измельчают, например, в фарфоровой ступке. Многие вещества лучше реагируют друг с другом, если они растворены в воде.

Для начала многих реакций помимо соприкосновения веществ требуется еще и *нагревание*. Вспомните, как разжигают костер. Для того чтобы заставить древесину реагировать с кислородом воздуха, ее нужно нагреть пламенем. При горении древесины в кислороде выделяется много теплоты. Она нагревает новые порции древесины, и ее реакция с кислородом продолжается самопроизвольно. Поэтому для осуществления реакций горения, как и многих других, требуется только начальное нагревание. Другие же реакции, например разложение малахита или сахара, протекают только при постоянном нагревании извне.

В некоторых случаях для начала химических реакций необходимо *освещение*. Примером такой реакции является известная вам реакция фотосинтеза.

Таким образом, в окружающем мире постоянно происходят различные физические явления и химические реакции. Многие из них находят широкое практическое применение.

Изучая химические реакции, человек познает сущность процессов, протекающих в природе. И это дает людям возможность бережно и грамотно относиться к окружающему миру.

*Химические реакции — это явления, при которых одни вещества превращаются в другие.*

*Признаками химических реакций являются изменение цвета, выделение газа, образование или исчезновение осадка, излучение света, выделение теплоты, появление запаха.*

*Необходимым условием протекания химических реакций является соприкосновение реагирующих веществ.*

*Для начала и протекания многих реакций требуется нагревание.*

## **?** Вопросы и задания

1. Какие явления называются физическими? Приведите три примера физических явлений, которые вы можете наблюдать в повседневной жизни.
2. Какие явления называются химическими? Как они называются иначе? Перечислите важнейшие признаки химических реакций.
3. Приведите примеры химических реакций, протекающих в организме человека, в природе.
4. К каким явлениям — физическим или химическим относятся: а) испарение спирта; б) горение бензина; в) плавление сахара при нагревании; г) потемнение медной пластинки в пламени спиртовки; д) прокисание молока; е) гниение мяса?
5. Опишите химические реакции, протекающие при нагревании малахита, горении магния, смешивании растворов медного купороса и соды.
6. Какие условия необходимы для начала и осуществления химических реакций? Зачем перед началом реакции твердые вещества измельчают?
7. В каких случаях нагревание требуется только для начала реакций?
8. Для удаления ржавчины с железных изделий их опускают в горячий водный раствор лимонной кислоты. Через некоторое время ржавчина исчезает, а жидкость окрашивается в желтый цвет. К каким явлениям — физическим или химическим — относится описанный процесс?
9. Какие признаки химических реакций наблюдаются при «извержении химического вулкана» — разложении одного из соединений хрома при нагревании (рис. 47)? Видеозапись данного опыта можно увидеть в Интернете, набрав в поисковике «Химический вулкан».



Рис. 47. «Химический вулкан»

### *Домашний эксперимент*

1. Поместите несколько кристалликов марганцовки в воду. Опишите наблюдаемые явления. К каким явлениям относится процесс растворения этого вещества в воде?



2. Смешайте небольшие количества (на кончике ножа) лимонной кислоты и пищевой соды. К полученной смеси добавьте немного воды. Опишите наблюдаемое явление. К какому типу явлений оно относится?

### Практическая работа 3

#### *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, указанные на этикетках. Соблюдайте правила безопасного поведения при выполнении опытов.

**Опыт 1. Выделение газа при химической реакции.** В пробирку поместите небольшой кусочек мела  $\text{CaCO}_3$  и прилейте к нему 1—2 см<sup>3</sup> столового уксуса (раствор уксусной кислоты). Что вы наблюдаете? Укажите условия и признаки протекания данной реакции.

**Опыт 2. Образование осадка.** В пробирку налейте примерно 1 см<sup>3</sup> раствора вещества хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$  и добавьте к нему столько же раствора соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Опишите наблюдаемые явления. Каковы условия и признак протекания данной реакции?

**Опыт 3. Исчезновение осадка.** К осадку, полученному в опыте 2, прилейте 1—2 см<sup>3</sup> раствора уксусной кислоты. Опишите наблюдаемые явления. Какие признаки химической реакции вы отметили? Каковы условия ее протекания?

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

## § 13. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения

До сих пор при рассмотрении химических реакций вы обращали внимание на их признаки и условия, при которых одни вещества превращаются в другие. Это *качественная* сторона химических реакций. Сегодня вы начнете знакомство с *количественной* характеристикой этих процессов.

Те вещества, которые вступают в реакцию, называются *исходными веществами*, а те, которые образуются, — *продуктами реакций*. Но как соотносятся между собой их массы? Может ли масса исходных веществ быть больше массы продуктов? А может быть, их массы одинаковы? Этот вопрос долго волновал ученых. Ответ на него составляет суть одного из важнейших законов химии, с которым вы сейчас познакомитесь.

### Закон сохранения массы веществ

Английский ученый Р. Бойль в XVII в. исследовал влияние нагревания на массу металлов. Он провел много опытов по прокаливанию металла свинца в запаянных стеклянных сосудах. По окончании опытов Бойль вскрывал сосуды и взвешивал содержащиеся в них вещества — продукты реакций. В результате ученый пришел к выводу, что их масса больше массы исходного металла. Он объяснил это тем, что при нагревании металл тяжелеет из-за присоединения к нему особой «огненной материи», которая якобы проникает внутрь сосуда через стекло.

В 1748 г. русский ученый М. В. Ломоносов повторил опыты Р. Бойля, прокаливая в запаянных стеклянных сосудах другой металл — железо (рис. 47).



Рис. 47. Опыт Ломоносова по прокаливанию железа





При нагревании оно превращалось в черно-бурый порошок («железная окалина»), что свидетельствовало о протекании химической реакции. Однако, в отличие от Бойля, Ломоносов перед взвешиванием не вскрывал охлажденные сосуды. Оказалось, что, несмотря на протекание в ретортах химической реакции, их масса не изменялась.

Другими словами, общая масса исходных веществ (железа и вещества из воздуха) равна массе продукта реакции «железной окислы».

В 1789 г. французский химик А. Лавуазье доказал, что при высокой температуре металлы присоединяют содержащийся в воздухе кислород. 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.**

Почему же так происходит? Дело в том, что при химических реакциях атомы исходных веществ разъединяются и, соединяясь в другом порядке, образуют новые вещества. Поскольку в результате реакций атомы не исчезают бесследно и не возникают из ничего, а лишь перегруппировываются, их общее число остается неизменным. А так как атомы имеют постоянную массу, то и масса образованных ими веществ также остается постоянной.

Закон сохранения массы веществ можно проверить экспериментально. В один из двух стаканчиков нальем раствор  $\text{CuSO}_4$ , а в другой — раствор  $\text{NaOH}$ . Поставим оба стаканчика с растворами на весы и определим их общую массу (рис. 49). Сняв стаканчики с весов и смешав их содержимое, мы увидим образование синего осадка — признак химической реакции. Снова поставив оба стаканчика на весы, мы обнаружим, что их общая масса осталась прежней.



Рис. 49. Доказательство закона сохранения массы веществ в химических реакциях

Закон, открытый М. В. Ломоносовым, един для всех химических процессов, происходящих в природе, где **ничто не может исчезнуть бесследно и возникнуть из ничего**.

### Химические уравнения

Для выражения сути химических реакций используется специальный язык химических формул. Из них составляют *уравнения химических реакций*, или *химические уравнения*. Это все подобно тому, как в любом языке из букв составляют слова, а 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 химической реакции при помощи химических формул и знаков «+» и «-».

Как и математические уравнения, уравнения химических реакций состоят из двух частей. В левой части записываются формулы исходных веществ, а в правой — формулы продуктов реакций, соединенные знаком «+» (плюс). Поскольку

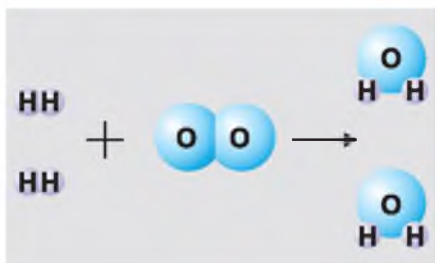
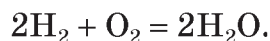


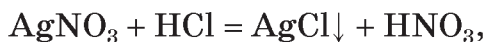
Рис. 50. Схема реакции водорода с кислородом

число атомов каждого элемента до реакции равно их числу после реакции, между левой и правой частями ставится знак «=». Например, уравнение реакции водорода с кислородом (рис. 50) имеет вид:



Цифры «2», стоящие в этом уравнении перед формулами веществ, называются **коэффициентами**. Они показывают число молекул (или простейших формул) исходных и конечных веществ. Например, из записанного уравнения следует, что две молекулы  $\text{H}_2$  реагируют с одной молекулой  $\text{O}_2$ , образуя две молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ . Коэффициент «1» в химических уравнениях не записывается.

При написании химических уравнений применяют и некоторые специальные знаки. Например, в уравнении реакции



протекающей в водном растворе, знак « $\downarrow$ », стоящий после формулы  $\text{AgCl}$ , обозначает, что это вещество образует осадок (т. е. оно нерастворимо в воде).

Другой знак « $\uparrow$ » используется для обозначения того, что данное вещество выделяется в виде газа, например:



Схема этой реакции приведена на рисунке 51.

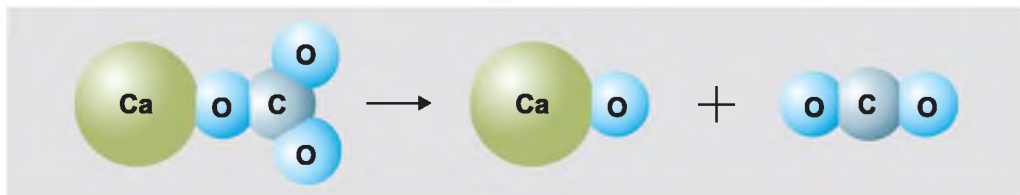


Рис. 51. Схема реакции образования  $\text{CaO}$  и  $\text{CO}_2$  из  $\text{CaCO}_3$

Часто в уравнениях химических реакций над знаком «=» указывают условия их протекания: нагревание ( $t$ ), давление ( $p$ ), освещение ( $h\nu$ ), электрический ток ( $\text{⚡}$ ) и др.

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

*В ходе химических реакций атомы исходных веществ перегруппировываются и образуют новые вещества.*

*Число атомов каждого химического элемента до начала и после окончания реакции одинаково.*

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



### Вопросы и задания

1. В чем состояло главное отличие опыта М. В. Ломоносова от опыта Р. Бойля? Какие результаты получил Ломоносов? О чем они свидетельствовали?
2. Как А. Лавуазье объяснил увеличение массы металлов при их прокаливании на воздухе?
3. Сформулируйте закон сохранения массы веществ в химических реакциях.
4. Почему общая масса веществ в ходе любой химической реакции не изменяется?
5. В результате прокаливания вещества  $\text{HgO}$  получается металл ртуть, масса которого меньше массы исходного вещества. Объясните, почему так происходит.
6. При горении угля  $\text{C}$  на воздухе он превращается в газообразное вещество  $\text{CO}_2$ . Масса этого вещества больше или меньше массы исходного угля? Почему?
7. Вещество  $\text{Cu(OH)}_2$  при нагревании превращается в два новых вещества —  $\text{CuO}$  и  $\text{H}_2\text{O}$ . Составьте уравнение данной реакции.
8. В химическую реакцию вступили железо массой 5,6 г и сера массой 3,2 г. Какова масса образовавшегося продукта реакции?
9. В результате химической реакции  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$  образовались 24 молекулы вещества  $\text{NH}_3$  (аммиака). Сколько молекул каждого из исходных веществ вступили в эту реакцию?

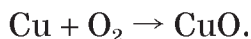


## § 14. Составление уравнений химических реакций

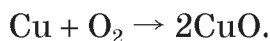
Поскольку химические реакции протекают строго в соответствии с законом сохранения массы веществ, химические уравнения необходимо составлять, опираясь на этот закон. Рассмотрим, как можно составить химическое уравнение на примере реакции меди с кислородом. Слева запишем названия исходных веществ, соединив их знаком «+», а справа — название продукта реакции. Между левой и правой частями пока поставим стрелку:

медь + кислород → соединение меди с кислородом.

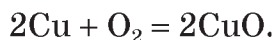
Подобную запись называют *схемой* химической реакции. Запишем ее по-другому, при помощи химических формул:



Так как при химических реакциях атомы элементов не исчезают, а только перегруппировываются, в левой и в правой частях химического уравнения число атомов каждого элемента должно быть одинаковым. А как же с нашей схемой? В левой ее части число атомов кислорода равно двум, а в правой — одному. Чтобы число атомов кислорода O в обеих частях схемы стало одинаковым, перед формулой CuO поставим коэффициент «2»:



Теперь число атомов меди в правой части схемы равно двум, а в левой — только одному. Поэтому перед символом меди Cu также поставим коэффициент «2». В результате произведенных действий число атомов каждого элемента в обеих частях схемы стало одинаковым (рис. 52). Это дает нам право заменить в схеме «→» (стрелку) на знак «=» (равно). Схема реакции превратилась в уравнение химической реакции:



Оно читается так: *два купрум плюс о-два равно два купрум-о.*

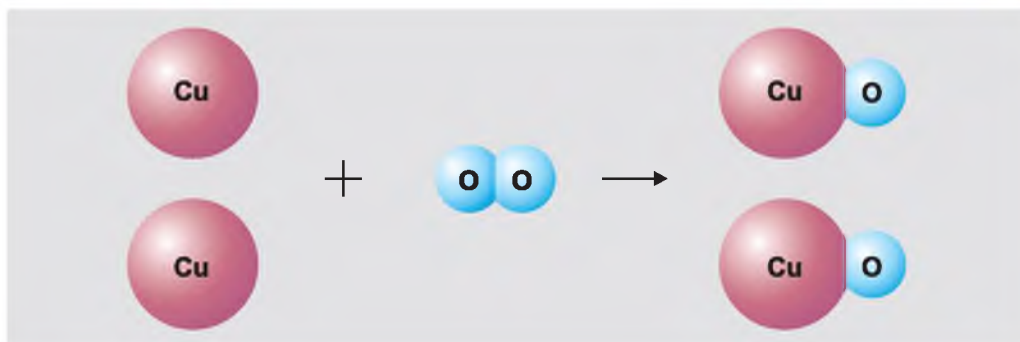
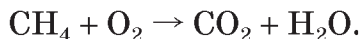
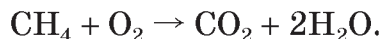


Рис. 52. Схема реакции меди с кислородом

Рассмотрим еще один пример. Составим уравнение химической реакции между веществами  $\text{CH}_4$  (метан) и  $\text{O}_2$  (кислород). В результате их взаимодействия образуются новые вещества —  $\text{CO}_2$  (углекислый газ) и  $\text{H}_2\text{O}$  (вода). Вначале запишем схему реакции, в левой части которой разместим формулы исходных метана и кислорода, а в правой — формулы продуктов реакции:



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 число атомов водорода в обеих частях стало одинаковым, перед формулой воды поставим коэффициент «2»:



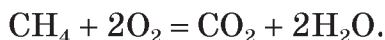
Теперь в каждой части схемы имеется по 4 атома водорода.

Посчитаем число атомов кислорода справа. В одной молекуле  $\text{CO}_2$  содержатся два атома кислорода ( $1 \cdot 2 = 2$ ). Столько же их имеется в двух молекулах воды ( $2 \cdot 1 = 2$ ). Всего в правой части схемы 4 атома кислорода O. Для того чтобы столько же атомов кислорода оказалось и в левой части схемы,



Рис. 53. Схема реакции метана с кислородом

перед формулой кислорода поставим коэффициент «2» и стрелку заменим на знак равенства:



Теперь число атомов каждого элемента в левой части схемы равно их числу в правой части (рис. 53). Уравнение реакции составлено. Читается оно так: *це-аш-четыре плюс два о-два равно це-о-два плюс два аш-два-о*. Данный метод расстановки коэффициентов называют *методом подбора*.

Известны и другие методы уравнивания чисел атомов элементов в левой и правой частях уравнений реакций. С ними вы познакомитесь при дальнейшем изучении химии.

Подведем итоги и обобщим сказанное. Для составления уравнений химических реакций необходимо соблюдать следующий порядок действий:

1. Установить состав исходных веществ и продуктов реакции.
2. Записать формулы исходных веществ слева, продуктов реакции — справа.
3. Между левой и правой частями схемы поставить стрелку.
4. Перед формулами веществ расставить коэффициенты, т. е. уравнивать числа атомов каждого химического элемента в обеих частях схемы.
5. Заменить в схеме реакции «→» (стрелку) на знак «=» (равно).

### Роль химических реакций в природе и в жизни человека

Химические реакции постоянно происходят в окружающем нас мире, в природе, в живых организмах, в промышленности и в быту. Одна из важнейших реакций, протекающих в природе, — реакция фотосинтеза (см. рис. 7). Растения поглощают из воздуха углекислый газ, из почвы — воду с растворенными в ней веществами и превращают их в глюкозу, крахмал и необходимый нам для дыхания кислород.

Горные породы и минералы постепенно разрушаются в результате взаимодействия с кислородом, водой и др.

Каждый живой организм — своеобразная химическая лаборатория, в которой протекают тысячи разных реакций. Они лежат в основе всех процессов жизнедеятельности. В организме человека наибольшее число реакций осуществляется в печени.

Многие химические реакции сопровождают нас в повседневной жизни. Это, прежде всего, реакции горения, дающие нам возможность согреться и приготовить пищу. Химические процессы протекают, например, при жарке мяса, выпекании хлеба, приготовлении творога, при брожении виноградного сока. Они лежат в основе отбеливания тканей, затвердевания цемента и алебаstra, почернения со временем серебряных украшений и т. п.

Химические реакции составляют основу таких технологических процессов, как получение металлов из руд, производство удобрений, пластмасс, синтетических волокон, лекарств, других важных веществ. С помощью химических реакций обезвреживают токсичные вещества, перерабатывают промышленные и бытовые отходы.

Протекание некоторых реакций приводит к негативным последствиям. Например, реакция ржавления железа сокращает срок работы разных механизмов, оборудования, транспортных средств, приводит к большим потерям этого металла. Пожары, при которых протекают реакции горения,





уничтожают леса, жилье, промышленные и культурные объекты, исторические ценности. Большинство пищевых продуктов портится вследствие их взаимодействия с кислородом воздуха. При этом образуются вещества, которые имеют неприятный запах, вкус и являются вредными для человека. Чтобы такие нежелательные реакции приносили как можно меньше вреда, нужно уметь управлять ими. Для этого необходимы соответствующие химические знания.

