

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

ХИМИЯ



ОБРАЗЦЫ ПОСУДЫ, ИСПОЛЬЗУЕМОЙ



**Химический
стакан**

Пробирки

**Коническая
колба**

**Плоскодо
колба**



**Стеклянная
воронка**

**Фарфоровая ступка
с пестиком**

**Стеклянная
трубка**

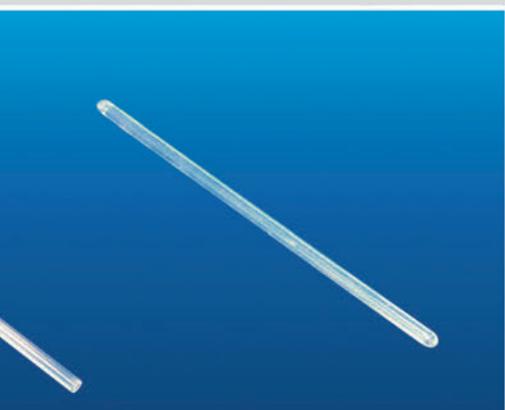
**Газоотво
трубка с п**

ОСНОВНЫЕ ПОСУДА В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ



Стеклопалочка

Круглодонная колба



Стеклопалочка

Стеклопалочка

ХИМИЧЕСКАЯ ПОСУДА ДЛЯ ИЗМЕРЕНИЯ ОБЪЕМА



Мензурка

Мерный цилиндр



Мерный стакан

Мерная колба

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	1 H ВОДОРОД 1,00794								
2	3 Li ЛИТИЙ 6,941	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,0122							
3	11 Na НАТРИЙ 22,9898	12 Mg МАГНИЙ 24,305							
4	19 K КАЛИЙ 39,0983	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078	21 Sc СКАНДИЙ 44,956	22 Ti ТИТАН 47,867	23 V ВАНАДИЙ 50,942	24 Cr ХРОМ 51,996	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,938	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,845	27 Co КОБАЛЬТ 58,933
5	37 Rb РУБИДИЙ 85,468	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТТРИЙ 88,906	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,224	41 Nb НИОБИЙ 92,906	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,905
6	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,905	56 Ba БАРИЙ 137,327	57 La ЛАНТАН	72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,948	74 W ВОЛЬФРАМ 183,84	75 Re РЕНИЙ 186,207	76 Os ОСМИЙ 190,23	77 Ir ИРИДИЙ 192,219
7	87 Fr ФРАНЦИЙ [223]	88 Ra РАДИЙ [226]	89 Ac АКТИНИЙ [227]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	105 Db ДУБНИЙ [262]	106 Sg СИБОРГИЙ [266]	107 Bh БОРИЙ [271]	108 Hs ХАССИЙ [277]	109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268]

Атомный номер →

Символ элемента →

Название элемента →

Относительная атомная масса →

ЛАНТАНИДЫ

58 Ce ЦЕРИЙ 140,116	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,907	60 Nd НЕОДИМ 144,242	61 Pm ПРОМЕТИЙ [145]	62 Sm САМАРИЙ 150,36
-------------------------------------	---	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

АКТИНИДЫ

90 Th ТОРИЙ 232,038	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,035	92 U УРАН 238,029	93 Np НЕПТУНИЙ [237]	94 Pu ПЛУТОНИЙ [239]
-------------------------------------	---	-----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

СКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЭЛЕМЕНТОВ

10 11 12 13 14 15 16 17 18

20
Ca
 КАЛЬЦИЙ
 40,078

VIIIA
 2
He
 ГЕЛИЙ
 4,0026

5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,9984	10 Ne НЕОН 20,1797
13 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,9738	16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,453	18 Ar АРГОН 39,948
31 Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,64	33 As МЬШЬЯК 74,922	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,798
49 In ИНДИЙ 114,812	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,76	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,904	54 Xe КСЕНОН 131,29
81 Tl ТАЛЛИЙ 204,383	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,980	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [211]	86 Rn РАДОН [222]
113 Nh НИХОНИЙ [286]	114 Fl ФЛЁРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕСИЙ [294]	118 Og ОГАНЕСОН [294]

28 Ni НИКЕЛЬ 58,693	29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,409
46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,412
78 Pt ПЛАТИНА 195,085	79 Au ЗОЛОТО 196,967	80 Hg РУТУТЬ 200,59
110 Ds ДАРМШТАДТИЙ [271]	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [282]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]

63 Eu ЕВРОПИЙ 151,964	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,925	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967
---------------------------------------	--	--------------------------------------	--	--------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	---------------------------------------

95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КОРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [262]
--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	--

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Х46

Авторы:

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

Рецензент

кафедра химии учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (заведующий кафедрой, кандидат химических наук, доцент А. Л. Козлова-Козыревская)

Химия : учебное пособие для 7-го класса учреждений
Х46 образования, реализующих образовательные программы общего среднего образования с русским языком обучения и воспитания / И. Е. Шиманович [и др.]; под ред. И. Е. Шимановича. — 2-е издание, пересмотренное. — Минск : Народная асвета, 2023. — 176 с. : ил. ISBN 978-985-03-3957-7.

Первое издание учебного пособия вышло в 2017 г.

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-03-3957-7

© Оформление. УП «Народная асвета», 2023

Правообладатель Народная асвета

ХИМИЯ

Учебное пособие для **7** класса
учреждений образования, реализующих образовательные
программы общего среднего образования
с русским языком обучения и воспитания

Под редакцией И. Е. Шимановича

*Допущено
Министерством образования
Республики Беларусь*

2-е издание, пересмотренное

Минск «Народная асвета» 2023

Правообладатель Народная асвета

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	5
-------------------	---

Глава I

Первоначальные химические понятия

§ 1. Химия — наука о веществах	10
§ 2. Чистые вещества и смеси	16
Практическая работа 1. Знакомство с химической лабораторией.	
<i>Разделение смесей</i>	24
§ 3. Атомы. Химические элементы	29
§ 4. Относительная атомная масса химических элементов	34
§ 5. Молекулы. Простые вещества	39
§ 6. Сложные вещества	44
§ 7. Химическая формула	47
§ 8. Относительная молекулярная масса	50
§ 9. Валентность	52
§ 10. Явления физические и химические. Признаки химических реакций	57
Лабораторный опыт 1. Признаки протекания химических реакций	63
§ 11. Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения	65
§ 12. Составление уравнений химических реакций	71

Глава II

Кислород

§ 13. Воздух как смесь газов	78
Лабораторный опыт 2. Сборка простейших приборов для получения и собирания газов	83
§ 14. Кислород как химический элемент и простое вещество	84
§ 15. Химические свойства кислорода	90
§ 16. Оксиды	96
§ 17. Получение кислорода	100
Практическая работа 2. Получение кислорода и изучение его свойств	104

Глава III Водород

§ 18. Водород — химический элемент и простое вещество	106
§ 19. Химические свойства водорода	111
§ 20. Понятие о кислотах	117
Лабораторный опыт 3. Действие кислот на индикаторы	122
§ 21. Взаимодействие кислот с металлами	123
Лабораторный опыт 4. Взаимодействие серной и соляной кислот с металлами	126
§ 22. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на металлы	128
Практическая работа 3. Получение водорода и изучение его свойств	133

Глава IV Вода

§ 23. Состав, физические и химические свойства воды	136
§ 24. Основания как сложные вещества	143
Лабораторный опыт 5. Действие щелочей на индикаторы	146
§ 25. Реакция нейтрализации	148
Практическая работа 4. Реакция нейтрализации	153
§ 26. Охрана окружающей среды	154
Предметный указатель	159
Ответы	161
<i>Приложение 1</i>	162
<i>Приложение 2</i>	163
<i>Приложение 3</i>	166
<i>Приложение 4</i>	167
<i>Приложение 5</i>	168
<i>Приложение 6</i>	172
<i>Приложение 7</i>	174
Список дополнительной литературы	175

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие друзья!

В этом году вы начинаете изучение нового учебного предмета — химии. Это очень интересная наука, которая вместе с биологией и физикой поможет вам правильно понимать окружающий мир и объяснять изменения, происходящие вокруг. Химия даст ответы на многие вопросы и расширит ваш кругозор.

Являются ли для вас новыми слова *химия*, *химический*? Конечно же — нет! Вы уже слышали их дома и в школе, они знакомы вам из Интернета и телевидения. Это говорит о том, что химия и все, что с ней связано, стало неотъемлемой частью жизни человека, его повседневной деятельности.

Именно об этом еще 270 лет назад говорил великий русский ученый М. В. Ломоносов: *«Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие...»*. Уже тогда люди умели выплавлять некоторые металлы из руд, получать стекло, фарфор, краски, изготавливать уксус, 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 — одной из главных отраслей промышленности.

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 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, 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, забывают о правильном использовании химических веществ и процессов. Может быть, они не знают, как получить нужные материалы, не нанося вред окружающей среде, как правильно использовать вещества и химические процессы? Ответы на эти и многие другие вопросы поможет 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, в почве, в 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 получить основы химических знаний.

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

В добрый путь!

Как работать с учебным пособием

У вас в руках учебное пособие «Химия». Полистайте его, ознакомьтесь с содержанием. Весь материал учебного пособия разделен на главы и параграфы. Рисунки, схемы, таблицы помогут вам нагляднее представить то, о чем идет речь в тексте учебного пособия.

В тексте параграфов определения понятий, которые нужно запомнить, выделены вертикальной красной линией и черным полужирным курсивом, химические формулы, символы и уравнения — жирным шрифтом. Синим цветом отмечены впервые встречающиеся понятия и определения понятий, которые понадобятся вам для понимания и объяснения свойств веществ и химических явлений. Правила обозначены вертикальной линией синего цвета.

В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне.

Вопросы и задания в конце параграфа предназначены для закрепления изученного материала. Ответы на все расчетные задачи вы найдете в конце книги.

Не забывайте пользоваться предметным указателем. С его помощью вам будет легче отыскать материал, который следует изучить или повторить.

В *Приложениях 1—7* даны справочные и информационные материалы, которые будут полезны при изучении химии.

Дополнительную информацию вы можете найти, используя интернет-ресурс *eior.by*, «7 класс» → «Химия».

В учебном пособии вы встретите следующие условные обозначения:



— Для любознательных



— Домашний эксперимент

При выполнении домашнего эксперимента необходимо соблюдать правила безопасного поведения.

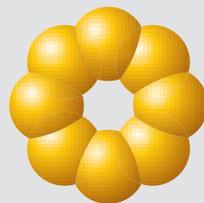
Знакомство с химической лабораторией

Друзья! Вы пришли на свой первый урок химии, который проходит в химическом кабинете. Здесь вы будете изучать основы этой науки, проводить опыты, познакомитесь с устройством различных приборов, научитесь пользоваться химической посудой и реактивами.

Для того чтобы уроки химии были не только интересными, но и безопасными, ознакомьтесь с правилами поведения и работы в кабинете химии.

1. В кабинет химии можно входить только с разрешения учителя или лаборанта.
2. 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 любые реактивы на вкус.
6. Перед выполнением каждого опыта необходимо тщательно ознакомиться с его описанием.
7. Запрещено самостоятельно брать реактивы и начинать работу с ними. Делать это можно только с разрешения учителя.
8. При выполнении опыта следует брать столько реактива, сколько указано в описании опыта или учителем.
9. Если вы пролили (рассыпали) реактив или он попал на одежду, лицо, руки, немедленно сообщите об этом учителю или лаборанту.
10. По окончании проведения практических работ и лабораторных опытов следует привести в порядок рабочее место и вымыть руки с мылом.

Более подробно с правилами поведения и требованиями к мерам безопасности при работе в кабинете химии вы познакомитесь на последующих уроках.



Глава I

Первоначальные 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



§ 1. Химия — наука о веществах

В повседневной жизни 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**.

Внимательно посмотрите на рисунок 1. Из чего изготовлены изображенные на них физические тела? Правильно! Вначале показаны предметы из стекла, затем — из алюминия, потом — из пластмассы (полиэтилена). Значит, физические тела могут состоять из разных веществ.

Вещества — это то, из чего состоят физические тела.

Большинство физических тел состоит не из одного, а из нескольких веществ. Например, хорошо знакомые вам



Из стекла



Из алюминия



Из полиэтилена

Рис. 1. Физические тела



Рис. 2. Физические тела, состоящие из нескольких веществ

смартфон, фонарик, ножницы, утюг (рис. 2). Нетрудно догадаться, что они сделаны, как минимум, из двух веществ — металла и пластмассы.



В настоящее время известно более 185 млн различных веществ. Некоторые из них, например вода, кислород, углекислый газ, встречаются в природе. Большинство же веществ, в том числе знакомые вам акрил и полиэтилен, химики получают искусственно. Ежегодно они создают несколько миллионов новых веществ.

Многие вещества находят широкое практическое применение. Они входят в состав лекарств, 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, пластмассы, 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.

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

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

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 веществ (твердое, жидкое или газообразное), их цвет, плотность, температуры кипения и плавления, электропроводность, теплопроводность, твердость, растворимость в воде и многое другое.

Например, хорошо знакомая вам медь (рис. 3) — твердое непрозрачное вещество красноватого цвета с металлическим



Рис. 3. Изделия из меди

блеском. 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 $1083 \text{ }^\circ\text{C}$.

А каковы физические свойства привычной вам поваренной соли, которую



Рис. 4. Поваренная соль: измельченная и в кристаллах

мы используем на кухне? 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 в мелкие белые 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 ее плавления равна $801 \text{ }^\circ\text{C}$.

Знать свойства веществ необходимо, чтобы найти им применение и правильно обращаться с ними.

Например, изделия из акрила и полиэстера нельзя гладить слишком горячим утюгом, так как эти вещества из-за невысокой температуры плавления при глажении могут расплавиться.

Многие вещества ядовиты. Поэтому их ни под каким видом нельзя пробовать на вкус. Некоторые вещества «разъедают» кожу, вызывая химический ожог, с ними можно работать только в резиновых перчатках.

Под химическими свойствами понимают способность одних веществ превращаться в другие, новые вещества.

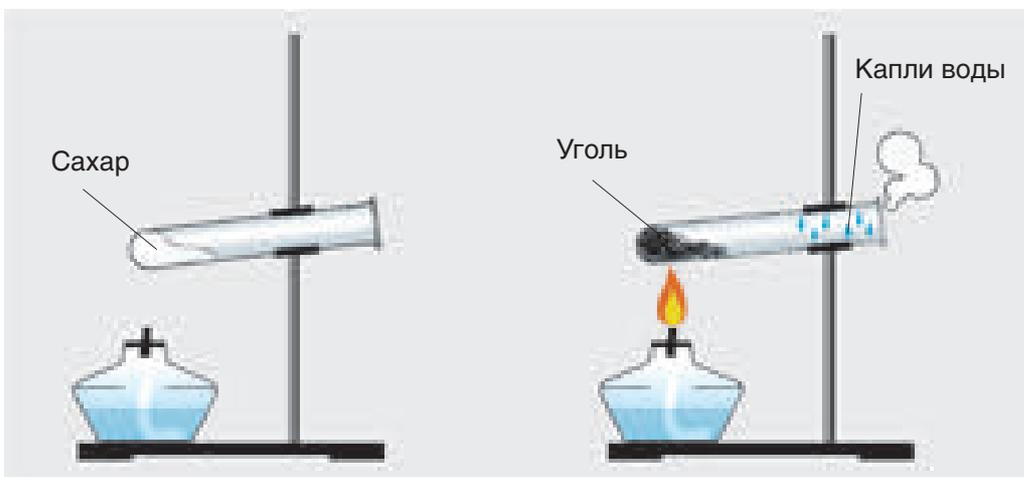


Рис. 5. Нагревание сахара

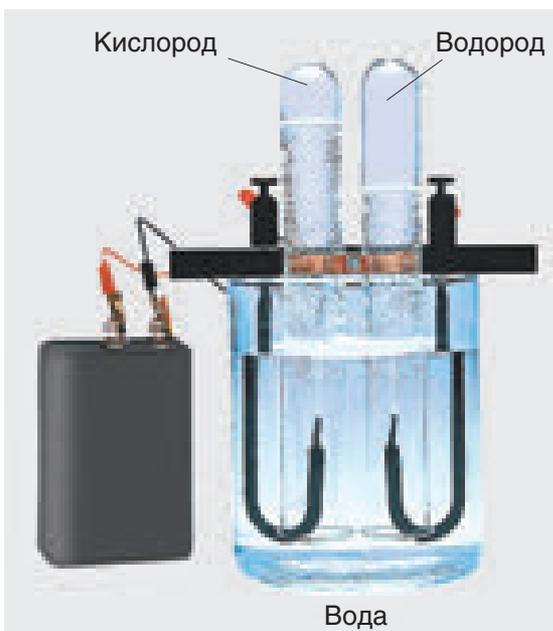


Рис. 6. Образование кислорода и водорода из воды

Так, например, если сильно нагреть сахар, то через некоторое время он превратится в два новых вещества — черный уголь и бесцветную воду (рис. 5).

Вода, в свою очередь, под действием электрического тока превращается в новые вещества — водород H_2 и кислород O_2 (рис. 6).

Из воды и углекислого газа в зеленых растениях под действием солнечных лучей образуются глюкоза и кислород (рис. 7).

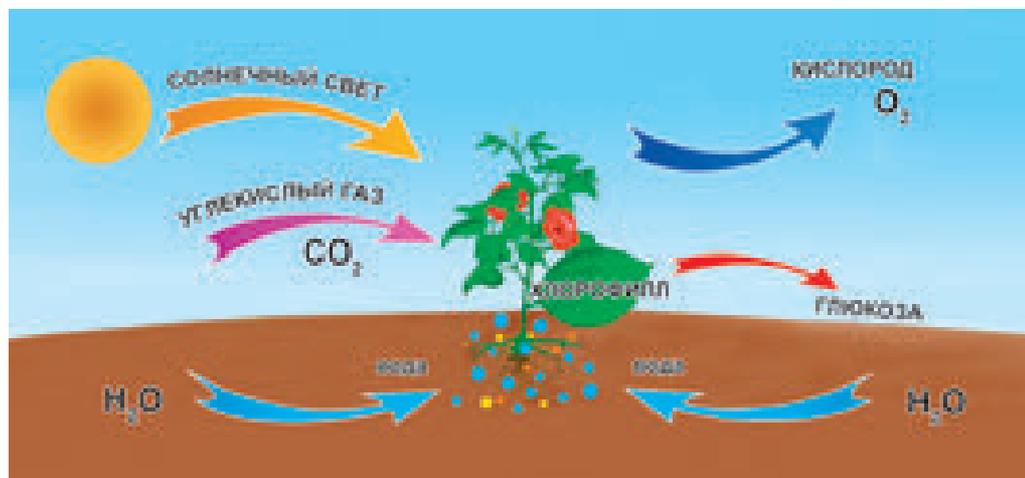


Рис. 7. Схема процесса фотосинтеза

Все это — примеры химических превращений веществ.

Изучение таких превращений — основная задача химии. Поэтому на вопрос, что изучает 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.

Более подробную информацию об истории возникновения, развития и о современном состоянии химии вы сможете найти в *Приложениях 1, 2* в конце учебного пособия.

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 физических тел 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. На каких свойствах мела основано его практическое применение? Где он используется?
4. По каким признакам можно отличить медь от алюминия, песок от железа, поваренную соль от мела?
5. Благодаря какому физическому свойству медь используется для изготовления электрических проводов?
6. Какое свойство алюминия позволяет изготавливать из него фольгу?
7. 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?
8. Укажите примеры химических превращений:
 - а) ржавление железа;
 - б) горение свечи;
 - в) таяние снега;
 - г) прокисание молока.
9. Ознакомившись с *Приложением 1*, назовите фамилии ученых, которые внесли большой вклад в становление и развитие химии. Используя материал *Приложения 2*, перечислите важнейшие предприятия химической промышленности Республики Беларусь.

§ 2. 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

Познакомимся с этим понятием на примере воды — одного из самых распространенных веществ на нашей планете. Вы уже знаете, что при температуре $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ вода кипит, превращаясь в пар, а при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ затвердевает, образуя лед.

Однако следует помнить, что при указанных температурах вода кипит и затвердевает, если является чистой, т. е. не содержит примесей других веществ. Если же вода содержит примеси, ее температуры кипения и плавления отличаются 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 солей, кипит при температуре 100,5 °С. В то же время вода из Мертвого моря, содержащая примерно 300 г солей в одном литре, кипит при температуре 106 °С. Это подтверждает тот факт, что постоянными физическими свойствами обладают только чистые или, как их еще называют, индивидуальные вещества, не содержащие примесей других веществ.

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 чистыми (индивидуальными) веществами, а с их смесями.

Смесь — это совокупность нескольких чистых (индивидуальных) веществ.

Так, например, воздух представляет собой смесь нескольких газообразных веществ, среди которых есть уже знакомые вам кислород и углекислый газ. Кроме воздуха, к природным смесям относятся почвы, горные породы, вода рек, морей и океанов. Смесями являются, как правило, все продукты питания (рис. 8, с. 18).

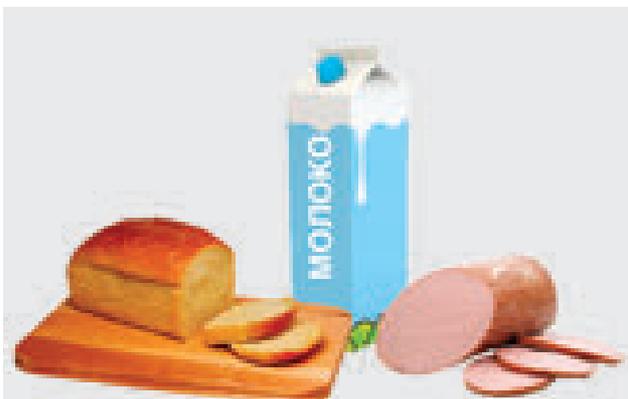


Рис. 8. Продукты питания — смеси веществ



Рис. 9. Гранит

Рассматривая горную породу гранит (рис. 9), 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 внимательном рассмотрении их под микроскопом обнаруживается, что и они

состоят из нескольких компонентов (рис. 10). Такие смеси называются **неоднородными**.

Бывают смеси, компоненты которых невозможно увидеть даже при сильном увеличении. Это, например, минеральная вода, сладкий чай, столовый уксус. Такие смеси называются **однородными**.



Рис. 10. Молоко — неоднородная смесь

СМЕСИ ВЕЩЕСТВ		
<table border="1" style="width: 100%;"> <tr> <td style="width: 50%; text-align: center;">Однородные: воздух, водопроводная вода, водный раствор сахара, духи, бензин, растительное масло и др.</td> <td style="width: 50%; text-align: center;">Неоднородные: горные породы, почвы, молоко, шоколад, краски, бетон, асфальт, кирпич, кровь и др.</td> </tr> </table>	Однородные: воздух, водопроводная вода, водный раствор сахара, духи, бензин, растительное масло и др.	Неоднородные: горные породы, почвы, молоко, шоколад, краски, бетон, асфальт, кирпич, кровь и др.
Однородные: воздух, водопроводная вода, водный раствор сахара, духи, 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: $w(\text{сахара}) = 0,20$, или 20 %. В таком виде массовая доля численно равна массе вещества X , содержащегося в каждых 100 г смеси.

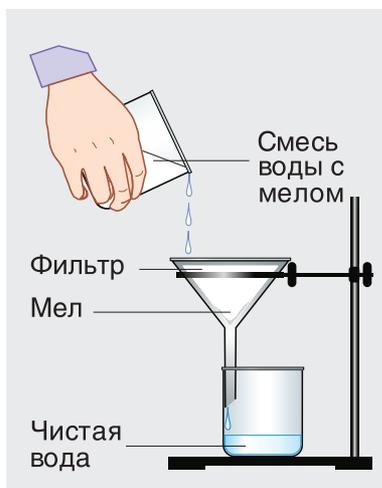


Рис. 11. Фильтрация смеси мела и воды

Разделение смесей

В окружающем нас мире практически все вещества находятся в виде смесей. Для получения чистых веществ эти смеси разделяют на отдельные компоненты. Чтобы сделать это, необходимо хорошо знать свойства веществ, входящих в состав смесей. Познакомимся с важнейшими способами их разделения.

