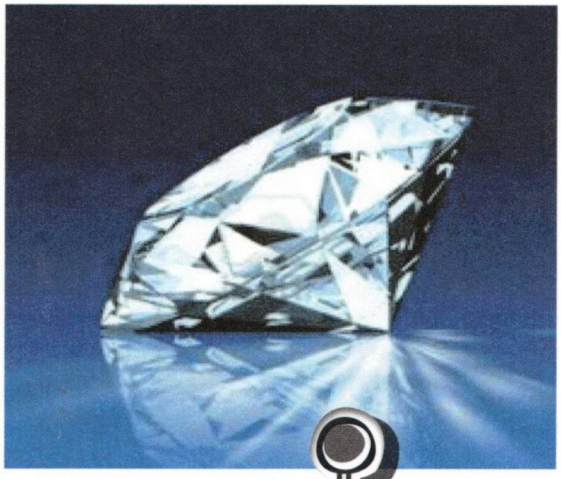
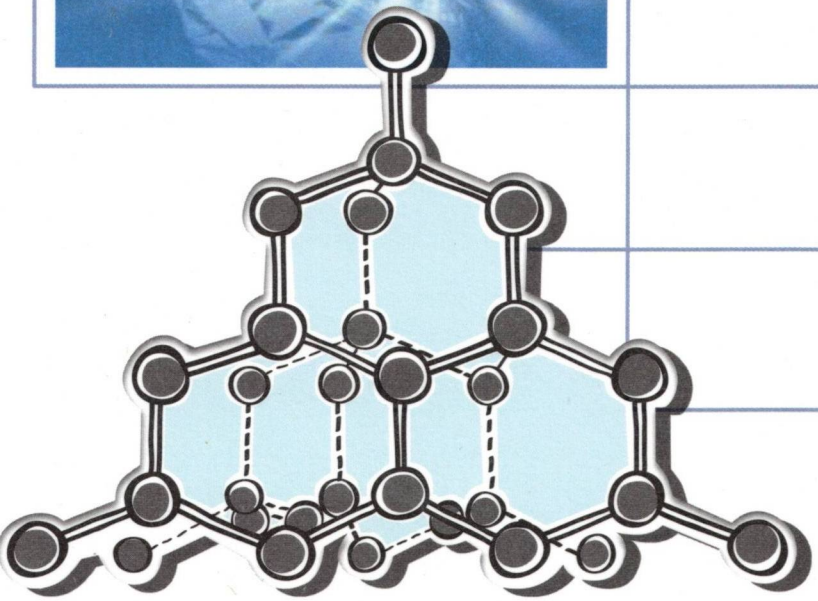
О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