### Вопросы и задания

1. Что обозначает схема химической реакции? Чем она отличается от уравнения химической реакции?
2. Почему число атомов каждого элемента в обеих частях химического уравнения должно быть одинаковым?
3. Какие из приведенных записей представляют собой схемы химических реакций, а какие — уравнения:  
а)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ ;                      б)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;  
в)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;                      г)  $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$ ?
4. Перечислите основные действия, которые необходимо выполнить, чтобы составить уравнение химической реакции.
5. 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.
6. Составьте уравнения химических реакций:  
а)  $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow$  ;                      б)  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$  ;  
в)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ ;                      г)  $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ .
7. Вместо знака вопроса запишите формулы веществ и составьте уравнения химических реакций:  
а)  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + ?$ ;                      б)  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + ?$ ;                      в)  $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ ;  
г)  $\text{Ca} + \text{O}_2 = ?$ ;                      д)  $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeCl}_3$ ;                      е)  $\text{Al} + \text{S} \rightarrow ?$ .
8. Для остановки кровотечения и дезинфекции раны ее обрабатывают раствором вещества  $\text{H}_2\text{O}_2$  (т. н. перекиси водорода). При контакте с кровью оно превращается в два новых вещества —  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{O}_2$ . Напишите уравнение соответствующей реакции.
9. Перечислите важнейшие химические реакции, протекающие в: а) природе; б) живых организмах; в) быту; г) промышленности.



## Глава II

# Кислород



В этой главе вы узнаете о кислороде — веществе, без которого невозможна жизнь на Земле. Познакомьтесь с его физическими и химическими свойствами. Узнаете о способах получения и применения кислорода в самых разных областях жизни и деятельности человека.

*В чем горят дрова и газ, фосфор, сера и алмаз?  
Дышит чем любой из нас каждый миг и каждый час?  
Без чего мертва природа? Правильно, без кислорода!*

*С. Романова*

## § 15. Воздух. Кислород и озон

Вы уже знаете, что в зависимости от условий (температура, давление) 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 выбрасывается большое количество вулканических газов, в недрах нашей планеты хранятся огромные запасы природного газа. В процессе получения энергии путем сжигания топлива (транспорт, теплоэлектростанции) также образуются газы.

Атмосфере принадлежит важнейшая роль в жизни человека, животных и растительных организмов. 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.

### Воздух как смесь газов

Основными компонентами воздуха являются азот  $N_2$  и кислород  $O_2$ . При обычных условиях в воздухе объемом  $100 \text{ дм}^3$  содержится азот объемом  $78 \text{ дм}^3$  и кислород объемом  $21 \text{ дм}^3$ , а на долю всех остальных газов приходится около  $1 \text{ дм}^3$ . В заметных количествах в воздухе присутствуют аргон, углекислый газ, озон и другие газы.

Для решения некоторых задач очень удобно рассматривать воздух не как смесь газов, а как одно газообразное вещество с относительной молекулярной массой, равной 29. Все газы, относительная молекулярная масса которых меньше 29, принято называть **газами легче воздуха** (например, водород  $H_2$ , азот  $N_2$ , аммиак  $NH_3$ , угарный газ  $CO$ , метан  $CH_4$ ), а газы, у которых она больше 29, — **газами тяжелее воздуха** (например, кислород  $O_2$ , озон  $O_3$ , углекислый газ  $CO_2$ ).

### Методы собирания газов

В химической лаборатории небольшие объемы газов можно получать при нагревании некоторых твердых веществ. Для собирания выделяющегося газа можно использовать два метода: метод вытеснения воды (рис. 54) и метод вытеснения воздуха (рис. 55). Первый применяют для собирания только *малорастворимых*

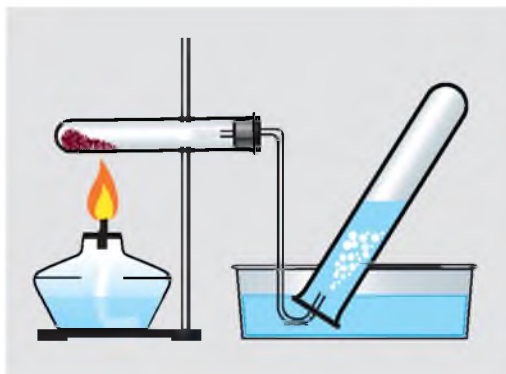


Рис. 54. Схема установки для собирания газов методом вытеснения воды

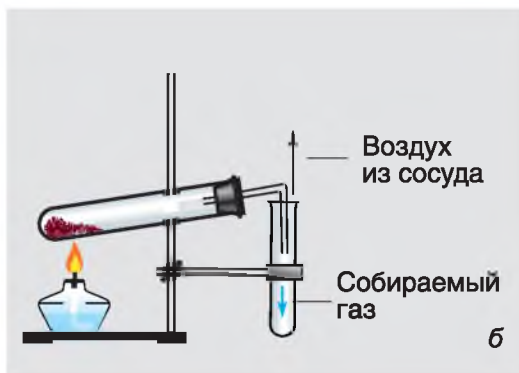


Рис. 55. Схема установки для собирания газов методом вытеснения воздуха

в воде газов (кислород, азот, водород). Второй — для собирания как *растворимых* (аммиак, углекислый газ), так и *малорастворимых* в воде газов.

Для собирания газов, которые легче воздуха, сосуд для газа следует закрепить дном вверх (см. рис. 55, а), а для газов, которые тяжелее воздуха, — дном вниз (см. рис. 55, б).



Рис. 56. Стальные баллоны для хранения газов



Рис. 57. Проверка прибора на герметичность

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

В промышленности для хранения газов чаще всего используют более прочные сосуды — баллоны, в которых газы находятся под большим давлением (рис. 56). Для предупреждения разрушения баллона сжатым газом его стенки делают из толстой стали.

Всем хорошо известно, что при нагревании газы расширяются. Это свойство можно использовать, чтобы проверить прибор для получения газов на герметичность (рис. 57). 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 появление пузырьков не наблюдается, это свидетельствует о том, что прибор собран негерметично и для газа есть другой выход, кроме газоотводной трубки.

## Лабораторный опыт 2

### *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 (рис. 58).

2. Проверьте прибор на герметичность и укрепите его в штативе. *(Почему прибор следует проверять на герметичность перед началом работы с газами?)*

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

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

Самым первым газообразным веществом, к изучению которого мы приступаем, является кислород. Название этого вещества совпадает с названием химического элемента *кислород*. Однако между понятиями «химический элемент» и «простое вещество» существует принципиальная разница. Давайте разберемся, в чем же она заключается.

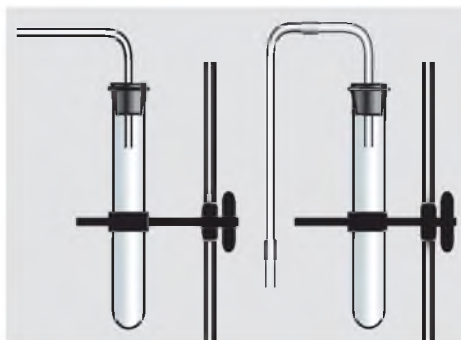


Рис. 58. Простейшие приборы для получения газов

### Кислород как химический элемент

Как вы уже знаете, химический знак кислорода — O (это первая буква его латинского названия *Oxygenium*, рис. 59). Относительная атомная масса кислорода равна 16:

$$A_r(O) = 16.$$

Позднее вы узнаете, чем атом кислорода отличается от атомов других химических элементов.

Когда говорят о кислороде как о химическом элементе, то подразумевают атомы кислорода (O). Например, «В состав многих сложных веществ входит кислород», «Массовая доля кислорода



Рис. 59. Химический элемент кислород

в глюкозе равна 53,3 %». В этих примерах речь идет об атомах кислорода (O), которые наряду с атомами других химических элементов входят в состав сложных веществ. Следовательно, в данном случае говорится 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. 60). Химическая формула простого вещества кислорода — O<sub>2</sub>, а его относительная молекулярная масса равна:

$$M_r(O_2) = 2 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 16 = 32.$$

Когда говорят о кислороде как о простом веществе, то подразумевают вещество, имеющее формулу O<sub>2</sub>. Например, «Железные изделия быстро ржавеют в атмосфере влажного кислорода», «Для горе-

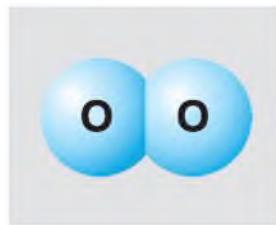


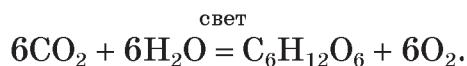
Рис. 60. Модель молекулы кислорода

ния древесины необходим кислород». В этих примерах речь идет о простом веществе, имеющем формулу  $O_2$ . Давайте рассмотрим важнейшие свойства этого вещества.

### 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** (см. рис. 7). Это очень сложный процесс, в результате которого в зеленых частях растений углекислый газ и вода под действием солнечного света превращаются в глюкозу  $C_6H_{12}O_6$  и кислород. Суммарное уравнение реакций, протекающих в процессе фотосинтеза, можно записать следующим образом:



Считается, что примерно одну десятую часть производимого зелеными растениями кислорода дают наземные растения, а остальные девять десятых — растения вод Мирового океана.

### Озон

Кроме кислорода, существует еще одно простое вещество, молекулы которого состоят только из атомов кислорода. Это вещество называется *озон*. Его молекула содержит три



атома кислорода (рис. 61), следовательно, формула озона —  $O_3$ . Он представляет собой газ с очень резким запахом, чрезвычайно токсичный для всех живых организмов.

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 оздоравливающим действием.

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

В верхних слоях атмосферы Земли (на высоте примерно 30—40 км) существует *озоновый слой* (рис. 62). Он образуется из кислорода под воздействием солнечного излучения. Некоторые компоненты этого излучения губительны для всех живых организмов на нашей планете, а озоновый слой поглощает эти излучения. Если бы не было озонового слоя, то жизнь на Земле вряд ли была бы возможна. Именно поэтому в последние годы ученые всего мира бьют тревогу по поводу разрушения озонового слоя, образования в нем «дыр».



Рис. 62. Озоновый слой Земли

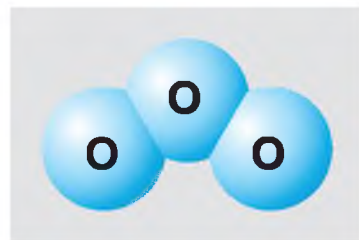


Рис. 61. Модель молекулы озона

Предполагают, что это связано с выбросом в атмосферу избыточных количеств определенных химических веществ.

*Воздух представляет собой смесь газов, основными из которых являются азот  $N_2$  и кислород  $O_2$ . При обычных условиях в воздухе объемом  $100 \text{ дм}^3$  содержится азот объемом  $78 \text{ дм}^3$  и кислород объемом  $21 \text{ дм}^3$ .*

*В лабораторных условиях для собирания газов можно использовать метод вытеснения воды и метод вытеснения воздуха.*

*Когда говорят о кислороде как о химическом элементе, имеют в виду атомы кислорода  $O$ .*

*Когда говорят о кислороде как о простом веществе, подразумевают простое вещество, состоящее из молекул  $O_2$ .*

*Химический элемент кислород существует в виде двух простых веществ — кислорода  $O_2$  и озона  $O_3$ .*

*На Земле кислород образуется в процессе фотосинтеза в зеленых растениях под действием солнечного света.*



### Вопросы и задания

1. Приведите химические формулы пяти газообразных при обычных условиях веществ.
2. Какие из указанных газов легче воздуха: углекислый газ, азот, кислород, озон, метан, угарный газ, аммиак?
3. Какие методы собирания небольших количеств газов в лаборатории вы знаете? В чем различие этих методов?
4. Укажите, с помощью какого метода собирания газов в лабораторных условиях можно заполнить колбу каждым из указанных газов: кислород, азот, аммиак, углекислый газ.
5. Рассчитайте объем кислорода, содержащегося при обычных условиях в комнате, размеры которой составляют  $4 \text{ м} \times 4 \text{ м} \times 3 \text{ м}$ .
6. Для каждого утверждения укажите, что означает термин *кислород* (химический элемент или простое вещество):
  - а) металлические баллоны с *кислородом* окрашены в голубой цвет;
  - б) в цилиндре автомобиля сгорает смесь бензина с *кислородом*;
  - в) самым распространенным в земной коре является *кислород*;
  - г) при нагревании некоторых веществ можно получить *кислород*;
  - д) впервые *кислород* был получен при нагревании  $HgO$ ;

- е) алюмосиликаты содержат кремний, *кислород* и алюминий;
  - ж) в состав сахара и глюкозы входит *кислород*;
  - з) человек погибает в открытом космосе без скафандра, потому что там нет *кислорода*;
  - и) в состав молекулы озона входит *кислород*.
7. Из каких веществ образуется глюкоза в зеленых растениях в процессе фотосинтеза под действием солнечного света?
  8. Какую роль на нашей планете играют зеленые растения? Почему следует оберегать леса от уничтожения и заботиться об их разведении?
  9. Рассчитайте относительную молекулярную массу озона.

## § 16. Физические свойства кислорода.

### Получение кислорода


Для производства в промышленных масштабах многих продуктов и материалов необходимо большое количество кислорода. Для этих целей его получают из воздуха, отделяя кислород от остальных газов с помощью физических методов. Это очень сложный технологический процесс, и получить небольшие количества кислорода в лаборатории таким способом невозможно. Но в лаборатории это легко можно сделать с помощью химических реакций.

#### Физические свойства кислорода

По своим физическим свойствам простое вещество кислород относится к неметаллам. При обычных условиях он находится в газообразном агрегатном состоянии. Кислород не имеет цвета, запаха и вкуса. При комнатной температуре масса кислорода объемом 1 дм<sup>3</sup> равна примерно 1,33 г.

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

Кислород мало растворим в воде.

 При комнатной температуре (20 °С) в воде объемом 1 дм<sup>3</sup> растворяется около 0,043 г кислорода. С повышением температуры его растворимость уменьшается. При 80 °С растворимость кислорода в 3 раза меньше, а при 0 °С в 1,5 раза больше, чем при 20 °С. Вот почему, если в аквариум налить только что прокипяченную охлажденную воду, рыбы могут погибнуть от недостатка кислорода. В холодных северных морях обитает больше рыбы, чем в теплых южных водоемах отчасти благодаря большому количеству растворенного в воде кислорода.

### 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 перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  — вещество, которое имеется в вашей домашней аптечке под названием *марганцовка*.

Для получения кислорода в стеклянную пробирку следует поместить немного порошка  $\text{KMnO}_4$ , закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой и нагреть. В результате будет выделяться газообразный кислород (рис. 63):



Кислород можно также получить из пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  — вещества, которое почти у всех можно найти в домашней аптечке в виде водного раствора под названием *перекись водорода, 3%*. Для этого в пробирку с  $\text{H}_2\text{O}_2$  следует добавить небольшое количество особого вещества — **катализатора** и закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Для данной реакции катализатором является



Рис. 63. Получение кислорода из  $\text{KMnO}_4$

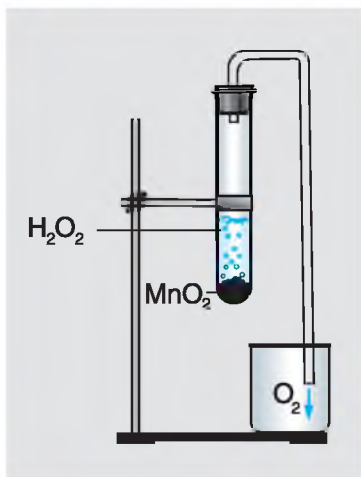
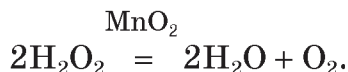


Рис. 64. Получение кислорода из пероксида водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$

вещество, формула которого  $\text{MnO}_2$  (рис. 64). При этом протекает следующая химическая реакция:

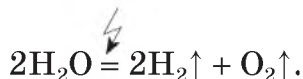


Обратите внимание на то, что ни среди исходных веществ, ни среди продуктов реакции формулы катализатора нет. Его формулу принято записывать в уравнении реакции над знаком равенства. Для чего же добавляется катализатор? При его отсутствии процесс образования кислорода из  $\text{H}_2\text{O}_2$  при комнатных 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.

Поскольку количество катализатора после реакции равно его количеству до реакции (т. е. он в реакции не расходуется), мы и не записываем его формулу в уравнении реакции ни среди исходных веществ, ни среди продуктов реакции.

Еще один способ получения кислорода — разложение воды под действием постоянного электрического тока. Этот процесс называется электролизом воды. Получить кислород можно в приборе, изображенном на рисунке 6. При этом протекает следующая химическая реакция:



### Реакции разложения

Если внимательно посмотреть на приведенные выше реакции, с помощью которых в лабораторных условиях можно получить кислород, то становится заметным их некоторое сходство. В левой части этих уравнений присутствует только одно вещество, и оно сложное, а в правой части — много веществ (два и более), и среди них есть как простые, так и сложные. Оказывается, в химии есть много реакций такого типа и они имеют общее название *реакции разложения*.

**!** Реакции разложения — это реакции, в которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ (простых или сложных).

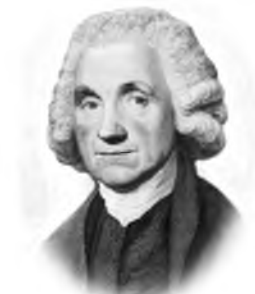
При дальнейшем изучении химии мы познакомимся с другими типами химических реакций.

### История открытия кислорода

История открытия самого важного для человека газа была долгой и запутанной. Впервые об открытии кислорода сообщил в 1774 г. английский химик Дж. Пристли, получивший этот газ при нагревании вещества  $\text{HgO}$ . Однако Пристли не понял, что он получил новое газообразное вещество, и посчитал его разновидностью воздуха. Еще раньше в 1772 г. кислород был получен К. Шееле (см. с. 100), но сообщение об этом было опубликовано только в 1777 г.

#### **Джозеф Пристли** (1733—1804)

Английский химик, один из основателей химии газов. В 1774 г. открыл кислород, открыл и описал ряд других газов. Впервые обнаружил, что углекислый газ растворяется в воде, придавая ей приятный терпкий вкус. Поэтому Дж. Пристли считается отцом индустрии безалкогольных газированных напитков.





**Карл Вильгельм Шееле**  
(1742—1786)

Шведский химик. Открыл кислород независимо от Дж. Пристли, описал свойства хлора, считается первооткрывателем еще пяти химических элементов. Получил много неорганических и органических соединений, в том числе глицерин, различные кислоты, соединения марганца. Доказал, что воздух представляет собой смесь газов.

Правильное представление о том, что кислород есть часть воздуха «наиболее пригодная для дыхания», дал великий французский химик А. Лавуазье. Он также пришел к заключению, что горение происходит только при наличии в воздухе кислорода. Лавуазье предполагал, что кислород может быть получен из различных бинарных соединений.

Происхождение названия «кислород» связано с образованием кислот при растворении в воде некоторых соединений, содержащих атомы этого химического 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**.