Разделение неоднородных смесей

Один из самых простых способов разделения неоднородных смесей — **фильтрация**. С его помощью можно разделить смеси твердых и жидких веществ, например мела и воды (рис. 11). Для этого смесь помещают на фильтр — пористый материал со множеством сквозных отверстий — пор. Их размер намного меньше размера твердых частиц, содержащихся в смеси. Частицы не могут пройти через поры фильтра и остаются на его поверхности, а жидкость легко проходит через фильтр. В качестве фильтров применяют специальную бумагу, пористое стекло, керамику (рис. 12) и др.



Бумажные



Стеклянные



Керамические

Рис. 12. Различные виды фильтров

В некоторых случаях для фильтрования используют сложенную в несколько слоев ткань, марлю или вату.

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

Другой способ разделения неоднородных смесей — это **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 или воды с бензином. Такие смеси после приготовления оставляют спокойно постоять на некоторое время. Поскольку плотность песка больше плотности воды, песчинки постепенно опускаются на дно сосуда, а сверху остается вода, которую можно слить в другой сосуд (рис. 13). В то же время плотность бензина меньше плотности воды, вследствие чего капельки бензина поднимаются вверх и, соединяясь друг с другом, образуют в верхней части сосуда слой бензина (рис. 14), который можно аккуратно слить.



Рис. 13. Смесь воды и песка



Рис. 14. 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 кипят при разных температурах. Например, вода закипает при температуре $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, а спирт — при $78\text{ }^{\circ}\text{C}$. При нагревании смеси вначале кипит вещество с более низкой температурой кипения, т. е. спирт. Его пар охлаждают и получают чистый спирт. После испарения всего спирта остается чистая вода. Таким образом, перегонку используют при необходимости выделить из однородной смеси ее жидкий компонент. 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 метод разделения, называющийся **выпариванием**. Он основан на различной способности веществ 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, а нелетучая соль остается в виде твердого вещества (рис. 15).



Рис. 15. Выпаривание жидкости

В природе под действием солнечных лучей происходит постепенное выпаривание воды из



Рис. 16. Добыча соли на соляном озере

соляных озер (рис. 16). Это явление лежит в основе одного из способов добычи поваренной соли.

Чистыми (индивидуальными) называются вещества, которые не содержат примесей других веществ.

Чистое (индивидуальное) вещество обладает постоянными, присущими только ему свойствами, по которым его можно отличить от других веществ.

Смеси бывают однородные и неоднородные.

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

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

Массовая доля компонента — величина, которая показывает, какую часть от общей массы смеси составляет масса данного вещества.



Вопросы и задания

1. Как влияет наличие растворимых примесей в воде на температуру ее кипения?
2. Представьте себе, что из путешествия по далеким морям 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.
5. Однородная или неоднородная смесь образуется при смешивании воды с: а) сахаром; б) мукой; в) растительным маслом; г) поваренной солью; д) уксусом?
6. Какими физическими свойствами различаются между собой вещества, смесь которых можно разделить: а) отстаиванием; б) фильтрованием; в) выпариванием; г) перегонкой?
7. Для засолки овощей приготовили смесь, состоящую из соли массой 25 г и сахара массой 15 г. Чему равны массовые доли компонентов данной смеси?
8. Как бы вы разделили смесь сахара, песка и древесных опилок? Составьте план разделения, кратко опишите каждый его этап и расскажите об ожидаемых результатах.
9. Массовая доля поваренной соли в водном растворе равна 15 %. Рассчитайте массу этого раствора, из которого можно выделить соль массой 300 г.

Практическая работа 1

Знакомство с химической лабораторией. Разделение смесей

Цель работы: познакомиться с простейшим оборудованием для проведения лабораторных опытов, его назначением и устройством, правилами работы с ним; освоить на практике способы разделения смесей.

Простейшее лабораторное оборудование

Лабораторный штатив (рис. 17) и *штатив для пробирок* (рис. 18) предназначены для закрепления химической посуды и оборудования при выполнении опытов.

Спиртовка (рис. 19) — нагревательный прибор, дающий тепло за счет горения спирта. Она предназначена для нагревания веществ или материалов при проведении опытов. Спиртовка состоит из стеклянного резервуара, металлической трубочки с диском, фитиля и колпачка.

Внимательно рассмотрите спиртовку, зарисуйте ее устройство в тетрадь.



Рис. 17. Лабораторный штатив



Рис. 18. Штатив для пробирок



Рис. 19. Спиртовка

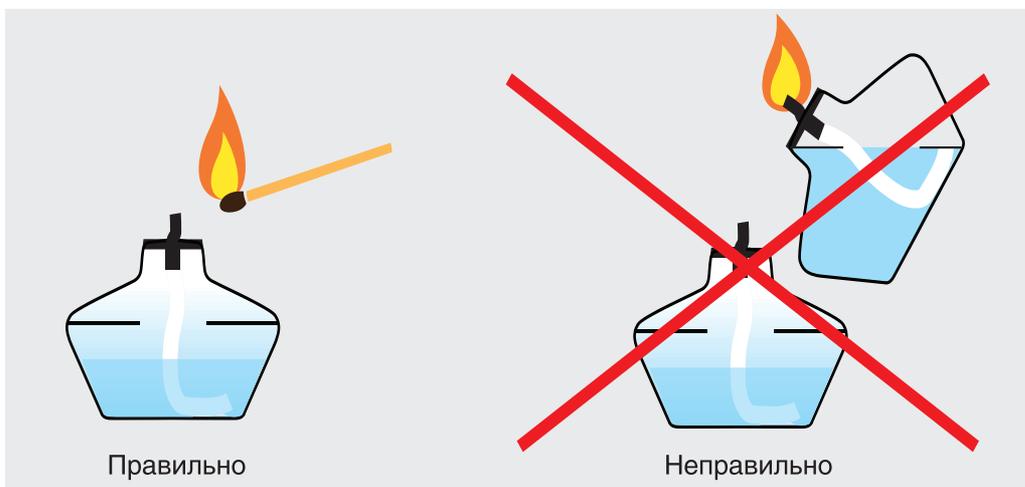


Рис. 20. Зажигание спиртовки

Запомните! Спиртовку можно зажигать только спичкой (рис. 20). Использовать для этого пламя зажигалки или другой спиртовки строго запрещено, так как это может привести к пожару. Для гашения спиртовки ни в коем случае нельзя задувать пламя. Гасят пламя, быстро накрыв его колпачком.

Зажгите спиртовку, а затем погасите пламя при помощи колпачка.

Химическая посуда

Посуда общего пользования — химические стаканы, пробирки, колбы (коническая, плоскодонная и круглодонная), стеклянные трубки, шпатели и палочки, пробки с газоотводными трубками, фарфоровые чашки, стеклянные воронки.

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

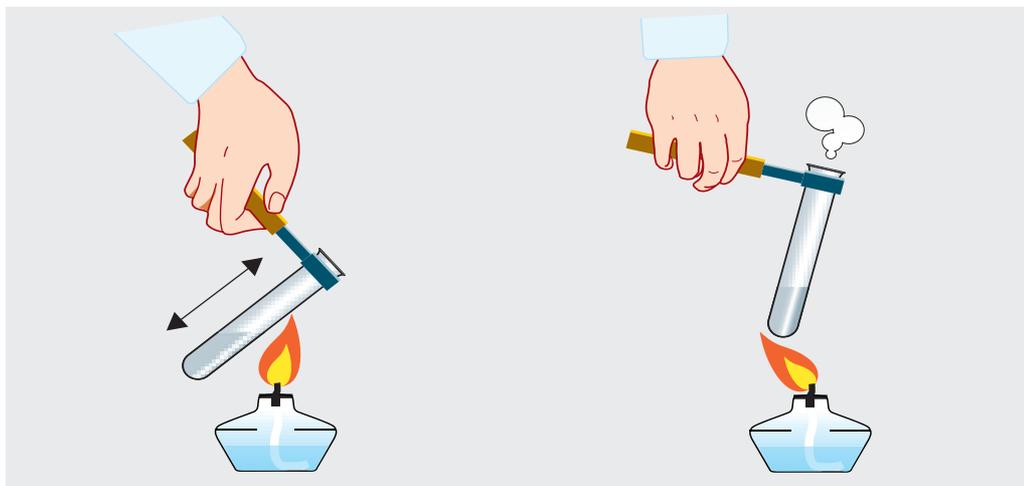


Рис. 21. Нагревание воды в пробирке

С образцами химической посуды вы можете познакомиться на форзаце 1 данного учебного пособия.

Задание. Налейте в пробирку из химического стакана немного воды (примерно на $\frac{1}{3}$ объема). 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 других учащихся! В течение примерно 5 с равномерно прогревайте пробирку по всей длине, а затем нагрейте только ее нижнюю часть до начала кипения воды (рис. 21). Не заглядывайте в пробирку с кипящей водой и не наклоняйтесь над ней!

Разделение неоднородной смеси

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?



Отстаивание смеси

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

Фильтрация

1) Приготовьте бумажный фильтр. Для этого кружок фильтровальной бумаги сложите вчетверо, как показано на рисунке 22. Высота фильтра должна быть 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. Снизу под воронкой поставьте пустой стакан так, чтобы его стенка касалась трубки воронки (см. рис. 11). Содержимое стакана со смесью воды, песка и соли осторожно, небольшими порциями сливайте по стеклянной палочке на фильтр. Что при этом происходит? Прозрачная жидкость, которая проходит через фильтр, называется **фильтратом**. Он представляет собой раствор соли в воде.

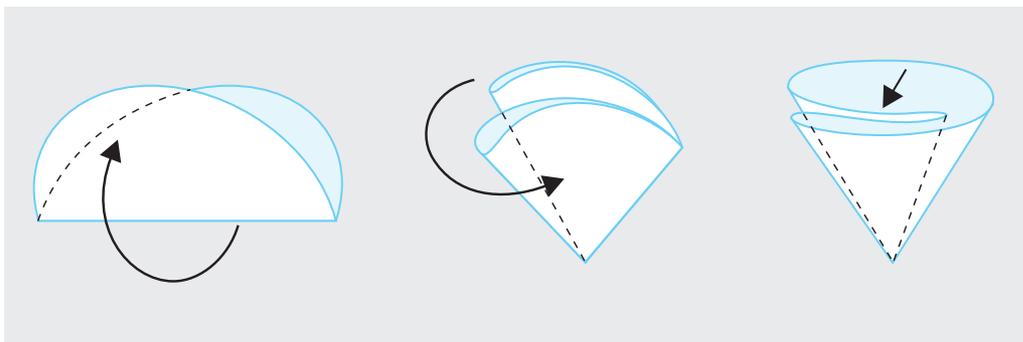


Рис. 22. Изготовление бумажного фильтра

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?

Составление отчета о проделанной работе

Перечислите способы, которые вы использовали для разделения смеси соли и песка. Сделайте рисунки, запишите результаты работы. Сформулируйте выводы.

§ 3. Атомы. Химические элементы

Земля, на которой мы живем, и все, что нас окружает, как 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 деления? Что представляют собой частицы, которые дальше уже нельзя раздробить обычными способами? Над этими вопросами задумывались ученые еще в глубокой древности.

Атомное строение веществ

Первые представления об атомах как мельчайших, далее неделимых частицах веществ появились у ученых Древней Греции еще за 400 лет до нашей эры.

Доказательств существования атомов в то время, конечно, не было, и это учение было забыто почти на 2 тыс. лет. И только в самом начале XIX в. идея атомного строения веществ была возрождена английским ученым Дж. Дальтоном.

Согласно его теории, все вещества состоят из очень маленьких частиц — атомов.



В процессе химических превращений атомы не разрушаются и не возникают вновь, а только переходят из одних веществ в другие. Они являются как бы деталями конструктора, из которых можно собирать всевозможные 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 одинаковое строение и массу. Атомы разных элементов различаются между собой, прежде всего, строением, размерами, массой и целым рядом других характеристик.



Из 118 химических элементов в природе встречаются только 92, а остальные 26 были 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 185 млн веществ. Все они представляют собой самые различные сочетания атомов тех или иных элементов. Так же, как из 33 букв алфавита составлены все слова русского языка, из атомов относительно небольшого числа элементов состоят все известные вещества.

Символы химических элементов

Каждый элемент имеет свое название и 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 *Cuprum* (купрум).

Современные символы и названия химических элементов вы найдете в таблице «Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева» на форзаце 2. Символы и названия некоторых 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
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



Продолжение

Название химического элемента	Химический символ элемента	Произношение химического символа	Относительная атомная масса
Кислород	O	о	16
Магний	Mg	магний	24
Медь	Cu	купрум	64
Натрий	Na	натрий	23
Сера	S	эс	32
Серебро	Ag	аргентум	108
Углерод	C	цэ	12
Фосфор	P	пэ	31
Хлор	Cl	хлор	35,5
Цинк	Zn	цинк	65

Распространенность химических элементов в природе крайне неравномерна. Самый распространенный элемент в земной коре (слое толщиной в 16 км) — кислород **O**. Его содержание составляет 49,13 % от общего числа атомов всех элементов. Доли остальных элементов показаны на рисунке 23.

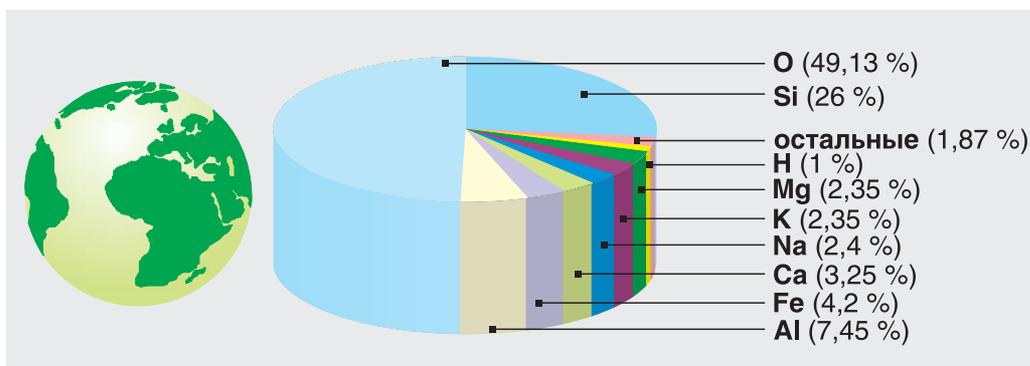


Рис. 23. Распространенность химических элементов в земной коре

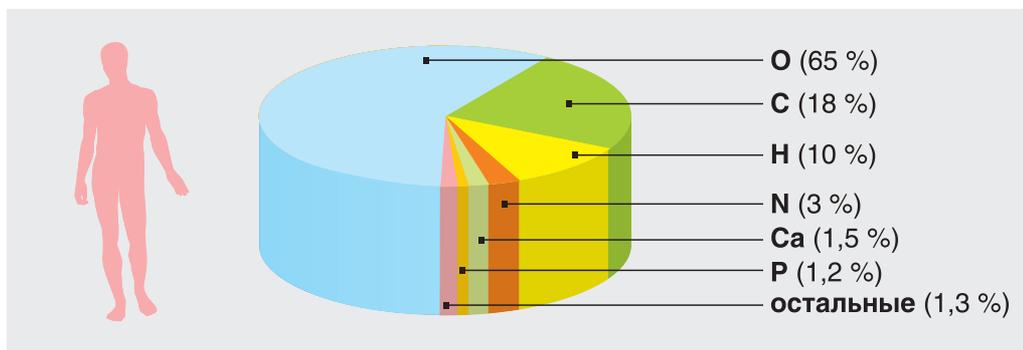


Рис. 24. Содержание химических элементов в теле человека (в % от общей массы)

В нашей Галактике почти 92 % от общего числа всех атомов приходится на долю водорода **H**, 7,9 % — на долю гелия **He** и только 0,1 % — на атомы всех остальных элементов. Атомы этих 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** составляет 18 %, водорода **H** — 10 %, азота **N** — 3 % (рис. 24).

Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы.

В ходе химических реакций атомы не исчезают и не возникают из ничего, а только переходят из одних веществ в другие.

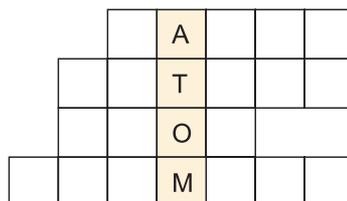
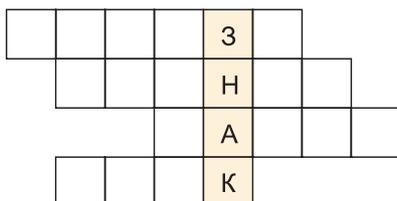
Каждый отдельный вид атомов называется химическим элементом. Он имеет свое название и обозначение — химический символ.

Вопросы и задания

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



3. Назовите элементы, которые занимают первые три места по распространенности в земной коре. Какова общая доля (%) атомов всех остальных элементов?
4. Пользуясь *Приложением 6* в конце учебного пособия, укажите химические элементы (не менее пяти), атомы которых входят в состав воды, поваренной соли, сахара, природного газа.
5. Выпишите из таблицы 1 (с. 31) названия химических элементов: а) женского рода; б) среднего рода; в) мужского рода.
6. Разгадайте кроссворды, вписав в тетради 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 24 рассчитайте массу атомов углерода, водорода и азота в вашем теле.

§ 4. Относительная атомная масса химических элементов

Вспомните, чем различаются атомы разных элементов между собой. На рисунке 25 показаны шаровые модели атомов некоторых химических элементов, конечно, не в реальных

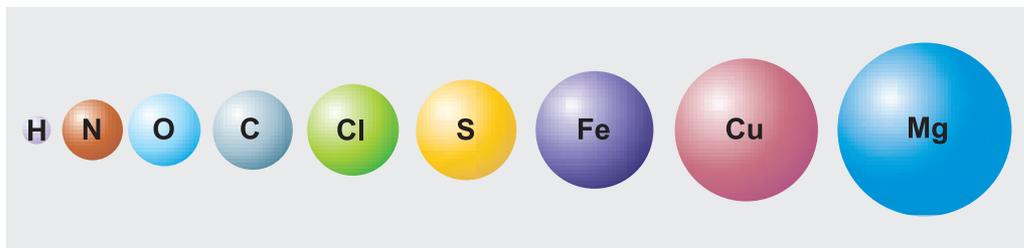
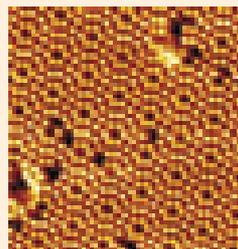


Рис. 25. Шаровые модели атомов некоторых химических элементов

размерах, а многократно увеличенные. В действительности атомы настолько малы, что их невозможно рассмотреть в микроскопы, увеличивающие в десятки и даже сотни тысяч раз.



В конце XX в. у ученых появились более совершенные 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 методами, которые позволяют определять размеры и массы атомов. Так, например, самый легкий атом — атом водорода **H**. Его масса равна 0,0000000000000000000000000016735 кг. Самым маленьким является атом гелия **He**. Диаметр этого атома равен приблизительно 0,00000000244 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 разряде после запятой находится первая цифра, отличная от нуля. Знак «минус» означает, что само число меньше единицы.

Атомы большинства химических элементов по своим размерам значительно больше атома гелия. Самый большой из них — атом элемента франция. Его диаметр в 7 раз больше диаметра атома гелия (рис. 26).

Еще больше атомы разных элементов различаются по массе. Масса атома обозначается символом m_a и выражается в килограммах.

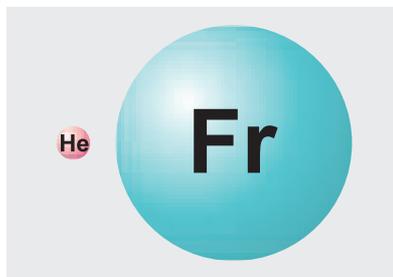


Рис. 26. Сравнительные размеры атомов гелия и франция



Так, например, масса атома углерода равна:

$$m_a(\text{C}) = 19,94 \cdot 10^{-27} \text{ кг},$$

а атома кислорода — $m_a(\text{O}) = 26,56 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.

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 время массы атомов сравнивают с особым «эталоном» — атомной едини-

цей массы — $\frac{1}{12}$ частью массы атома углерода (рис. 27):

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

Сравнивая с этой величиной массы атомов различных химических элементов, получают значения их относительных атомных масс.



Рис. 27. Схематическое изображение $\frac{1}{12}$ части атома углерода

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

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

$$A_r(\text{X}) = \frac{m_a(\text{X})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})},$$

где X — символ данного элемента.

Например, относительная атомная масса водорода:

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

а кислорода:

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

Значения относительных атомных масс всех химических элементов приведены в таблице периодической системы на форзаце 2 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:

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

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

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



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

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

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 относительную атомную массу — величину безразмерную (например, $A_r(\text{O}) = 16$) от массы атома — величины, выражаемой в единицах массы, например в килограммах:

$$m_a(\text{O}) = 26,56 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

Атомы разных химических элементов различаются массой и размерами.

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

Вопросы и задания

1. В чем состоит отличие понятий «масса атома» и «относительная атомная масса»?
2. Используя данные таблицы 1 (с. 31), заполните в тетради нижеприведенную таблицу:

Название элемента	цинк			магний		
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 $\frac{1}{12}$ часть массы атома С меньше 1 г.
6. Масса атома серебра в 4 раза больше массы атома другого химического элемента. Определите этот элемент.
7. Рассчитайте относительные атомные массы элементов, если массы их атомов равны: а) $3,24 \cdot 10^{-25}$ кг; б) $3,95 \cdot 10^{-22}$ г. Найдите эти элементы в таблице периодической системы на форзаце 2.
8. Рассчитайте массу сахара, который нужно растворить в воде массой 120 г, для получения раствора с массовой долей сахара, равной 20 %.

§ 5. Молекулы. Простые вещества

Атомы химических элементов существуют в природе как в свободном, так и в связанном состоянии. Например, **благородные газы** — гелий He, неон Ne и другие содержатся в воздухе в виде одиночных атомов. Атомы всех остальных элементов в природе не существуют изолированно друг от друга. Они всегда стремятся соединиться, связаться с другими атомами за счет особых сил. Почему? Так они достигают более устойчивого состояния. Это одна из иллюстраций всеобщего принципа природы — стремления к максимально устойчивому состоянию.



Молекулы

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 O_2 , водород H_2 , азот N_2 , состоят из двух атомов (рис. 28). Молекула фосфора P_4 содержит четыре атома, а серы S_8 — восемь.

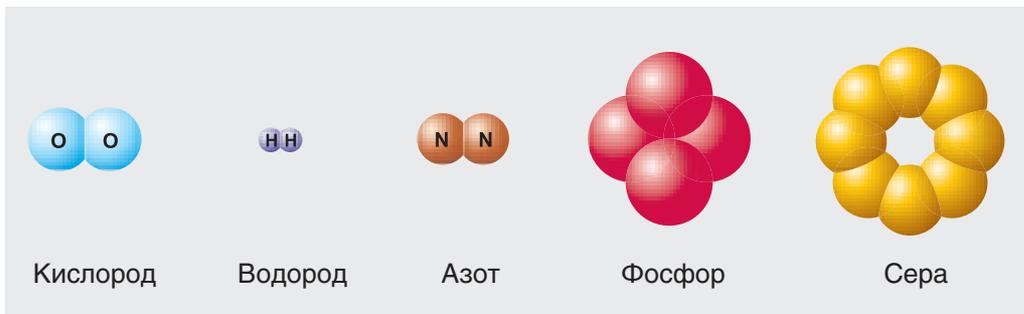


Рис. 28. Шаровые модели молекул

Простые вещества

Атомы химических элементов входят в состав различных 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.

При обычных условиях простые вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях. Например, водород и кислород — газы, бром — жидкость, сера и фосфор — твердые вещества.

Атомы кислорода образуют два известных простых вещества: одно из них — **кислород** состоит из двухатомных молекул O_2 , а второе — **озон** — из трехатомных молекул O_3 .

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

К металлам относится большинство простых веществ.

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. 29), другие — газами (рис. 30, с. 42), а бром — жидкостью (рис. 31, с. 42).