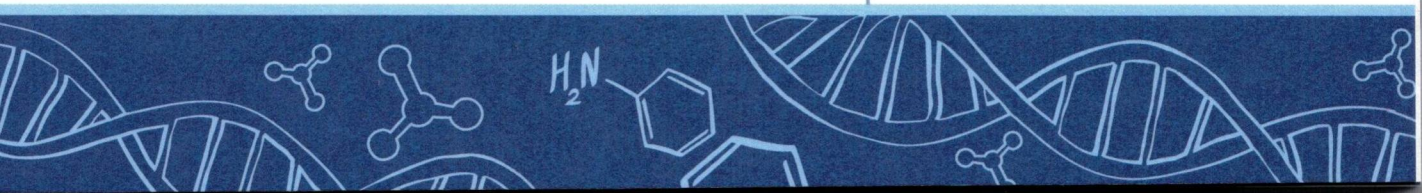
Химия



C	6
12,01115	
Углерод	
Si	14
28,086	
Кремний	



9



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ ТАБЛИЦА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
		А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А VIII Б
1	1	1 H ВОДОРОД 1,00794 $1s^1$							2 He ГЕЛИЙ 4,002602 $1s^2$
2	2	3 Li ЛИТИЙ 6,941 $2s^1$	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218 $2s^2$	5 B БОР 10,811 $2s^22p^1$	6 C УГЛЕРОД 12,011 $2s^22p^2$	7 N АЗОТ 14,0067 $2s^22p^3$	8 O КИСЛОРОД 15,9994 $2s^22p^4$	9 F ФТОР 18,998403 $2s^22p^5$	10 Ne НЕОН 20,179 $2s^22p^6$
3	3	11 Na НАТРИЙ 22,98977 $3s^1$	12 Mg МАГНИЙ 24,305 $3s^2$	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,98154 $3s^23p^1$	14 Si КРЕМНИЙ 28,0855 $3s^23p^2$	15 P ФОСФОР 30,97376 $3s^23p^3$	16 S СЕРА 32,066 $3s^23p^4$	17 Cl ХЛОР 35,453 $3s^23p^5$	18 Ar АРГОН 39,948 $3s^23p^6$
4	4	19 K КАЛИЙ 39,0983 $4s^1$	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078 $4s^2$	21 Sc СКАНДИЙ 44,9559 $3d^14s^2$	22 Ti ТИТАН 47,88 $3d^24s^2$	23 V ВАНАДИЙ 50,9415 $3d^34s^2$	24 Cr ХРОМ 51,9961 $3d^54s^1$	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,9380 $3d^54s^2$	26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,847 $3d^64s^2$
	5	29 Cu МЕДЬ 63,546 $3d^{10}4s^1$	30 Zn ЦИНК 65,39 $3d^{10}4s^2$	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,723 $4s^24p^1$	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,59 $4s^24p^2$	33 As МЫШЬЯК 74,9216 $4s^24p^3$	34 Se СЕЛЕН 78,96 $4s^24p^4$	35 Br БРОМ 79,904 $4s^24p^5$	36 Kr КРИПТОН 83,80 $4s^24p^6$
5	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,4678 $5s^1$	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62 $5s^2$	39 Y ИТТРИЙ 88,9059 $4d^15s^2$	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22 $4d^25s^2$	41 Nb НИОБИЙ 92,9064 $4d^45s^1$	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94 $4d^55s^1$	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ (98) $4d^55s^2$	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07 $4d^75s^1$
	7	47 Ag СЕРЕБРО 107,8682 $4d^{10}5s^1$	48 Cd КАДМИЙ 112,41 $4d^{10}5s^2$	49 In ИНДИЙ 114,82 $5s^25p^1$	50 Sn ОЛОВО 118,710 $5s^25p^2$	51 Sb СУРЬМА 121,75 $5s^25p^3$	52 Te ТЕЛЛУР 127,60 $5s^25p^4$	53 I ИОД 126,9045 $5s^25p^5$	54 Xe КСЕНОН 131,29 $5s^25p^6$
6	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,9054 $6s^1$	56 Ba БАРИЙ 137,33 $6s^2$	57 La–Lu *	72 Hf ГАФНИЙ 178,49 $4f^{14}5d^26s^2$	73 Ta ТАНТАЛ 180,9479 $4f^{14}5d^36s^2$	74 W ВОЛЬФРАМ 183,85 $4f^{14}5d^46s^2$	75 Re РЕНИЙ 186,207 $4f^{14}5d^56s^2$	76 Os ОСМИЙ 190,23 $4f^{14}5d^66s^2$
	9	79 Au ЗОЛОТО 196,9665 $5d^{10}6s^1$	80 Hg РТУТЬ 200,59 $5d^{10}6s^2$	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,383 $6s^26p^1$	82 Pb СВИНЕЦ 207,2 $6s^26p^2$	83 Bi ВИСМУТ 208,9804 $6s^26p^3$	84 Po ПОЛОНИЙ (209) $6s^26p^4$	85 At АСТАТ (210) $6s^26p^5$	86 Rn РАДОН (222) $6s^26p^6$
7	10	87 Fr ФРАНЦИЙ (223) $7s^1$	88 Ra РАДИЙ (226) $7s^2$	89 Ac–Lr **	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ (261) $5f^{14}6d^27s^2$	105 Db ДУБНИЙ (262) $5f^{14}6d^37s^2$	106 Sg СИБОРГИЙ (266) $5f^{14}6d^47s^2$	107 Bh БОРИЙ (267) $5f^{14}6d^57s^2$	108 Hs ХАССИЙ (269) $5f^{14}6d^67s^2$
	11	111 Rg РЕНТГЕНИЙ (282) $5f^{14}6d^{10}7s^1$	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ (285) $5f^{14}6d^{10}7s^2$	113 Nh НИХОНИЙ (286) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^1$	114 Fl ФЛЕРОВИЙ (289) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^2$	115 Mc МОСКОВИЙ (288) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^3$	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ (293) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^4$	117 Ts ТЕННЕССИН (294) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^5$	118 Og ОГАНЕСОН (294) $5f^{14}6d^{10}7s^27p^6$
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH_4	RH_3	RH_2	RH	