*Простое вещество кислород  $O_2$  в лаборатории можно получить путем нагревания некоторых сложных веществ, содержащих атомы кислорода.*

*Большие количества кислорода для промышленных целей получают из воздуха.*

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

*Реакции разложения — это реакции, в которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ (простых или сложных).*



### Вопросы и задания

1. Почему кислород играет очень важную роль для большинства живых организмов на нашей планете?
2. Из чего получают кислород в промышленных масштабах?
3. Приведите формулы двух веществ, из которых в лабораторных условиях можно получить кислород.
4. Какие вещества называются катализаторами? Приведите пример химической реакции, протекающей с участием катализатора.
5. Кроме указанных в параграфе веществ, кислород также можно получить при нагревании бертолетовой соли  $\text{KClO}_3$  в присутствии  $\text{MnO}_2$  (как катализатора). При этом одним из продуктов реакции является вещество с формулой  $\text{KCl}$ . Составьте уравнение этой реакции.
6. К какому типу относятся известные вам реакции получения кислорода из сложных веществ ( $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ )?
7. Приведите уравнение химической реакции, с помощью которой Дж. Пристли впервые получил кислород.



Ознакомьтесь с другими методами получения кислорода в лаборатории, а также с методом его промышленного производства.



## § 17. Химические свойства кислорода

Для понимания процессов, происходящих с участием кислорода, важно знать, в какие химические реакции вступает кислород и что при этом образуется, т. е. знать его *химические свойства*.

Кислород является химически активным веществом. Он реагирует со многими простыми и сложными веществами. Одни из них взаимодействуют с кислородом при комнатной температуре, а другие — при нагревании.

### Взаимодействие с простыми веществами

Одним из простых веществ, с которым взаимодействует кислород, является водород. Этот процесс описывается следующим уравнением:

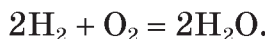


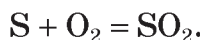




Рис. 65. Горение в кислороде

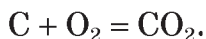
Как следует из этого уравнения, продуктом химической реакции кислорода и водорода является вода  $\text{H}_2\text{O}$ . Об особенностях протекания этой реакции вы узнаете при изучении химических свойств водорода (§ 21).

Если в колбу с кислородом внести ложечку с горячей серой, то сера вспыхивает с образованием яркого пламени и быстро сгорает (рис. 65). Протекающую при этом химическую реакцию можно описать следующим уравнением:



В результате реакции образуется вещество  $\text{SO}_2$ , которое называется *сернистый газ*. Он 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.

Если в колбу с кислородом внести тлеющий уголек, состоящий в основном из углерода, то он раскаляется и ярко светится (см. рис. 65). Протекающую химическую реакцию можно представить следующим уравнением:

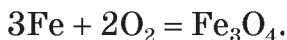


Продуктом реакции является углекислый газ  $\text{CO}_2$ , с которым вы уже знакомы. Доказать его образование можно, добавив в колбу немного известковой воды. Появление помутнения свидетельствует о присутствии  $\text{CO}_2$  в колбе.

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

Кроме неметаллов, с кислородом реагируют и многие металлы.

Внесем в колбу с кислородом раскаленную спираль из тонкой стальной проволоки, состоящей в основном из железа. Проволока начинает ярко светиться и разбрасывать в разные стороны раскаленные искры, как при горении бенгальского огня (см. рис. 65). При этом протекает следующая химическая реакция:



В результате реакции образуется *железная окалина* состава  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . Ее можно рассматривать как смесь двух соединений железа —  $\text{FeO}$  и  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

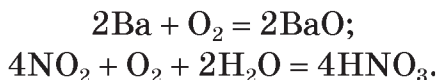


Реакцию железа с кислородом используют для «резки» стальных изделий. Для этого определенный участок детали сначала следует нагреть с помощью кислородно-газовой горелки. Затем необходимо направить на нагретое место струю чистого кислорода. Нагретое до высокой температуры железо вступает в химическую реакцию с кислородом и превращается в рыхлую окалину. Так можно разрезать толстые железные детали.

### Реакции соединения

Вы уже знаете, что реакции, в ходе которых из одного исходного вещества образуются несколько новых, относятся к реакциям разложения. Сейчас вы познакомитесь

с реакциями нового типа. Для начала внимательно посмотрите на уравнения таких реакций:

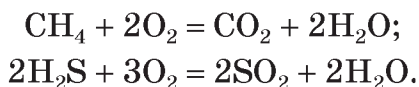


Чем же эти реакции схожи между собой? Правильно! В левой части каждого из этих уравнений записаны формулы нескольких веществ (простых или сложных), а в правой — формула только одного, сложного вещества. Такие реакции, в ходе которых два или больше исходных веществ соединяются в одно новое, относятся к *реакциям соединения*.

**!** Реакции соединения — это реакции, в результате которых из нескольких веществ (простых или сложных) образуется только одно новое, сложное вещество.

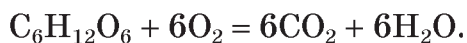
### Взаимодействие со сложными веществами

Кислород вступает в химические реакции со многими сложными веществами, например с метаном  $\text{CH}_4$  и сероводородом  $\text{H}_2\text{S}$ :



Одним из продуктов этих реакций является вода. Кроме нее, образуются уже известные вам сернистый газ  $\text{SO}_2$  и углекислый газ  $\text{CO}_2$ .

Без кислорода невозможна жизнь живых организмов. Источником энергии для обеспечения их жизнедеятельности являются процессы *клеточного дыхания*. Важнейший из них — реакция кислорода с глюкозой  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ :



Кислород, необходимый для этой реакции, живые организмы получают из воздуха.

### Применение кислорода

Кислород находит широкое практическое применение (рис. 66). В промышленности его используют при выплавке стали, для резки и сварки металлов, для получения многих химических соединений.

Кислород, находящийся в специальных баллонах, используют для дыхания в экстремальных условиях космонавты, военные летчики, пожарные, водолазы. Он применяется также в медицине для поддержания дыхания в виде так называемых «кислородных подушек», кислородных коктейлей и ванн.

Жидкий кислород используется как компонент некоторых взрывчатых смесей.



Рис. 66. Применение кислорода

*Кислород является химически активным веществом. Он вступает в реакции со множеством простых и сложных веществ.*

*Реакции соединения — это реакции, в которых из нескольких веществ (простых или сложных) образуется только одно вещество (сложное).*

*Реакция глюкозы с кислородом является одним из источников энергии для живых организмов.*



### Вопросы и задания

1. Приведите названия трех простых веществ, с которыми взаимодействует кислород. Запишите уравнения реакций между кислородом и этими веществами.
2. К какому типу относятся реакции кислорода с простыми веществами?
3. При недостаточном количестве кислорода метан может вступать в реакцию с кислородом с образованием не углекислого газа  $\text{CO}_2$ , а угарного газа  $\text{CO}$ . Приведите уравнение этой химической реакции.
4. Как можно экспериментально доказать, что колба заполнена чистым кислородом?
5. Рассчитайте массовую долю кислорода в веществах:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ .
6. Напишите уравнение реакции получения сложного вещества  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  из простых веществ.
7. Почему при выполнении тяжелой физической работы дыхание человека становится более частым и глубоким?
8. Реакция, которая является одним из источников энергии для живых организмов, является обратной уже известной вам реакции, протекающей в зеленых растениях на солнечном свете. Как называется эта реакция? Приведите химическое уравнение этой реакции.

## § 18. Реакции горения

Многие реакции кислорода с простыми и сложными веществами имеют одну характерную особенность, которая позволяет отнести их к реакциям горения.

### Реакции горения

Общим для рассмотренных нами реакций кислорода с простыми и сложными веществами является то, что при их протекании обычно выделяется много света и теплоты. Именно так взаимодействуют с кислородом многие вещества.

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



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

Как вы уже знаете, кроме простых веществ, с кислородом могут реагировать и *сложные вещества*, например метан  $\text{CH}_4$ . Это означает, что гореть в кислороде могут и сложные вещества.

В результате реакции горения метана выделяется большое количество теплоты. Вот почему ко многим домам подведен природный газ, основным компонентом которого является метан. Теплота, выделяющаяся при его горении, используется для приготовления пищи, обогрева жилищ, выработки энергии и других целей.



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

Вещества могут гореть не только в кислороде, но и в других газах. Об этих процессах вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

### Горение веществ в 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 в воздухе.

Горение в воздухе протекает чаще всего гораздо медленнее, чем в чистом кислороде. Происходит это потому, что в воздухе лишь  $\frac{1}{5}$  часть по объему приходится на кислород. Вот почему, 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 ткань.



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



Некоторые вещества, быстро сгорающие в кислороде, в 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 она быстро сгорает с образованием раскаленных искр.

### Горение как источник энергии

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 *твердым, жидким и газообразным*. Запасы топлива могут быть *возобновляемыми* (древесина) и *невозобновляемыми* (уголь, торф, нефть).

**Древесина.** Как топливо *древесина* используется преимущественно на бытовом уровне. Основная ее масса применяется как строительный материал, а также идет на химическую переработку.

**Торф.** В Беларуси важное значение для бытового отопления и работы небольших предприятий имеет *торф* (рис. 67). Это топливо, которое образуется без доступа воздуха на низинных болотах из мха сфагнома и другой растительности. Если торф спрессовать с угольной крошкой, то получают торфоугольные брикеты, которые также служат топливом.

**Каменный и бурый уголь.** *Уголь* (рис. 68) является древнейшим источником энергии, с которым знакомо человечество. Он представляет собой полезное ископаемое, которое образовывалось из растительного материала на протяжении многих миллионов лет. Первоначально растительные остатки (в том числе и древесина) под действием микроорганизмов превращались в торф, торф — в бурый уголь, а бурый уголь — в каменный. Основная масса угля состоит из углерода и органических соединений. Каменный и бурый уголь добывают из земной коры. Существуют два основных способа добычи угля: в угольных шахтах и в угольных разрезах (открытым способом). Первый способ добычи используется, если



Рис. 67. Добыча торфа



Рис. 68. Добыча угля открытым способом



угольные пласты располагаются далеко от поверхности Земли (на большой глубине), а второй — если пласты залегают недалеко от поверхности. Глубина некоторых шахт для добычи угля превышает 1000 м. Добывают каменный и бурый уголь для того, чтобы, сжигая их на воздухе, получить большое количество тепловой энергии (часть ее превращают далее в другие виды энергии, например электрическую). Кроме того, небольшую часть добываемого каменного и бурого угля используют для получения почти чистого углерода — кокса (необходимого для выплавки стали), а также извлечения некоторых органических веществ.

**Нефть.** Источник самых разнообразных жидких видов топлива на Земле — *нефть* (рис. 69). При ее переработке получают такие важные виды горючего, как бензин, керосин, лигроин, мазут. Эти виды топлива используются в автомобилях и тракторах, реактивных авиационных двигателях, а также на тепловых электростанциях и системах обеспечения теплом жилья и предприятий.

**Природный газ** примерно на 90 % состоит из *метана*  $\text{CH}_4$ . Использовать его в качестве топлива стали только в XX в. Сегодня наша жизнь немыслима без газопроводов (рис. 70), доставляющих «голубое топливо» в наши квартиры, на ТЭЦ, промышленные предприятия.



Рис. 69. Добыча нефти



Рис. 70. Укладка газопровода

### Охрана атмосферы

В результате деятельности человека происходит загрязнение атмосферы самыми различными веществами, многие из которых опасны для человека, животных и растительных организмов. Изменение состава атмосферы приводит к ослаблению здоровья населения, снижению продолжительности жизни, распространению различных заболеваний. Это особенно заметно в больших городах, где атмосфера загрязняется газовыми выбросами промышленных предприятий и автомобильного транспорта.



Рис. 71. Взлет реактивного самолета

В состав почти всех традиционных видов топлива входят самые различные вещества, при сгорании которых образуются не только  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ . При неполном сгорании топлива может выделяться весьма ядовитый *угарный газ*  $\text{CO}$ . Также очень неблагоприятны для человека продукты сгорания соединений, содержащих атомы серы и азота, которыми являются  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}$  и  $\text{NO}_2$ .

На сжигание топлива потребляется огромное количество кислорода. Так за 1 ч полета реактивный самолет (рис. 71) потребляет количество кислорода, вырабатываемое 1 га леса за месяц.

Наиболее неблагоприятными последствиями сжигания топлива являются смог, кислотные дожди и парниковый эффект.

Смог — это туман, смешанный с пылью, сажой (рис. 72, с. 112) и содержащий продукты взаимодействия оксидов серы и азота с водой. Попадая в легкие человека, смог оказывает



Рис. 72. Смог над городом

разрушительное действие на ткани и может приводить к очень серьезным заболеваниям, в том числе и онкологическим.

**Кислотные дожди.** В последние десятилетия в разных местах планеты наблюдаются *кислотные дожди*. Дождевая вода в этом случае более кислая, чем обычная, т. к. в ней содержатся вещества, называемые кислотами. Они образуются при взаимодействии некоторых соединений серы и азота ( $\text{SO}_2$  и  $\text{NO}_2$ ) с парами воды. Выпадение кислотных дождей приводит к повышению кислотности почвы, что отрицательно влияет на растительные и животные организмы. Кислотные дожди, как и смог, оказывают негативное влияние на экологию нашей планеты, приводят к разрушению архитектурных памятников старины (рис. 73).



Рис. 73. Последствия кислотных дождей

**Парииковый эффект** — повышение температуры воздуха в нижних слоях атмосферы. Это явление возникает за счет накопления в атмосфере некоторых газов, называемых *парниковыми* (рис. 74). Они затрудняют отвод избытка тепла от поверхности Земли. Основным парниковым газом является углекислый газ  $\text{CO}_2$ . В результате парникового эффекта происходит изменение климата, возможны таяние ледников, наводнения.

Поскольку атмосфера у всех народов Земли общая, различные государства предпринимают совместные меры по ее защите от вредных выбросов. Для этого на заводах устанавливаются очистные 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 в случае проведения самых тщательных исследований источников и состава ядовитых

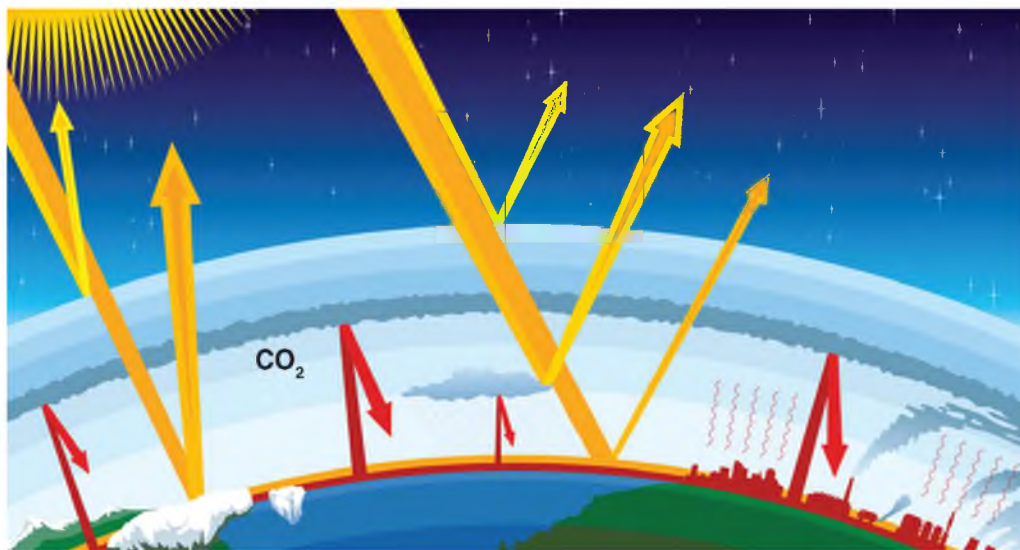


Рис. 74. Схема парникового эффекта

соединений. Химия как наука позволяет человеку найти пути решения в том числе и указанных выше проблем охраны атмосферы.

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

*Простые и сложные вещества могут гореть как в кислороде, так и на воздухе. В кислороде вещества сгорают быстрее.*

*Топливо — вещество, которое сгорает с выделением тепловой энергии. Основными видами топлива являются каменные и бурые угли, торф, древесина, нефть и продукты ее переработки, природный газ.*

*Получение тепловой энергии путем сжигания топлива приводит к таким неблагоприятным последствиям, как смог, кислотные дожди и парниковый эффект.*



### Вопросы и задания

1. По каким внешним признакам можно отличить реакции горения от других химических реакций?
2. Почему вещества горят не только в чистом кислороде, но и на воздухе?
3. Почему в кислороде многие вещества горят более интенсивно, чем на воздухе?
4. Какое практическое применение имеют реакции горения веществ в кислороде и на воздухе? Приведите пример такой реакции горения.
5. Как называют вещества, которые используются на практике для получения тепловой энергии за счет их реакции с кислородом? Назовите три примера таких веществ.
6. Если на тлеющие угольки костра сильно подуть, они вспыхивают ярким пламенем. Поясните, почему это происходит.
7. Почему для тушения горящих предметов в бытовых условиях рекомендуется быстро набросить на них одеяло или плотную ткань?
8. Почему использование традиционных видов топлива приводит к усилению парникового эффекта? Как можно избежать этого нежелательного явления?

## Практическая работа 4

### *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.

#### **1. Получение и собирание кислорода**

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

2) В пробирку примерно на четверть ее объема насыпьте порошок  $\text{KMnO}_4$ . Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите прибор в штативе в наклонном положении, как показано на рисунке 54. Подготовьте стакан (или пробирку) для собирания кислорода. Нагрейте сначала всю пробирку, а потом только ту ее часть, где находится  $\text{KMnO}_4$ .

3) Убедившись, что стакан или пробирка заполнились кислородом, прекратите нагревание и закройте сосуд с кислородом.

#### **2. Исследование свойств кислорода**

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

2) Внесите в сосуд с кислородом тлеющую лучинку. Что вы наблюдаете? О чем это свидетельствует?

#### **3. Сделайте отчет о проделанной работе по плану:**

1) Название работы.

2) Цель работы.

3) Использованное оборудование.

4) Название каждой части работы с краткой записью результатов, рисунком прибора, пояснительными надписями и ответами на поставленные в работе вопросы.

5) Составление уравнения соответствующих химических реакций.

6) Общий вывод.

## § 19. Оксиды

Большинство химических веществ относятся 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. Такие сложные вещества называются *оксидами*. Например:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  и др. В составе сложных веществ атомы кислорода всегда проявляют валентность, равную II.

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

Продуктами рассмотренных нами в предыдущих параграфах реакций простых и сложных веществ с кислородом являются оксиды:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$  и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ .

При обычных условиях оксиды различных элементов находятся в жидком ( $\text{H}_2\text{O}$ ), твердом ( $\text{CaO}$ ) и газообразном ( $\text{CO}_2$ ) состояниях. Они имеют самую разную окраску (белые  $\text{CaO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , черный  $\text{CuO}$ , бурый  $\text{Ag}_2\text{O}$ , оранжевый  $\text{HgO}$ , коричневый  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , рис. 75) и различаются другими физическими свойствами.



Рис. 75. Образцы различных оксидов

Как вы помните, соединения, в состав которых входят атомы только двух химических элементов, на-

зываются *бинарными*. Поэтому оксиды относятся к бинарным соединениям. Как следует из приведенных выше примеров, в состав оксидов входит различное число атомов кислорода и другого химического элемента. Почему? Вы уже знаете, что атомы соединяются в химические соединения согласно их валентности. А с правилом составления химической формулы бинарного соединения с учетом валентности атомов, которые входят в его состав, вы уже знакомы.