Рис. 29. Твердые простые вещества неметаллы

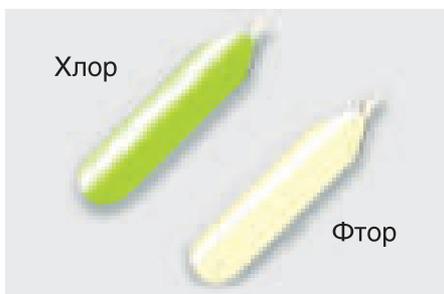


Рис. 30. Газообразные простые вещества



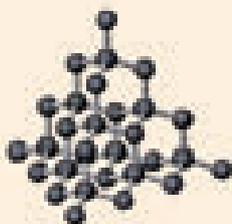
Рис. 31. Бром — жидкое простое вещество



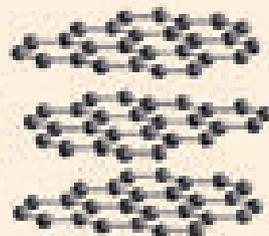
Все металлы и некоторые неметаллы состоят не из молекул, а из атомов. Например, простые вещества-неметаллы алмаз и графит состоят из атомов одного и того же химического элемента — углерода. Однако свойства этих веществ сильно различаются: алмаз — прозрачное, самое твердое в природе вещество, а графит — темно-серое, непрозрачное, мягкое вещество. Их свойства различны потому, что их кристаллы имеют разное строение.



Алмаз



Графит



Названия простых веществ

В настоящее время известно около 550 простых веществ, хотя химических элементов пока открыто только 118. Названия большинства простых веществ такие же, как и названия соответствующих химических элементов. Только у элемента

углерода простые вещества (как вы уже знаете) имеют собственные названия, 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.

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 воды H_2O входит кислород, то имеют в виду атомы этого химического элемента, а когда говорят о кислороде, который входит в состав воздуха, то, конечно, речь идет о простом веществе O_2 .

Более подробно о различии понятий «простое вещество» и «химический элемент» вы узнаете позже.

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

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента.

Простые вещества делят на металлы и неметаллы.

Вопросы и задания

1. Укажите формы существования атомов химических элементов в природе.
2. Напишите названия известных вам простых веществ, которые можно встретить в окружающем мире. Укажите их агрегатное состояние при обычных условиях.



3. В чем состоит отличие понятий «химический элемент» и «простое вещество»? Поясните на примере кислорода.
4. На какие две группы делят простые вещества?
5. Изготовьте из пластилина модели молекул водорода, кислорода, азота, фосфора и серы в соответствии с рисунком 28. Сделайте фото этих моделей.
6. Число простых веществ в несколько раз больше числа известных химических элементов. Чем это можно объяснить?
7. Массовая доля магния в его смеси с алюминием равна 12,5 %. Рассчитайте, во сколько раз различаются массы металлов в этой смеси.

§ 6. Сложные вещества

Химические элементы существуют не только в виде простых веществ. Их атомы также могут входить в состав самых различных сложных веществ, или 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. Это, например, вода, метан, сахар, поваренная соль.



Сложные вещества делят на две группы — органические и неорганические. Вам знакомы такие органические вещества, как сахар (сахароза), уксусная и лимонная кислоты, спирт, крахмал, белки, жиры. Многие из них содержатся в животных и растительных организмах. Они входят в состав продуктов питания, топлива, лекарств, красителей, самых разнообразных материалов. Неорганические вещества также широко распространены в окружающем мире и составляют основу неживой природы. Они являются компонентами атмосферы (кислород, азот), литосферы (минералы, горные породы) и гидросферы (вода). Неорганические вещества также встречаются в повседневной жизни. Это, например, поваренная соль, мел, марганцовка, аммиак, углекислый газ.

Качественный и количественный состав веществ

Каждое вещество характеризуется определенным качественным и количественным составом.

Качественный состав вещества показывает, из атомов каких элементов оно состоит. Например, вода H_2O состоит из атомов водорода и кислорода, а метан CH_4 — из атомов углерода и водорода.

Число атомов каждого элемента в составе молекулы 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.

Любое сложное вещество можно разложить на несколько новых веществ. Например, воду с помощью электрического тока можно разложить на водород и кислород:



Свойства простых веществ (водорода и кислорода), которые при этом получаются, совершенно не похожи на свойства сложного вещества воды. Это разные вещества с разными свойствами.

Свойства сложного вещества не являются суммой свойств простых веществ, которые образуются при его разложении.

Сложные вещества, как и простые, существуют при обычных условиях в различных агрегатных состояниях. Например, метан — газ, вода — жидкость, сахар — твердое вещество. При изменении температуры вещества переходят из одного агрегатного состояния в другое.

Чем различаются сложные вещества и смеси различных веществ? Основные различия между ними приведены в таблице 2 на странице 46.



Таблица 2. Различия 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 чистое вещество имеет определенный качественный и количественный состав.

Свойства сложного вещества отличаются от свойств простых веществ, которые образуются при его разложении.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются сложными? Приведите примеры.
2. Объясните, чем различаются простые и сложные вещества. Что общего между ними? Покажите на конкретных примерах.
3. Из приведенного перечня веществ выпишите отдельно сначала простые, а затем сложные вещества: кислород, сахар, азот, железо, поваренная соль, алюминий, вода, метан, сера.
4. Серу массой 15 г смешали с алюминием массой 45 г. Рассчитайте массовую долю неметалла в образовавшейся смеси.

5. При нагревании твердого вещества образовались газ и новое твердое вещество. Простым или сложным было исходное вещество?
6. Чем отличаются между собой сложные вещества и смеси? Поясните на примере воды и смеси водорода с кислородом.

§ 7. 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 вещества 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 простого вещества водорода, молекула которого состоит из двух атомов, записывается так:

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

и читается *аш-два*.

Состав простых веществ-металлов и некоторых неметаллов записывают символами соответствующих элементов без индексов. Так, формула простого вещества железа — Fe, меди — Cu, алюминия — Al, углерода — C.

Формулы ряда простых веществ-неметаллов, состоящих из двухатомных молекул, записываются и произносятся так: кислорода — O₂ (*о-два*), хлора — Cl₂ (*хлор-два*), азота — N₂ (*эн-два*). Формула озона, состоящего из трехатомных молекул, — O₃ (*о-три*), а формула серы, образованной восьмиатомными молекулами, — S₈ (*эс-восемь*).

Формулы сложных веществ также отображают их качественный и количественный состав. Например, формула воды,



как вы уже хорошо знаете, — H_2O (*аш-два-о*), метана — CH_4 (*цэ-аш-четыре*), аммиака — NH_3 (*эн-аш-три*). Так же читаются формулы любых сложных веществ. Например, формула серной кислоты — H_2SO_4 (*ш-два-эс-о-четыре*), а глюкозы — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (*цэ-шесть-аш-двенадцать-о-шесть*).

Среди множества сложных веществ известны и такие, которые состоят не из молекул, а из огромного числа атомов. Формулы таких веществ показывают лишь простейшее соотношение чисел содержащихся в них атомов разных химических элементов. Например, формула Al_2O_3 показывает, что в кристалле этого вещества простейшее соотношение чисел атомов алюминия и кислорода составляет 2 : 3.

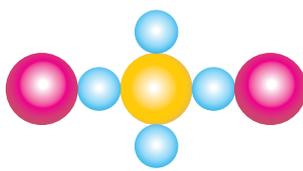
В формулах ряда сложных веществ числовые индексы указывают также число групп атомов, заключенных в круглые скобки, например: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (*алюминий-два-эс-о-четыре-трижды*), $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ (*магний-эн-о-три-дважды*) и т. д.

В таблице 3 представлены формульная запись и схематическое изображение состава различных частиц.

Таблица 3. Способы записи и схематическое изображение состава частиц

Формульная запись	Содержание записи	Схематическое изображение
H	Один атом водорода	
3H	Три атома водорода	
H_2	Одна молекула водорода	
2H_2	Две молекулы водорода	
H_2O	Одна молекула воды (состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода)	

Продолжение

Формульная запись	Содержание записи	Схематическое изображение
Na ₂ SO ₄	Простейшая формула вещества, состоящего из атомов натрия, серы и кислорода $\text{Na} : \text{S} : \text{O} = 2 : 1 : 4$	

Исходя из химической формулы сложного вещества можно рассчитать, какая часть его относительной молекулярной массы приходится на атомы данного химического элемента. Информация об этом содержится в *Приложении 3* в конце учебного пособия.

Качественный и количественный состав вещества выражается с помощью химических формул.

Химическая формула вещества показывает состав его молекулы.

Вопросы и задания

1. Прочитайте вслух следующие химические формулы: KCl, CaSO₄, HNO₃, Fe₂O₃, P₂O₅, Mg₃(PO₄)₂, Al(NO₃)₃.
2. Охарактеризуйте качественный и количественный состав веществ: H₂S, KClO₃, H₃PO₄, Al₂O₃, CuSO₄, Fe(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. Прочитайте вслух формулы этих веществ. Укажите известные вам области их применения.
5. Определите общее число атомов, входящих в состав формулы каждого из следующих веществ: MgS, CaSO₃, Mg(OH)₂, Ca₃(PO₄)₂, Fe₂(SO₄)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. Рассчитайте число молекул углекислого газа, в которых общее число всех атомов равно их числу в шести молекулах кислорода O_2 .
8. Ознакомившись с *Приложением 3*, рассчитайте массовую долю химического элемента калия в сложном веществе KCl, которое используется для подкормки растений.

§ 8. Относительная молекулярная масса

Каждый химический элемент характеризуется определенным значением относительной атомной массы. Состав любого вещества выражается его формулой. 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 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 $\frac{1}{12}$ части массы атома углерода.

Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс всех химических элементов с учетом числа их атомов в молекуле.

Например, рассчитаем относительную молекулярную массу воды H_2O :

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

Найдем относительную молекулярную массу серной кислоты H_2SO_4 :

$$\begin{aligned} M_r(H_2SO_4) &= 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = \\ &= 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98. \end{aligned}$$

Выполним такой же расчет для вещества, формула которого $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$:

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

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

Зная величину относительной молекулярной массы вещества, можно рассчитать массу одной его молекулы:

$$\begin{aligned}m(\text{мол. H}_2\text{SO}_4) &= M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \frac{1}{12} m_a(\text{C}) = \\ &= 98 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,63 \cdot 10^{-25} \text{ кг}.\end{aligned}$$

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

Вопросы и задания

1. Укажите различия величин: относительная молекулярная масса и масса молекулы.
2. Вычислите относительные молекулярные массы следующих веществ: HCl , NH_3 , HNO_3 , CO_2 , O_3 .



3. Масса смеси сахара с поваренной солью равна 150 г, а массовая доля сахара в ней составляет 18 %. Рассчитайте массы этих веществ в указанной смеси.
4. В состав молекулы одного из соединений азота с кислородом входят три атома кислорода. Относительная молекулярная масса этого вещества равна 76. Установите химическую формулу этого вещества.
5. При горении серы в кислороде образуется соединение с относительной молекулярной массой, равной 64. Установите химическую формулу этого соединения.
6. В водном растворе глюкозы ее масса равна 18 г, а массовая доля этого вещества составляет 10 %. Рассчитайте массу воды, содержащейся в указанном растворе.

§ 9. Валентность

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

Рассмотрим химические формулы нескольких соединений водорода с атомами других элементов:

HCl
хлороводород

H_2O
вода

NH_3
аммиак

CH_4
метан

Нетрудно заметить, что атом хлора связан с одним атомом водорода, атом кислорода — с двумя, атом азота — с тремя, а атом углерода — с четырьмя атомами водорода. В то же время в молекуле углекислого газа CO_2 атом углерода связан с двумя атомами кислорода. Из этих примеров видно, что атомы обладают разной способностью соединяться с другими атомами.

Определение валентности

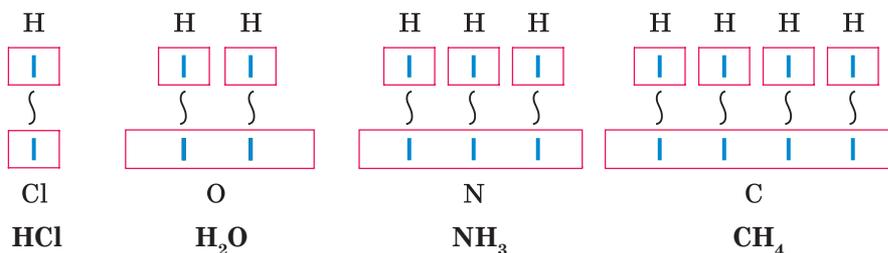
Способность атомов соединяться с другими атомами выражается с помощью численной характеристики, называемой валентностью.

Валентность — мера способности атомов данного химического элемента соединяться с другими атомами.

Давайте еще раз обратим внимание на формулы, приведенные на странице 52. Мы видим, что среди них нет формулы, в которой 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_2O валентность атома кислорода равна двум. По той же причине в молекуле NH_3 валентность атома азота равна трем, а в молекуле CH_4 валентность атома углерода равна четырем. Если условно обозначить единицу валентности черточкой |, то вышесказанное можно изобразить схематически:



Волнистые линии между атомами указывают на то, что они уже соединены между собой.

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, как правило, 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 определить валентность, 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 H_2O общее число единиц валентности двух атомов водорода равно произведению валентности одного атома на соответствующий числовой индекс в формуле:

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

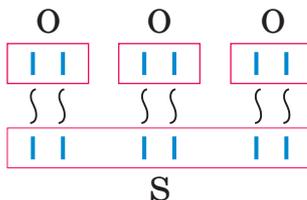
Следовательно, число единиц валентности атома кислорода равно двум:

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

По величине валентности атомов одного элемента можно определить валентность атомов другого элемента. Например, определим валентность атома серы в молекуле SO_3 :



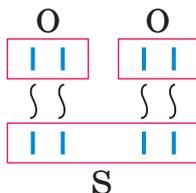
Согласно вышеприведенному правилу $x \cdot 1 = \text{II} \cdot 3$, откуда $x = \text{VI}$:



Существует и другое соединение серы с кислородом — SO_2 , в молекуле которого атом серы соединен с двумя атомами кислорода:



В этом веществе валентность серы равна IV, так как $x \cdot 1 = II \cdot 2$, откуда $x = IV$:



Как видим, один атом серы соединяется с разным числом атомов кислорода, т. е. имеет **переменную** валентность. У большинства элементов валентность — величина переменная. Только у водорода, кислорода и некоторых других элементов она **постоянна** (табл. 4).

Таблица 4. Валентность атомов некоторых элементов в соединениях

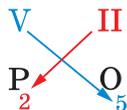
Элементы с постоянной валентностью		Элементы с переменной валентностью	
Элемент	Валентность	Элемент	Валентность
H, Ag, Na, K,	I	S	II, IV, VI
O, Mg, Ca, Zn	II	N	I, II, III, IV, V
Al	III	P	III, V
		Fe	II, III
		Cu	I, II
		Cl	I, III, V, VII

Составление химических формул по валентности

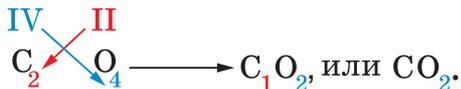
Зная валентность элементов, можно составлять формулы их соединений. Например, необходимо записать формулу кислородного соединения азота, в котором его валентность равна трем. Порядок действий таков:

1	Записать символы химических элементов и значения их валентностей	III II N O
2	Найти наименьшее общее кратное (НОК) валентностей обоих элементов	III · II = 6
3	Разделить НОК на валентность каждого элемента (т. е. найти значения их индексов)	6 : II = 3 6 : III = 2
4	Записать индексы возле символов химических элементов (индекс «1» не пишут)	N ₂ O ₃

Формулу любого бинарного соединения можно составить и другим способом. Для этого значения валентностей элементов, написанные над их символами, нужно крестообразно переместить вниз, превратив в соответствующие индексы:



Если полученные таким образом индексы можно сократить, их, как правило, сокращают:



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

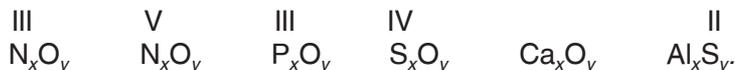
Валентность — мера способности атомов данного химического элемента соединяться с другими атомами.

Валентность атомов водорода постоянна и равна единице. Валентность атомов кислорода, за редкими исключениями, также постоянна и равна двум.

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

Вопросы и задания

1. Из ряда элементов — Na, P, S, Ca, Al, Cl — 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: HCl, CH₄, KCl, NaCl, CaCl₂, AlCl₃, AgCl, H₂O, ZnCl₂.
4. Составьте химические формулы соединений с кислородом следующих элементов (в скобках указана их валентность): K, Ca, Fe(II), Fe(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: Ag, Mg, Al.
7. Найдите индексы x и y в приведенных формулах:



§ 10. Явления физические и химические.

Признаки химических реакций

Любые изменения, которые происходят с веществами, называются **явлениями**. В зависимости от того, какие именно изменения происходят с веществами, явления делят на физические и химические. Давайте разберемся, чем же они различаются между собой.



Физические явления

Кусочек льда поместим в пробирку и начнем ее нагревать. Каждый из вас уже знает, что сначала лед расплавится и превратится в воду. При дальнейшем нагревании вода закипит, образуя водяной 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. 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. 32). Несмотря на то что изменилась форма трубки, 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? При этих явлениях не образуются новые вещества — вода остается водой, а стекло — стеклом. Происходит лишь изменение агрегатного состояния веществ и формы тел, а состав веществ остается прежним. Это — признаки физических явлений.

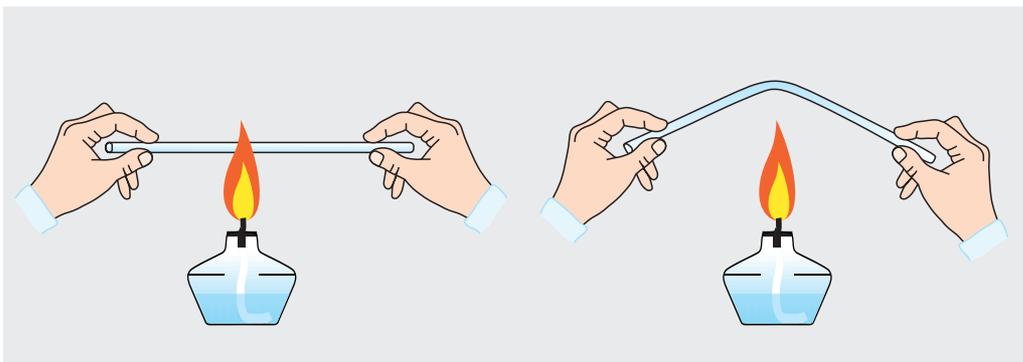


Рис. 32. Сгибание стеклянной трубки при нагревании

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 металлов (рис. 33) — все это примеры физических явлений.



Рис. 33. Плавление металла галлия от тепла 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 железа 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.

Также как и физические явления, химические реакции постоянно осуществляются в окружающем нас мире. Например, 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. В организме человека питательные вещества превращаются в новые вещества, в том числе — в углекислый газ и воду.

В химических лабораториях ученые проводят реакции для поиска и изучения новых и полезных веществ. В больших количествах их получают на химических предприятиях.

Признаки химических реакций

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

Нагреем в пробирке зеленый порошок малахита (рис. 34). Через некоторое время вы увидите, что цвет порошка постепенно изменяется на черный. Это цвет нового вещества CuO , состоящего из атомов меди и кислорода. На поверхности порошка вы увидите множество маленьких «вулканчиков» из-за бурного выделения газов. Один из газов — водяной пар. Соприкоснувшись с холодными стенками пробирки, он

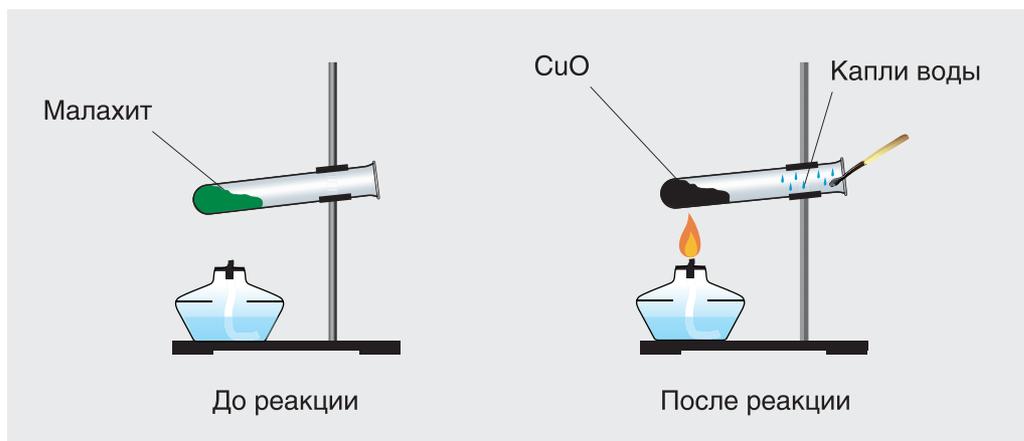


Рис. 34. Нагревание малахита

превращается в бесцветные капельки воды. Поднесем к отверстию пробирки горящую спичку — она тут же погаснет. Это значит, что при нагревании малахита выделяется и углекислый газ CO_2 , не поддерживающий горение. Наблюдая за этим опытом, вы убедились в том, что при нагревании из одного вещества — малахита образовались три новых вещества — CuO , H_2O и CO_2 . А каков же наиболее заметный признак этого превращения? Правильно! Это изменение цвета исходного вещества.



Рис. 35. Горение магния в воздухе

Для знакомства с другими признаками химических реакций подожжем тонкую спиральку серебристо-белого металла магния Mg . Он горит в воздухе ослепительно-ярким и очень горячим пламенем, температура которого достигает $2200\text{ }^\circ\text{C}$! (рис. 35). При этом металл магний превращается в новое вещество белого цвета MgO , состоящее из атомов магния и кислорода. Признаками этой реакции являются излучение света и выделение теплоты.



Порошок магния применяется для изготовления фейерверков и «бенгальских огней». Раньше вспышка магния использовалась 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 Na_2CO_3 . Как только их растворы перемешаются, вы увидите сразу три признака химической реакции. Среди них уже знакомое вам изменение цвета и два новых признака —



Рис. 36. Образование осадка и выделение газа

образование осадка и выделение газа (рис. 36). Если к полученному осадку прилить раствор уксуса, осадок быстро исчезнет, растворится. Растворение осадков — 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 SO_2 с очень резким запахом.

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 необходимо создавать определенные условия.

Лабораторный опыт 1

Признаки протекания химических реакций

Внимательно рассмотрите склянки с растворами веществ, выданные вам для проведения опытов. Прочитайте формулы веществ, указанные на этикетках. Соблюдайте правила безопасного поведения при выполнении опытов.

В пробирку налейте примерно 1 см^3 раствора вещества CaCl_2 и добавьте к нему столько же раствора соды Na_2CO_3 . Опишите наблюдаемые явления. Каков признак протекания данной реакции?

К полученному осадку прилейте $1\text{—}2\text{ см}^3$ раствора уксусной кислоты. Опишите наблюдаемые явления. Какие признаки химической реакции вы отметили?

Зажгите спиртовку (спичку, свечу). Какие признаки химической реакции вы наблюдаете?



Необходимое и главное условие для протекания большинства реакций между веществами — это их *соприкосновение, контакт*. Для того чтобы реакция началась, вещества нужно смешать так, чтобы они соприкоснулись, контактировали 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.

Важным условием протекания реакций является *нагревание*. В некоторых случаях оно необходимо лишь для начала реакции. Для протекания других реакций, таких как, например, разложение малахита или сахара, требуется постоянное нагревание до окончания реакции.

Иногда для начала химических реакций необходимо *освещение*. Примером является уже известная вам реакция *фотосинтеза*.



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.

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, в быту.
4. Опишите химические реакции, протекающие при нагревании малахита, при горении магния, при смешивании растворов медного купороса и соды.
5. 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 какому явлению — физическому или химическому — относится описанный процесс?
6. Какие признаки химических реакций наблюдаются при «извержении химического вулкана» (разложение одного из соединений хрома при нагревании) (рис. 37)? Видеозапись данного опыта можно увидеть в Интернете, набрав в поисковике «Химический вулкан».



Рис. 37. «Химический вулкан»



Домашний эксперимент

1. Аккуратно поместите несколько кристалликов «марганцовки» в стакан с водой. Опишите наблюдаемые явления. К каким явлениям относится растворение этого вещества в воде?

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

§ 11. 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 начинаете знакомиться с количественной характеристикой этих процессов.