* ЛАНТАНОИДЫ	57 La ЛАНТАН 138,81 $5d^16s^2$	58 Ce ЦЕРИЙ 140,9077 $4f^16d^16s^2$	59 Pr ПРАЗЕОДИМ 140,9077 $4f^35d^06s^2$	60 Nd НЕОДИМ 144,24 $4f^45d^06s^2$	61 Pm ПРОМЕТИЙ (145) $4f^55d^06s^2$	62 Sm САМАРИЙ 150,35 $4f^65d^06s^2$	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96 $4f^75d^06s^2$	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25 $4f^75d^16s^2$	65 Tb ТЕРБИЙ 158,9254 $4f^95d^06s^2$	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50 $4f^{10}5d^06s^2$	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,9304 $4f^{11}5d^06s^2$	68 Er ЭРБИЙ 167,26 $4f^{12}5d^06s^2$	69 Tm ТУЛИЙ 168,9342 $4f^{13}5d^06s^2$	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04 $4f^{14}5d^06s^2$	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967 $4f^{14}5d^16s^2$
** АКТИНОИДЫ	89 Ac АКТИНИЙ (227) $6d^17s^2$	90 Th ТОРИЙ 232,0381 $5f^06d^27s^2$	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,04 $5f^26d^17s^2$	92 U УРАН 238,0289 $5f^36d^17s^2$	93 Np НЕПТУНИЙ (237) $5f^46d^17s^2$	94 Pu ПЛУТОНИЙ (244) $5f^66d^07s^2$	95 Am АМЕРИЦИЙ (243) $5f^76d^07s^2$	96 Cm КЮРИЙ (247) $5f^76d^17s^2$	97 Bk БЕРКЛИЙ (247) $5f^86d^07s^2$	98 Cf КАЛИФОРНИЙ (251) $5f^{10}6d^07s^2$	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ (252) $5f^{11}6d^07s^2$	100 Fm ФЕРМИЙ (257) $5f^{12}6d^07s^2$	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ (258) $5f^{13}6d^07s^2$	102 No НОБЕЛИЙ (259) $5f^{14}6d^07s^2$	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ (260) $5f^{14}6d^17s^2$

Химический символ
Название
Атомный номер (число протонов)
Электронная конфигурация внешнего слоя
Относительная атомная масса

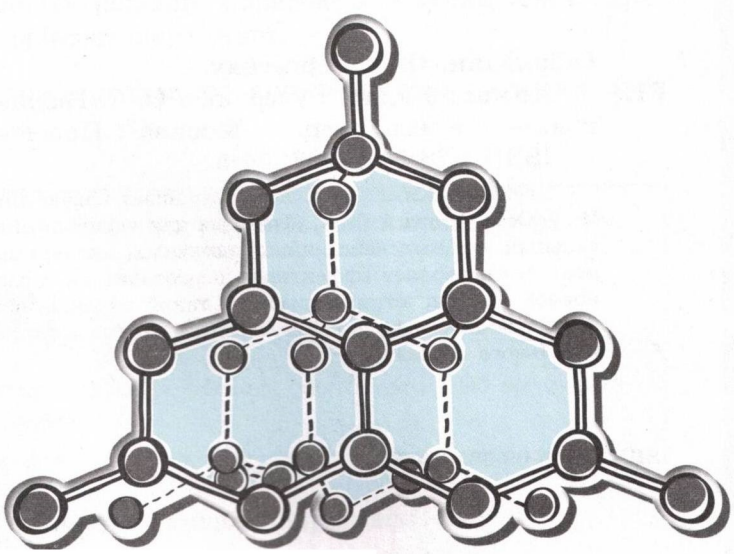
Металлы
Неметаллы
Элементы с неизвестными химическими свойствами

О. С. Габриелян
И. Г. Остроумов
С. А. Сладков

Химия

9 класс

Учебник



Допущено
Министерством
просвещения
Российской Федерации

4-е издание, стереотипное

Москва
«Просвещение»
2022

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721
Г12

На учебник получены **положительные** заключения **научной** (заключение РАО № 1154 от 28.11.2016 г.), **педагогической** (заключение РАО № 1045 от 21.11.2016 г.) и **общественной** (заключение РКС № 554-ОЭ от 19.12.2016 г.) экспертиз.

Габриелян, Олег Сергеевич.

Г12 Химия. 9 класс : учебник / О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, С. А. Сладков. — 4-е изд., стер. — Москва : Просвещение, 2022. — 223, [1] с. : ил.
ISBN 978-5-09-088254-5.

Учебник «Химия. 9 класс» завершает новую линию учебников химии О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова и С. А. Сладкова для основной школы. Он способствует развитию универсальных учебных действий, предметных, экспериментальных и расчётных умений и навыков. Это позволяет эффективно подготовиться к сдаче ОГЭ по химии тем выпускникам основной школы, которые выберут такой экзамен.

Учебник создан в соответствии с требованиями Федерального государственного образовательного стандарта.