### Названия оксидов

Известно много оксидов разных химических элементов. Каждый из них имеет свою формулу и название. Название оксида образуется из слова *оксид* и русского названия химического элемента в родительном падеже. Например, *оксид магния* —  $\text{MgO}$ , *оксид натрия* —  $\text{Na}_2\text{O}$ , *оксид водорода* —  $\text{H}_2\text{O}$ . Если химический элемент проявляет 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)* —  $\text{SO}_2$ , *оксид серы(VI)* —  $\text{SO}_3$ , *оксид железа(III)* —  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , *оксид фосфора(V)* —  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

### Оксиды в природе

Оксиды широко распространены в окружающей природе. Представьте себе, сколько воды содержится в морях, океанах и реках. А ведь все это *оксид водорода*  $\text{H}_2\text{O}$ , он же — обычная вода. Другой очень распространенный оксид, с которым мы встречаемся каждый день — *оксид кремния(IV)*  $\text{SiO}_2$ , или песок. В выдыхаемом нами воздухе содержится *оксид углерода(IV)*  $\text{CO}_2$ , или углекислый газ. При сгорании некоторых видов топлива образуется *оксид серы(IV)*  $\text{SO}_2$ , или сернистый газ.

Многие оксиды встречаются в земной коре в составе минералов.



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

*При нормальных условиях оксиды могут находиться в газообразном, жидком или твердом агрегатном состоянии, иметь самую разную окраску.*

*Название оксида образуется из слова «оксид» и русского названия химического элемента в родительном падеже.*

*Для элементов с переменной валентностью ее указывают в названии оксида римской цифрой в круглых скобках после символа химического элемента.*



### Вопросы и задания

1. Приведите химические формулы трех оксидов, в состав молекул которых входит 1, 2 и 3 атома кислорода.
2. Составьте формулы оксидов, в состав которых входят атомы следующих химических элементов: железо(II), углерод(IV), азот(V), медь(I), сера(VI), хлор(VII).
3. Назовите оксиды:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ .
4. Кроме принятых международных названий, у некоторых оксидов имеются тривиальные (исторически сложившиеся) названия. Каковы тривиальные названия оксида серы(IV) и оксида углерода(IV)?
5. Какие газообразные оксиды, загрязняющие атмосферу Земли, вы знаете?
6. Почему оксиды являются широко распространенными химическими соединениями на Земле? Какой оксид самый часто встречающийся на нашей планете?
7. Составьте уравнения реакций получения оксидов алюминия, кальция и водорода из простых веществ.
8. Рассчитайте массовую долю кислорода в оксидах натрия, алюминия, фосфора(III), азота(IV). В каком из них массовая доля кислорода наибольшая?
9. Молекулы веществ, входящих в состав бензина, состоят из атомов углерода и водорода. Какие вещества образуются при сгорании бензина в автомобильном двигателе? Почему увеличение количества автомобилей, использующих в качестве топлива бензин, приводит к усилению парникового эффекта?



## Глава III

# Водород



В этой главе вы познакомитесь с водородом — самым распространенным химическим элементом во Вселенной. Узнаете о физических и химических свойствах, получении и применении водорода.

*Водород — основа мира. Космос, звездный небосвод  
На три четверти по массе составляет водород,  
В недрах Солнца «выгорая», нам тепло и свет дает!..*

*Ю. Прасолов*

На предыдущих уроках вы познакомились с химическим элементом и простым веществом кислородом. Вы узнали много нового и интересного о его физических и химических свойствах, о нахождении в природе, о получении и применении этого вещества. Сегодня вы начинаете изучение новой темы «Водород». Так называется другой химический элемент и соответствующее ему простое вещество.

## § 20. Водород — химический элемент и простое вещество

Охарактеризуем химический элемент водород и познакомимся с некоторыми свойствами его атомов.

### Водород — химический элемент

Вы помните, что элемент кислород обозначается символом О — первой буквой его латинского названия *Oxygenium*. Вспомните, что значит это слово. По тому же принципу для обозначения химического элемента водорода используют

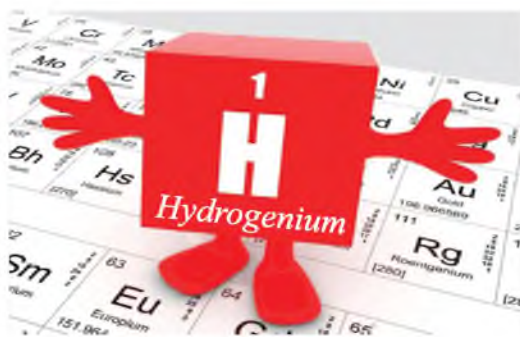


Рис. 76. Химический элемент водород

символ Н («аш») — первую букву латинского слова *Hydrogenium* (рис. 76). В переводе на русский язык оно значит «рождающий воду». Дело в том, что в результате соединения атомов водорода Н с атомами кислорода О образуются «рождаются» молекулы воды  $H_2O$ .

Как мы уже говорили, атомы водорода отличаются от атомов всех других элементов самой маленькой массой. Ученые определили, что масса одного атома ( $m_a$ ) водорода Н равна всего лишь 0,000000000000000000000000000016735 кг, или  $1,6735 \cdot 10^{-27}$  кг.

Чему же тогда равна относительная атомная масса водорода  $A_r(\text{H})$ ? Вы также уже знаете, что она представляет собой число, показывающее, во сколько раз масса одного атома данного элемента больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода (1 а.е.м.), равной  $1,66 \cdot 10^{-27}$  кг. Поэтому

$$A_r(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{\frac{1}{12}m_a(\text{C})} = \frac{1,6735 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 1,008 \approx 1.$$

Таким образом, относительная атомная масса элемента водорода примерно равна 1 — это самое маленькое значение  $A_r$  по сравнению с другими элементами!

Из того, что  $A_r(\text{O}) \approx 16$ , а  $A_r(\text{H}) \approx 1$ , следует, что один атом кислорода примерно в 16 раз тяжелее атома водорода.

Размеры атомов водорода невероятно малы, но все же чуть больше размеров атомов элемента гелия He — самых маленьких атомов. Если бы вам удалось соединить 100 млн атомов водорода в одну цепочку, то ее длина составила бы всего лишь  $\approx 1$  см!

Водород — самый распространенный элемент во Вселенной. В космосе его атомы присутствуют в звездах, в межзвездном пространстве, в атмосфере некоторых планет. Например, на долю атомов Н приходится около половины массы Солнца, в раскаленных недрах которого атомы водорода непрерывно превращаются в атомы гелия. В результате выделяется огромное количество энергии, которая и согревает нашу планету, дарит нам жизнь. Этим своим ценнейшим качеством водород мог бы похвастаться, например, так:

Первый я на белом свете —  
 Во Вселенной, на планете,  
 Превращаясь в легкий гелий,  
 Зажигаю Солнце в небе! *Ю. Прасолов*

На Земле атомы водорода содержатся в воде, в природном газе и нефти, в растениях, организмах животных и людей.

### Водород — простое вещество

Давайте сначала вспомним, чем простые вещества отличаются от сложных. Правильно! Простое вещество состоит из атомов одного химического элемента, а сложное — из атомов разных элементов. Одиночные атомы водорода Н, соединяясь попарно, образуют двухатомные молекулы простого вещества Н<sub>2</sub> (рис. 77).

Это вещество, как и химический элемент, называется «водород».

Рассчитаем относительную молекулярную массу простого вещества водорода, округлив значение  $A_r(\text{H})$  до 1:

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

Какую информацию дает нам полученная величина? Она показывает, что масса одной молекулы водорода в 2 раза больше  $\frac{1}{12}$  массы атома углерода (1 а.е.м.).

В воздухе у земной поверхности содержание простого вещества водорода Н<sub>2</sub> очень мало. В верхних же слоях атмосферы оно больше и увеличивается по мере удаления от Земли. Простое вещество водород входит в состав атмосферы некоторых планет Солнечной системы — Юпитера, Сатурна, Урана.

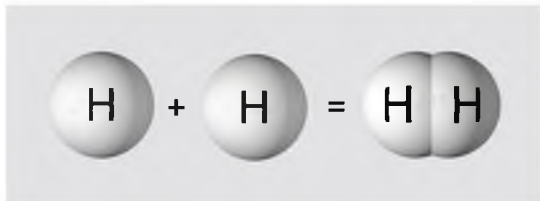


Рис. 77. Схема образования молекулы водорода



На основе результатов недавних исследований Юпитера (см. рис.) ученые высказали предположение, что под водородной атмосферой этой планеты находится океан из жидкого водорода. Глубина этого океана — десятки тысяч километров. Вероятно также, что ядро Юпитера покрыто оболочкой из твердого водорода.



### История открытия водорода

Кто же открыл водород и как это случилось? Уже начиная с XVI в. было известно, что при действии кислот на железо выделяется какой-то газ. В 1766 г. английский ученый Генри Кавендиш впервые собрал это вещество и исследовал некоторые его свойства. В частности, оказалось, что при поджигании чистого газа он спокойно горит голубым пламенем, а его смесь с воздухом при этом взрывается! Это впечатлило ученого, и он назвал этот газ «горючим воздухом». Поскольку именно Г. Кавендиш первым описал важнейшие свойства водорода, его считают первооткрывателем этого простого вещества и соответствующего химического элемента.

В 1783 г. французский химик А. Лавуазье доказал, что при соединении «горючего воздуха» с кислородом образуется сложное вещество вода. Пропуская ее пары над раскаленным железом, он сумел извлечь из воды исходный «горючий воздух». На основании этих результатов в 1787 г. Лавуазье сде-

**Генри Кавендиш**  
(1731—1810)

Английский химик и физик. Исследовал свойства многих газов, впервые получил чистый водород и описал его свойства, установил качественный состав воды. Его именем названа всемирно известная научная лаборатория в Кембриджском университете (Англия).



лал вывод о том, что «горючий воздух» представляет собой новое простое вещество или, как тогда считалось, новый химический элемент. Он дал этому элементу (а следовательно, и простому газообразному веществу) латинское название *Hydrogenium*, которое происходило от греческих слов *хидор* — вода и *геннао* — рождаю.

### Физические свойства водорода

При обычных условиях простое вещество водород представляет собой бесцветный газ без вкуса и запаха. Он очень мало растворим в воде и намного легче ее. Поэтому при опускании в воду газоотводной трубки, по которой идет водород, его пузырьки устремляются вверх. Это позволяет собирать водород, например, в пробирку методом вытеснения воды (рис. 78). Плотность газообразного водорода составляет  $0,089 \text{ г/дм}^3$ . Это значит, что водород объемом  $1 \text{ дм}^3$  ( $1 \text{ л}$ ) имеет массу, равную всего лишь  $0,089 \text{ г}$ .

При температуре  $-253 \text{ }^\circ\text{C}$  газообразный водород переходит в жидкое агрегатное состояние, а при температуре  $-259 \text{ }^\circ\text{C}$  — в твердое. Жидкий водород является самой легкой жидкостью, а твердый водород — самым легким твердым веществом.

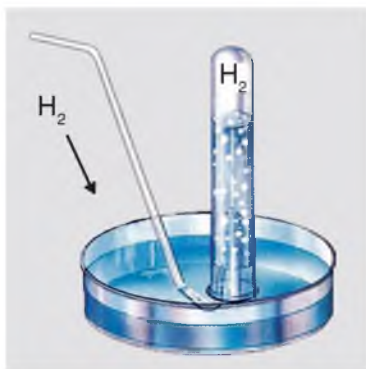


Рис. 78. Собираение водорода методом вытеснения воды

Поскольку относительная молекулярная масса водорода равна всего лишь 2, его молекулы являются самыми легкими из всех известных молекул. По этой причине газообразный водород легче всех других газов. Например, он в 16 раз легче кислорода и в 22 раза легче углекислого газа. По сравнению с воздухом водород легче в 14,5 раза. Чтобы убедиться в легкости водорода, возьмем три оди-

наковых резиновых шарика (рис. 79). Первый наполним водородом  $H_2$ , второй — кислородом  $O_2$ , а третий — углекислым газом  $CO_2$ . Крепко завяжем шарики ниткой и одновременно выпустим их из рук. Шарики поведут себя по-разному. Шарик с водородом быстро поднимется к потолку, а шарики с углекислым газом и кислородом опустятся на пол.

В воздухе водород поднимается вверх. Поэтому при собирании водорода, например, в пробирку ее располагают вверх дном (рис. 80).

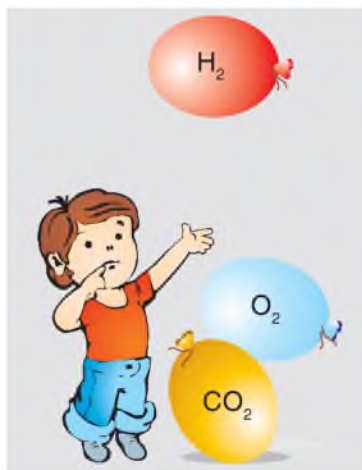


Рис. 79. Водород — самый легкий газ



Раньше легкий водород использовали для заполнения воздушных шаров и дирижаблей. Первыми на воздушном шаре поднялись в воздух в 1783 г. французские физики Ф. Робер и Ж. Шарль. В августе 1875 г. полет на воздушном шаре, наполненном водородом, с научной целью совершил русский химик Д. И. Менделеев.

Из-за малой массы и крошечных 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.

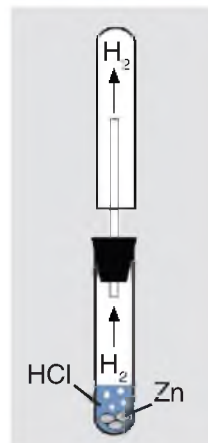


Рис. 80. Собираение водорода методом вытеснения воздуха



*Водород — наиболее распространенный элемент во Вселенной.*

*Простое вещество водород  $H_2$  — самый легкий газ, без цвета, запаха и вкуса.*

*Водород нерастворим в воде, его можно собирать методом вытеснения воды или воздуха.*



### Вопросы и задания

1. Почему химический элемент водород обозначают латинским символом Н?
2. Поясните, что обозначают записи: Н, 2Н,  $H_2$ ,  $3H_2$ .
3. Запишите с помощью символов следующие выражения: а) восемь молекул водорода; б) пять атомов водорода.
4. В каком случае речь идет о водороде как о простом веществе: а) водород присутствует в организме человека; б) водород малорастворим в воде; в) массовая доля водорода в воде равна 11 %; г) при обычных условиях водород находится в газообразном агрегатном состоянии; д) в атмосфере водорода живые организмы погибают; е) в состав оксидов водорода не входит?
5. В трех одинаковых по массе и по объему колбах при одинаковых условиях находятся водород, кислород и воздух. Как, не проводя химических реакций, можно узнать, в какой колбе содержится водород?
6. Молекула какого из приведенных веществ имеет наименьшую массу:  $O_2$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$ ,  $H_2$ ,  $O_3$ ,  $SO_2$ ,  $HCl$ ?
7. Рассчитайте массовую долю водорода в газообразной смеси, в которой на каждые 5 молекул водорода приходится по 7 молекул кислорода.

## § 21. Химические свойства водорода

Сегодня вам предстоит познакомиться с химическими свойствами простого вещества водорода. Вы узнаете, с какими другими веществами он реагирует и что при этом образуется, как протекают эти реакции и какими явлениями они сопровождаются.

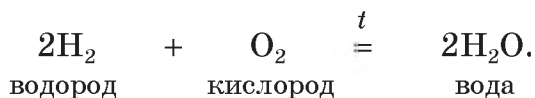
При обычных условиях водород химически малоактивен. Для того чтобы он стал более активным и мог реагиро-

вать с другими веществами, его нужно как следует «расшевелить», или, как говорят химики, активировать. Для этого необходимо создать особые условия, например повысить температуру или давление, применить катализатор. В таких достаточно жестких условиях водород становится намного более активным и реагирует с простыми и сложными веществами.

### Реакции водорода с простыми веществами

При нагревании водород реагирует с некоторыми простыми веществами, например с кислородом и хлором.

Особенно интересна реакция соединения водорода с кислородом. Если поджечь на воздухе выходящий из газоотводной трубки чистый водород, он мгновенно воспламеняется с легким хлопком и горит ровным, еле заметным пламенем. Теперь поместим трубку с горящим водородом в сосуд с кислородом. Горение водорода становится более интенсивным, а пламя — более ярким. Через некоторое время на стенках сосуда мы увидим маленькие капельки жидкости (рис. 81). Это — вода! Она является продуктом реакции водорода с кислородом:



Так мы еще раз убедились в том, что водород в паре с кислородом действительно «рождает воду». Поскольку при этом атомы водорода соединяются с атомами кислорода, данная реакция относится к реакциям соединения.

При горении водорода в кислороде выделяется много теплоты. Температура

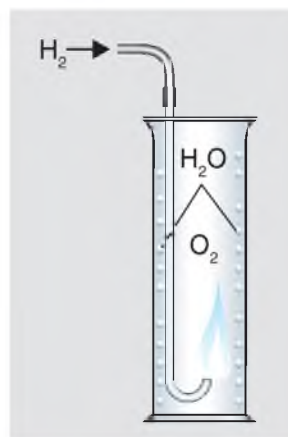



Рис. 81. Горение водорода в кислороде

пламени достигает  $2800\text{ }^{\circ}\text{C}$ ! При такой высокой температуре плавятся стекло и большинство металлов.

В отличие от чистого водорода его смесь с воздухом при поджигании взрывается! В этом можно убедиться следующим образом. Газоотводную трубку, по которой идет водород, введем в пробирку, опрокинутую вверх дном, и через 2—3 секунды извлечем обратно. Не переворачивая пробирку, поднесем к ее отверстию горящую спичку. В этот момент в пробирке произойдет безопасный взрыв, и мы услышим резкий лающий звук, напоминающий голос маленькой собачки. Это объясняется тем, что водород не успел вытеснить весь воздух из пробирки, и в ней образовалась водородно-воздушная смесь. Из-за способности этой смеси при поджигании взрываться, греметь ее называют «гремучей смесью»:

Не шутите с водородом —  
он горит, рождая воду!  
В смеси с кислородом-братом  
он взрывается, ребята!  
Вам скажу на всякий случай —  
эту смесь зовут гремучей!  
*Н. Иванова*

 Горючесть водорода явилась причиной гибели немецкого дирижабля «Гинденбург» — огромного воздушного судна длиной 245 м и диаметром 41 м. В его герметичных отсеках находилось огромное количество водорода. 6 мая 1937 г. при посадке в США по невыясненным причинам случилась страшная катастрофа — дирижабль загорелся и взорвался.



При горении водорода в атмосфере другого простого вещества хлора  $\text{Cl}_2$  образуется сложное вещество — хлороводород  $\text{HCl}$  (рис. 82):

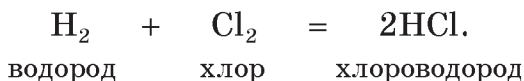


Рис. 82. Горение водорода в хлоре

Химическая реакция водорода с хлором — еще один пример реакции соединения.