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

Закон сохранения массы веществ

В XVII в. английский ученый Р. Бойль 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



Рис. 38. Опыт Ломоносова по прокаливанию железа

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 (ретортах) другой металл — железо (рис. 38). При нагревании оно превращалось в черно-бу-

рый порошок («железная окалина»), что свидетельствовало о протекании химической реакции. Однако, в отличие от Р. Бойля, Ломоносов перед взвешиванием не вскрывал охлажденные сосуды. Оказалось, что, несмотря на протекание в ретортах химической реакции, их масса не изменяется. 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, который звучит так.

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



Рис. 39. Доказательство закона сохранения массы веществ в химических реакциях

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 стаканов нальем раствор CuSO_4 , а в другой — раствор NaOH . Поставим оба стакана с растворами на весы и определим их общую массу (рис. 39). Сняв стаканы с весов и смешав их содержимое, мы увидим образование синего осадка — признак химической реакции. Снова поставив оба стакана на весы, мы обнаружим, что их общая масса осталась прежней.

Закон, открытый М. В. Ломоносовым, един для всех химических процессов, происходящих в природе, в которой 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, 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 число атомов каждого элемента до реакции равно их числу после реакции, между левой и правой частями химического уравнения ставится знак «=» (равно). Например, уравнение реакции водорода с кислородом, модель которой приведена на рисунке 40, имеет вид:

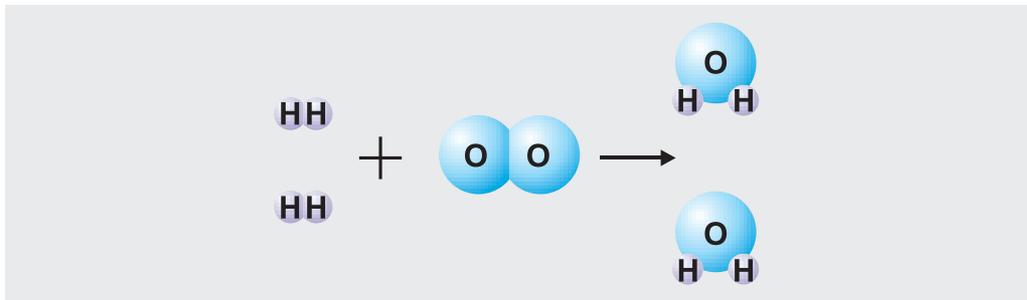
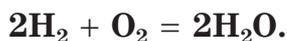
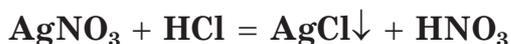


Рис. 40. Модель реакции водорода с кислородом

Цифры «2», стоящие в этом уравнении перед формулами веществ, называются **коэффициентами**. Они показывают число частиц исходных и конечных веществ. Например, из записанного уравнения следует, что две молекулы H_2 реагируют с одной молекулой O_2 , образуя две молекулы H_2O . Коэффициент «1» в химических уравнениях не записывается.

При написании химических уравнений применяют также и некоторые специальные знаки. Например, в уравнении реакции, протекающей в водном растворе,



знак « \downarrow », стоящий после формулы AgCl , обозначает, что это вещество образует осадок (т. е. оно нерастворимо в воде).

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



Модель этой реакции приведена на рисунке 41.

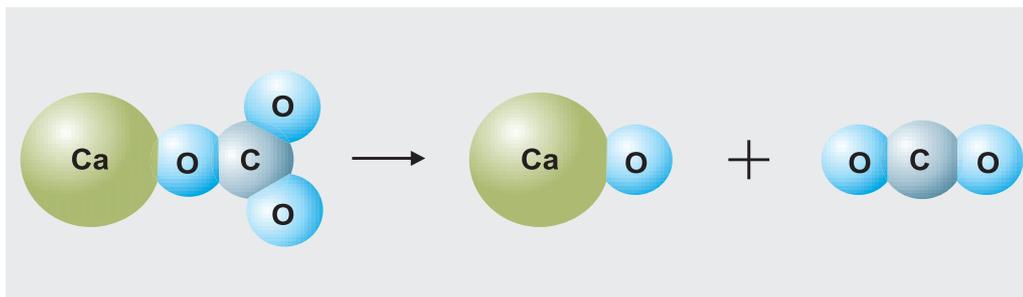


Рис. 41. Модель реакции образования CaO и CO_2 из CaCO_3

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

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

Вопросы и задания

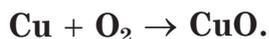
1. В чем состояло главное отличие опыта М. В. Ломоносова от опыта Р. Бойля? Какие результаты получил Ломоносов? О чем они свидетельствовали?
2. Как А. Лавуазье объяснил увеличение массы металлов при их прокаливании на воздухе?
3. Сформулируйте закон сохранения массы веществ в химических реакциях.
4. Почему общая масса веществ в ходе любой химической реакции не изменяется?
5. В результате нагревания вещества HgO получается металл ртуть Hg, масса которого меньше массы исходного вещества. Объясните, почему так происходит.
6. При горении угля С на воздухе он превращается в газообразное вещество CO₂. Масса этого вещества больше или меньше массы исходного угля? Почему?
7. Вещество Cu(OH)₂ при нагревании превратилось в два новых вещества — CuO и H₂O общей массой 55,6 г. Чему была равна масса исходного вещества Cu(OH)₂?
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 N₂ + 3H₂ = 2NH₃ образовались 24 молекулы NH₃ (аммиака). Сколько молекул каждого из исходных веществ вступило в эту реакцию?

§ 12. 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. Для этого сначала слева запишем названия исходных веществ, соединив их знаком «+» (плюс), а справа — название продукта реакции. Между левой и правой частями пока поставим стрелку:

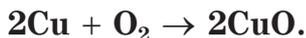
медь + кислород → соединение меди с кислородом.

Подобную запись называют *схемой* химической реакции. Теперь 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 быть 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

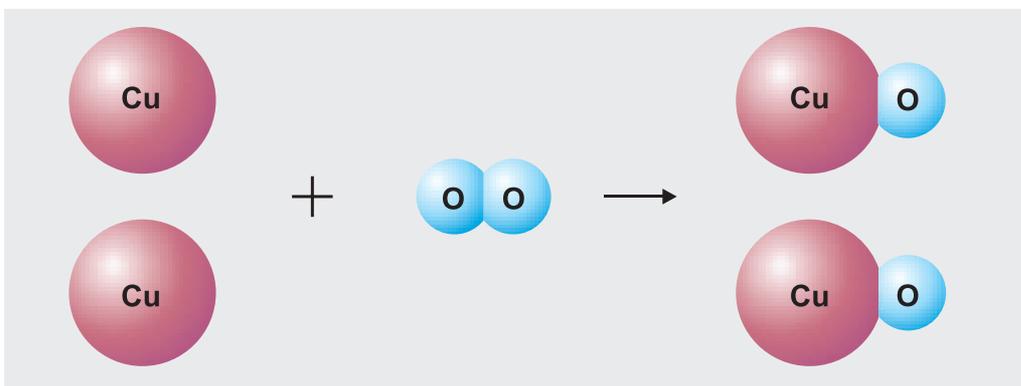
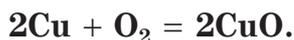


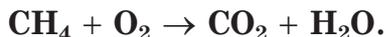
Рис. 42. Модель реакции меди с кислородом

частях схемы стало одинаковым (рис. 42). Это дает нам право заменить в схеме стрелку на знак «=» (равно). Схема реакции превратилась в уравнение химической реакции:



Это уравнение читается так: *два купрум плюс о-два равно два купрум-о.*

Рассмотрим еще один пример. Составим уравнение химической реакции между веществами CH_4 (метан) и кислородом. В результате их взаимодействия образуются новые вещества — CO_2 (углекислый газ) и H_2O (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»:



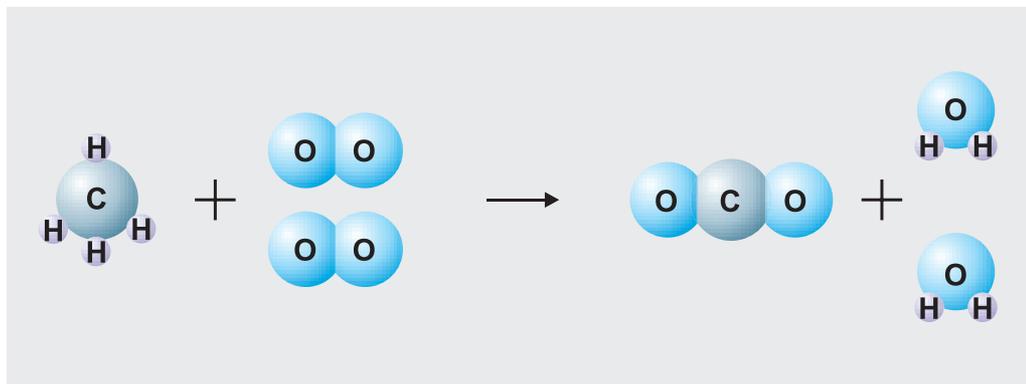
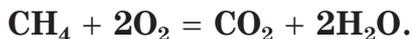


Рис. 43. Модель реакции метана с кислородом

Теперь в каждой части схемы имеется по четыре атома водорода.

Посчитаем число атомов кислорода справа. В одной молекуле 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 четыре атома кислорода O . Для того чтобы столько же атомов кислорода оказалось и в левой части схемы, 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 ее части (рис. 43). 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 нахождения коэффициентов. С ними вы познакомитесь при дальнейшем изучении химии.

Для составления уравнений химических реакций необходимо соблюдать следующий порядок действий.



1. Установить состав исходных веществ и продуктов реакции.
2. Записать формулы исходных веществ слева, а продуктов реакции — справа.
3. Между левой и правой частями схемы поставить стрелку.
4. Перед формулами веществ расставить коэффициенты, т. е. уравнивать число атомов каждого химического элемента в обеих частях схемы.
5. Заменить в схеме реакции стрелку на знак « \rightleftharpoons » (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, с. 15). Растения поглощают из воздуха углекислый газ, из почвы воду с растворенными веществами и превращают их в питательные вещества — глюкозу, крахмал — и необходимый всему живому для дыхания кислород. Горные породы и минералы постепенно разрушаются в результате взаимодействия с кислородом, водой и другими веществами.

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 алебастра, 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 жилье, промышленные и культурные объекты, исторические ценности. Большинство пищевых продуктов портится вследствие их взаимодействия с кислородом, который находится в воздухе. При этом образуются вещества, имеющие неприятный запах, вкус, являющиеся вредными для человека. Для того чтобы такие нежелательные реакции приносили как можно меньше вреда, нужно уметь управлять ими. Для этого необходимы соответствующие химические знания.

Уравнения химических реакций составляются на основе их схем путем расстановки коэффициентов.

Химические реакции постоянно происходят в окружающем мире, в живой и неживой природе.

Химические реакции находят широкое практическое применение и составляют основу многих технологических процессов.

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. При составлении формулы сложного вещества, образованного атомами металла и неметалла, сначала записывают символ металла, а потом — символ неметалла. Учитывая это и приняв во внимание, что в образующихся веществах азот проявляет валентность III, а сера — II, составьте уравнения химических реакций:
- а) магний + азот;
 - б) калий + сера;
 - в) алюминий + сера.
6. Расставьте коэффициенты в схемах химических реакций:
- а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - б) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$;
 - 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) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + ?$;
 - б) $\text{Ca} + \text{O}_2 = ?$;
 - в) $? + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO}$.
8. Для остановки кровотечения и дезинфекции рану обрабатывают раствором вещества H_2O_2 . При контакте с кровью оно превращается в два новых вещества — H_2O и O_2 . Напишите уравнение соответствующей реакции.
9. Перечислите важнейшие химические реакции, протекающие: а) в природе; б) в живых организмах; в) в быту; г) в 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!*

§ 13. Воздух как смесь газов

Вы уже знаете, что в зависимости от условий (температуры, давления) вещества могут находиться в различных агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом.

В окружающей 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, огромные запасы природного газа хранятся в недрах нашей планеты.

Атмосфере принадлежит важнейшая роль в жизни человека, животных и растительных организмов. Труды многих ученых прошлого были посвящены исследованиям атмосферы.

С давних времен людям был известен лишь один вид газа — воздух. При этом он изучался в основном физиками и интереса у химиков не вызывал. И только 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 дм^3 содержится азот объемом 78 дм^3 и кислород объемом 21 дм^3 , а на долю всех остальных газов приходится около 1 дм^3 . В заметных количествах в воздухе присутствуют аргон, углекислый газ, озон и некоторые другие газы.

Для решения некоторых расчетных задач можно условно рассматривать воздух не как смесь газов, а как одно газообразное вещество с $M_r = 29$. Все газы, относительная молекулярная масса которых меньше 29, принято называть **газами легче воздуха** (это, например, водород H_2 , азот N_2 , аммиак NH_3 , угарный газ CO , метан CH_4). Газы, у которых M_r больше 29, принято называть **газами тяжелее воздуха** (например, кислород O_2 , озон O_3 , углекислый газ CO_2).

Объемная доля газа в смеси

Химикам часто приходится иметь дело со смесями веществ. Как вы уже знаете (§ 2), для выражения количественного состава смесей можно использовать массовую долю (w). Для каждого вещества, содержащегося в смеси, можно рассчитать его массовую долю: для этого надо массу этого вещества разделить на массу смеси. Например, если в смеси содержится 48 г железа и 192 г меди, то масса смеси равна $(48 \text{ г} + 192 \text{ г}) = 240 \text{ г}$, а массовые доли в ней железа $w(Fe)$ и меди $w(Cu)$ будут равны:

$$w(Fe) = \frac{m(Fe)}{m(\text{смеси})} = \frac{48 \text{ г}}{240 \text{ г}} = 0,20, \text{ или } 20 \%;$$

$$w(Cu) = \frac{m(Cu)}{m(\text{смеси})} = \frac{192 \text{ г}}{240 \text{ г}} = 0,80, \text{ или } 80 \%.$$

Термин «доля» означает «часть от целого», поэтому становится понятным название и смысл массовой доли — это часть массы, которая в смеси приходится на данный компонент (вспомните из математики, что означает дробь, например $\frac{3}{5}$).

Для выражения количественного состава газовых и жидких смесей, кроме массовой доли, также часто используется

объемная доля. О физическом смысле этой величины можно догадаться из ее названия по аналогии с массовой долей.

Объемная доля — это доля (часть) объема всей газовой смеси, которая приходится на данное вещество.

Эта величина обозначается греческой буквой φ (произносится «фи»). Для вычисления объемной доли вещества в газовой смеси следует его объем разделить на объем всей смеси. Например, если газовая смесь содержит кислород объемом 32 дм^3 и азот объемом 48 дм^3 , то ее общий объем равен $(32 \text{ дм}^3 + 48 \text{ дм}^3) = 80 \text{ дм}^3$, а объемные доли кислорода $\varphi(\text{O}_2)$ и азота $\varphi(\text{N}_2)$ в ней равны:

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{смеси})} = \frac{32 \text{ дм}^3}{80 \text{ дм}^3} = 0,40 = 0,40, \text{ или } 40 \%;$$

$$\varphi(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V(\text{смеси})} = \frac{48 \text{ дм}^3}{80 \text{ дм}^3} = 0,60, \text{ или } 60 \%.$$

Объемную долю (как и массовую долю) можно выражать в долях единицы ($0 < \varphi < 1$) и в процентах ($0 \% < \varphi < 100 \%$). Из математики вы знаете, что для перевода числа в проценты, его следует умножить на 100. Например, если объемная доля водорода в смеси равна $\varphi(\text{H}_2) = 0,24$, то в процентах она будет равна:

$$\varphi(\text{H}_2) = 0,24 \cdot 100 = 24 \%.$$

Зная это, вы легко сможете рассчитать объемные доли азота и кислорода в воздухе.

Методы собирания газов

В химической лаборатории небольшие объемы газов можно получать, например, при нагревании некоторых твердых веществ. Для собирания выделяющегося газа можно использовать два метода: **метод вытеснения воды** (рис. 44)

и **метод вытеснения воздуха** (рис. 45). Первый применяют для собирания только малорастворимых в воде газов (кислород, азот, водород). Второй — для собирания как малорастворимых, так и растворимых в воде газов, например аммиака.

Для собирания газов, которые легче воздуха, сосуд для сбора газа следует закрепить так, чтобы дно было направленно вверх (см. рис. 45, а), а для газов, которые тяжелее воздуха, — дном вниз (см. рис. 45, б).

Для хранения газов следует использовать сосуды, не соприкасающиеся с окружающей средой. Такие сосуды называют

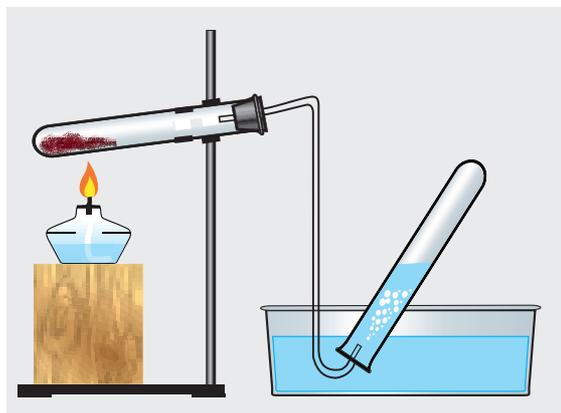


Рис. 44. Схема установки для собирания газов методом вытеснения воды



а



б

Рис. 45. Схема установки для собирания газов методом вытеснения воздуха

герметичными (т. е. не имеющими отверстий для выхода газа из сосуда наружу).

В промышленности для хранения газов чаще всего используют более прочные стальные сосуды — баллоны (рис. 46). В них газы находятся под большим давлением.

Всем хорошо известно, что при нагревании газы расширяются. Это свойство можно использовать для проверки прибора для получения газов на герметичность. Для этого после сборки прибора следует погрузить конец газоотводной трубки в воду, а пробирку на несколько секунд зажать в ладони (рис. 47). Нагреваясь от тепла руки, воздух в пробирке расширяется и выходит из газоотводной трубки в виде пузырьков. Если пузырьков не наблюдается, это свидетельствует о том, что прибор собран неправильно.

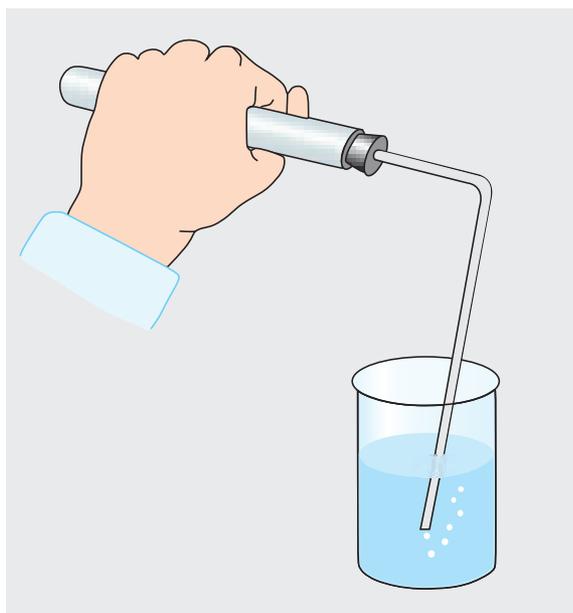
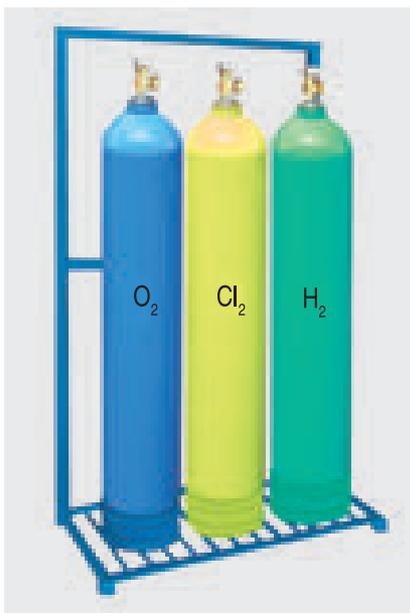


Рис. 46. Стальные баллоны для хранения газов

Рис. 47. Проверка прибора на герметичность

Лабораторный опыт 2

Сборка простейших приборов для получения и собирания газов

Из имеющихся на вашем рабочем столе деталей соберите один из приборов для получения газов в химической лаборатории (рис. 48).

Проверьте прибор на герметичность и укрепите его в штативе. (Почему перед началом работы с прибором его следует проверить на герметичность?)

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?)

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

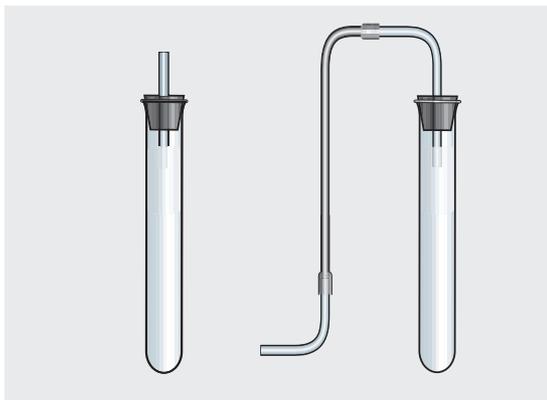


Рис. 48. Простейшие приборы для получения газов

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

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

Объемная доля газа в смеси равна отношению объема этого газа к объему всей газовой смеси.

Вопросы и задания

1. Приведите химические формулы пяти газообразных при обычных условиях веществ.
2. Однородной или неоднородной смесью газов является воздух?
3. Какие газы содержатся в воздухе, кроме азота и кислорода?
4. Какие из указанных газов легче воздуха: углекислый газ, азот, кислород, озон, метан, угарный газ, аммиак?
5. Какие методы собирания небольших количеств газов в лаборатории вы знаете? В чем различие этих методов?
6. Укажите, с помощью какого метода собирания газов в лабораторных условиях можно заполнить колбу каждым из указанных газов: кислород, азот, аммиак, углекислый газ.
7. В 1,00 кг воздуха содержится примерно 230 г кислорода. Приняв, что воздух состоит только из азота и кислорода, рассчитайте массовую долю азота в воздухе.
8. В газовой смеси содержится водород H_2 объемом 120 дм³ и азот N_2 объемом 240 дм³. Рассчитайте объемные доли водорода и азота в смеси.
9. Объемная доля кислорода в воздухе равна 21 %. Рассчитайте объем кислорода, который содержится в комнате размером 4 м x 4 м x 3 м.

§ 14. Кислород как химический элемент и простое вещество

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. В чем же она заключается?

Кислород как химический элемент

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

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

Когда говорят о кислороде как о химическом элементе, то подразумевают атомы кислорода **O**. Например, «В состав многих сложных веществ входит кислород», «Массовая доля кислорода в глюкозе $C_6H_{12}O_6$ равна 53,3 %». Здесь 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. 49). Химическая формула простого вещества кислорода — O_2 , а его относительная молекулярная масса равна:

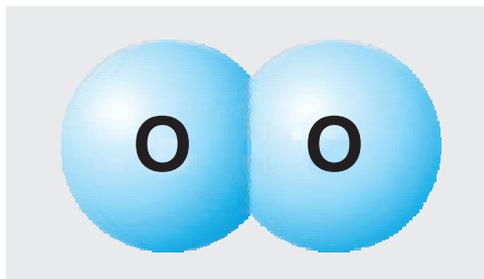


Рис. 49. Модель молекулы кислорода

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

Когда говорят о кислороде как о простом веществе, то подразумевают вещество, имеющее формулу O_2 . Например, «Железные изделия быстро ржавеют в атмосфере влажного кислорода», «Для горения древесины необходим кислород». В этих примерах речь идет о простом веществе, имеющем формулу O_2 . Давайте рассмотрим важнейшие свойства этого вещества.

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 дм³ равна примерно 1,33 г.

При температуре ниже –183 °С кислород превращается в голубую жидкость, а при –219 °С эта жидкость переходит в твердое вещество.

Кислород малорастворим в воде.

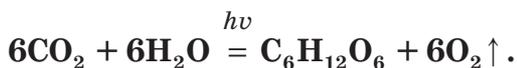


При комнатной температуре (20 °С) в воде объемом 1 дм³ растворяется около 0,043 г кислорода. С повышением температуры его растворимость уменьшается. При 80 °С растворимость кислорода в 3 раза меньше, а при 0 °С в 1,5 раза больше, чем при 20 °С. Вот почему, если в аквариум налить только что прокипяченную охлажденную воду, рыбы могут погибнуть от недостатка кислорода. В холодных северных морях водится больше рыбы, чем в теплых южных, отчасти благодаря большему количеству растворенного в воде кислорода.