УДК 373.167.1:54+54(075.3)
ББК 24я721

ISBN 978-5-09-088254-5

© АО «Издательство «Просвещение», 2019
© Художественное оформление.
АО «Издательство «Просвещение», 2019
Все права защищены

ПРЕДИСЛОВИЕ

Дорогие девятиклассники!

Учебник «Химия. 9 класс» в основной школе продолжает курс удивительного предмета — химии. В этом учебном году вы расширите свои представления о веществах окружающего мира.

Некоторые из вас выберут химию в качестве профильной дисциплины для изучения в средней школе, а следовательно, продолжат основательно знакомиться с ней и в высшем учебном заведении. Таким ребятам нужно учитывать, что им предстоит преодолеть два серьёзных испытания — экзамены за курс основной школы в форме ОГЭ и за курс средней школы в форме ЕГЭ, поэтому необходимо готовиться к ним заранее. Вспомним знаменитые слова А. В. Суворова: «Тяжело в учении — легко в бою!»

Тем учащимся, которые не выберут химию в качестве профильной дисциплины, необходимо помнить, что без знаний по химии невозможно добиться успехов в технической сфере деятельности, да и для гуманитариев картина мира будет неполной без её химической составляющей. Знакомство с химическими веществами, материалами и процессами позволяет человеку всесторонне, полноценно и ярко воспринимать окружающий мир, видеть его через призму знаний о веществах и химических явлениях, осознавать и созидательную, и негативную роль современной химии.

Тем из вас, кто решит выбрать естественно-научный профиль обучения в старших классах, необходимо помнить, что без глубокого понимания химии невозможно овладеть специальностями, связанными с технологией, биологией, медициной, сельским хозяйством и т. д. Повседневная жизнь также требует от любого человека элементарной химической грамотности для безопасного обращения с современными материалами и средствами бытовой химии.

Как и в учебнике для 8 класса, в учебнике для 9 класса используется система обозначений, которая поможет вам ориентироваться в материале.



Так обозначен вопрос в начале каждого параграфа. Изучив текст параграфа, вы обязательно найдёте на него ответ.



Вопрос, над которым авторы предлагают поразмышлять, а затем дать обоснованный ответ.

Определения, которые вам необходимо выучить, заключены в рамку.

Лабораторный опыт

Под таким заголовком даётся описание лабораторных опытов, которые вы будете самостоятельно проводить в кабинете химии.



Так обозначены основные понятия каждого параграфа.

В конце каждого параграфа вам предлагается выполнить серию заданий.

Проверьте свои знания

В этой рубрике собраны вопросы и задания, вся информация для выполнения которых содержится в параграфе.

Примените свои знания

При выполнении заданий этой рубрики вам нужно применить полученные знания в конкретной ситуации, например при составлении уравнений реакций или решении задач. Ответы на расчётные задачи вы найдёте в конце учебника.

Используйте дополнительную информацию

При выполнении заданий этой рубрики нужно использовать материал из разных источников.

Выразите своё мнение

При выполнении заданий этой рубрики вам нужно не только ответить на вопрос, но и обосновать свой ответ, дать собственную оценку какому-либо явлению.

В конце каждой главы приведены краткие выводы — главное, что следует усвоить из изученных параграфов. Такие выводы позволяют быстро повторить учебный материал.

Успехов вам в изучении химии — этой интересной и необходимой в жизни каждого человека науки!

Авторы



I

ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО КУРСУ 8 КЛАССА. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

§ 1. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

В настоящее время известно 118 химических элементов. Эти элементы образуют более 400 простых веществ и более сотни миллионов сложных. Как разобраться в этом огромном многообразии химических веществ, как разделить их на группы, т. е. классифицировать?

Простыми веществами называют вещества, которые образованы атомами одного химического элемента. Число простых веществ, которое более чем в 4 раза превышает число образующих их химических элементов, объясняется явлением аллотропии.

Для того чтобы ориентироваться в огромном море **сложных веществ**, т. е. веществ, образованных разными элементами, их классифицируют по различным признакам. Такими признаками могут быть: элементный состав веществ, их агрегатное состояние, растворимость в воде и многие другие.

Классификация химических соединений по элементному составу

1. Бинарные соединения

Название данной группы соединений (от лат. *binarius* — двойной, состоящий из двух частей) указывает на то, что они образованы атомами двух химических элементов.

Это могут быть атомы элемента-металла и элемента-неметалла, например: NaH — гидрид натрия, Mg_3P_2 — фосфид магния, Al_4C_3 — карбид алюминия. Очевидно, что атомы металла в таких соединениях проявляют положительную степень окисления, атомы неметалла — отрицательную. С учётом степени окисления атомов в бинарных соединениях легко составлять их формулы, а также названия.