Водород реагирует с наиболее активными металлами, например с натрием  $\text{Na}$ . При этом образуются твердые химические соединения, называемые гидридами ( $\text{NaH}$  — гидрид натрия). Гидриды некоторых металлов используются как горючее в ракетных двигателях, а также для получения термоядерной энергии.

### Реакции водорода со сложными веществами

При повышенной температуре водород реагирует не только с простыми, но и со сложными веществами. В качестве примера рассмотрим реакцию водорода со сложным веществом оксидом меди(II)  $\text{CuO}$  (рис. 83).

Пропустим водород над нагретым черным порошком оксида меди(II)  $\text{CuO}$ . По мере протекания реакции цвет порошка изменяется с черного на коричнево-розовый — цвет простого вещества меди  $\text{Cu}$ . На холодных частях пробирки появляются капельки жидкости. Это вода  $\text{H}_2\text{O}$  — еще один продукт реакции. Таким образом, в химическую реакцию вступили

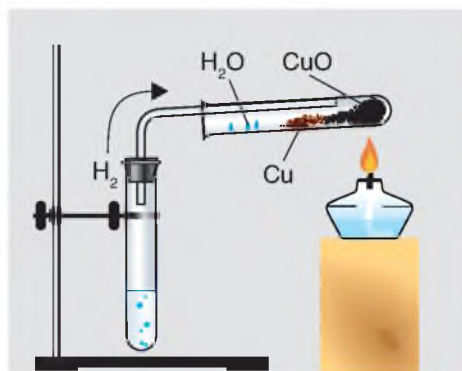
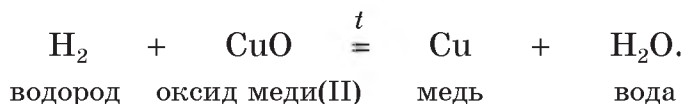


Рис. 83. Реакция водорода с оксидом меди(II)  $\text{CuO}$

простое ( $\text{H}_2$ ) и сложное ( $\text{CuO}$ ) вещества, и образовались новые простое ( $\text{Cu}$ ) и сложное ( $\text{H}_2\text{O}$ ) вещества:



В ходе этой реакции атомы водорода заменили атомы меди в ее оксиде. Такие химические реакции относятся к *реакциям замещения*.

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

Так же как с оксидом меди, водород реагирует и с оксидами некоторых других металлов, например  $\text{PbO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{WO}_3$ , «отнимая» от них атомы кислорода.

### Применение водорода

Ежегодно в мире производят и используют около 58 млн т водорода. Он широко применяется в различных областях промышленности (рис. 84).

Значительная часть водорода расходуется на получение аммиака  $\text{NH}_3$ . Аммиак — один из важнейших продуктов химической промышленности. В нашей республике аммиак и азотные удобрения на его основе производятся на Гродненском ОАО «Гродно Азот».

В большом количестве водород применяется при получении хлороводородной кислоты и других важных веществ, в производстве маргарина из растительных масел. Водород используют также для получения некоторых металлов из их оксидов, например  $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{W}$ ,  $\text{Mo}$ .

Реакция горения водорода в кислороде, сопровождающаяся выделением огромного количества энергии, осуществляется в ракетных двигателях, выводящих в космическое про-



Рис. 84. Применение водорода

странство летательные аппараты. Эту реакцию используют также для резки и сварки различных металлов.

В последние годы водород начинают применять в качестве топлива для автомобилей (рис. 85). Дело в том, что при сгорании в автомобильных двигателях привычного нам бензина образуется углекислый газ. Его накопление в атмосфере является причиной парникового эффекта и глобального потепления на Земле. В то время как при сгорании водорода образуется вода, не загрязняющая окружающую среду.



Рис. 85. Заправка автомобиля водородом

*Водород при определенных условиях соединяется с кислородом и хлором, образуя сложные вещества.*

*Водород при нагревании вступает в реакции замещения с оксидами многих металлов.*

*Водород используется для получения некоторых металлов, аммиака, в качестве ракетного и автомобильного топлива.*

### Вопросы и задания

- Почему в опытах с водородом необходимо соблюдать особую осторожность?
- К какому из известных вам типов химических реакций относятся реакции водорода с кислородом, хлором?
- Составьте уравнения реакций водорода со следующими оксидами:  
а)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ;      б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ;      в)  $\text{HgO}$ .
- Вставьте вместо знака вопроса формулу нужного вещества и расставьте коэффициенты в полученных схемах химических реакций. Укажите, к какому типу относится каждая реакция:  
а)  $\text{H}_2 + ? \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$ ;      б)  $? + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ;  
в)  $? + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ ;      г)  $\text{H}_2 + \text{WO}_3 \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$ .
- Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие химические превращения:  
а)  $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ ;      б)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeO}$ .
- Приведите уравнения химических реакций получения  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{O}$  из соответствующих простых веществ.
- Известно, что при зарядке автомобильных аккумуляторов в непроветриваемых помещениях образуется гремучая смесь. Подумайте, каким образом автолюбитель может обезопасить себя от взрыва.

## § 22. Понятие о кислотах

Слово «кислый», безусловно, знакомо каждому из нас. Мы помним вкус кислого молока, лимонного сока, кислых яблок, щавеля... Этот вкус продуктам питания придают особые вещества — *кислоты*. В кислом молоке содержится молочная кислота, в соке лимона — лимонная, в яблоках — яблочная, а в щавеле — щавелевая.

Общее количество кислот очень велико — их несколько тысяч. Лишь с некоторыми из них мы встречаемся в повседневной жизни. Кроме кислот, содержащихся в продуктах питания, дома мы можем найти и другие кислоты. Это, например, борная кислота из домашней аптечки, серная кислота для заправки автомобильных аккумуляторов. Кислоты используются не только в быту. Они находят широкое применение практически во всех сферах деятельности человека. Поэтому знания о кислотах очень важны для современного человека. Познакомимся с этими веществами поближе.

### Состав кислот

Мельчайшими частицами кислот являются их молекулы. Поскольку все кислоты обладают похожим вкусом, то их молекулы должны иметь какие-то общие черты. Какие именно? Внимательно рассмотрите рисунок 86. Вы видите шаровые модели молекул некоторых кислот и их химические формулы. В одних молекулах мало атомов, в других — больше. Атомы какого элемента есть в каждой из этих молекул? Правильно, это атомы водорода H. Они входят в состав молекул всех известных кислот.

Представьте теперь, что нам удалось отсоединить от молекул кислот шарики атомов H. Оставшиеся при этом части молекул называются *кислотными остатками*. В нашем случае это атом Cl, группы атомов  $\text{NO}_3$ ,  $\text{SO}_4$ ,  $\text{PO}_4$ . Поскольку

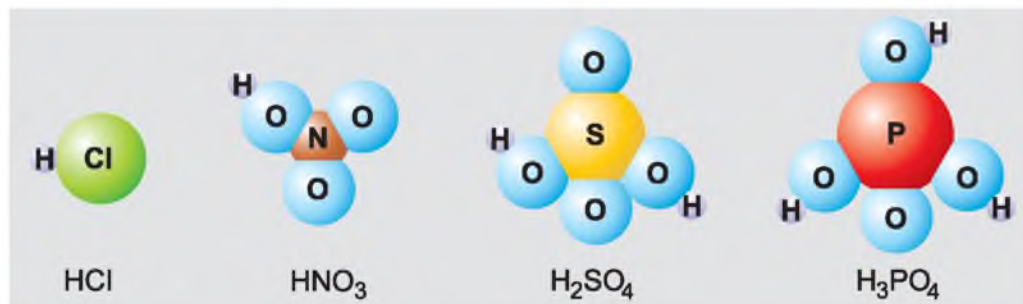


Рис. 86. Модели молекул некоторых кислот



число кислот велико, то так же велико и число кислотных остатков. С ними вы познакомитесь в дальнейшем.

Общим свойством всех кислот является то, что содержащиеся в их молекулах атомы водорода могут замещаться атомами металлов.

**! Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.**

Кислотные остатки соединены с атомами водорода в соответствии со своей валентностью. Как можно ее определить? Вы знаете, что водород всегда одновалентен. Значит, если кислотный остаток соединен с одним атомом Н, то валентность этого остатка равна единице, если с двумя атомами Н — двум, а с тремя атомами Н — трем.

*Химическая формула любой кислоты начинается с символа Н, после которого записывается формула кислотного остатка.*

В таблице 5 представлены названия и химические формулы кислот, с которыми вы будете встречаться в ближайшее время. Здесь же даны формулы кислотных остатков и их валентность (указана римскими цифрами). Русские названия кислотных остатков происходят от латинских названий соответствующих неметаллов.

Таблица 5. Состав кислот и их названия

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Хлороводородная (соляная)	HCl	Cl(I)	хлорид
Азотная	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> (I)	нитрат

*Продолжение*

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4(\text{II})$	сульфат
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3(\text{II})$	карбонат
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4(\text{III})$	фосфат

Как выглядят кислоты? При обычных условиях они представляют собой жидкие или твердые вещества. Так, например, при комнатной температуре серная кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — бесцветная, маслянистая, не имеющая запаха жидкость, почти в 2 раза тяжелее воды. При тех же условиях фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — белое твердое вещество без запаха. Хлороводородная кислота  $\text{HCl}$  (историческое название — соляная кислота) представляет собой раствор газа хлороводорода в воде. Этот раствор имеет характерный резкий запах.

Большинство кислот растворимы в воде.

Есть вещества, которые, как и кислоты, содержат атомы водорода, но кислотными свойствами не обладают, например метан  $\text{CH}_4$ , аммиак  $\text{NH}_3$ , глюкоза  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  и др. Следовательно, не все вещества, содержащие атомы водорода, являются кислотами.

### Меры предосторожности при работе с кислотами

Кислоты относятся к едким веществам. При попадании на кожу, в рот или в глаза кислоты вызывают болезненные химические ожоги. Ткани, из которых изготовлена наша одежда, при контакте с кислотами быстро разрушаются. Чтобы избежать подобных неприятностей, с кислотами следует обращаться крайне осторожно. Если кислота все же попала на кожу или одежду, нужно немедленно промыть пораженный участок большим количеством холодной воды, а затем — раствором пищевой соды.

### Понятие об индикаторах

Поскольку кислоты пробовать на вкус опасно, их наличие можно определить по изменению окраски специальных веществ — *индикаторов*. В переводе на русский язык этот термин означает «указатель». Таким образом, индикатор, изменяя определенным образом свой цвет, указывает на то, что в растворе содержится кислота. Существуют также индикаторы, изменяющие свою окраску в присутствии как кислот, так и ряда других веществ.

**!** Индикаторы — это особые вещества, которые изменяют свою окраску в присутствии кислот и ряда других веществ.

На уроках химии для обнаружения кислот в растворах используют следующие индикаторы: *лакмус*, *метиловый оранжевый (метилоранж)*, а также *универсальную индикаторную бумагу* в виде полосок специальной бумаги, пропитанной смесью разных индикаторов. Окраска индикаторов в воде показана на рисунке 87. Индикаторы изменяют свой цвет, если в растворе есть кислоты (рис. 88).



Рис. 87. Окраска индикаторов в воде



Рис. 88. Окраска индикаторов в растворах кислот

Окраска лакмуса, метилоранжа и универсальной индикаторной бумаги в воде и в растворах кислот приведена в таблице 6.

Таблица 6. Окраска индикаторов и универсальной индикаторной бумаги в воде и в растворах кислот

Индикаторы Вещества	Лакмус	Метилоранж	Универсальная индикаторная бумага
Вода	фиолетовый	оранжевый	желтый
Кислоты	красный	красный	красный

Экспериментально убедимся в способности индикаторов изменять свою окраску в растворах кислот.

### Лабораторный опыт 3

#### *Действие кислот на индикаторы*

В две пробирки налейте примерно по 1 см<sup>3</sup> растворов серной и соляной кислот. В каждую пробирку добавьте по одной капле раствора лакмуса. Отметьте наблюдаемые явления.

В две другие пробирки с растворами указанных выше кислот прилейте по одной капле раствора метилоранжа. Какие изменения произошли в пробирках?

Сравните свои наблюдения с данными таблицы 6.

*В состав кислот входят атомы водорода и кислотные остатки.*

*Индикаторы — особые вещества, изменяющие свою окраску в присутствии кислот и ряда других веществ.*

*Кислоты — едкие вещества. При работе с ними нужно быть осторожными.*

### Вопросы и задания

1. Атомы какого химического элемента обязательно входят в состав всех кислот?
2. Изготовьте из пластилина модели молекул кислот в соответствии с рисунком 86. Сделайте фото этих моделей.
3. В формулах кислот  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  подчеркните кислотные остатки и укажите валентность каждого из них.
4. Заполните в тетради таблицу.

Название кислоты	Формула кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
Азотная			
	$\text{H}_2\text{SO}_4$		
		$\text{CO}_3$	
			фосфат

5. Составьте формулы кислот, в состав которых входят кислотные остатки (в скобках указана их валентность):  $\text{NO}_2(\text{I})$ ,  $\text{SO}_3(\text{II})$ ,  $\text{MnO}_4(\text{I})$ .
6. В какой из кислот —  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — массовая доля водорода наибольшая? Выполните соответствующие расчеты.
7. Каковы меры предосторожности при работе с кислотами? Что нужно делать, если кислота попала на кожу или на одежду?
8. В состав некоторых газированных напитков входит одна из известных вам кислот. Общее число атомов в ее кислотном остатке равно 5, а число атомов водорода в молекуле на один меньше числа атомов кислорода. О какой кислоте идет речь?

***В конце темы вам предлагается задание для небольшого исследовательского проекта, который вы можете выполнить в домашних условиях.***

## § 23. Выделение водорода в реакциях кислот с металлами

Вы уже знаете, что кислоты обладают рядом общих свойств. Они кислые на вкус, изменяют окраску индикаторов. Но у кислот есть еще одно очень важное свойство — *способность реагировать с металлами*. Атомы металлов вытесняют из молекул кислот атомы водорода, который выделяется в виде газа.

### Реакции замещения

В пробирку с хлороводородной кислотой  $\text{HCl}$  опустим кусочек металла цинка  $\text{Zn}$ . На поверхности металла сразу же образуются маленькие пузырьки газа. Они быстро увеличиваются, отрываются от металла и устремляются вверх. Достигнув поверхности раствора, газ выходит наружу. Соберем этот газ в перевернутую вверх дном пробирку и поднесем ее в таком положении к пламени спиртовки (рис. 89). Мы услышим хлопок. Это свидетельствует о наличии в пробирке водорода.

По мере протекания реакции кусочек цинка постепенно уменьшается и вскоре исчезает полностью. В пробирке образуется бесцветный прозрачный раствор. Поместим каплю этого раствора на стеклянную пластинку и нагреем ее снизу пламенем спиртовки. Вскоре вода из этой капли испарится, и на пластинке останется твердое вещество белого цвета. Химики определили, что его состав выражается формулой  $\text{ZnCl}_2$ .

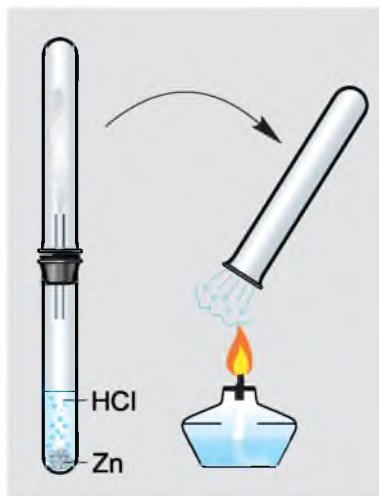
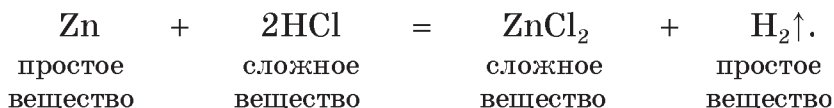


Рис. 89. Получение водорода и доказательство его наличия в пробирке

Теперь мы можем записать уравнение реакции цинка с соляной кислотой:



На рисунке 90 приведена схема этой реакции. Из уравнения и поясняющей его схемы видим, что атомы цинка *замещают* атомы водорода в молекулах кислоты. В результате из простого вещества (Zn) и сложного вещества (HCl) образуются новые — простое вещество водород H<sub>2</sub> и сложное вещество ZnCl<sub>2</sub>. Это еще один пример *реакции замещения*.

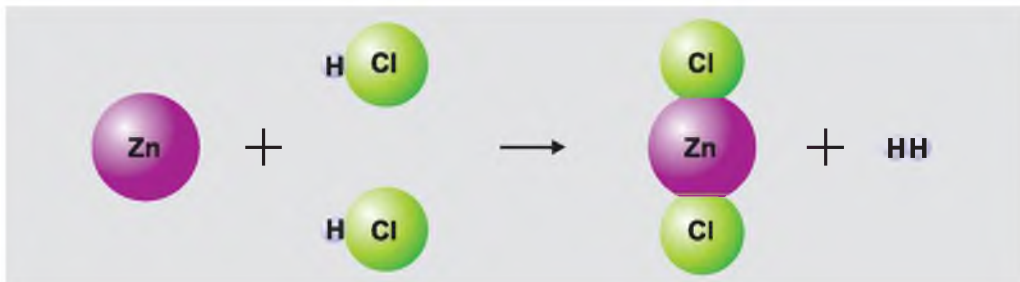
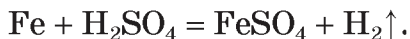


Рис. 90. Схема реакции замещения водорода в кислоте металлом

Так же протекает реакция железа с раствором серной кислоты:



Эти химические реакции подтверждают, что *кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки*.

Важно запомнить, что, в отличие от соляной и серной кислот, азотная кислота HNO<sub>3</sub> реагирует с металлами без выделения водорода. Вместо него образуются другие вещества, с которыми вы познакомитесь позже.

Убедимся на практике в способности кислот реагировать с металлами.

## Лабораторный опыт 4

### *Взаимодействие кислот с металлами*

Вы уже знаете, что кислоты могут взаимодействовать с металлами. Но все ли металлы вытесняют водород из кислот? Давайте проверим это экспериментально.

В трех пробирках вам выданы металлы — железо Fe, цинк Zn и медь Cu. Прилейте в пробирки раствор хлороводородной или серной кислот объемом 1—2 см<sup>3</sup>. Внимательно наблюдайте за признаками химических реакций. Опишите свои наблюдения, укажите признаки химических реакций, составьте их уравнения. Сделайте соответствующий вывод об особенностях взаимодействия кислот с металлами.

#### Ряд активности металлов

Выполнив лабораторный опыт 4, вы убедились, что с кислотой наиболее энергично реагирует цинк. Реакция железа с кислотой протекает менее энергично, а медь с ней и вовсе не реагирует.

Было установлено, что по мере уменьшения интенсивности вытеснения водорода из кислот металлы можно расположить в следующий ряд:

**K Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb (H<sub>2</sub>) Cu Hg Ag Pt Au**

Его называют **вытеснительным рядом металлов** или **рядом активности металлов**.

- Металлы, находящиеся в этом ряду *левее* водорода (H<sub>2</sub>), *вытесняют* этот газ из растворов кислот (кроме HNO<sub>3</sub>). Реакция идет тем интенсивнее, чем левее расположен металл.