Кислород в природе

Огромное количество газообразного кислорода содержится в атмосфере, растворено в водах морей и океанов. Кислород необходим живым организмам для дыхания. Без кислорода их существование невозможно.

Откуда на Земле берется кислород и почему его содержание остается примерно постоянным? Основными источниками кислорода на нашей планете являются зеленые растения. Они производят кислород под действием солнечного света в процессе **фотосинтеза**. В зеленых частях растений углекислый газ и вода под действием солнечного света превращаются в глюкозу C₆H₁₂O₆ и кислород (см. рис. 7, с. 15):



Считается, что примерно $\frac{1}{10}$ часть производимого зелеными растениями кислорода дают наземные растения, а остальные $\frac{9}{10}$ — водные растения, водоросли.

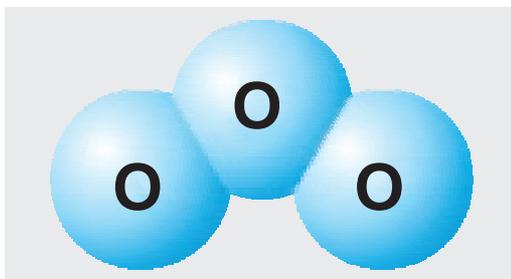


Рис. 50. Модель молекулы озона

Кроме кислорода, существует еще одно простое вещество, молекулы которого состоят из атомов кислорода. Это вещество — **озон O_3** (рис. 50).

Небольшие количества озона образуются в воздухе во время грозы, а также в результате взаимодействия смолы хвойных деревьев с кислородом воздуха. В заметных количествах озон оказывает губительное действие на живые организмы.



Небольшое количество озона 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) находится **озоновый слой**. Он образуется из кислорода под воздействием солнечного излучения. Некоторые компоненты этого излучения губительны для всех живых организмов на нашей планете, а озоновый слой поглощает их. Если бы не было озонового слоя, то жизнь на Земле постепенно прекратилась бы.

Некоторые вещества, попадая в атмосферу, вызывают разрушение озонового слоя и образование в нем «озоновых дыр». Поэтому, для сохранения озонового слоя необходимо сокращать выбросы таких веществ в атмосферу или, при возможности, полностью отказаться от их использования.

Применение кислорода

Кислород находит широкое практическое применение (рис. 51). 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» либо компактных баллончиков. Рекомендуется при воспалении легких, туберкулезе, аллергии.



Рис. 51. Применение кислорода

Атомы химического элемента кислорода входят в состав молекул простых веществ — кислорода O_2 и озона O_3 .

Физические свойства кислорода — газ без цвета и запаха, тяжелее воздуха, малорастворим в воде.

Основными источниками кислорода на нашей планете являются зеленые растения.

Озоновый слой защищает Землю от вредных компонентов солнечного излучения.

Вопросы и задания

1. Почему кислород играет очень важную роль для большинства живых организмов на нашей планете?
2. Как с помощью химических формул записать:
 - а) три атома кислорода;
 - б) пять молекул кислорода?
3. Для каждого утверждения укажите, что означает термин *кислород* (химический элемент или простое вещество):
 - а) металлические баллоны с кислородом окрашивают в голубой цвет;
 - б) в цилиндре двигателя автомобиля сгорает смесь бензина с кислородом;
 - в) самым распространенным в земной коре является кислород;
 - г) в состав молекул сахара и глюкозы входит кислород;
 - д) человек погибает в открытом космосе без скафандра, потому что там нет кислорода.
4. Рассчитайте массу 12 атомов кислорода.
5. Используя данные параграфа о физических свойствах кислорода, рассчитайте массу кислорода объемом 850 дм^3 .
6. Кроме азота и кислорода, в воздухе содержатся и другие газы, например аргон Ar, объемная доля которого составляет 0,934 %. Этот газ используется в некоторых видах сварки металлов для создания защитной атмосферы («аргоновая сварка»). Какой объем воздуха потребуется для получения аргона объемом $5,84 \text{ м}^3$?
7. Белки являются важнейшей составляющей пищи человека и животных. Было установлено, что массовая доля белка в зерне одного из твердых сортов пшеницы составляет 12,2 %. Рассчитайте массу белка, который содержится в зерне этой пшеницы массой 2,40 т.

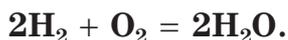
§ 15. Химические свойства кислорода

Для того чтобы охарактеризовать химические свойства любого вещества, необходимо знать, в какие химические реакции оно вступает и что при этом образуется.

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.

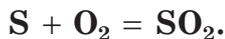
Взаимодействие с простыми веществами

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



Как следует из этого уравнения, продуктом химической реакции кислорода и водорода является вода. Об особенностях протекания этой реакции вы узнаете при изучении химических свойств водорода (§ 19).

Если в колбу с кислородом внести ложечку с горящей серой, то сера вспыхивает с образованием яркого пламени и быстро сгорает (рис. 52). Протекающую при этом химическую реакцию можно описать следующим уравнением:



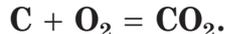
В результате реакции образуется вещество SO_2 , которое называется сернистым газом. Сернистый газ имеет резкий запах, который вы ощущаете при зажигании обычной спички. Это говорит о том, что в состав головки спички входит сера, при горении которой и образуется сернистый газ.

Если в колбу с кислородом внести тлеющий уголек, состоящий в основном из углерода, то он также вспыхивает и



Рис. 52. Горение в кислороде

сгорает ярким пламенем (см. рис. 52). Протекающую химическую реакцию можно представить следующим уравнением:

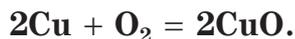


Продуктом реакции является углекислый газ CO_2 , с которым вы уже знакомы. Горящая лучинка в сосуде, заполненном CO_2 , сразу потухнет, поскольку углекислый газ не поддерживает горение.

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

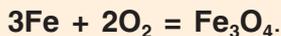
Кроме неметаллов, с кислородом реагируют и многие металлы.

При нагревании медного порошка в кислороде его окраска из красноватой переходит в черную. Это свидетельствует о протекании химической реакции и образовании нового вещества CuO :





При внесении в колбу с кислородом раскаленной тонкой стальной проволоки, состоящей в основном из железа, она начинает ярко светиться и разбрасывать в разные стороны раскаленные искры (см. рис. 52). При этом протекает химическая реакция:

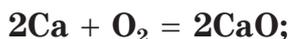


В результате этой реакции образуется «железная окалина» состава Fe_3O_4 , раскаленные частицы которой разлетаются в виде искр в разные стороны.

Реакцию железа с кислородом используют в промышленности 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 «железную окалину». Это дает возможность разрезать массивные железные детали.

Реакции соединения

Внимательно посмотрите на уравнения следующих реакций:



Они схожи между собой тем, что 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 из двух или более исходных веществ образуется только одно новое вещество, 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

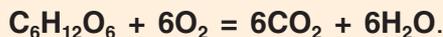
Кислород вступает в химические реакции и со многими сложными веществами, например с метаном CH_4 :



Продуктами этой реакции являются вода и углекислый газ CO_2 .



Источником энергии для живых организмов являются протекающие в них 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.

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 выделяется много света и теплоты. Именно так взаимодействуют с кислородом многие простые и сложные вещества.

Рассмотренные выше реакции водорода, серы, углерода с кислородом являются реакциями горения. **Реакциями горения называются химические реакции, протекающие с выделением большого количества теплоты и света.**

Важной реакцией является реакция горения метана CH_4 . В результате этой реакции выделяется очень много теплоты. Вот почему ко многим домам подведен природный газ,

основным компонентом которого является метан. Теплота, выделяющаяся при горении метана, используется для приготовления пищи, обогрева жилищ, выработки энергии и других целей.



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

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 обычно 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 объекту (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.



На пожарах для тушения легковоспламеняющихся, горючих жидкостей и предметов часто используют пену. Она обволакивает горящий объект 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 твердое (уголь, торф), жидкое (бензин, мазут) и газообразное (природный газ). Запасы топлива могут быть возобновляемыми (древесина, древесный уголь) и не возобновляемыми (каменный уголь, торф, нефть).

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).

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

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 CO_2 , а угарного газа CO . Приведите уравнение этой химической реакции.

4. Как можно экспериментально доказать, что колба заполнена кислородом?
5. Почему при выполнении тяжелой физической работы дыхание человека становится более частым и глубоким?
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. Какой объем азота следует добавить к кислороду объемом $48,4 \text{ дм}^3$, чтобы объемная доля азота в полученной газовой смеси стала равной $32,6 \%$?
9. Газовая смесь состоит из кислорода и углекислого газа. Масса кислорода в этой смеси в 3 раза больше массы углекислого газа. Рассчитайте массовую долю углекислого газа в этой газовой смеси.

§ 16. Оксиды

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

Оксиды — сложные вещества

В состав многих сложных химических веществ входят атомы только двух химических элементов, одним из которых является кислород. Такие сложные вещества называют оксидами. Например: Na_2O , CaO , Al_2O_3 и др.

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

Продуктами рассмотренных нами ранее реакций простых и сложных веществ с кислородом являются оксиды: H_2O , CO_2 , SO_2 и CuO .

При обычных условиях оксиды различных элементов находятся в жидком (H_2O), твердом (CaO) и газообразном (CO_2)



Оксид ртути (II)

Оксид хрома (III)

Оксид неодима

Оксид железа (III)

Оксид цинка

Оксид меди (II)

Рис. 53. Образцы различных оксидов

состояниях. Они имеют самую разную окраску (белые ZnO , Na_2O , K_2O , MgO , CaO , Al_2O_3 , черный CuO , бурый Ag_2O , оранжевый HgO , коричневый Fe_2O_3) (рис. 53) и различаются другими физическими свойствами.

Как вы помните, соединения, в состав которых входят атомы только двух химических элементов, химики называют бинарными. Оксиды относятся к бинарным соединениям.

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, MgO — оксид магния, Na_2O — оксид натрия, H_2O — оксид водорода.

Если химический элемент проявляет переменную валентность, то после названия этого элемента в круглых скобках следует указать римскую цифру, показывающую его валентность в данном оксиде. Например, SO_2 — оксид серы(IV), SO_3 — оксид серы(VI), Fe_2O_3 — оксид железа(III), P_2O_5 — оксид фосфора(V).

Как следует из приведенных выше примеров, в состав оксидов входит различное число атомов кислорода и другого химического элемента в соответствии с их валентностью. Среди химических элементов есть такие, атомы которых проявляют постоянную валентность во всех соединениях (например, **Na, K, Ca, Mg, Zn, Al**). Следовательно, у этих элементов существует только один оксид. У элементов, атомы которых проявляют переменную валентность (например, **C, S, P, Fe**), существует несколько оксидов.

Вы уже знакомы с правилом составления формул бинарных веществ (см. § 9) и знаете, что в бинарном соединении общее число единиц валентности одного элемента всегда равно общему числу единиц валентности второго элемента.

В составе сложных веществ атомы кислорода, как правило, проявляют валентность, равную II. Для примера составим формулы оксидов серы(IV) и серы(VI). Для этого сначала надо найти наименьшее общее кратное (НОК) величин валентности серы и кислорода:

для серы(IV) и кислорода(II) $\text{НОК} = 4$;

для серы(VI) и кислорода(II) $\text{НОК} = 6$.

Далее величину НОК следует разделить сначала на валентность серы и получить число атомов серы, затем НОК разделить на валентность кислорода и получить число атомов кислорода:

для серы(IV): $\frac{\text{НОК}}{\text{IV}} = \frac{4}{\text{IV}} = 1$; для кислорода: $\frac{\text{НОК}}{\text{II}} = \frac{4}{\text{II}} = 2$.

Формула — SO_2 ;

для серы(VI): $\frac{\text{НОК}}{\text{VI}} = \frac{6}{\text{VI}} = 1$; для кислорода: $\frac{\text{НОК}}{\text{II}} = \frac{6}{\text{II}} = 3$.

Формула — SO_3 .

Оксиды в природе

Оксиды широко распространены в окружающей нас природе. Представьте себе, сколько воды содержится во всех морях, океанах и реках. А ведь это все — оксид водорода H_2O , он же обычная вода. Другой очень распространенный оксид, с которым мы встречаемся каждый день — оксид кремния(IV) SiO_2 , или обычный песок. В выдыхаемом нами воздухе содержится оксид углерода(IV) CO_2 , или углекислый газ. При сгорании некоторых видов топлива образуется оксид серы(IV) 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 обычных 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 в названии оксида ее указывают после символа химического элемента римской цифрой в круглых скобках.

Вопросы и задания

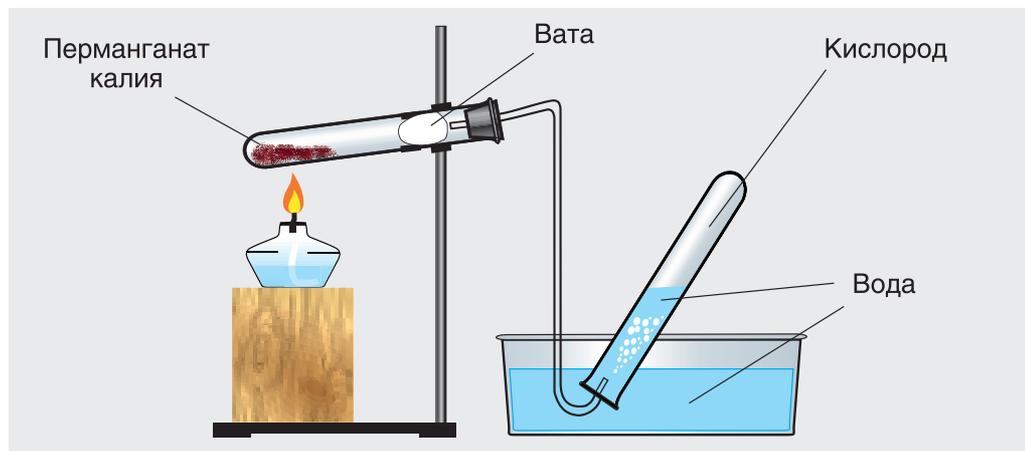
1. Приведите химические формулы трех оксидов, в состав молекул которых входит 1, 2 и 3 атома кислорода.
2. Составьте формулы оксидов, в состав которых входят атомы следующих химических элементов: железо(II), углерод(IV).
3. Назовите оксиды: Fe_2O_3 , P_2O_5 , SO_2 .
4. Кроме принятых международных названий, у некоторых оксидов имеются тривиальные (исторически сложившиеся) названия. Каковы тривиальные названия оксида серы(IV) и оксида углерода(IV)?
5. Почему оксиды — это одни из самых широко распространенных химических соединений на Земле? Какой оксид является самым распространенным на нашей планете?
6. Составьте уравнения химических реакций получения оксидов алюминия и кальция из простых веществ.
7. Газовая смесь состоит из оксида углерода(IV) и оксида углерода(II), причем массовая доля последнего в 2 раза больше массовой доли первого. Рассчитайте массу углекислого газа, который содержится в такой газовой смеси массой 240 кг.
8. Смешали азот объемом 120 дм^3 и углекислый газ объемом 340 дм^3 . Во сколько раз в полученной смеси газов объемная доля углекислого газа больше объемной доли азота?

§ 17. Получение кислорода

Для производства многих веществ в промышленных масштабах необходимо большое количество кислорода. Для этих целей его получают из воздуха, отделяя кислород от остальных газов с помощью физических процессов. Поскольку это очень сложный технологический процесс, его нельзя использовать в лабораторных условиях. Поэтому в лабораториях кислород получают с помощью химических реакций.

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 KMnO_4 . Это вещество вы можете найти в

Рис. 54. Получение кислорода из KMnO_4

вашей домашней аптечке под названием «марганцовка». При ее нагревании протекает химическая реакция, одним из продуктов которой является кислород:



Для получения кислорода в стеклянную пробирку следует поместить немного порошка KMnO_4 , закрыть ее пробкой с газоотводной трубкой и нагреть. В результате будет выделяться газообразный кислород (рис. 54).

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 (с. 14). При этом протекает следующая химическая реакция:



Реакции разложения

Если внимательно посмотреть на приведенные выше уравнения реакций, с помощью которых в лабораторных условиях

можно получить кислород, то нельзя не увидеть некоторое их сходство. В левой части этих уравнений присутствует только одно вещество, и оно сложное, а в правой части — два и более веществ. Среди продуктов таких реакций есть как простые, так и сложные вещества. 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 и 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 HgO по реакции:



Однако Дж. Пристли не понял, что получил новое газообразное вещество, и посчитал его разновидностью воздуха. Еще раньше в 1772 г. кислород был получен К. Шееле, но сообщение об этом было опубликовано только в 1777 г.

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 может происходить только при наличии в воздухе кислорода. А. 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 выделяют из воздуха.

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

Вопросы и задания

1. Из чего и как получают кислород в промышленных масштабах?
2. Приведите формулы двух веществ, из которых в лабораторных условиях можно получить кислород.
3. При нагревании бертолетовой соли $KClO_3$ выделяется кислород и образуется вещество KCl . Составьте уравнение этой реакции.
4. К какому типу относятся известные вам реакции получения кислорода из сложных веществ ($KMnO_4$, H_2O)?
5. Укажите тип каждой из следующих реакций:
 - а) $3H_2 + N_2 = 2NH_3$;
 - б) $2CO + O_2 = 2CO_2$;
 - в) $CaCO_3 = CaO + CO_2$;
 - г) $H_2CO_3 = CO_2 + H_2O$.
6. Какую максимальную массу газовой смеси кислорода и водорода можно получить при полном разложении воды массой 240 г под действием электрического тока?
7. Рассчитайте массу 200 молекул кислорода.
8. К углекислому газу объемом $32,4 \text{ дм}^3$ добавили сернистый газ, объемная доля которого в полученной смеси составила 20 %. Рассчитайте объем этой смеси.

Практическая работа 2

Получение кислорода и изучение его свойств

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

Получение и собирание кислорода

1) В пробирку примерно на $\frac{1}{4}$ ее объема насыпьте порошок марганцовки KMnO_4 . Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Закрепите пробирку в штативе в наклонном положении, как показано на рисунке 45, б (с. 81). Подготовьте стакан (или пробирку) для собирания кислорода. Нагрейте сначала всю пробирку с KMnO_4 , а потом только ту ее часть, где находится вещество.

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

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?

Составление отчета о проделанной работе

Опишите использованные вами способы получения и собирания кислорода. Нарисуйте прибор для получения и собирания кислорода с пояснительными надписями. Охарактеризуйте свойства кислорода, которые вы исследовали. Составьте соответствующие уравнения реакций. Сформулируйте выводы.



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

*Космос, звездный небосвод
на три четверти по массе
составляет водород,
в недрах Солнца «выгорая»,
нам тепло и свет дает!*

§ 18. Водород — химический элемент и простое вещество

Прежде чем приступить к знакомству с водородом как с химическим элементом и простым веществом, узнаем, кто же открыл водород и как это случилось.

История открытия водорода

Уже с XVI в. было известно, что при растворении железа в кислотах выделяется какой-то газ. В 1766 г. английский ученый Генри Кавендиш впервые исследовал некоторые его свойства. В частности, оказалось, что при поджигании чистого газа он спокойно горит бледно-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.

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

Водород — химический элемент

Вы помните, что элемент «кислород» обозначается символом **O** — первой буквой его латинского названия *Oxygenium*. По тому же принципу для обозначения химического элемента водорода используют символ **H** («аш») — первую букву латинского слова *Hydrogenium*. В переводе на русский язык оно значит «рождающий воду». Дело в том, что в результате соединения атомов водорода **H** с атомами кислорода **O** образуются, «рождаются» молекулы воды **H₂O**.

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

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

В воздухе у земной поверхности содержание простого вещества водорода H_2 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.



На основе результатов недавних исследований Юпитера 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 состоит из твердого водорода.

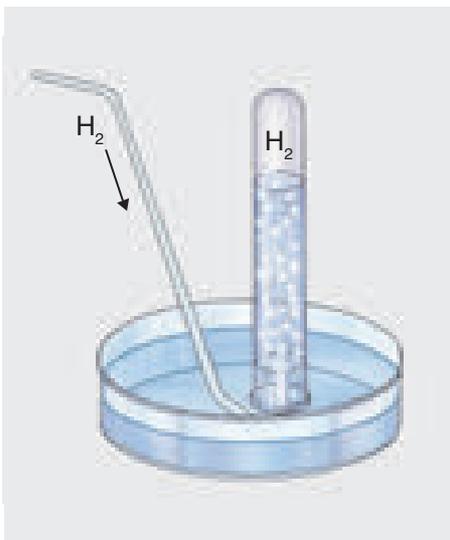


Рис. 56. Собираение водорода методом вытеснения воды

Физические свойства водорода

При обычных условиях простое вещество водород представляет собой бесцветный газ без вкуса и запаха. Он малорастворим 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 методом вытеснения воды (рис. 56). Плотность газообразного водорода составляет $0,089 \text{ г/дм}^3$. Это значит, что водород объемом 1 дм^3 (т. е. 1 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.

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, в 22 раза легче углекислого газа и в 14,5 раза легче воздуха.

Чтобы убедиться в легкости водорода, возьмем три одинаковых воздушных шарика. Первый из них 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 (рис. 57). Шарик с водородом быстро поднимется к потолку, а шарики с углекислым газом и кислородом опустятся на пол, причем быстрее окажется на полу шарик с углекислым газом.

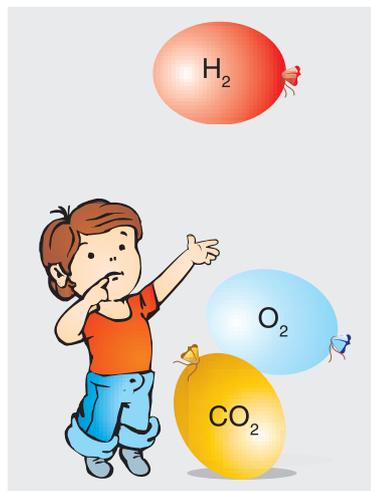
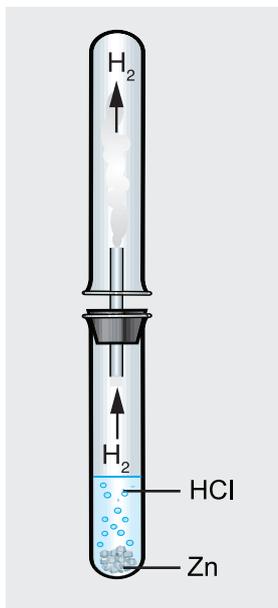


Рис. 57. Водород — самый легкий газ



Поскольку в воздухе водород поднимается вверх, при собирании этого газа методом вытеснения воздуха пробирку располагают вверх дном (рис. 58).

Рис. 58. Собираение водорода методом вытеснения воздуха



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 1887 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.

Водород — наиболее распространенный элемент во Вселенной.

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

Водород малорастворим 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) водород входит в состав воды;
 - г) при обычных условиях водород находится в газообразном агрегатном состоянии?

5. В трех колбах одинаковой массы и одинакового объема при одних и тех же 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 ?
7. Рассчитайте массу 1000 молекул водорода.
8. Рассчитайте объемную долю водорода в газообразной смеси, в которой на каждые 5 dm^3 водорода приходится по 10 dm^3 кислорода.

§ 19. Химические свойства водорода

Сегодня вам предстоит познакомиться с химическими свойствами простого вещества водорода. Вы узнаете, с какими 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 реагировать с другими веществами, его нужно как следует «расшевелить» или, как говорят химики, активировать. Для этого необходимо создать особые условия, например повысить температуру или давление. 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.

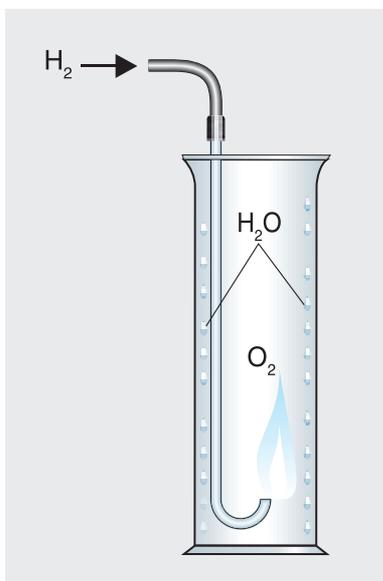
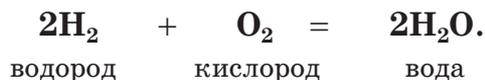


Рис. 59. Горение водорода в кислороде

Теперь поместим трубку с горящим водородом в сосуд с кислородом. Горение водорода становится более интенсивным, а его пламя — более ярким. Через некоторое время на стенках сосуда мы увидим маленькие капельки жидкости (рис. 59). 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 пламени достигает $2800\text{ }^\circ\text{C}$. При такой высокой температуре плавятся стекло и многие металлы.

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 1—2 с извлечем обратно. Не переворачивая пробирку, поднесем к ее отверстию пламя спички. 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 смеси водорода с воздухом при поджигании «греть» 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!

 Горючесть водорода явилась причиной гибели немецкого дирижабля «Гинденбург» — огромного воздушного судна длиной около 240 м и диаметром 41 м. В его специальных герметичных отсеках находилось огромное количество водорода. 6 мая 1937 г. при посадке в США случилась страшная катастрофа — дирижабль загорелся и взорвался.



При горении водорода в атмосфере другого простого вещества хлора Cl_2 (рис. 60) образуется газообразное сложное вещество хлороводород HCl :



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

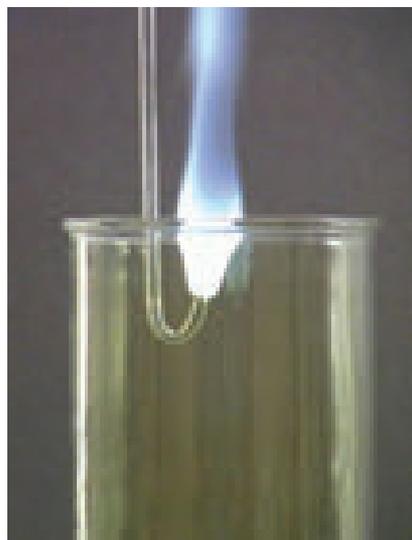


Рис. 60. Горение водорода в хлоре

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) CuO (рис. 61).

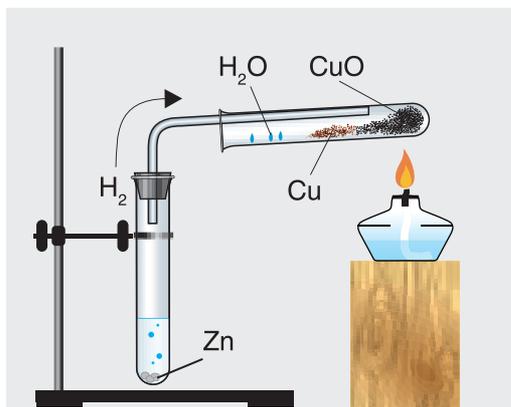


Рис. 61. Реакция водорода с оксидом меди(II) CuO

простое (H_2) и сложное (CuO) вещества, и образовались новые простое (Cu) и сложное (H_2O) вещества:



В ходе этой реакции атомы водорода заместили 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 и с оксидом меди, водород реагирует с оксидами некоторых других металлов, например Fe_2O_3 , «отнимая» от них атомы кислорода.

Применение водорода

Ежегодно в мире производят и используют около 58 млн т водорода. Он широко используется в различных областях промышленности, важнейшие из которых вы можете увидеть на рисунке 62.

Реакция горения водорода в кислороде, сопровождающаяся выделением огромного количества энергии, осуществляется в ракетных двигателях, выводящих в космос летательные аппараты. Ее используют также для резки и сварки различных металлов.



Рис. 62. Применение водорода



Рис. 63. Водородная автозаправочная станция

В последние годы водород начинают применять в качестве топлива для автомобильного транспорта (рис. 63). Дело в том, что при сгорании в автомобильных двигателях привычного нам бензина образуется углекислый газ. Его накопление в атмосфере является причиной глобального потепления на Земле. В то же время, при сгорании водорода образуется вода, не загрязняющая окружающую среду.

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

Водород при нагревании вступает в реакции замещения с оксидами некоторых металлов.

Вопросы и задания

1. Почему в опытах с водородом необходимо соблюдать особую осторожность?
2. К какому из известных вам типов химических реакций относятся реакции водорода с кислородом, хлором?
3. Составьте уравнения реакций водорода со следующими оксидами:
а) CuO ; б) Fe_2O_3 .

4. Вставьте вместо знака вопроса формулу нужного вещества и расставьте коэффициенты в схемах химических реакций. Укажите, к какому типу относится каждая реакция:
- $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$;
 - $? + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{H}_2 + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$.
5. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:
- $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$;
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeO}$.
6. Известно, что при зарядке автомобильных аккумуляторов в непроветриваемых помещениях образуется так называемая «гремучая смесь». Подумайте, каким образом автолюбитель может обезопасить себя от ее взрыва.
7. В смеси водорода с кислородом объем водорода равен 20 дм³, а объемная доля кислорода составляет 60 %. Рассчитайте объем указанной смеси.

§ 20. 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 кислота. Общее число 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 человеческой деятельности. Поэтому знания о кислотах очень важны для современного человека. Познакомимся с этими веществами поближе.

Состав кислот

Внимательно рассмотрите рисунок 64. На нем вы видите шаровые модели молекул некоторых кислот и их химические формулы. В одних молекулах мало атомов, в других — много. Атомы какого элемента есть в каждой из этих молекул? Правильно — это атомы водорода **Н**. Они входят в состав молекул всех известных кислот.

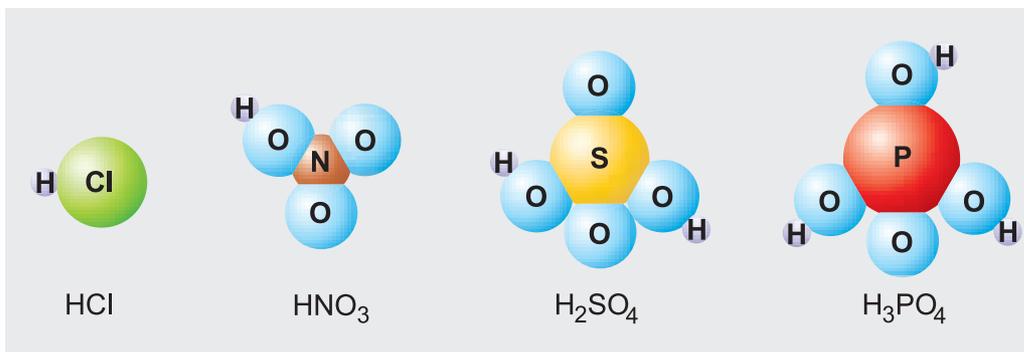


Рис. 64. Модели молекул некоторых кислот

Представьте теперь, что нам удалось отсоединить от молекул кислот «шарики» атомов **Н**. Оставшиеся при этом части молекул называются **кислотными остатками**. В нашем случае это атом **Cl**, группы атомов **NO₃**, **SO₄**, **PO₄**. Поскольку число кислот велико, то также велико и число их 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, например:



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 в молекуле HCl кислотный остаток Cl соединен с одним атомом H , то валентность этого кислотного остатка равна единице, если с двумя атомами $\text{H}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ — двум, а с тремя атомами $\text{H}(\text{H}_3\text{PO}_4)$ — трем.

Химическая формула любой кислоты обычно начинается с символа H , 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 из латинских названий соответствующих неметаллов.

Таблица 5. Состав кислот и их названия

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Соляная (хлороводородная)	HCl	Cl(I)	хлорид
Азотная	HNO_3	$\text{NO}_3(\text{I})$	нитрат
Серная	H_2SO_4	$\text{SO}_4(\text{II})$	сульфат
Фосфорная	H_3PO_4	$\text{PO}_4(\text{III})$	фосфат
Угольная	H_2CO_3	$\text{CO}_3(\text{II})$	карбонат

Как выглядят кислоты? При обычных условиях они представляют собой жидкие или твердые вещества. Так, например, при комнатной температуре серная кислота H_2SO_4 — бесцветная, маслянистая, не имеющая запаха жидкость, почти в 2 раза тяжелее воды. При тех же условиях фосфорная кислота H_3PO_4 — белое твердое вещество без запаха. Соляная кислота представляет собой не индивидуальное вещество, а водный раствор газа хлороводорода HCl . Это бесцветная жидкость с резким запахом. Большинство кислот растворимы в воде.

Есть вещества, которые, как и кислоты, содержат атомы водорода, но кислотными свойствами не обладают, например метан CH_4 , глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Следовательно, не все вещества, содержащие атомы водорода, являются кислотами.

Меры предосторожности при работе с кислотами

Многие кислоты относятся к едким веществам. При попадании на кожу, в рот или в глаза они 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. При работе с кислотами необходимо пользоваться средствами защиты — резиновыми перчатками, очками, респиратором и специальной одеждой: резиновым фартуком и обувью.

Если кислота все же попала на кожу или одежду, нужно немедленно промыть пораженный участок большим количеством холодной воды, а затем обработать слабым (1 %) раствором питьевой соды. В случае попадания кислоты в глаза раствор соды необходимо разбавить еще в 2 раза. При серьезных ожогах нужно обращаться за медицинской помощью.

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 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 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 65. Они изменяют свой цвет, если в растворе есть кислоты (рис. 66).



Рис. 65. Окраска индикаторов в воде



Рис. 66. 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 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 одну из двух пробирок налейте раствор серной кислоты, а в другую — соляную кислоту (по 1 см³). В каждую пробирку добавьте по одной капле раствора лакмуса. Отметьте наблюдаемые явления.

В две другие пробирки с растворами указанных 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, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.

Наличие кислот в растворах можно доказать с помощью индикаторов.

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

Многие 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 64. Сделайте фото этих моделей.
3. В формулах кислот — HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_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			
	H_2SO_4		
		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. К воде массой 140 г добавили серную кислоту массой 60 г. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в образовавшейся смеси.
7. Каковы меры предосторожности при работе с кислотами? Что нужно делать, если кислота попала на кожу или на одежду?

В конце темы вам предлагается задание для небольшого исследования, которое вы можете выполнить в домашних условиях — проект «Исследование индикаторных свойств овощных и ягодных соков» (с. 134).

§ 21. Взаимодействие кислот с металлами

Вы уже знаете, что кислоты обладают рядом общих свойств. Например, они кислые на вкус, изменяют окраску индикаторов. Но у кислот есть еще одно очень важное свойство — способность реагировать с металлами.

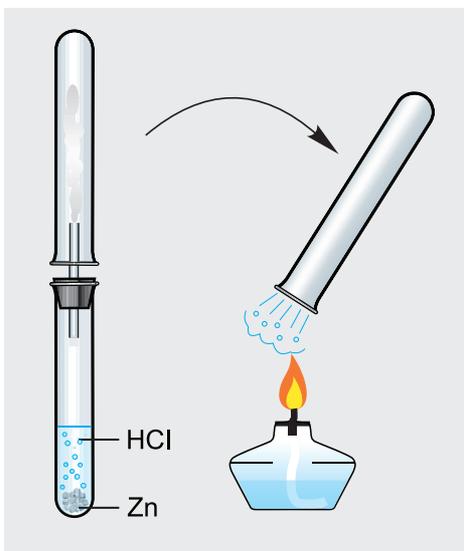
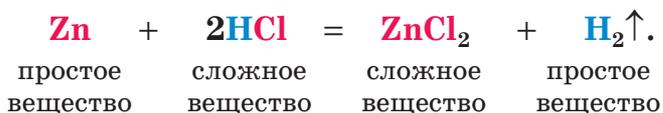


Рис. 67. Получение водорода и доказательство его наличия в пробирке

ку и поднесем ее в таком положении к пламени спиртовки (рис. 67). 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 из этой капли испарится вода и на пластинке останется твердое вещество белого цвета — его состав выражается формулой ZnCl_2 . Теперь мы можем записать уравнение реакции цинка с соляной кислотой:



Реакции кислот с металлами

Атомы металлов вытесняют из молекул кислот атомы водорода, выделяющиеся в виде газа.

В пробирку с соляной кислотой HCl опустим кусочек металла цинка 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

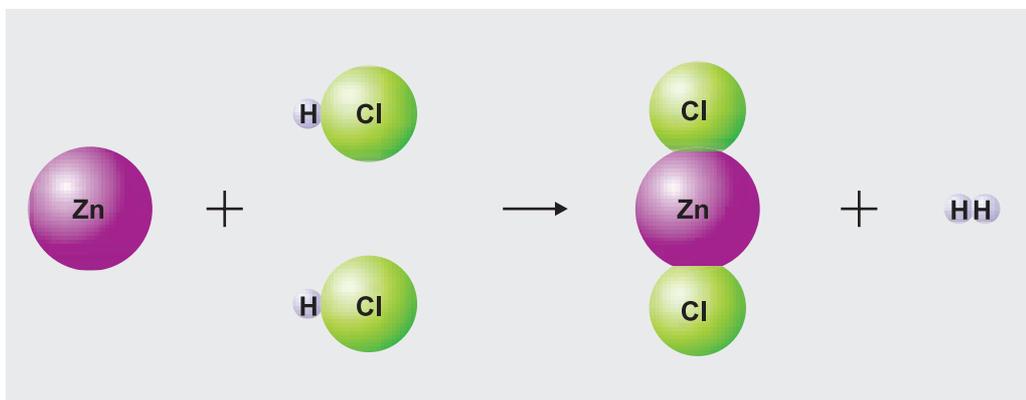


Рис. 68. Схема реакции замещения водорода в кислоте металлом

На рисунке 68 приведена модель этой реакции. Из уравнения и рисунка мы 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 **H₂** и сложное вещество **ZnCl₂**. Это пример **реакции замещения**.

По тому же принципу протекают реакции железа и цинка 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.

Способность металлов вытеснять водород из кислот различна. Некоторые металлы (**Mg**, **Al**) вытесняют его очень интенсивно, некоторые (**Fe**, **Zn**) — слабее или даже вовсе не вытесняют (**Cu**, **Ag**) (см. Приложение 4).

Убедимся на практике в способности кислот реагировать с металлами.

Лабораторный опыт 4

Взаимодействие серной и соляной 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 двух пробирках вам выданы металлы — цинк и медь. Прилейте в пробирки соляную кислоту или раствор серной кислоты объемом 1—2 см³. Внимательно наблюдайте за признаками химических реакций. Отметьте свои наблюдения, укажите признаки химических реакций, составьте их уравнения. Сделайте соответствующий вывод об особенностях взаимодействия кислот с металлами.

Получение водорода в лаборатории

В химической лаборатории и в школьном кабинете химии водород получают действием соляной или раствора серной кислоты на некоторые металлы. Эти реакции проводят в специальных приборах — в аппарате Киппа или в аппарате Кирюшкина (рис. 69).

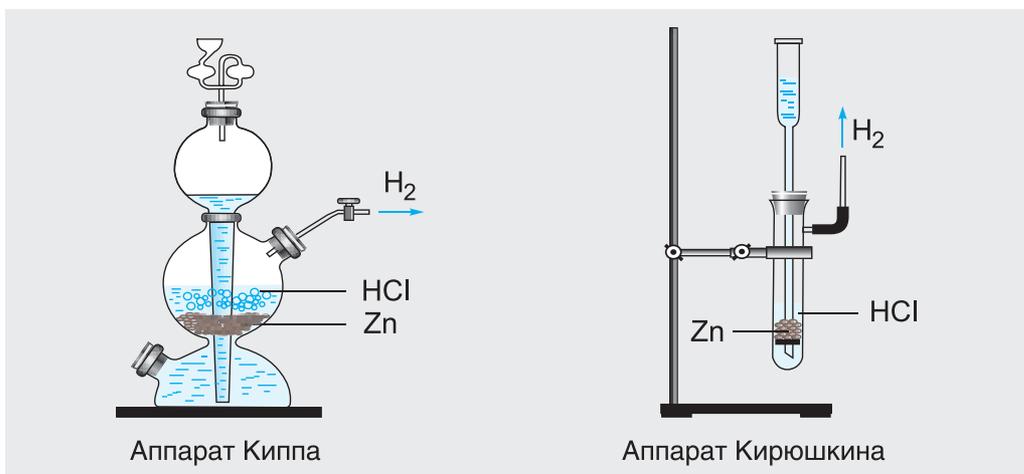


Рис. 69. Лабораторные приборы для получения водорода

Для получения водорода в лабораторных условиях наиболее подходящими металлами являются цинк **Zn**, магний **Mg** и железо **Fe**.

Более подробную информацию о взаимодействии кислот с металлами вы можете найти в *Приложении 4*.

В лаборатории водород получают взаимодействием кислот с металлами.

Реакции кислот с металлами относятся к реакциям замещения.

Вопросы и задания

1. Из приведенного перечня выберите формулы кислот: K_2SO_4 , CuO , HNO_3 , $FeCl_2$, H_2SO_4 , CO_2 , $MgCO_3$, H_3PO_4 , KNO_3 , HCl .
2. Составьте уравнение реакции магния с соляной кислотой.
3. С какими из перечисленных металлов реагирует серная кислота: цинк, серебро, магний? Составьте уравнения соответствующих реакций.
4. Смесь медных и цинковых опилок общей массой 24 г внесли в соляную кислоту. После полного растворения одного из металлов был получен твердый остаток массой 7 г. Рассчитайте массовую долю цинка в указанной смеси.
5. Вставьте вместо знака вопроса формулы необходимых веществ и расставьте коэффициенты в полученных схемах химических реакций:
 - а) $HCl + ? \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$;
 - б) $? + ? \rightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$;
 - в) $Mg + ? \rightarrow MgSO_4 + ?\uparrow$.
6. Составьте уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения:
 - а) $H_2 \rightarrow HCl \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O$;
 - б) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeSO_4$.
7. Ознакомившись с *Приложением 4*, предложите способ выделения меди из ее сплава с железом, который используется для изготовления мелких монет.



Домашний эксперимент

Исследуйте возможность получения водорода в домашних условиях.

Возьмите два стакана (или блюдечка). В первый из них налейте немного столового уксуса, а во второй — столько же водного раствора лимонной кислоты. В растворы кислот опустите небольшие изделия 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 всего? Расскажите о результатах эксперимента на уроке.

§ 22. Соли — продукты замещения атомов водорода в молекулах кислот на металлы

Когда мы слышим слово «соль», то сразу же представляем себе поваренную соль, которая есть в любом доме. Эта соль является представителем целого огромного 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 соляной

кислоты HCl на металл цинк Zn образуется сложное вещество ZnCl_2 . Оно состоит из атомов металла цинка 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.

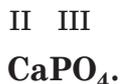
Для составления химических формул солей необходимо знать валентность атомов металла и валентность кислотных остатков. При этом пользуются тем же правилом, что и при составлении формул бинарных соединений (см. § 9).

Для солей это правило формулируется так:

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 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. Находим индексы:

а) НОК делим на валентность атома кальция и получаем индекс при символе **Ca**:

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

б) НОК делим 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 **PO₄**, получаем искомую формулу соли **Ca₃(PO₄)₂**.

Названия солей

Соли образованы атомами разных металлов и различными кислотными остатками. Давайте научимся их правильно называть.

Название любой соли состоит из названия кислотного остатка (в именительном падеже), который стоит на первом месте, и названия металла (в родительном падеже), стоящего на втором месте. Например, соль состава **NaCl** называют хлорид натрия, а соль состава **Ca₃(PO₄)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 **FeCl₃** называют хлорид железа(III), а соль **FeCl₂** — хлорид железа(II).

В таблице 7 приведены названия некоторых солей.

Таблица 7. Названия солей

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

В химических формулах солей наглядно отражено количественное соотношение атомов металлов и кислотных остатков. Например, формула FeCl_2 показывает, что в этом веществе на каждый атом железа **Fe** приходится по два кислотных остатка хлора **Cl**.

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

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

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

$$= 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 12 \cdot 16 = 342.$$

Некоторые соли вам хорошо знакомы. Кроме поваренной соли, это, например, сода Na_2CO_3 (карбонат натрия).

Все соли — твердые кристаллические вещества, имеющие различную окраску. К важнейшим природным солям относятся, например, карбонат кальция CaCO_3 (мел, мрамор, известняк), хлорид натрия NaCl (поваренная соль), фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (фосфорит) и некоторые другие. Соли находят широкое практическое применение в быту, в медицине, в промышленности.



Соли хлорид натрия **NaCl** и хлорид калия **KCl** в природе часто встречаются вместе в виде горной породы сильвинита. Его крупнейшее в Европе месторождение «Старобинское» 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 — сложные вещества, которые состоят из атомов металлов и кислотных остатков.

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

Вопросы и задания

1. Какие вещества относятся к солям?
2. Из приведенного перечня выберите формулы солей: H_2O , KNO_3 , Fe_2O_3 , FeSO_4 , Na_2CO_3 , H_2SO_4 , K_3PO_4 , CuO , CaCl_2 .
3. Назовите следующие соли: Na_2CO_3 , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, CuCl_2 , Na_2SO_4 , AlPO_4 , AgCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, CaCO_3 .
4. Составьте формулы солей, в которых содержится кислотный остаток серной кислоты и атомы следующих металлов: цинк, натрий, железо(III).
5. Вещество MgSO_4 применяется в медицине, в производстве бумаги, в текстильной промышленности. Предложите способ получения этого вещества и напишите соответствующее уравнение реакции.
6. Расставьте коэффициенты в предложенных схемах. Выберите из них схемы реакций замещения и назовите образующиеся соли:
 - а) $\text{Zn} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - б) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + \text{H}_2\uparrow$;
 - в) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$;
 - г) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$.

7. Составьте уравнения и укажите типы химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. В смеси хлорида натрия и нитрата калия общей массой 120 г массовая доля NaCl в четыре раза меньше массовой доли KNO₃. Рассчитайте массу хлорида натрия в указанной смеси.

Практическая работа 3

Получение водорода и изучение его свойств

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

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 см³) соляной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, конец которой погрузите в стаканчик или в пробирку с водой.

Изучение свойств водорода

Физические свойства водорода

Наблюдая за получением водорода, обратите внимание на отсутствие у него окраски. 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. Вспомните, почему пробирка должна быть расположена именно так. Через 1—2 мин 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?

Составление отчета о проделанной работе

Опишите использованные вами способы получения и соби- рания водорода. Нарисуйте прибор для получения и со- бирация водорода с пояснительными надписями. Охарак- теризуйте свойства водорода, которые вы исследовали. Со- ставьте соответствующие уравнения реакций. Сформулируйте выводы.

Проект

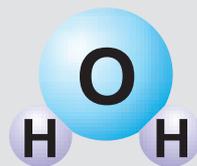
Исследование индикаторных свойств овощных и ягодных соков

Исследуйте в домашних условиях способность некоторых окрашенных соков изменять свою окраску под воздействием кислот.

В качестве объектов исследования вы можете выбрать со- ки овощей (свеклы или краснокочанной капусты), соки ягод (черники, ежевики или черноплодной рябины). Для этого в чашку или 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 каче- стве индикаторов для обнаружения кислот?

Поделитесь результатами вашего исследования с одно- классниками, 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, подземным ключом она бьет
И всем она жизнь на планете дает.*

§ 23. Состав, физические и химические 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 самое интересное и самое важное вещество, имеющее отношение ко всему живому и неживому на нашей планете. Если вы хотите больше узнать о роли воды в природе и в жизни человека, рассмотрите *Приложение 5* в конце учебного пособия.

Состав молекулы воды

Вода — это сложное вещество H_2O — оксид водорода. Давайте поближе познакомимся с этим химическим соединением. Как любое сложное вещество, оно характеризуется качественным и количественным составом.

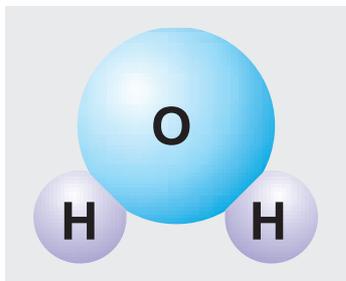


Рис. 70. Модель молекулы воды

Вы уже знаете, что молекула воды состоит из трех атомов — двух атомов водорода и одного атома кислорода (рис. 70). Относительная молекулярная масса воды равна:

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

Физические свойства воды

Вода — единственное вещество, существующее на Земле одновременно в трех агрегатных состояниях — жидком, твердом и газообразном (рис. 71).