- Металлы, стоящие в этом ряду *правее* водорода, водород из кислот *не вытесняют*.



### Получение водорода в лаборатории

В химической лаборатории и в школьном кабинете химии водород получают действием растворов хлороводородной  $\text{HCl}$  или серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислот на некоторые металлы. Эти реакции проводят в специальных приборах — в аппарате Киппа или в аппарате Кирюшкина (рис. 91).

Обратите внимание, что для получения водорода в лаборатории или в школьном кабинете химии можно использовать не все металлы, расположенные в ряду активности левее  $\text{H}_2$ . Дело в том, что наиболее активные металлы, например натрий  $\text{Na}$  и калий  $\text{K}$ , реагируют с кислотами чрезвычайно бурно, с воспламенением и взрывом.

В то же время реакции кислот с менее активными металлами — оловом  $\text{Sn}$  и свинцом  $\text{Pb}$  — протекают медленно. Поэтому для получения водорода в указанных условиях наиболее подходящими металлами являются цинк, железо и алюминий.

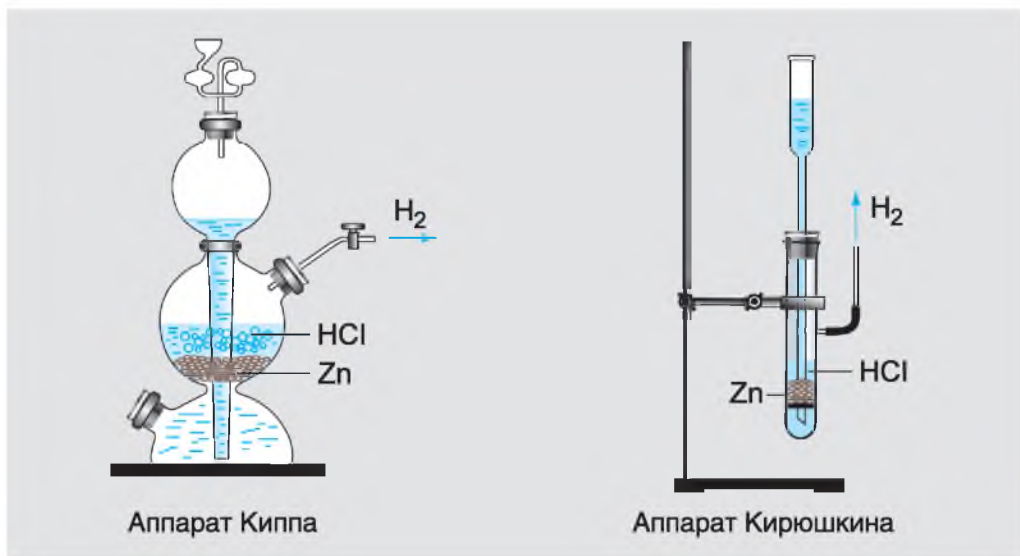


Рис. 91. Лабораторные приборы для получения водорода

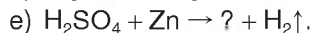
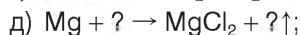
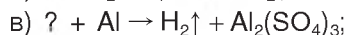
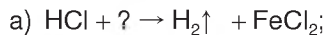
*Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.*

*Металлы, стоящие в ряду активности до водорода, вытесняют его из кислот (кроме  $\text{HNO}_3$ ).*

*В лаборатории водород получают взаимодействием металлов с кислотами.*

### Вопросы и задания

1. Из предложенного ряда выберите формулы кислот:  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{FeCl}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ .
2. Назовите две кислоты, в молекулах которых могут замещаться на металлы по два атома водорода.
3. Составьте уравнение реакции алюминия с хлороводородной кислотой.
4. С какими из перечисленных металлов реагирует серная кислота: цинк, алюминий, магний, золото? Составьте уравнения соответствующих реакций.
5. Как химическим путем можно отделить медные опилки от железных, если все опилки перемешены? Напишите уравнение протекающей реакции.
6. Вместо знака вопроса вставьте формулы необходимых веществ и расставьте нужные коэффициенты в полученных схемах химических реакций:



7. Для каждой пары металлов укажите, при использовании какого из них в реакции с кислотой в одинаковых условиях будет наблюдаться более интенсивное выделение водорода: а) магний и железо; б) алюминий и свинец; в) цинк и олово. Обоснуйте свои ответы.

8. Известно, что в сельском хозяйстве для обработки растений используется раствор соли  $\text{FeSO}_4$ . Как называется эта соль? Какие вещества можно использовать для ее получения? Напишите соответствующее уравнение реакции.
9. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:
- а)  $\text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ;
- б)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4$ .



Ознакомьтесь с другими методами получения водорода в лабораторных условиях, а также с методом его промышленного производства.

### *Домашний эксперимент*

Исследуйте возможность получения водорода в домашних условиях. Возьмите два стакана (или блюдечка). В первый налейте немного столового уксуса, а во второй — столько же водного раствора лимонной кислоты. В растворы кислот опустите небольшое изделие из железа, например скобку от степлера, канцелярскую скрепку, кнопку или гвоздик. Через некоторое время обратите внимание на признаки химических реакций. Опишите их. В растворе какой из использованных вами кислот водород выделяется активнее? Расскажите о результатах эксперимента на уроке.

## **§ 24. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на металлы**

Когда мы слышим слово «соль», то сразу же представляем себе поваренную соль, которая есть на кухне в любом доме. Эта соль является представителем целого класса сложных веществ, который так и называется — «соли». Что же общего в составе всех солей? Как они образуются и как называются? Ответы на эти вопросы вы найдете в данном параграфе.

### Состав солей

Вы уже знаете, что в молекулах кислот атомы водорода могут замещаться атомами металлов. При этом всегда образуются простое вещество водород  $H_2$  и сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. Вы уже знаете, например, что при действии хлороводородной кислоты  $HCl$  на металл цинк  $Zn$  образуется сложное вещество  $ZnCl_2$ . Оно состоит из атомов металла  $Zn$  и кислотных остатков  $Cl$ . Продуктом реакции серной кислоты  $H_2SO_4$  с металлом железом  $Fe$  является сложное вещество  $FeSO_4$ , состоящее из атомов металла  $Fe$  и кислотных остатков  $SO_4$ . Такие сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки, относятся к солям.



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

В солях кислотные остатки соединены с атомами металлов в соответствии с их валентностью.

Для составления химических формул солей необходимо знать валентность атомов металла и валентность кислотных остатков.

При этом пользуются тем же правилом, что и при составлении формул бинарных соединений (см. § 10). Для солей это правило формулируется следующим образом: **сумма единиц валентности всех атомов металла должна быть равна сумме единиц валентности всех кислотных остатков.**

Для примера составим формулу соли, в состав которой входят атомы металла кальция  $Ca$  и кислотные остатки фосфорной кислоты  $PO_4$ . Кальций проявляет постоянную валентность II, а валентность кислотного остатка  $PO_4$  равна III.

1. Записываем рядом символ кальция Ca и формулу кислотного остатка  $\text{PO}_4$ , а сверху над ними указываем их валентность:



2. Находим наименьшее общее кратное (НОК) валентности кальция и кислотного остатка:

$$\text{НОК} = \text{II} \cdot \text{III} = 6.$$

3. Затем делим НОК на валентность атома кальция и получаем индекс при символе Ca:

$$6 : \text{II} = 3.$$

Делим НОК на валентность кислотного остатка и находим индекс при кислотном остатке:

$$6 : \text{III} = 2.$$

4. Записав найденные индексы (3 и 2) правее и ниже символа Ca и кислотного остатка  $\text{PO}_4$ , получаем искомую формулу соли:  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

### Названия солей

Соли образованы атомами разных металлов и различными кислотными остатками. Поэтому число известных солей огромно. Давайте научимся их правильно называть.

Название любой соли состоит из названия кислотного остатка и русского названия металла в родительном падеже. Например, соль состава  $\text{NaCl}$  называют хлорид натрия, а соль состава  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  — фосфат кальция.

Если входящие в состав соли атомы металла имеют переменную валентность, то она указывается римской цифрой в круглых скобках после его названия. Так, соль  $\text{FeCl}_3$  называют хлорид железа(III), а соль  $\text{FeCl}_2$  — хлорид железа(II).

В таблице 7 приведены формулы и названия некоторых солей.

Таблица 7. Формулы и названия солей

Кислота	Кислотный остаток	Соли и их названия
HCl	Cl(I)	NaCl — хлорид натрия
HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> (I)	Ba(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> — нитрат бария
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	SO <sub>4</sub> (II)	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> — сульфат алюминия
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	CO <sub>3</sub> (II)	CaCO <sub>3</sub> — карбонат кальция
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	PO <sub>4</sub> (III)	FePO <sub>4</sub> — фосфат железа(III)

В химических формулах солей отражено количественное соотношение атомов металлов и кислотных остатков. Например, формула FeCl<sub>2</sub> показывает, что в этом веществе на каждый атом Fe приходится по два кислотных остатка Cl.

По химической формуле соли можно вычислить ее относительную формульную массу  $M_r$ , например:

$$\begin{aligned} M_r(\text{NaCl}) &= A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = \\ &= 23 + 35,5 = 58,5; \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) &= 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{S}) + 12 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342. \end{aligned}$$

Некоторые соли вам уже давно хорошо знакомы. Кроме поваренной соли, это, например, сода Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (карбонат натрия).

Все соли — твердые кристаллические вещества, имеющие различную окраску. К важнейшим природным солям относятся, например, карбонат кальция CaCO<sub>3</sub> (мел, мрамор), хлорид натрия NaCl (галит, поваренная соль), фосфат кальция Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и некоторые другие.



Соли хлорид натрия  $\text{NaCl}$  и хлорид калия  $\text{KCl}$  в природе часто встречаются вместе в виде горной породы *сильвинита* (см. рис.). Одно из крупнейших в мире месторождений этой горной породы находится на территории Республики Беларусь в районе г. Солигорска. Это наше главное минеральное богатство. Из сильвинита производят одно из важнейших минеральных удобрений — хлорид калия.



*Соли образуются при замещении атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов.*

*Соли — сложные вещества, которые состоят из атомов металлов и кислотных остатков.*



### Вопросы и задания

- Какие вещества относятся к солям?
- Из предложенного ряда выберите формулы солей:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{CaCl}_2$ .
- Назовите следующие соли:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{AlPO}_4$ ,  $\text{AgCl}$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ .
- Составьте формулы солей, в которых содержится кислотный остаток серной кислоты и атомы следующих металлов: цинк, натрий, железо(III).
- Рассчитайте массовую долю кислорода в сульфате алюминия.
- Расставьте коэффициенты в предложенных схемах. Выберите из них схемы реакций замещения и назовите образующиеся соли:
  - $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$ ;
  - $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$ ;
  - $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$ ;
  - $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ .
- Составьте уравнения и укажите типы химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - $\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$ ;
  - $\text{ZnO} \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4$ .

## Практическая работа 5.

### *Получение водорода и изучение его свойств*

**Цель работы:** получить водород в реакции кислоты с металлом, собрать полученный газ и исследовать его свойства.

**Реактивы и оборудование:** раствор хлороводородной кислоты; гранулы цинка (или кусочки железа), части прибора для получения газов, стаканчик или пробирка с водой, пробирка для собирания водорода, спиртовка, спички, лучинка.

#### **Опыт 1. Получение водорода.**

Соберите прибор для получения водорода и проверьте его на герметичность. Положите в пробирку несколько гранул цинка и прилейте к ним небольшой объем (1—2 см<sup>3</sup>) раствора хлороводородной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой погрузите в стаканчик или в пробирку с водой.

#### **Опыт 2. Изучение свойств водорода.**

*Физические свойства водорода.* Наблюдая за протеканием опыта 1, обратите внимание на отсутствие окраски у водорода. Растворяется ли водород в воде?

*Химические свойства водорода.* Соберите водород. Для этого газоотводную трубку извлеките из воды и введите в пробирку, закрепленную в штативе вверх дном. Помните, почему пробирка должна быть расположена именно так. Примерно через 1 минуту осторожно извлеките газоотводную трубку и к отверстию пробирки поднесите горящую лучинку или спичку. Какой признак свидетельствует о протекании химической реакции? Какое химическое свойство проявляет водород в этой реакции?

Составьте отчет о проделанной работе. Сделайте вывод о способе получения водорода в лаборатории, о его физических и химических свойствах, которые вы исследовали. Составьте соответствующие уравнения химических реакций.

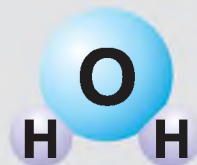


## Проект

### *Исследование индикаторных свойств овощных и ягодных соков*

Исследуйте в домашних условиях способность некоторых окрашенных соков изменять свою окраску под действием кислот. В качестве объектов исследования вы можете выбрать соки овощей (свеклы или краснокочанной капусты), соки ягод (черники, ежевики или черноплодной рябины). Для этого в чашку или на блюде налейте немного сока и добавьте к нему такой же объем разбавленного раствора уксусной кислоты (столового уксуса). Изменяется ли окраска сока? Как быстро это происходит? Какие исследованные вами соки можно использовать в качестве индикаторов для обнаружения кислот?

Поделитесь результатами вашего исследования с одноклассниками, учителем.



## Глава IV

# Вода



В этой главе вы познакомитесь с водой — одним из важнейших веществ на Земле. Узнаете о ее составе и строении, об удивительных свойствах и круговороте воды в природе.



*Кто знает, откуда берется вода?  
Быть может, из снега? Быть может, из льда?  
А может быть, из-под земли она бьет?  
И всем она жизнь на планете дает.*

*С. Олегова*

## § 25. Состав и физические свойства воды

Вода... Это слово, это вещество входит в нашу жизнь с первых дней появления на свет и кажется нам совершенно обыкновенным, привычным. Однако это одно из самых интересных и важных веществ, имеющих отношение ко всему живому и неживому на нашей планете.

Три четверти поверхности Земли покрыты водой. Она образует огромные океаны и моря, глубокие реки и озера, холодные ледники и айсберги. Вода — это дождь и снег, это облака и туманы... Она формирует ландшафты на нашей планете. Мощные потоки воды образуют овраги и русла рек, прорезают ущельями горные массивы, разрушают горы.

Вода — основа всего живого на Земле. Она играет исключительно важную роль в жизни человека, животных и растений. Из воды и углекислого газа в процессе фотосинтеза в зеленых растениях образуются органические вещества и кислород, необходимый нам для дыхания. Роль воды в нашей жизни просто неоценима!

Не забывайте, что вода — это вещество, химическое соединение. Давайте поближе познакомимся с ним.

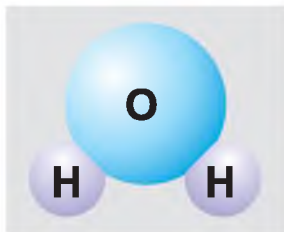


Рис. 92. Модель молекулы воды

### Состав и строение воды

Вы уже знаете, что молекула воды состоит из трех атомов — двух атомов водорода и одного атома кислорода (рис. 92). Относительная молекулярная масса воды равна:

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

Вода — это вещество молекулярного строения, так как наименьшими частицами этого вещества являются молекулы.

В воде молекулы  $\text{H}_2\text{O}$  связаны между собой. Причем в кристаллах льда, в отличие от воды, молекулы связаны особенно прочно и расположены в строго определенном порядке (рис. 93).

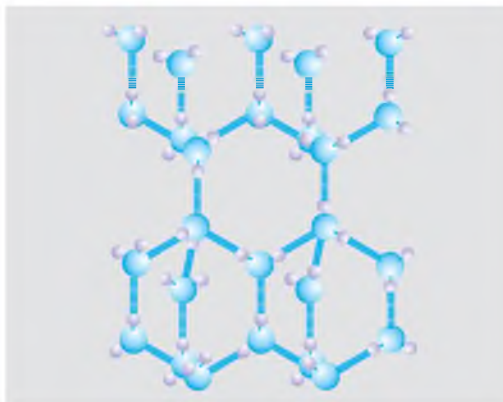


Рис. 93. Схема строения кристалла льда

### Физические свойства воды

Вода — единственное вещество, существующее на Земле одновременно в трех агрегатных состояниях — жидком, твердом и газообразном (рис. 94). При комнатной температуре вода представляет собой жидкость без вкуса и запаха. При температуре  $100\text{ }^\circ\text{C}$  она кипит, образуя водяной пар. В твердое состояние (лед) вода переходит при температуре  $0\text{ }^\circ\text{C}$ . В тонком слое вода не имеет цвета, а при его толщине



Рис. 94. Три агрегатных состояния воды



Рис. 95. Ледоход

более 2 м приобретает голубой оттенок. Поэтому нашу планету называют голубой — именно такой она выглядит из космоса.

В отличие от большинства других веществ вода при переходе в твердое агрегатное состояние не сжимается, а, наоборот, немного расширяется. Этот

факт является причиной того, что лед легче воды и не тонет в ней. Именно поэтому водоемы начинают замерзать с поверхности и редко промерзают до самого дна. Это защищает обитателей рек и озер от гибели в зимнее время. Весной лед начинает таять, и мы видим реки с плывущими льдинами (рис. 95).

Вода медленно нагревается, но и медленно остывает. Вода морей и океанов накапливает тепло летом (и днем) и высвобождает его зимой (и ночью). Это предотвращает резкие колебания температуры воздуха в течение года и суток. Моря и океаны служат своеобразными накопителями тепла на нашей планете, формируют климат.

С совершенно чистой водой, не содержащей никаких других веществ, большинство людей никогда не встречается. Почти все жидкости, с которыми мы сталкиваемся в повседневной жизни, представляют собой растворы различных веществ. Это связано с тем, что в воде растворяются многие твердые, жидкие и газообразные вещества. Например, в водопроводной воде всегда содержатся растворенные соли. Их можно легко обнаружить в лаборатории, выпарив воду. Дома, посмотрев в чайник, вы увидите на его стенках целый пласт отложившихся солей — *накипь*.

Кроме солей, в воде растворяются различные газы. Если стакан с холодной водой из-под крана поместить в теплое

место, то через некоторое время можно увидеть на его внутренних стенках маленькие пузырьки. В них содержатся газы, которые выделяются из воды при ее нагревании до комнатной температуры (рис. 96). В воде растворимы также и многие жидкости. Некоторые из них, например серная кислота и спирт, растворяются в воде неограниченно. В таком случае говорят, что вещество смешивается с водой в любых соотношениях.



Рис. 96. Пузырьки на стенках стакана

### Значение воды в жизни человека

Вода — одно из самых важных веществ для всего живого на Земле, в том числе и для человека. Наше тело примерно на 60—65 % состоит из воды. Большинство химических процессов в организме человека протекает в водной среде. Все биологические жидкости (кровь, лимфа и др.) представляют собой водные растворы. С водой из нашего организма в виде мочи и пота выходят различные продукты жизнедеятельности. Если вода не поступает, продукты жизнедеятельности начинают оказывать вредное воздействие на организм. Вот почему без пищи человек может прожить дольше (примерно 50—60 дней), чем без воды (примерно 5—7 дней).