Рис. 71. Три агрегатных состояния воды

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 более 2 м она приобретает голубой оттенок. Поэтому Землю из-за большого количества воды называют голубой планетой.

Формула	$M_r(\text{H}_2\text{O})$	Агрегатное состояние при комнатной температуре	Температура замерзания	Температура кипения	Плотность при $4\text{ }^{\circ}\text{C}$	Плотность льда
H_2O	18	Жидкость без цвета и запаха	$0\text{ }^{\circ}\text{C}$	$100\text{ }^{\circ}\text{C}$	1 г/см^3	$< 1\text{ г/см}^3$

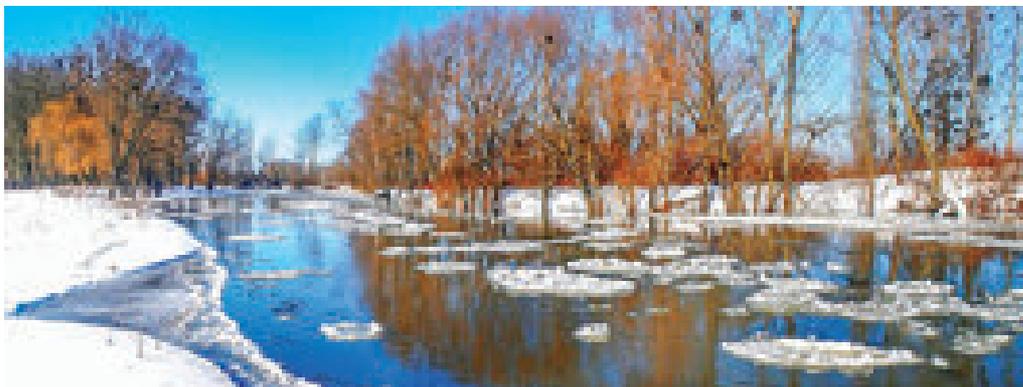


Рис. 72. Ледоход

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, озер и морей от гибели. Весной лед начинает таять, и мы видим реки с плывущими льдинами (рис. 72).

Совершенно чистую воду, не содержащую примесей других веществ, можно встретить лишь в химических лабораториях. Вода, с которой мы сталкиваемся в повседневной жизни, представляет собой растворы различных веществ. Например, в водопроводной воде всегда содержатся растворенные соли. Если дома вы посмотрите в чайник, то увидите на его внутренних стенках желтовато-серый налет. Он образовался из солей, содержащихся в водопроводной воде.

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 стенках внутри стакана маленькие пузырьки. В них содержатся



Рис. 73. Пузырьки на стенках стакана с водой

газы, которые выделяются из воды при ее нагревании до комнатной температуры (рис. 73). В воде растворимы также и многие жидкости.

Химические свойства воды

Вода — достаточно активное химическое вещество. При комнатной температуре 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. С самыми активными из них (**К**, **Na**, **Ca** и др.) вода бурно реагирует даже при комнатной температуре. Возьмем небольшой, с горошину, кусочек натрия и поместим его в воду. Что же мы увидим? Натрий легче воды и поэтому не тонет в ней. Он превращается в 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 **H₂**. Пузырьки этого газа подталкивают снизу шарик натрия и заставляют его «бегать» по воде (рис. 74).



Рис. 74. Реакция воды с натрием

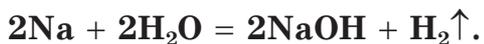




Рис. 75. Реакция воды с кальцием

Также энергично вода реагирует с активным металлом кальцием, который, как и натрий, вытесняет из нее водород (рис. 75):



Какие же вещества, кроме водорода, получаются в этих реакциях? Как видно, в состав каждого из них входят атомы металла и группы атомов **ОН**. С такими веще-

ствами 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 с такими металлами, как золото, серебро, платина, вода не реагирует.

Вода реагирует 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. 76).

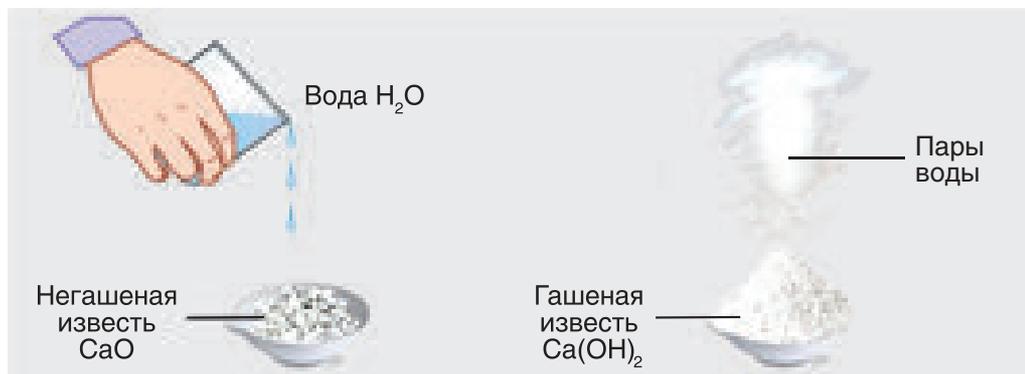
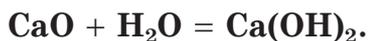


Рис. 76. Реакция воды с оксидом кальция

При этом часть воды закипает, образуя пар, как при гашении костра водой. Поэтому данную реакцию химики называют **гашением извести**, а ее продукт $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — **гашеной известью**:



Это вещество является основанием и относится к щелочам.

Модель реакции воды с оксидом кальция приведена на рисунке 77.

Сходным образом реагируют с водой оксиды натрия и калия. При этом также образуются растворимые основания — щёлочи:

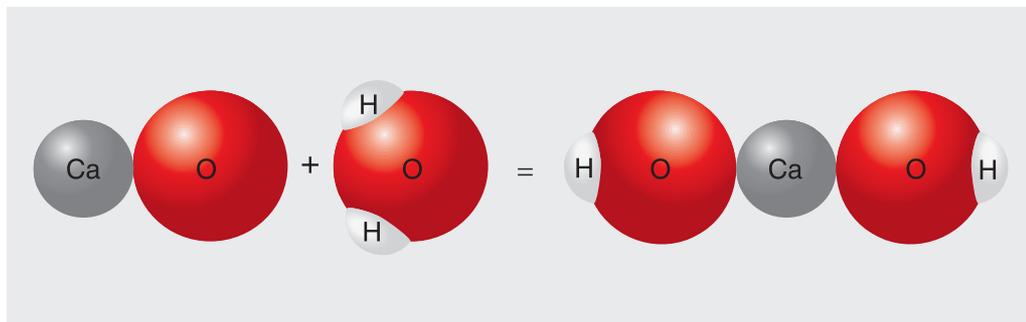
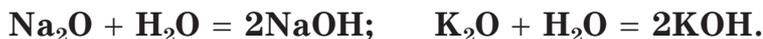
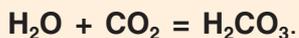


Рис. 77. Модель реакции воды с оксидом кальция

Подробнее с основаниями вы познакомитесь в следующем параграфе.



Иследуем, взаимодействуют ли с водой оксиды неметаллов. Если струю газообразного оксида углерода(IV) CO_2 (углекислого газа) 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. Следовательно, при растворении в воде оксида углерода(IV) образуется кислота:



Вам уже знакома формула H_2CO_3 .

Вспомните, как называется это вещество.



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

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

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

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте физические свойства воды.
2. Укажите правильные ответы. Испарение воды с поверхностей рек, озер, морей — это: а) химический процесс; б) физический процесс; в) причина образования облаков; г) причина дождей.
3. Во сколько раз молекула воды тяжелее молекулы водорода и легче молекулы кислорода?
4. Рассчитайте массу воды (кг) в вашем организме, приняв, что ее массовая доля в теле человека составляет в среднем 63 %.
5. Некоторые фокусники показывают удивительный фокус «горения воды». Они незаметно бросают в воду кусочек некоторого металла, и выделяющийся при этом невидимый газ загорается. Подумайте о сути фокуса и дайте ответы на следующие вопросы:
 - а) какие металлы вы бы использовали для этого фокуса? Составьте уравнения соответствующих реакций;
 - б) о каком газе говорится в описании? Составьте уравнение реакции его горения в кислороде;
 - в) какие вещества образуются в растворе? К какому классу соединений они относятся?
6. Замените знак вопроса на формулу соответствующего вещества и расставьте коэффициенты в полученных схемах реакций:
 - а) $K_2O + ? \rightarrow KOH$;
 - б) $K + H_2O \rightarrow ?$.
7. Напишите уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$.
8. Ознакомившись с *Приложением 5*, рассчитайте общий объем воды, который потребляет ваша семья в течение суток, недели. Предложите варианты экономии потребления воды у вас дома.

§ 24. Основания как сложные вещества

В предыдущем параграфе вы узнали, что при взаимодействии активных металлов и их оксидов с водой образуются основания. Эти соединения не принадлежат ни к одному из известных вам классов веществ — оксидов, солей или кислот.

Продукты взаимодействия воды с оксидами называются гидратами оксидов или **гидроксидами**. В удобном для запоминания стихотворном выражении это звучит так:

вода «гидро» плюс «оксид» — вместе будет «гидроксид»!



Поэтому основания NaOH и Ca(OH)_2 называются соответственно гидроксид натрия и гидроксид кальция.

В названиях гидроксидов металлов, имеющих переменную валентность, она указывается римскими цифрами после названия металла. Например, Cu(OH)_2 — гидроксид меди(II) и CuOH — гидроксид меди(I).

Общей чертой всех оснований является то, что в их состав входят атомы металлов и группы OH , называемые **гидро́ксогруппами**.

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

Валентность группы OH всегда равна I. Поэтому в формулах оснований число групп OH численно равно валентности металла.

Например, если валентность атома меди Cu равна II, то формула соответствующего основания содержит 2 группы OH : Cu(OH)_2 . Поскольку валентность атома железа Fe равна III, формула соответствующего основания — Fe(OH)_3 . Теперь вы можете объяснить, почему в формулах оснований NaOH и Ca(OH)_2 число групп OH равно соответственно 1 и 2.

Нетрудно понять, что в любом основании валентность металла равна числу групп OH в его формуле. Поэтому, например, в основании Fe(OH)_2 валентность железа равна II, а в Al(OH)_3 валентность алюминия равна III.

Большинство оснований в воде не растворяются — это **нерастворимые основания**. **Растворимые в воде основания** называются щелочами.

Щёлочи

Определить, относится ли основание к щелочам, можно по таблице растворимости, которая имеется в кабинете химии. Присутствие растворимых в воде оснований (щелочей) определяется по изменению окраски индикаторов.

Небольшое количество порошка гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ внесем в стакан с водой и перемешаем смесь. После отстаивания образовавшийся прозрачный раствор нальем в две пробирки. В первую из них добавим несколько капель индикатора метилоранжа, который сразу же изменит окраску на желтую. Во вторую пробирку добавим немного лакмуса, и он окрасится в синий цвет.



Рис. 78. Окраска фенолфталеина в растворе щёлочи

Кроме известных вам лакмуса и метилоранжа, для этих целей можно использовать еще один индикатор — **фенолфталеин**. В воде или в растворах кислот он бесцветен, но в растворах щелочей окрашивается в малиновый цвет (рис. 78).

Окраска важнейших индикаторов в растворах щелочей приведена в таблице 8.

Таблица 8. Окраска индикаторов в воде и в растворах щелочей

Индикаторы Вещества	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин	Универсальная индикаторная бумага
Вода	фиолетовый	оранжевый	нет окраски (бесцветный)	желтый
Щёлочь	синий	желтый	малиновый	синий



Давайте на практике убедимся в том, что наличие щелочей в растворах можно доказать с помощью индикаторов. Умение распознавать щёлочи является очень важным, т. к. они представляют собой едкие вещества и довольно часто встречаются не только в лаборатории, но и в быту.

Лабораторный опыт 5

Действие щелочей на индикаторы

Проведем наше исследование в трех пробирках, в каждую из которых налит раствор гидроксида натрия (или другой щёлочи). В первую пробирку добавим 1—2 капли лакмуса, во вторую — столько же метилоранжа, а в третью — фенолфталеина. Что наблюдается? Сравните окраску полученных растворов с окраской индикатора в водном растворе. Сделайте вывод о действии щелочей на индикаторы.

Меры предосторожности при работе с водными растворами щелочей

Водные растворы щелочей являются едкими, вызывают ожоги кожи и разрушают ткани. Поэтому при работе с ними следует избегать попадания капель раствора в глаза, на кожный покров и одежду. Для защиты от вредного действия щелочей используют защитные очки, резиновые перчатки и халаты. Если раствор щёлочи все же попал на кожу или в глаза, их необходимо сразу же промыть большим количеством холодной воды, а затем — раствором борной кислоты из аптечки.

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

Основания делятся на нерастворимые и растворимые в воде (щёлочи).

Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов.

Вопросы и задания

1. Из каких частиц состоят основания?
2. Из предложенных названий веществ: гидроксид натрия, азотная кислота, оксид серы (VI), вода, гидроксид калия — выберите названия тех веществ, которые можно определить при помощи фенолфталеина.
3. Из предложенного ряда выберите формулы оснований: NaCl , NaOH , H_2SO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KNO_3 , CuO , KOH , Fe_2O_3 .
4. В какой цвет и почему окрасится лакмус в растворах, полученных при внесении в воду следующих веществ: CaO , K_2O ?
5. При взаимодействии каких веществ с водой образуется основание $\text{Ca}(\text{OH})_2$? Составьте уравнения соответствующих реакций.
6. Составьте формулы оснований, которые соответствуют следующим оксидам: Fe_2O_3 , K_2O , CaO .
7. Чему равна валентность металла в следующих основаниях: CuOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$?
8. Массовая доля гидроксида натрия в его смеси с гидроксидом кальция равна 15 %. Рассчитайте массу этой смеси, в которой масса гидроксида кальция равна 170 г.



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 значит ли это, что в них содержится щёлочь?

Для проведения исследования приготовьте в двух сосудах растворы стирального порошка и мыла. В качестве домашнего индикатора используйте сок черники или черноплодной рябины, либо черничное варенье. Их окраска изменяется так же, как у лакмуса. Добавьте к раствору мыла и стирального порошка 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?



§ 25. Реакция нейтрализации

Изменение окраски индикаторов свидетельствует о наличии в растворе кислоты или щёлочи. Например, лакмус одинаково «краснеет» в растворах HCl , H_2SO_4 , HNO_3 . Это значит, что эти растворы схожи между собой одним своим качеством, а именно тем, что их **среда кислая**. Метилоранж одинаково окрашивается в желтый цвет в растворах щелочей KOH , NaOH , 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 9.

Таблица 9. Окраска индикаторов в разных средах

Индикаторы \ Среда раствора	Лакмус	Метилоранж	Фенолфталеин	Универсальная индикаторная бумага
Нейтральная	фиолетовый	оранжевый	нет окраски (бесцветный)	желтый
Кислая	красный	красный	нет окраски (бесцветный)	красный
Щелочная	синий	желтый	малиновый	синий

Реакция нейтрализации

Итак, вы уже знаете, что среда растворов таких веществ, как KOH , NaOH , Ca(OH)_2 , является щелочной, а среда растворов HCl , H_2SO_4 , HNO_3 — кислой. Что же произойдет, если мы смешаем раствор щёлочи с раствором кислоты? Какой будет среда полученного раствора?

Проведем небольшой эксперимент (рис. 79). В стакан с раствором щёлочи NaOH добавим 1—2 капли фенолфталеина. В соответствии с данными таблицы 8, фенолфталеин в растворе щёлочи окрасится в малиновый цвет, т. к. среда этого раствора щелочная. Затем в стакан с окрашенным раствором постепенно, маленькими порциями, будем приливать соляную кислоту HCl . После добавления каждой порции кислоты раствор в стаканчике будем перемешивать стеклянной палочкой.

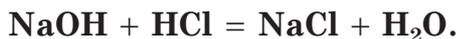
Вскоре мы увидим, что по мере добавления кислоты интенсивность окраски раствора в стаканчике ослабевает. Она становится все бледнее и бледнее и, наконец, вовсе исчезает — раствор полностью обесцвечивается. Это свидетельствует о том, что среда полученного раствора нейтральная. Можно сказать, что кислота **нейтрализовала** щёлочь.



Рис. 79. Реакция нейтрализации щёлочи кислотой



Поэтому реакцию между растворимым основанием (щёлочью) и кислотой, приводящую к образованию нейтрального раствора, называют реакцией нейтрализации:

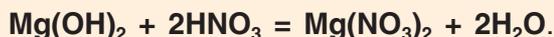


Как видно из уравнения, в результате такой реакции образуются новые вещества — соль и вода.

Реакция нейтрализации — это реакция между основанием и кислотой, в результате которой образуются соль и вода.



В реакции нейтрализации с кислотами вступают не только щёлочи, но и нерастворимые основания:



К какому типу реакций относится реакция нейтрализации? Обратите внимание, что в эту 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. 80). В результате этого образуются два новых сложных вещества (продукты реакции). В одном из них (NaCl) атом металла Na оказывается соединённым с

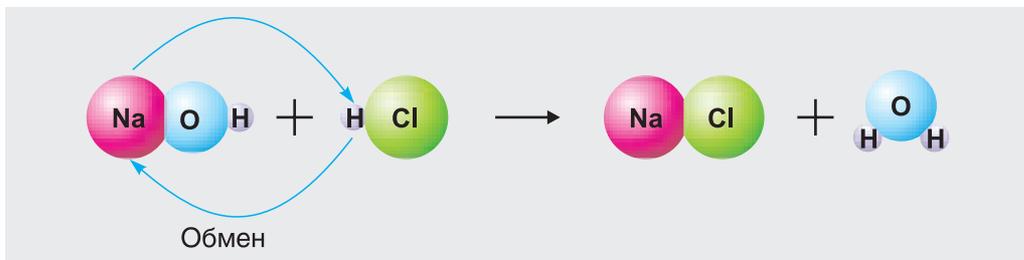
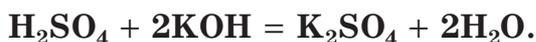


Рис. 80. Модель реакции нейтрализации

кислотным остатком Cl. В другом продукте реакции — воде (H_2O или HOH) атом H соединен с группой OH. Реакции такого типа называют реакциями обмена.

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

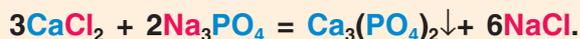
Например, в процессе нейтрализации серной кислоты гидроксидом калия вещества также обмениваются составными частями:



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 щёлочи, но и другие сложные вещества. К этому типу реакций относятся, например, реакции солей с кислотами, солей с солями, оксидов металлов с кислотами и т. д. Например:



Со множеством других реакций обмена вы познакомитесь в ходе дальнейшего изучения химии.

Реакции обмена постоянно протекают в природе и широко используются в практической деятельности для получения кислот, солей, оснований и других веществ.



В заключение обобщим наши знания о типах химических реакций, которые вы изучили в течение учебного года. Информация о них приведена в таблице 10.

Таблица 10. Типы химических реакций

Тип реакции	Схема	Примеры
Реакция соединения	Рис. 40, 59, 42, 77	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
Реакция разложения	Рис. 41	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$
Реакция замещения	Рис. 61, 68	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$
Реакция обмена	Рис. 80	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

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

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

Вопросы и задания

1. Приведите определение реакции нейтрализации. Объясните ее суть своими словами.
2. В трех пробирках находятся растворы веществ: CaCl_2 , 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: HCl , H_2SO_4 , 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 CaO , K_2O .
6. Кислотность среды в желудке человека обусловлена выработкой соляной кислоты. Если ее количество в желудке избыточно, 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 входят гидроксиды магния и алюминия.

- а) Составьте формулы указанных гидроксидов.
 - б) Запишите уравнения реакций этих веществ с соляной кислотой.
 - в) Назовите продукты реакций.
 - г) Укажите тип данных реакций.
7. Допустим, вам выданы вещества: цинк, оксид кальция, соляная кислота, гидроксид натрия, вода, фенолфталеин. Сколько реакций возможно между этими веществами? Составьте соответствующие химические уравнения, укажите тип реакций и назовите их продукты.



Домашний эксперимент

Ранее вы исследовали наличие щёлочи 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.

Практическая работа 4

Реакция нейтрализации

Цель работы: закрепить и обобщить сведения о свойствах кислот и оснований, выполнить эксперимент, используя знания о реакции нейтрализации.

Распознавание веществ

В одной из двух выданных вам пробирок находится раствор щёлочи (гидроксида натрия), а в другой — соляная кислота. Распознайте эти растворы с помощью индикаторов метилоранжа или лакмуса.

Изучение реакции нейтрализации

1) Нейтрализуйте обнаруженную вами кислоту раствором гидроксида натрия, который находится во второй пробирке. (Раствор щёлочи приливайте осторожно, небольшими порциями, постоянно слегка встряхивая пробирку.)

2) В чистую пробирку налейте 1—2 см³ раствора гидроксида натрия и добавьте к нему 1—2 капли раствора фенолфталеина. Отметьте появление малиновой окраски. Нейтрализуйте щёлочь раствором серной кислоты.

Составление отчета о проделанной работе

Составьте уравнения реакций нейтрализации, которые вы проводили, назовите продукты реакций. Сформулируйте выводы.

§ 26. Охрана окружающей среды

*Мы научились летать по воздуху как птицы.
Мы научились плавать под водой как рыбы.
Нам еще осталось научиться жить на Земле как люди.
Д. Даррелл*

Наша жизнь неразрывно связана с окружающей природой, без которой нам никак не обойтись. Природа дает человеку все необходимое для жизни: воздух для дыхания, солнечное тепло и свет, пищу и воду, полезные ископаемые, материалы для строительства и изготовления одежды, мебели, машин.

К сожалению, к этим дарам природы люди не всегда относятся бережно. Для строительства и отопления жилья, расширения сельскохозяйственных угодий и пастбищ, производства бумаги и мебели вырубаются леса. Транспорт и промышленные предприятия, нерациональное использование химикатов в сельском хозяйстве загрязняют воду, воздух, почву. Все это наносит окружающей среде значительный ущерб и тем самым снижает качество жизни людей. Поэтому охрана природы — одна из задач, стоящих перед всем человечеством, и одна из основных обязанностей каждого человека.

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 как бы промывает, очищает воздух. Вы, наверное, замечали, как легко дышится после дождя.

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

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

Охрана атмосферы

На сжигание различных видов топлива потребляется огромное количество кислорода. Так, в течение одного часа полета реактивный самолет (рис. 81) потребляет количество кислорода, вырабатываемое 1 га леса за месяц.



Рис. 81. Взлет реактивного самолета



Рис. 82. Смог над городом

Наиболее неблагоприятными последствиями сжигания топлива являются смог, кислотные дожди и так называемый «парниковый эффект».

Смог — это туман, смешанный с пылью и сажей (рис. 82) и содержащий продукты взаимодействия оксидов серы и азота с водой.

Кислотные дожди связаны с тем, что дождевая вода порой бывает более кислой, чем обычная, т. к. в ней содержатся кислоты. Они образуются при взаимодействии некоторых соединений серы и азота (SO_2 и NO_2) с парами воды.

Парниковый эффект — повышение температуры воздуха в нижних слоях атмосферы (рис. 83). Это явление возникает за счет накопления в атмосфере некоторых газов, называемых парниковыми. Они затрудняют отвод избытка тепла от поверхности Земли. Основным парниковым газом является углекислый газ CO_2 . В результате парникового эффекта происходит изменение климата, возможно таяние ледников, наводнения.

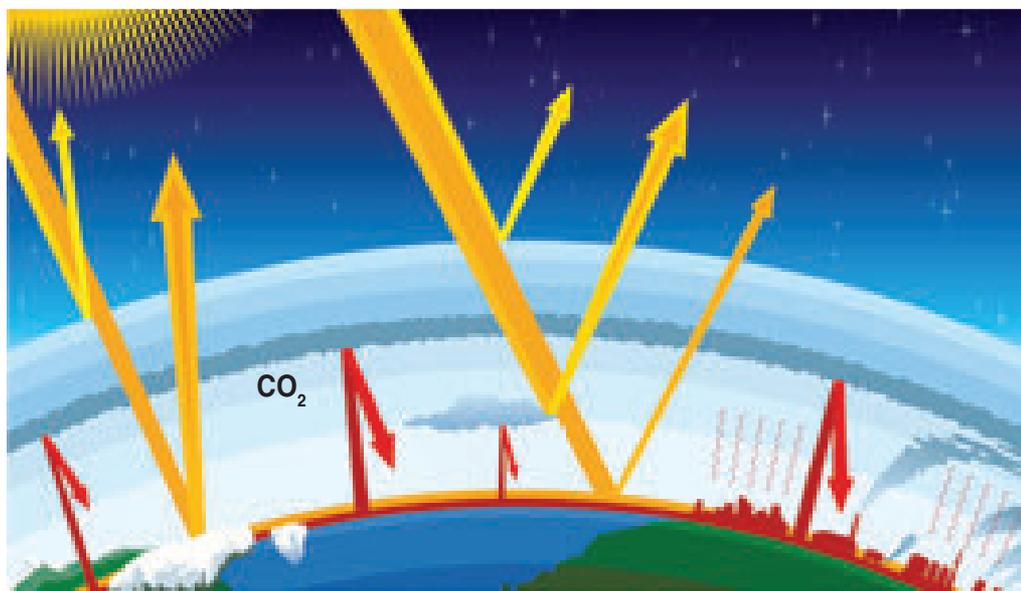


Рис. 83. Схема парникового эффекта

Поскольку атмосфера у всех народов Земли общая, различные государства предпринимают совместные меры по ее защите от вредных выбросов. Для этого на заводах устанавливаются очистительные установки, совершенствуются системы очистки выхлопных газов автотранспорта, разрабатываются новые экологически чистые производства и виды транспорта.

Охрана почв

Почва — один из главных природных ресурсов человечества. Она является основой для нормального функционирования растений, обеспечивающих людей древесиной, продуктами питания, тканями. К сожалению, сегодня на нашей планете остается все меньше чистых почв и увеличивается доля почв, содержащих различные вредные примеси. Основные виды загрязнения почв — промышленное, сельскохозяйственное и бытовое.



В результате промышленного загрязнения в почву попадают вредные вещества, такие, как ядовитые соединения тяжелых металлов (ртути, свинца, кадмия), вредные отходы металлургических, химических и фармацевтических предприятий, заводов по производству цемента. Это также нефть и продукты ее переработки. Особо опасным загрязнением почв является захоронение радиоактивных отходов.

В современном сельском хозяйстве широко используются удобрения и различные ядохимикаты. При их неправильном применении эти вещества накапливаются в почве и постепенно отравляют ее.

Загрязняют почву и бытовые отходы — различные упаковочные материалы, пластмассовые изделия, синтетические ткани, вода после ее использования для стирки и мытья.

Содержащиеся в почве вредные примеси накапливаются в растениях, из которых поступают в организмы животных и человека и вызывают различные заболевания.

Очень важными способами борьбы с загрязнением почв являются отдельный сбор мусора и строительство специализированных предприятий для утилизации промышленных и бытовых отходов, а также разработка безотходных технологий.

Охрана природы — это комплекс мероприятий по защите водоемов, атмосферы и почвы от загрязнений.

Вопросы и задания

1. Какие источники загрязнения природных вод вам известны? Приведите примеры экологических катастроф, приводивших к загрязнению водоемов.
2. Перечислите известные вам источники загрязнения атмосферы. Какие из них характерны для вашего населенного пункта?
3. Каковы важнейшие источники загрязнения почв?

Предметный указатель

- А**томы 29, 30
 - масса 35
 - размер 35
- Атомная единица массы 36
- Б**инарные соединения 54
- Благородные газы 39
- В**алентность 9
 - переменная 55
 - постоянная 55
- Вещества 10
 - простые 40
 - сложные 44
 - чистые 17
- Водород 106
 - в природе 107
 - история открытия 106
 - химический элемент 106
 - простое вещество 106
 - получение 126
 - применение 115
 - физические свойства 108
 - химические свойства 111
- Вода 136
 - состав 136
 - строение 136
 - физические свойства 136
 - химические свойства 139
 - круговорот в природе 168
- Воздух 78
- З**акон сохранения массы веществ 65
- И**ндикаторы 121
- К**ислород 84
 - в природе 86
 - история открытия 102
 - получение 100
 - простое вещество 85
 - реакции со сложными веществами 93
 - реакции с простыми веществами 90
 - химический элемент 84
 - физические свойства 85
 - химические свойства 90
- Кислоты 117, 118
 - состав 118
 - названия 119
- Кислотные дожди 156
- М**ассовая доля компонента смеси 19
- Металлы 41
- Методы собирания газов 80
 - вытеснением воды 80
 - вытеснением воздуха 81
- Молекулы 40
- Н**еметаллы 41
- О**зон 87
- Озоновый слой 87
- Оксиды 96, 99
 - состав 96
 - названия 97
- Основания 143, 144
 - состав 144
 - название 143, 144
- Охрана 154
 - атмосферы 155
 - водоемов 154
 - почв 157
- Относительная атомная масса 36

Относительная молекулярная
масса 50

Парниковый эффект 156

Сложные вещества 44, 46

Смог 156

Смесь 17

Соли 128, 129

— названия 130

— состав 128

Топливо 95

Фотосинтез 15, 86

Химическая формула 47

Химический символ (знак) 31

— индекс 47

— элемент 30

Химические реакции 59

— горения 93

— замещения 114, 125

— нейтрализации 148, 149, 150

— обмена 151

— признаки 60

— разложения 101

— соединения 92

Химические уравнения 68

— коэффициенты 69

Щёлочи 144

Явления 57

— физические 57

— химические 58

ОТВЕТЫ

- § 2 № 7: соль — 62,5 %; сахар — 37,5 %. № 9: 2000 г.
- § 4 № 4: а) в 2 раза; б) в 9 раз. № 5: в $6,02 \cdot 10^{23}$ раз. № 6: Al;
№ 7: а) 195; б) 238. № 8: 30 г.
- § 5 № 7: в 7 раз.
- § 6 № 4: 25 %.
- § 7 № 8: 4.
- § 8 № 3: сахар — 27 г, соль — 123 г. № 4: N_2O_3 . № 5: SO_2 . № 6: 162 г.
- § 11 № 7: 55,6 г. № 8: 8,8 г. № 9: 12 молекул N_2 ; 36 молекул H_2 .
- § 13 № 7: 77 %. № 8: H_2 — 33,3 %; N_2 — 66,7 %. № 9: 10,08 m^3 .
- § 14 № 8: 625,3 m^3 . № 9: 292,8 кг.
- § 15 № 8: 23,4 dm^3 . № 9: 25 %.
- § 16 № 7: 80 кг. № 8: в 2,83 раза.
- § 17 № 6: 240 г. № 7: $1,06 \cdot 10^{-20}$ г. № 8: 40,5 dm^3 .
- § 18 № 7: $3,32 \cdot 10^{-21}$ г. № 8: 33,3 %.
- § 19 № 7: 50 dm^3 .
- § 20 № 6: 30 %.
- § 21 № 5: 70,8 %.
- § 22 № 8: 24 г.
- § 23 № 4: в 9 раз; в 1,78 раза.
- § 24 № 8: 200 г.

Химия вчера, сегодня, завтра

Химия имеет богатую историю развития. Зародившись в Древнем Египте, химические знания в середине первого тысячелетия новой эры попали на Ближний Восток, а оттуда в конце VIII в. проникли в Европу.

Началом современной химии стали исследования английского ученого Роберта Бойля. Большой вклад в развитие химической науки внесли такие ученые, как М. В. Ломоносов, А. Л. Лавуазье, Дж. Дальтон, Й. Я. Берцелиус, Д. И. Менделеев и многие другие.

В настоящее время люди, вооруженные знанием химии, выплавляют металлы, изготавливают стекло, керамику и цемент. Они создают пластмассы, резину и моющие средства, лаки и краски, лекарства и витамины, удобрения для повышения плодородия почвы и химические средства защиты растений, искусственные волокна, многие другие полезные вещества и материалы. Очевидно, что без использования достижений химии жизнь современного общества невозможна.

Химия продолжает активно развиваться. С ее помощью создаются совершенно новые материалы с уникальными свойствами, производятся детали устройств для радиоэлектронной и космической техники, различная продукция медицинского и бытового 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, разнообразные материалы для улучшения жизни людей.

Химия в Республике Беларусь

Республика Беларусь относится к странам с высоким уровнем развития химической промышленности (рис. 84).

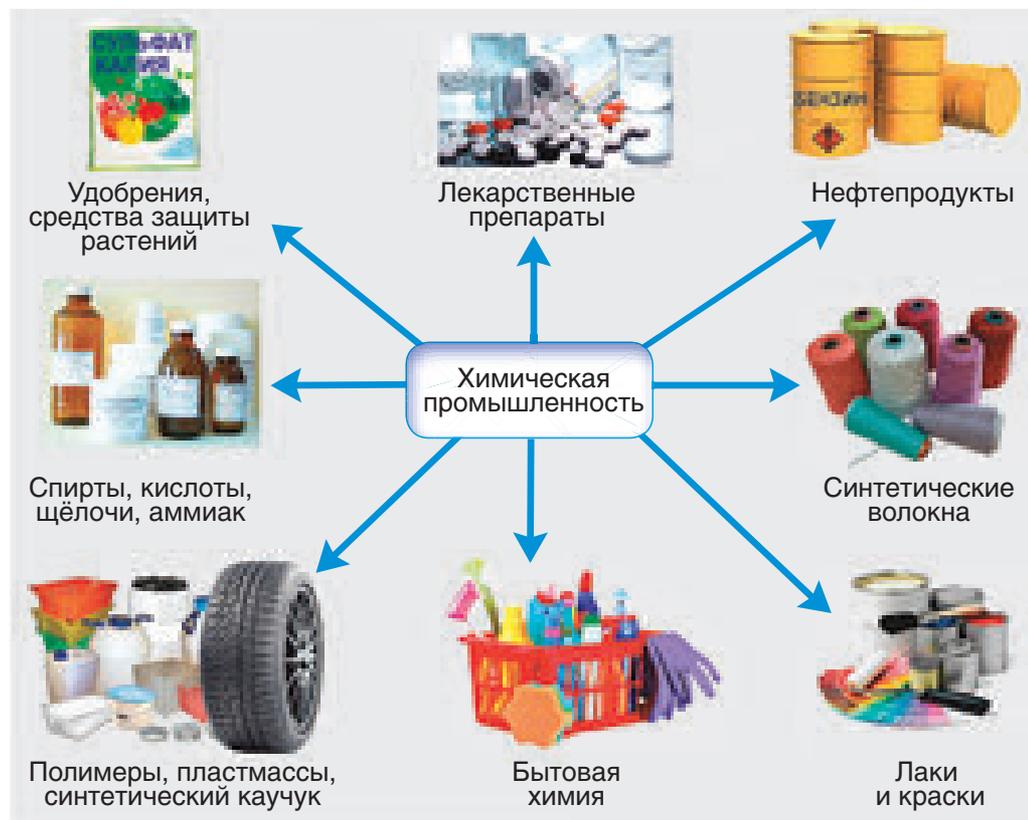


Рис. 84. Продукция химической промышленности

В нашей стране действуют 75 химических предприятий, которые выпускают продукцию более чем 120 наименований. Основная отрасль химической промышленности Беларуси — производство минеральных удобрений. Крупнейшим предприятием этой отрасли является ОАО «Беларуськалий»



ОАО «Беларуськалий»



ОАО «Гродно Азот»



ОАО «Нафтан»

Рис. 85. Химические предприятия Беларуси

(г. Солигорск) (рис. 85). Это предприятие — одно из крупнейших в мире производителей калийных удобрений. Его продукция пользуется спросом во многих странах 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, которые поставляются во многие страны.

Наша страна является крупным поставщиком на мировой рынок химических волокон и нитей. Они производятся на заводе «Полимир» ОАО «Нафтан» (г. Новополоцк), на ОАО «СветлогорскХимволокно» (г. Светлогорск), в филиале «Завод Химволокно» ОАО «Гродно Азот» (г. Гродно), на ОАО «Могилевхимволокно» (г. Могилев).

В Республике Беларусь также развита шинная промышленность. ОАО «Белшина» (г. Бобруйск) — одно из крупнейших предприятий в Европе, выпускающее более 200 видов шин для различных автомобилей (рис. 86). 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».

Продукцию на основе химических технологий производят также предприятия других отраслей (лесохимической, парфюмерной, масложировой, стекольной, микробиологической и т. д.). Эти производства работают в контакте с предприятиями химического комплекса, получая от них различные материалы, реактивы, красители и т. п. Поэтому масштабы химической промышленности Беларуси не ограничиваются рамками химического комплекса производств.

Без химии невозможно развитие человеческой цивилизации. При всех благах, которые дает нам химия, с веществами и материалами надо обращаться осторожно, соблюдая меры безопасности, чтобы они не наносили вреда и не загрязняли окружающую среду.



Рис. 86. Продукция ОАО «Белшина»

Расчет массовой доли химического элемента в сложном веществе

Исходя из химической формулы сложного вещества, можно рассчитать физическую величину, которая показывает, какая часть его относительной молекулярной массы приходится на атомы данного химического элемента. Эта величина называется **массовой долей элемента** в сложном веществе.

Массовая доля элемента А в сложном веществе A_xB_y рассчитывается по формуле:

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

где w — массовая доля элемента А; $A_r(A)$ — относительная атомная масса элемента А; x, y — числа атомов элементов А и В в формуле вещества;

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

Массовую долю выражают в долях от единицы или в процентах. Для этого значение в долях нужно умножить на 100, например, $w(O) = 0,22$, или 22 %.

Определим массовую долю кислорода в веществе, формула которого H_3PO_4 .

Относительная молекулярная масса H_3PO_4 равна:

$$M_r(H_3PO_4) = 3 \cdot A_r(H) + A_r(P) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Массовая доля кислорода составляет:

$$w(O) = \frac{4 \cdot A_r(O)}{M_r(H_3PO_4)} = \frac{64}{98} = 0,653, \text{ или } 65,3 \ \% .$$

Ряд активности металлов

Способность металлов вытеснять водород из кислот различна. Некоторые металлы вытесняют его очень интенсивно, некоторые — слабее или даже вовсе не вытесняют. По мере уменьшения интенсивности вытеснения водорода из кислот металлы можно расположить в следующий ряд:

К Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb **H₂** Cu Hg Ag Pt Au

Этот ряд называют **рядом активности металлов**.

В ряду в направлении слева направо способность металлов вытеснять водород из соляной и серной кислот уменьшается. Она определяется положением металлов относительно водорода **H₂**.

- Металлы, находящиеся в этом ряду левее водорода **H₂**, вытесняют этот газ из растворов кислот (кроме HNO₃). Например, магний и цинк, расположенные в ряду активности металлов левее **H₂**, вытесняют этот газ из соляной и серной кислот:



- Металлы, стоящие в этом ряду правее водорода, водород из кислот не вытесняют. Например, медь и серебро, не вытесняют этот газ из соляной и серной кислот:



Обратите внимание на то, что для получения водорода можно использовать не все металлы, расположенные в ряду активности левее **H₂**. Дело в том, что наиболее активные металлы, например Na и K, реагируют с кислотами чрезвычайно бурно, с воспламенением и взрывом. В то же время реакции кислот с малоактивными металлами — оловом Sn и свинцом Pb протекают очень медленно.

Вода в природе. Роль воды в жизни человека

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

Общий объем (единовременный **запас**) водных ресурсов на планете Земля составляет порядка 1390 млн км³, из них около 1340 млн км³ — воды Мирового океана, т. е. основная часть воды (более 97 %) находится в морях и океанах.

Вода в природе находится в постоянном движении. Под действием солнечного тепла вода 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. Они представляют собой самые чистые формы природной воды. Затем 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 цикл снова повторяется.

Этот процесс называется круговоротом воды в природе (рис. 87). **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. 88). Вначале с помощью фильтров из воды удаляют крупные предметы, а затем проводят обработку хлором или озоном.

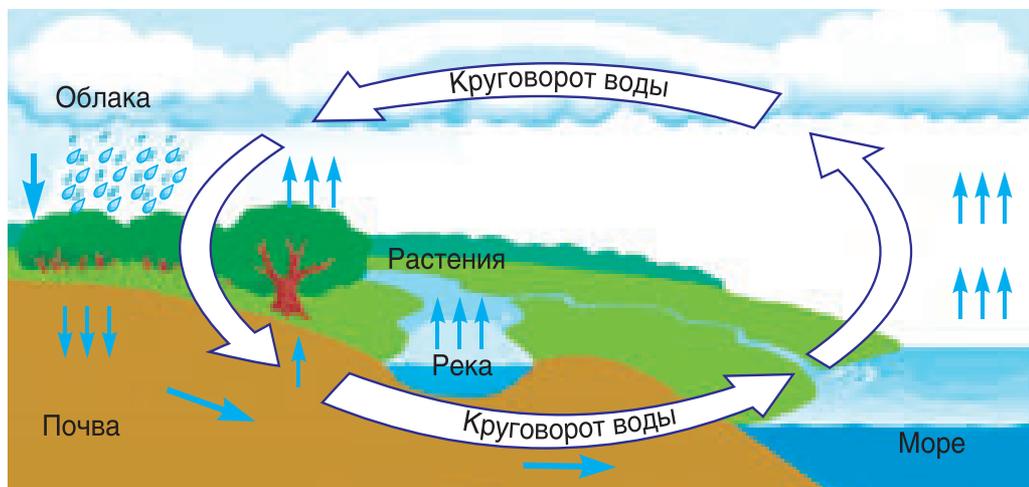


Рис. 87. Схема круговорота воды в природе

В последнее время для обеззараживания воды чаще стали использовать озон. Он обладает сильным дезинфицирующим действием, а в экологическом отношении безопаснее, чем хлор. Это делается для устранения основной массы различных вредных микроорганизмов. Затем воду пропускают через

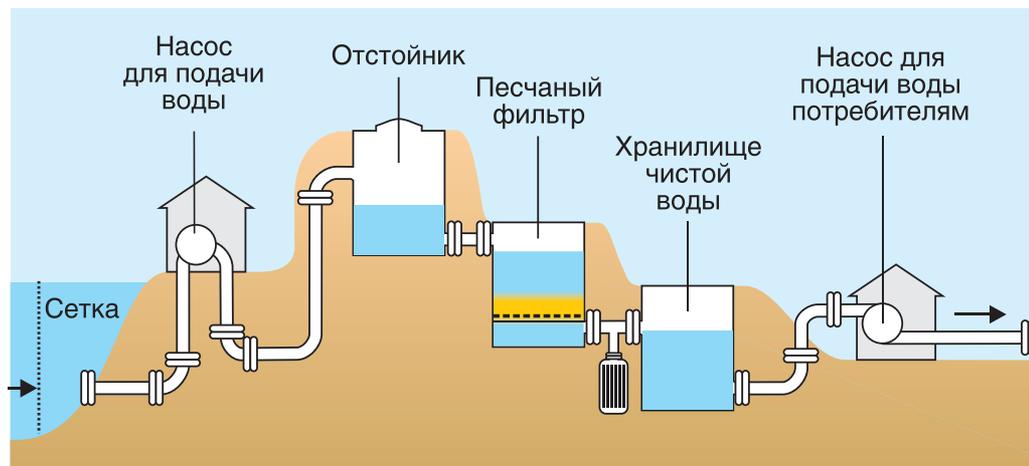


Рис. 88. Схема очистки питьевой воды

песчаные фильтры и облучают ультрафиолетом для надежной дезинфекции.

Вода играет исключительно важную роль в жизни человека, животных и растений. Из воды и углекислого газа в процессе фотосинтеза образуются органические вещества и кислород, необходимый для дыхания всего живого. Роль воды в жизни Земли просто неоценима!

Наш организм примерно на 60—65 % состоит из воды. Большинство химических процессов в организме человека протекает в водной среде. Все биологические жидкости в нашем организме (кровь, лимфа) представляют собой водные растворы. С водой из нашего организма в виде мочи и пота удаляются различные продукты жизнедеятельности.

Если вода в организм не поступает, продукты жизнедеятельности начинают оказывать вредное воздействие и в организме происходят существенные нарушения. Вот почему без пищи человек может прожить примерно 50—60 дней, а без воды только 5—10 дней.

Человек тяжело переносит обезвоживание. Потеря организмом 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 в большинстве случаев приводит к смерти.

Следует отметить, что для питья, приготовления пищи, полива растений и других бытовых и производственных нужд необходима пресная вода, морская вода для этих целей не годна.

Пресной называется природная вода, содержащая небольшие количества других веществ. На долю пресной воды приходится лишь очень маленькая часть (менее 3 %) всех водных ресурсов Земли. Причем более $\frac{3}{4}$ запасов пресной воды нахо-

дятся в Арктике и Антарктике в виде льда. Пока эти природные запасы пресной воды практически недоступны для использования.

Некоторые интересные факты о воде:

- на каждого жителя города приходится примерно 220 л воды в сутки;
- при использовании душа в течение 5 мин расходуется около 80 л воды;
- каждая стирка белья в стиральной машине требует в среднем 60 л воды;
- через обычный водопроводный кран проходит 15 л воды в минуту;
- через незакрытый кран выливается около 900 л воды за час;
- в среднем за свою жизнь человек потребляет и выделяет около 70 т воды;
- без воздуха человек может прожить около минуты, без еды — несколько месяцев, без воды — максимум несколько суток.
- около 85 % инфекционных заболеваний в мире передается посредством воды;
- с возрастом количество воды в организме человека уменьшается. В младенчестве ее доля может достигать 86 %, а к старости сокращается до 50 %;
- объем пресной воды на нашей планете составляет 42 млн км³, и только 3 % этого объема — доступная нам пресная вода рек и озер;
- более 80 % сточных вод не перерабатываются. К сожалению, это пример неэкономичного расходования водных ресурсов.

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

Продолжение

Бытовое название	Химическое название	Химическая формула	Для чего используется
Нашатырный спирт	Раствор аммиака в воде	NH_3	Для выведения больных из обморочного состояния, обработки кожи при укусах насекомых, очистки серебряных изделий, подкормки растений
Аммиачная селитра	Нитрат аммония	NH_4NO_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 болезнями растений, предотвращения гниения древесины
Электролит	Раствор серной кислоты	H_2SO_4	Для зарядки автомобильных аккумуляторов
Природный газ	Метан	CH_4	Как топливо (для приготовления пищи и обогрева жилья)
Сжиженный газ	Пропан Бутан	C_3H_8 C_4H_{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

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

СПИСОК ДОПОЛНИТЕЛЬНОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Аршанский Е. Я., Конович Л. А. 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. Савинкина Е. В., Логинова Г. П. Мир веществ. М. : БАЛАОС, 2006.
5. Леенсон И. А. Занимательная химия для детей и взрослых. М. : Аванта+, 2010.
6. Шаховская Ася. Тайна старого гнома. Киев : ДОВІРА, 1997.

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

(Название учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия учащегося	Состояние учебного пособия при получении	Оценка учащегося за пользование учебным пособием
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич
Красицкий Василий Анатольевич
Сечко Ольга Ивановна
Хвалюк Виктор Николаевич

ХИМИЯ

Учебное пособие для **7** класса
учреждений образования, реализующих образовательные программы
общего среднего образования
с русским языком обучения и воспитания
2-е издание, пересмотренное

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редакторы *Е. В. Литвинович, Т. С. Юдчиц*.
Художники *А. Н. Богусевич, Л. А. Дашкевич, В. М. Жук, Л. Н. Корчажинская*.
Художественные редакторы *Е. А. Проволович, Е. А. Ждановская*.
Техническое редактирование и компьютерная верстка *Е. Ю. Агафоновой*.
Корректоры *О. С. Козицкая, Е. П. Тхир, А. В. Алешко*.

Подписано в печать 09.06.2023. Формат 70×90¹/₁₆. Бумага офсетная.
Печать офсетная. Усл. печ. л. 12,87+0,29 форз. Уч.-изд. л. 7,6 + 0,4 форз.
Тираж 121 000 экз. Заказ .

Издательское республиканское унитарное предприятие «Народная асвета».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий 1/2 от 08.07.2013. Пр. Победителей, 11,
220004, Минск, Республика Беларусь.

Республиканское унитарное предприятие «Издательство «Белорусский Дом печати»».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 2/102 от 01.04.2014.
Пр. Независимости, 79/1, 220013, Минск, Республика Беларусь.

Правообладатель Народная асвета