Человек тяжело переносит обезвоживание. Потеря примерно 6—8 % воды приводит к повышению температуры тела, покраснению кожи, учащению сердцебиения и дыхания, появлению мышечной слабости и головокружению. При температуре 30 °С потеря 15—20 % влаги может приводить к смерти. В среднем за свою жизнь человек потребляет (и выделяет в виде мочи и пота) около 70 т воды.

Следует отметить, что для бытовых и производственных нужд необходима чистая вода, поэтому соленая морская вода для этих целей не используется.



Природная вода, содержащая небольшие количества других веществ, называется пресной. На долю пресной воды приходится лишь очень небольшая часть (менее 3 %) всех водных ресурсов Земли. Причем более  $\frac{3}{4}$  запасов пресной воды находится на северном и южном полюсах нашей планеты в виде ледников. Пока эти природные кладовые пресной воды практически не доступны для использования.

### Интересные факты об использовании воды

- По нормам на каждого жителя города приходится 220 л воды в сутки;
- при использовании душа в течение 5 мин расходуется около 100 л воды;
- каждая стирка белья в стиральной машине требует свыше 600 л воды;
- через обычный водопроводный кран проходит 15 л воды в минуту;
- через незакрытый кран выливается около 1000 л воды за час.

### Круговорот воды в природе

Вода в природе находится в постоянном движении. Под действием солнечного тепла она испаряется с поверхности водоемов. При переходе из жидкого состояния в газообразное вода освобождается от растворенных в ней веществ. Водяные пары поднимаются в верхние слои атмосферы и, охлаждаясь там, образуют облака. Из них, в зависимости от времени года, вода выпадает на землю в виде атмосферных осадков — дождя или снега. Осадки представляют собой самые чистые формы природной воды.

Дождевая вода или снег попадают в реки, моря, океаны или впитываются в землю, превращаясь в подземные воды. Они стекают в открытые водоемы и после этого описанный



Рис. 97. Схема круговорота воды в природе

цикл снова повторяется. Этот процесс называется *круговоротом воды в природе* (рис. 97). Круговорот воды — исключительно важный природный процесс. Он обеспечивает земную сушу пресной водой.

Основным источником чистой воды для людей являются реки, озера и подземные воды. Прежде чем попасть к нам в дом, вода из этих источников проделывает длинный путь (рис. 98). Вначале с помощью фильтров из воды удаляют

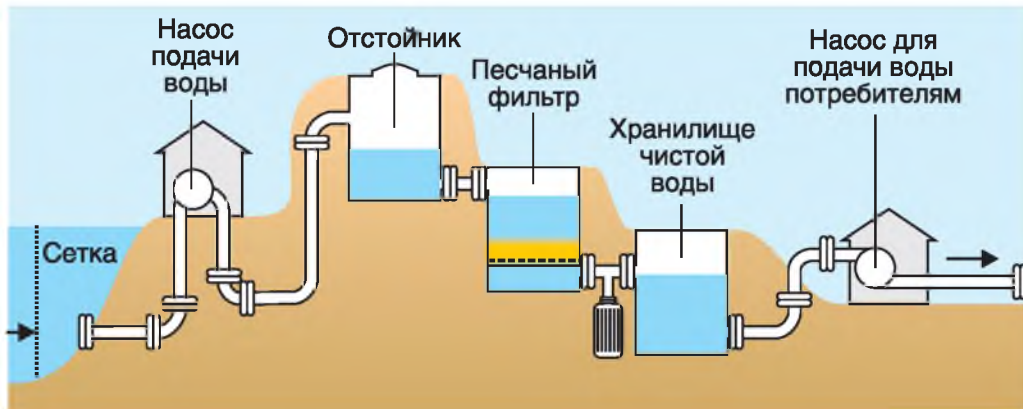


Рис. 98. Схема очистки питьевой воды



крупный мусор, а затем проводят обработку хлором или озоном. Это делается для устранения основной массы различных вредных микроорганизмов. Затем воду пропускают через песчаные фильтры и облучают ультрафиолетом для надежной дезинфекции.

### Охрана водоемов

С ростом численности населения Земли и увеличением объема выпускаемой промышленной и сельскохозяйственной продукции потребление воды значительно возрастает. Поэтому необходимо заботиться о сохранности природных источников чистой воды.

Если в месте выпадения дождя или снега в атмосфере содержатся пыль или вредные выбросы предприятий и транспорта (оксиды серы и азота), то они поглощаются водой. Вода при этом как бы промывает, очищает воздух. Вы, наверное, замечали, как легко дышится на улице после дождя.

Причиной загрязнения водоемов различными вредными веществами являются сточные воды промышленных и сельскохозяйственных предприятий. Содержащиеся в этих водах вредные вещества попадают в природные водоемы, а из них — в питьевую воду при ее некачественной очистке.

Вредные вещества оказывают губительное воздействие на все живые организмы в водоемах, что может приводить к их гибели. Поэтому проблема охраны водоемов — это важнейшая задача всего человечества. Для защиты водоемов от загрязнения на предприятиях устанавливаются системы очистки сточных вод от вредных веществ. Новые производства проектируются с учетом необходимости обязательной и качественной очистки использованной воды. Для защиты водоемов от попадания в них токсичных веществ необходимо правильно применять минеральные удобрения и химические препараты, используемые в сельском хозяйстве.

*Вода — самое распространенное вещество на Земле. Вода является универсальным растворителем. В ней растворяются многие твердые, жидкие и газообразные вещества.*

*В природе вода совершает круговорот.*

*Воду нужно беречь и охранять от загрязнений.*



### Вопросы и задания

1. Почему вода считается самым важным веществом на Земле?
2. Охарактеризуйте физические свойства воды.
3. Укажите правильные ответы.  
Испарение воды с поверхности рек, озер, морей это: а) химический процесс; б) физический процесс; в) причина образования облаков; г) причина дождей.
4. Во сколько раз молекула воды тяжелее молекулы водорода и легче молекулы кислорода?
5. Вычислите массовую долю водорода и кислорода в воде.
6. Рассчитайте массу воды (кг) в вашем организме, приняв, что ее массовая доля в теле человека составляет в среднем 63 %.
7. Какие способы вы могли бы предложить для разделения такой однородной смеси, как морская вода?
8. Составьте рассказ на тему «Круговорот воды в природе» по рисунку 97.
9. Какие источники загрязнения природных вод вам известны? Приведите примеры экологических катастроф, вызывающих загрязнение водоемов.
10. Найдите в учебном пособии два уравнения химических реакций, в результате которых образуется вода. Укажите тип каждой из реакций.

## Проект

### *Как сэкономить водопотребление в домашних условиях*

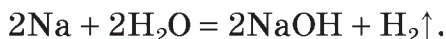
Рассчитайте общий объем воды, которую потребляет ваша семья в течение суток, недели. Продумайте и предложите варианты экономии потребления воды у вас дома.

## § 26. Химические свойства воды

Вода — достаточно активное химическое вещество. При обычных условиях, и тем более при нагревании, вода реагирует с рядом простых и сложных веществ. Рассмотрим некоторые реакции, которые характеризуют химические свойства воды.

### *Взаимодействие воды с металлами*

Простые вещества металлы различаются между собой по химической активности. Самые активные из них (К, Na, Ca, Ba и др.) бурно реагируют с водой даже при комнатной температуре. Возьмем небольшой, с горошину, кусочек натрия и поместим его в воду. Что мы увидим? Натрий легче воды, поэтому не тонет в ней. Он превращается в блестящий шарик, который энергично, с «шипением», движется по поверхности воды. В ходе этой реакции каждый атом натрия вытесняет из молекулы воды НОН один атом водорода, образуя вещество NaOH. Вытесненные атомы водорода, соединяясь попарно, образуют молекулы водорода H<sub>2</sub>. Пузырьки этого газа подталкивают снизу шарик натрия и заставляют его «бегать» по воде (рис. 99):



С натрием



С кальцием

Рис. 99. Взаимодействие воды с металлами

Иногда при этом реагирующий натрий и выделяющийся водород воспламеняются.

Активный металл кальций так же энергично реагирует с водой, вытесняя из нее водород (см. рис. 95):



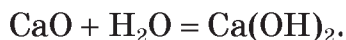
Какие же вещества, кроме водорода, получаются в этих реакциях? Как видите, в состав каждого из них входят атомы металла и группы атомов ОН. С такими веществами вы еще не встречались. Они относятся к новому для вас классу сложных веществ, которые называются *основаниями*. Растворимые в воде основания имеют общее название *щёлочи*.

Вода взаимодействует и с менее активными металлами. Вспомните, что в присутствии воды достаточно быстро ржавеют железные изделия. А вот такие металлы, как золото, серебро, платина, с водой вообще не реагируют.

Вода взаимодействует и со сложными веществами, например с оксидами. Как вам известно, оксиды образованы атомами двух химических элементов, один из которых кислород. Второй элемент может быть как металлом, так и неметаллом.

### Взаимодействие воды с оксидами металлов

Исследуем взаимодействие воды с оксидом кальция СаО (*негашеной известью*). Поместим это вещество в фарфоровую чашку и небольшими порциями будем добавлять к нему воду. Мы увидим, как бурно протекает реакция, в результате которой выделяется много теплоты (рис. 100, с. 162). При этом часть воды закипает, образуя пар, как при гашении костра водой. Поэтому данную реакцию химики называют *гашением извести*, а ее продукт Са(ОН)<sub>2</sub> — *гашеной известью*:



Это вещество является основанием и относится к щелочам.



Рис. 100. Взаимодействие воды с оксидом кальция  $\text{CaO}$

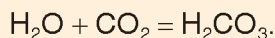
Небольшое количество порошка  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  внесем в стаканчик с водой и перемешаем образовавшуюся смесь. После отстаивания образовавшийся прозрачный раствор нальем в две пробирки. В первую из них добавим несколько капель индикатора метил-

оранжа, который сразу же изменит свою окраску на желтую. Во вторую пробирку добавим немного лакмуса, и он окрасится в синий цвет. Так изменяется окраска метилоранжа и лакмуса в присутствии щелочей.

Вода реагирует с оксидами и других активных металлов (натрия, калия, лития), образуя щелочи:



Исследуем, взаимодействуют ли с водой оксиды неметаллов. Если струю газообразного оксида углерода(IV) (углекислого газа  $\text{CO}_2$ ) направить в воду, то часть его в ней растворится. Образующийся раствор в быту называют газированной водой. Добавим к ней одну каплю индикатора метилоранжа и увидим, что его окраска изменится с оранжевой на красную. Это, как вы уже знаете, свидетельствует о наличии в растворе кислоты. Значит, при растворении в воде оксида углерода(IV) образуется кислота:



Вам уже знакома формула  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . *Вспомните, как называется это вещество.*



Вода реагирует и со многими другими веществами, но об этом вы узнаете при дальнейшем изучении химии.

### Основания как сложные вещества

Итак, при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой образуются основания — соединения, не принадлежащие ни к одному из известных вам до сих пор классов веществ — оксидов, солей или кислот.

Продукты взаимодействия воды с оксидами называются *гидратами оксидов* или сокращенно *гидроксидами*. Запомните!

*Вода «гидра» плюс «оксид» —  
вместе будет «гидроксид»!*

Поэтому основания  $\text{NaOH}$  и  $\text{Ca(OH)}_2$  называются соответственно гидроксид натрия и гидроксид кальция.

Общей чертой всех оснований является то, что в их состав входят атомы металлов и группы  $\text{OH}$ , называющиеся *гидроксиогруппами*.

 **Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.**

Валентность группы  $\text{OH}$  всегда равна I. Поэтому *в формулах оснований количество групп  $\text{OH}$  равно валентности металла*. Например, если валентность атома меди  $\text{Cu}$  равна II, то формула соответствующего основания содержит 2 группы  $\text{OH}$ :  $\text{Cu(OH)}_2$ . Поскольку валентность атома железа  $\text{Fe}$  равна III, формула соответствующего основания —  $\text{Fe(OH)}_3$ . Теперь вы можете объяснить, почему в формулах оснований  $\text{NaOH}$  и  $\text{Ca(OH)}_2$  число групп  $\text{OH}$  равно соответственно 1 и 2.

Нетрудно понять, что в любом основании *валентность металла равна числу групп  $\text{OH}$  в его формуле*. Поэтому, например, в основании  $\text{Fe(OH)}_2$  валентность железа равна II, а в  $\text{Cr(OH)}_3$  валентность хрома равна III.



Рис. 101. Окрашивание фенолфталеина в растворе щелочи

Таким образом, вещества  $\text{KOH}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  являются гидроксидами металлов и принадлежат к классу оснований. Основания образуются при взаимодействии с водой не только активных металлов и их оксидов, но и в некоторых других реакциях.

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*. В воде или в растворах кислот он обычно бесцветен, но в растворах щелочей окрашивается в яркий малиновый цвет (рис. 101).

Давайте на практике убедимся в том, что наличие щелочей в растворах можно доказать с помощью индикаторов. Умение это делать является очень важным, т. к. щелочи, являющиеся едкими веществами, можно встретить не только в лаборатории, но и в быту.

## Лабораторный опыт 5

### *Действие щелочей на индикаторы*

В три пробирки налит раствор гидроксида натрия (или другой щелочи). В первую пробирку добавим 1—2 капли лакмуса, во вторую — столько же метилоранжа, а в третью —

столько же фенолфталеина. Что наблюдаем? Сравните окраску полученных растворов с окраской индикаторов. Сделайте вывод о действии щелочей на индикаторы.

### Меры предосторожности при работе с водными растворами оснований

Водные растворы оснований (щелочей) являются едкими, вызывают ожоги кожи и разрушают ткани. Поэтому при работе с ними следует избегать попадания капель раствора в глаза, на кожные покровы и одежду. Для предотвращения вредного действия щелочей используют защитные очки, резиновые перчатки и халаты. Если раствор щелочи все же попал на кожу или в глаза, пораженный участок необходимо сразу же промыть большим количеством холодной воды, а затем — раствором борной кислоты из аптечки.

*Вода — химически активное вещество. При обычных условиях она реагирует с наиболее активными металлами. Продуктами реакции являются растворимые основания (щелочи) и водород.*

*В результате взаимодействия воды с оксидами активных металлов также образуются растворимые основания (щелочи).*

*Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп.*

*Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов.*



### Вопросы и задания

1. Назовите два вещества, с которыми может взаимодействовать вода.
2. В какой цвет и почему окрасится лакмус в растворах, полученных растворением в воде следующих веществ:  $\text{CaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ?
3. Некоторые фокусники показывают удивительный фокус — «горение воды». Они незаметно бросают в воду кусочек некоторого металла,



- и выделяющийся при этом невидимый газ загорается. Все присутствующие видят горящую воду. После этого маг добавляет в воду бесцветную жидкость, и вода превращается в «вино», окрашиваясь в малиновый цвет. Подумайте о сути фокуса и дайте ответы на вопросы:
- Какие металлы вы бы использовали для этого фокуса? Составьте уравнения соответствующих реакций.
  - О каком газе говорится в описании? Составьте уравнение реакции его горения в кислороде.
  - Какие вещества образуются в растворе? К какому классу соединений они относятся и как называются?
- При взаимодействии каких веществ с водой образуется растворимое основание  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ? Составьте уравнения соответствующих реакций.
  - Из предложенного ряда выберите формулы оснований:  $\text{NaCl}$ ;  $\text{NaOH}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ;  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{CuO}$ ;  $\text{KOH}$ ;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .
  - Замените знак вопроса на формулы соответствующих веществ и расставьте коэффициенты в полученных схемах реакций:
    - $\text{Li}_2\text{O} + ? \rightarrow \text{LiOH}$ ;
    - $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$
  - Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$ .
  - Рассчитайте массовую долю железа в гидроксиде железа(II).

### Домашний эксперимент

Одним из свойств щелочей является то, что их растворы скользкие или «мыльные» на ощупь. Вы знаете, что таким же свойством обладают растворы стирального порошка и мыла. Но означает ли это, что в них содержится щелочь?

Для проведения исследования исследования приготовьте два сосуда с растворами порошка и мыла. В качестве домашнего индикатора используйте сок черники, или черноплодной рябины, или черничное варенье. Их окраска изменяется так же, как у лакмуса. Добавьте к раствору мыла и стирального порошка по несколько капель сока или раствора варенья. Что вы наблюдаете? О чем свидетельствуют результаты вашего эксперимента? Расскажите о них в классе. Возможно, вы предложите свой вариант обнаружения щелочей. Какой именно?

## § 27. Реакция нейтрализации

Изменение окраски индикаторов свидетельствует о наличии в растворе кислоты или щелочи. Один и тот же индикатор одинаково изменяет свою окраску в растворах разных кислот или разных оснований. Например, лакмус одинаково краснеет в растворах  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ . Это значит, что растворы всех кислот схожи между собой одним своим качеством, а именно тем, что их *среда кислая*. Метилоранж одинаково окрашивается в желтый цвет в растворах  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ . Это говорит о том, что растворы всех щелочей также обладают общим качеством — их *среда щелочная*. Если же в растворе нет ни кислоты, ни основания, то говорят, что его *среда нейтральная*. Этот термин происходит от греческого слова *нейтер*, что означает *ни тот, ни другой*.

Окраска важнейших индикаторов в разных средах приведена в таблице 8 (продолжение на с. 168).

Таблица 8. Окраска индикаторов и универсальной индикаторной бумаги в воде и растворах кислот и щелочей

	Среда раствора	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин	Универсальная индикаторная бумага
Окраска водного раствора	нейтральная	фиолетовая	оранжевая	нет окраски (бесцветный)	желтая
Окраска в присутствии кислоты	кислая	красная	красная	нет окраски (бесцветный)	красная

Продолжение

	Среда раствора	Лакмус	Метил-оранж	Фенол-фталеин	Универсальная индикаторная бумага
Окраска в присутствии щелочи	щелочная	синяя	желтая	малиновая	синяя

Реакция нейтрализации как пример реакции обмена

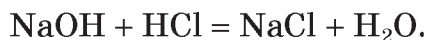
Итак, вы уже знаете, что среда растворов таких веществ, как  $\text{KOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ , является щелочной, а среда растворов  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  — кислой. Что же произойдет, если мы смешаем раствор щелочи с раствором кислоты? Какой будет среда полученного раствора?

Проведем небольшой эксперимент (рис. 102). В стаканчик с раствором  $\text{NaOH}$  добавим 1—2 капли фенолфталеина. В соответствии с данными таблицы 8 фенолфталеин в растворе щелочи окрасится в малиновый цвет, т. к. среда этого раствора щелочная. Затем в стаканчик с окрашенным раствором постепенно, маленькими порциями, будем приливать раствор хлороводородной (соляной) кислоты  $\text{HCl}$ . После



Рис. 102. Реакция нейтрализации щелочи кислотой

добавления каждой порции кислоты раствор в стаканчике будем перемешивать стеклянной палочкой. Вскоре мы увидим, что по мере добавления кислоты интенсивность окраски раствора в стаканчике ослабевает. Она становится все бледнее и бледнее и наконец исчезает вовсе — раствор полностью обесцвечивается. Это свидетельствует о том, что среда полученного раствора нейтральная. Можно сказать, что кислота *нейтрализовала* щелочь. Поэтому реакцию между растворимым основанием (щелочью) и кислотой, приводящую к образованию нейтрального раствора, называют *реакцией нейтрализации*:



Как видно из уравнения, в результате такой реакции образуются новые вещества — соль и вода.

**!** 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 типов реакций (разложения, соединения, замещения).

Обратите внимание, что в реакцию вступают два сложных вещества — основание и кислота. Основание состоит из атомов металла и гидроксогрупп, а кислота — из атомов водорода и кислотного остатка. В ходе химической реакции эти сложные вещества *обмениваются своими составными частями* (рис. 103, с. 170). В результате этого образуются два новых сложных вещества (продукты реакции). В одном из них (NaCl) атом металла Na оказывается соединенным с кислотным остатком Cl. В другом продукте реакции — воде (H<sub>2</sub>O или HOH) атом H соединен с группой OH. Реакции такого типа называются *реакциями обмена*.

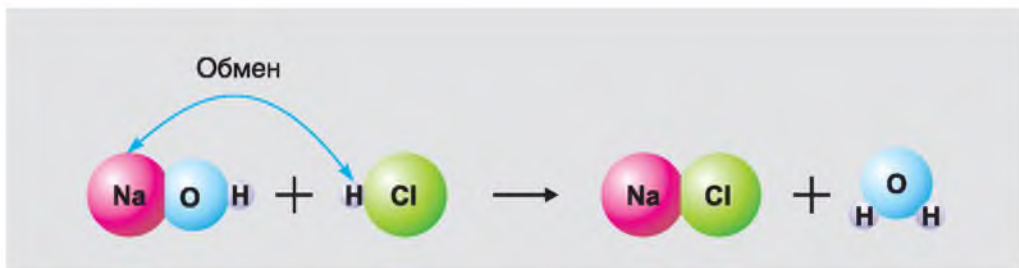
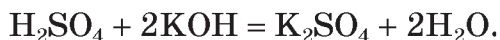


Рис. 103. Схема реакции нейтрализации

**!** Реакциями обмена называются реакции между сложными веществами, в результате которых они обмениваются своими составными частями.

Например, в процессе нейтрализации серной кислоты гидроксидом калия вещества так же обмениваются составными частями:



Как и в предыдущем примере, в результате данной реакции из двух сложных веществ (серной кислоты и гидроксида калия) образуются два новых сложных вещества (соль сульфат калия и вода). Соль и вода являются продуктами реакций нейтрализации с участием многих других кислот и оснований. Подумайте, сколько реакций нейтрализации вы смогли бы провести, имея растворы четырех кислот и четырех оснований. Сколько солей при этом могло бы образоваться?

В реакциях обмена могут участвовать не только кислоты и щелочи, но и другие сложные вещества. К этому типу реакций относятся, например, реакции солей с кислотами, оснований с солями, оксидов металлов с кислотами и т. д. В дальнейшем вы познакомитесь со множеством реакций обмена.

Реакции обмена, и в частности реакции нейтрализации, постоянно протекают в природе и широко используются в практической деятельности для получения кислот, солей,

оснований и других веществ. Например, в мыловаренной промышленности эта реакция используется для получения жидких и твердых мыл, в медицине — для нормализации кислотности среды в пищеварительной системе, при очистке воды — для нейтрализации промышленных стоков и во многих других областях.

*Реакция между основанием и кислотой, в результате которой образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации.*

*Реакция обмена — это реакция между сложными веществами, в результате которой они обмениваются своими составными частями.*



### Вопросы и задания

1. Приведите определение реакции нейтрализации. Объясните ее суть своими словами.
2. В трех пробирках находятся растворы веществ:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Как можно распознать данные растворы?
3. Запишите формулы двух веществ, которые можно использовать для нейтрализации гидроксида калия в водном растворе.
4. Даны вещества:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Составьте уравнения всех возможных реакций нейтрализации между этими веществами. Назовите продукты этих реакций.
5. Составьте уравнения реакций, протекающих при нейтрализации хлороводородной кислотой оснований, которым соответствуют оксиды  $\text{BaO}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ .
6. Кислотность среды в желудке человека обусловлена выработкой в нем хлороводородной (соляной) кислоты. Если ее количество в желудке оказывается избыточным, наступает состояние повышенной кислотности желудочного сока. В результате этого могут появиться изжога, тошнота, боли, нарушение пищеварения. В таких ситуациях врачи часто рекомендуют использовать препарат «Алмагель», в состав которого входит гидроксид магния.
  - а) Составьте формулу гидроксида магния;
  - б) запишите уравнение реакции этого вещества с соляной кислотой;
  - в) назовите продукты реакции;
  - г) укажите тип данной реакции.



7. Гродненское производственное объединение ОАО «Гродно Азот» производит различные азотные удобрения. При этом используется азотная кислота  $\text{HNO}_3$ . Поскольку на предприятии строго соблюдается принцип «Не навредить окружающей среде», приходится быть готовыми к ликвидации непредвиденных аварий. Что бы вы предложили сделать в случае пролива азотной кислоты на близлежащую территорию, чтобы последствия этой аварии были минимальными? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### *Домашний эксперимент*

Ранее вы определяли наличие щелочи в растворе мыла по изменению окраски домашнего индикатора. Повторите этот опыт и после окрашивания раствора в синий цвет прибавляйте небольшими порциями столовый уксус до появления признаков реакции. Каковы они? Расскажите о ваших наблюдениях и выводах на уроке химии.



Самоконтроль по темам «Водород» и «Вода». Выполните задания из тестового тренажера.

## Практическая работа 6

### *Решение экспериментальных задач*

**Цель:** закрепить и обобщить сведения об изученных веществах и для решения поставленных задач выполнить эксперимент, используя знания о свойствах веществ.

#### **Задача 1. Распознавание веществ**

В трех выданных вам пробирках находятся: вода, раствор щелочи (гидроксида натрия) и раствор кислоты (хлороводородной). Распознайте эти растворы с помощью индикаторов метилоранжа или лакмуса.

#### **Задача 2. Изучение реакции иейтрализации**

Нейтрализуйте обнаруженную вами кислоту. Составьте уравнение реакции нейтрализации, назовите продукты реакции.

В чистую пробирку налейте 1—2 см<sup>3</sup> раствора гидроксида натрия и добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте появление малиновой окраски. Нейтрализуйте щелочь раствором серной кислоты. Составьте уравнение реакции, назовите образовавшуюся соль.

### **Задача 3. Творческое задание**

Вам выданы вещества: цинк, оксид кальция, хлороводородная кислота, гидроксид натрия, вода, фенолфталеин. Проведите возможные реакции между этими веществами. Составьте соответствующие химические уравнения, укажите тип и назовите продукты реакций.



## ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Атомы 36  
— масса 37  
— размер 37
- Атомная единица массы 44
- Валентность 59  
— переменная 62  
— постоянная 62
- Вещества 8  
— простые 47  
— сложные 51  
— чистые 24
- Водород 120  
— в природе 121  
— история открытия 123  
— как химический элемент 120  
— как простое вещество 122  
— получение 142  
— применение 130  
— физические свойства 124  
— химические свойства 126
- Вода 152  
— состав 152  
— строение 152  
— физические свойства 153  
— химические свойства 160  
— круговорот в природе 156
- Воздух 88
- Газы  
— благородные 46  
— смеси 88
- Закон сохранения массы веществ 78
- Индикаторы 136, 137, 164
- Индекс 56
- Катализатор 97
- Кислород 88  
— в природе 93  
— история открытия 99  
— получение 104  
— применение 97, 114  
— простое вещество 92  
— реакции со сложными веществами 104  
— реакции с простыми веществами 101  
— химический элемент 92  
— физические свойства 96  
— химические свойства 101
- Кислотные дожди 112
- Кислоты 132, 134  
— состав 133  
— названия 134
- Массовая доля 66  
— компонента смеси 66  
— элемента в веществе 66
- Металлы 48
- Методы собирания газов 89  
— вытеснением воды 89, 91  
— вытеснением воздуха 89
- Молекулы 47
- Неметаллы 48
- Озон 93, 94
- Оксиды 115  
— состав 116  
— названия 116  
— в природе 117
- Основания 163  
— состав 162  
— название 163

- Охрана  
— атмосферы 110  
— водоемов 158
- Относительная атомная масса 93
- Относительная молекулярная масса 65
- Относительная формульная масса 65
- Парниковый эффект 112
- Ряд активности металлов 141
- Сложные вещества  
— неорганические 52  
— органические 52
- Смесь 24
- Смог 111
- Соли 144  
— названия 146  
— состав 145
- Топливо 109, 110, 131
- Физические явления 69
- Фотосинтез 13
- Химическая формула 55  
— знак
- Химические реакции 70  
— горения 106  
— замещения 139  
— нейтрализации 166, 169  
— обмена 169  
— признаки 71  
— разложения 99  
— соединения 104  
— условия протекания 73
- Химические уравнения 79  
— коэффициенты 82
- Химический  
— символ 37  
— элемент 37
- Щелочи 161

## ОТВЕТЫ

- § 4 № 7:  $w(\text{соли}) = 0,625$ ;  $w(\text{сахара}) = 0,375$ .
- § 6 № 4: а) в 2 раза; б) в 9 раз.  
№ 5: в  $6,02 \cdot 10^{23}$  раз.  
№ 6: в 4 раза.  
№ 7: а) 195,18; б) 237,97.
- § 9 № 8: 40.
- § 11 № 2: 36,5; 17; 63; 180; 48.  
№ 3: 160; 160; 106; 310.  
№ 4:  $\text{N}_2\text{O} - 63,6\%$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5 - 25,9\%$ ;  $\text{NH}_3 - 82,4\%$ ;  $\text{NH}_4\text{NO}_3 - 35\%$ .  
№ 5:  $\text{FeO}$ ; 77,8 %.  
№ 6: 213; 136.  
№ 7:  $\text{N}_2\text{O}_3$ ;  $w(\text{N}) = 0,368$ ;  $w(\text{O}) = 0,632$ .  
№ 8:  $\text{SO}_2$ .
- § 13 № 8: 8,8 г.
- § 15 № 5: 10,08 м<sup>3</sup>.  
№ 9: 48.
- § 17 № 5: 30 %; 27,6 %; 50 %; 56,3 %.
- § 19 № 8: 25,8 %; 47,1 %; 43,6 %; 69,6 %.
- § 26 № 8: 62,2 %.

## НЕКОТОРЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ В БЫТУ

Бытовое название	Химическое название	Химическая формула	Для чего используется
Вода	Оксид водорода	$H_2O$	Для приготовления пищи, умывания и стирки
Поваренная соль	Хлорид натрия	$NaCl$	Для приготовления пищи, консервирования продуктов питания
Сахар	Сахароза	$C_{12}H_{22}O_{11}$	Продукт питания
Фруктоза	Фруктоза	$C_6H_{12}O_6$	Продукт питания
Питьевая сода	Гидрокарбонат натрия	$NaHCO_3$	Для приготовления некоторых продуктов питания
Кальцинированная сода	Карбонат натрия	$Na_2CO_3$	Для мытья сильно загрязненных изделий, посуды
Перекись	Пероксид водорода	$H_2O_2$	Для промывания и дезинфекции ран, обесцвечивания волос
Марганцовка	Перманганат калия	$KMnO_4$	Для промывания и дезинфекции ран, лечения пищевых отравлений, обработки семян растений
Иодная настойка	Раствор иода в спирте	$I_2$	Для дезинфекции ран, лечения некоторых заболеваний
Активированный уголь	Углерод	$C$	Для лечения пищевых отравлений

Бытовое названия	Химическое название	Химическая формула	Для чего используется
Нашатырный спирт	Раствор аммиака в воде	$\text{NH}_3$	Для выведения больных из обморочного состояния, обработки кожи при укусах насекомых, очистки серебряных изделий, подкормки растений
Аммиачная селитра	Нитрат аммония	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	Для подкормки растений
Сера	Сера	S	Для борьбы с вредителями растений
Медный купорос	Сульфат меди	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Для борьбы с вредителями растений, предотвращения гниения древесины
Электролит	Раствор серной кислоты	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Для зарядки автомобильных аккумуляторов
Природный газ	Метан	$\text{CH}_4$	Как топливо (для приготовления пищи и обогрева жилья)
Сжиженный газ	Пропан и бутан	$\text{C}_3\text{H}_8$ и $\text{C}_4\text{H}_{10}$	Как топливо для приготовления пищи, горючее для автомобилей
Спирт	Этанол	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	Для дезинфекции кожи
Уксус	Раствор уксусной кислоты	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	Для приготовления пищи, консервирования продуктов

## ЕДИНИЦЫ МАССЫ И ОБЪЕМА, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ В ХИМИИ

<b>Единицы массы: тонна (т); килограмма (кг); грамм (г); миллиграмм (мг)</b>	
$1 \text{ т} = 1000 \text{ кг} = 1 \cdot 10^3 \text{ кг}$	$1 \text{ кг} = 0,001 \text{ т} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ т}$
$1 \text{ кг} = 1000 \text{ г} = 1 \cdot 10^3 \text{ г}$	$1 \text{ г} = 0,001 \text{ кг} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$
$1 \text{ г} = 1000 \text{ мг} = 1 \cdot 10^3 \text{ мг}$	$1 \text{ мг} = 0,001 \text{ г} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ г}$
<b>Единицы объема: метр кубический (м<sup>3</sup>); дециметр кубический (дм<sup>3</sup>), литр; сантиметр кубический (см<sup>3</sup>), миллилитр</b>	
$1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ дм}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ дм}^3$	$1 \text{ дм}^3 = 0,001 \text{ м}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$
$1 \text{ дм}^3 = 1000 \text{ см}^3 = 1 \cdot 10^3 \text{ см}^3$	$1 \text{ см}^3 = 0,001 \text{ дм}^3 = 1 \cdot 10^{-3} \text{ дм}^3$

## СПИСОК ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ ПО ХИМИИ

1. Е. Я. Аршанский, Л. А. Конорович. В стране чудесной химии. Минск : Адукацыя і выхаванне, 2010, 2012, 2014.
2. Аванта. Энциклопедия для детей. Т. 17. Химия. М. : Аванта+, 2000.
3. Химия. Школьная энциклопедия. М. : Дрофа, 2000.
4. Е. В. Савииккина, Г. П. Логинова. Мир веществ. М. : БАЛАОС, 2006.
5. И. А. Леисои. Занимательная химия для детей и взрослых. М. : Аванта+, 2010.
6. Ася Шаховская. Тайна старого гнома. Киев : ДОВІРА, 1997.

В учебном пособии использованы стихотворения Ю. Прасолова, С. Романовой, С. Олеговой.

## СОДЕРЖАНИЕ

От авторов . . . . .	3
Как пользоваться учебником . . . . .	5
Общие правила поведения и работы в кабинете химии . . . . .	6
 <b>Введение</b>	
§ 1. Что изучает химия? . . . . .	8
Лабораторный опыт № 1. <i>Изучение физических свойств</i> <i>веществ</i> . . . . .	11
§ 2. Химия вчера, сегодня, завтра . . . . .	14
§ 3. Знакомство с химической лабораторией . . . . .	20
Практическая работа № 1. <i>Приемы обращения с простейшим</i> <i>лабораторным оборудованием</i> . . . . .	21
§ 4. Чистые вещества и смеси . . . . .	24
Практическая работа № 2. <i>Разделение неоднородной смеси</i> . . . . .	32
 <b>Глава I.</b>	
<b>Первоначальные химические понятия</b>	
§ 5. Атомы. Химические элементы . . . . .	36
§ 6. Относительная атомная масса химических элементов . . . . .	41
§ 7. Молекулы. Простые вещества . . . . .	46
§ 8. Сложные вещества . . . . .	51
§ 9. Химическая формула . . . . .	55
§ 10. Валентность . . . . .	59
§ 11. Относительная молекулярная и относительная формульная массы . . . . .	64
§ 12. Явления физические и химические. Признаки химических реакций . . . . .	68
Практическая работа № 3. <i>Изучение признаков химических</i> <i>реакций и условий их протекания</i> . . . . .	76
§ 13. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения . . . . .	77
§ 14. Составление уравнений химических реакций . . . . .	82
 <b>Глава II.</b>	
<b>Кислород</b>	
§ 15. Воздух. Кислород и озон . . . . .	88
Лабораторный опыт № 2. <i>Сборка простейших приборов для</i> <i>получения и собирания газов</i> . . . . .	91



§ 16. Физические свойства кислорода. Получение кислорода . . . . .	96
§ 17. Химические свойства кислорода . . . . .	101
§ 18. Реакции горения . . . . .	106
Практическая работа № 4. <i>Получение кислорода и изучение его свойств</i> . . . . .	115
§ 19. Оксиды . . . . .	116

### Глава III.

#### Водород

§ 20. Водород — химический элемент и простое вещество . . . . .	120
§ 21. Химические свойства водорода . . . . .	126
§ 22. Понятие о кислотах . . . . .	132
Лабораторный опыт № 3. <i>Действие кислот на индикаторы</i> . .	137
§ 23. Выделение водорода в реакциях кислот с металлами . . . . .	139
Лабораторный опыт № 4. <i>Взаимодействие кислот с металлами</i> . . . . .	141
§ 24. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на металлы . . . . .	144
Практическая работа № 5. <i>Получение водорода и изучение его свойств</i> . . . . .	149

### Глава IV.

#### Вода

§ 25. Состав и физические свойства воды . . . . .	152
§ 26. Химические свойства воды . . . . .	160
Лабораторный опыт № 5. <i>Действие щелочей на индикаторы</i> . . . . .	164
§ 27. Реакция нейтрализации . . . . .	167
Практическая работа № 6. <i>Решение экспериментальных задач</i> . . . . .	172
Предметный указатель . . . . .	174
Ответы . . . . .	176
<i>Приложение 1</i> . . . . .	177
<i>Приложение 2</i> . . . . .	179
Список дополнительной литературы по химии . . . . .	180

Учебное издание

**Шимаиович** Игорь Евгеньевич  
**Красицкий** Василий Анатольевич  
**Сечко** Ольга Ивановна  
**Хвалюк** Виктор Николаевич

## **ХИМИЯ**

Учебное пособие для 7 класса  
учреждений общего среднего образования  
с русским языком обучения

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *Е. В. Литвинович*. Художники *А. Н. Богушевич*,  
*Л. А. Дашкевич*, *В. М. Жук*. Художественный редактор *А. Н. Богушевич*. Техническое  
редактирование и компьютерная верстка *Л. И. Шевко*. Корректоры *В. С. Бабеня*,  
*О. С. Козицкая*, *Е. П. Тхир*, *А. В. Алешко*.

Подписано в печать 21.08.2017. Формат 70×90<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная. Гарнитура школь-  
ная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 13,46+0,29 форз. Уч.-изд. л. 8,6+0,4 форз.  
Тираж 115 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета»  
Министерства информации Республики Беларусь.

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 1/2 от 08.07.2013.  
Пр. Победителей, 11, 220004, Минск, Республика Беларусь.

ОАО «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа».

Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 2/3 от 04.10.2013.  
Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск, Республика Беларусь.