При составлении названия бинарного соединения, образованного атомами металла и атомами неметалла, к основе русского или латинского названия неметалла добавляют окончание *-ид*. Рядом с получившимся словом пишут название металла в родительном падеже:

$\overset{+2\,-1}{CaH_2}$ — гидрид кальция

$\overset{+1\,-3}{K_3P}$ — фосфид калия

$\overset{+2\,\,-4}{Mg_2Si}$ — силицид магния

$\overset{+3\,-3}{AlN}$ — нитрид алюминия

Такие бинарные соединения, как галогениды металлов (фториды, хлориды, бромиды, иодиды), сульфиды, селениды и некоторые другие, принято считать солями соответствующих кислот — водородных соединений указанных неметаллов: фтороводородной, хлороводородной, сероводородной и др.

Бинарные соединения могут быть образованы атомами двух химических элементов-неметаллов, например: PCl_5, SF_6, CS_2. На первое место в формулах таких соединений, как правило, ставят неметалл с положительной степенью окисления (т. е. менее электроотрицательный элемент в данной паре), на второе — с отрицательной степенью окисления (т. е. более электроотрицательный

элемент). Название соединения также начинают с наименования более электроотрицательного неметалла с добавлением суффикса *-ид*, затем в родительном падеже указывают название неметалла, стоящего в формуле на первом месте:

$\overset{+4\,-1}{SCl_4}$ — хлорид серы(IV)

$\overset{+5\,-2}{P_2S_5}$ — сульфид фосфора(V)

$\overset{+3-3}{BN}$ — нитрид бора

Особую группу бинарных соединений двух неметаллов составляют так называемые летучие водородные соединения; с некоторыми из них вы познакомились в 8 классе. Чаще всего им дают исторически сложившиеся, или *тривиальные*, названия (H_2S — сероводород, NH_3 — аммиак, PH_3 — фосфин, BH_3 — боран). Водные растворы летучих водородных соединений элементов VIIA- и VIA-групп (кроме H_2O) относят к **бескислородным кислотам**. Названия этих кислот образуют от названия неметалла плюс слово «водородная» плюс слово «кислота», например:

HCl — хлороводородная кислота

H_2S — сероводородная кислота

Наиболее значимые бинарные соединения — **оксиды**. Их выделяют в отдельный класс химических соединений (*вспомните, какие вещества называют оксидами*).

По своему характеру оксиды подразделяют на основные, амфотерные и кислотные. Все вместе они составляют группу солеобразующих оксидов.

Солеобразующими оксидами называют оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или щелочами с образованием соли и воды.

Помимо солеобразующих оксидов, существует группа их химических антонимов — оксиды несолеобразующие.

Несолеобразующими оксидами называют оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов не так много. Это оксиды неметаллов, такие как CO, NO, N_2O, SiO. Классификация оксидов представлена на схеме 1.

Схема 1



Схема 2



2. Многоэлементные соединения

Гидроксиды. Гидроксиды — это продукты прямого или косвенного соединения оксидов с водой. Их подразделяют на три класса (схема 2).

К **основаниям** относят гидроксиды металлов IA-группы (щелочных металлов) и IIA-группы (кроме бериллия), а также некоторых других металлов в низших степенях окисления. Примеры оснований — гидроксид натрия NaOH, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$, гидроксид железа(II) $Fe(OH)_2$.

Амфотерные гидроксиды характерны для гидроксидов металлов, как правило, в степенях окисления +2, +3, +4. Примеры амфотерных соединений — гидроксид бериллия $Be(OH)_2$, гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$, гидроксид олова(IV) $Sn(OH)_4$.

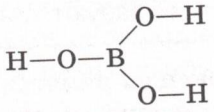
Формулы гидроксидов составить просто: число гидроксильных групп, связанных с атомом металла, равно его степени окисления (валентности), например:

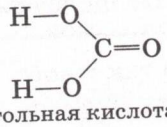
$\overset{+1}{Li}OH$ — гидроксид лития, основание

$\overset{+2}{Mg}(OH)_2$ — гидроксид магния, основание

$\overset{+3}{Al}(OH)_3$ — гидроксид алюминия, амфотерный гидроксид

К гидроксидам также относят **кислородсодержащие кислоты**, которые образуются неметаллами и металлами в высших степенях окисления (+5, +6, +7). Их формулы на первый взгляд не похожи на формулы гидроксидов: H_3BO_3, H_2CO_3, H_2CrO_4. Увидеть в их составе гидроксильные группы позволяют структурные формулы этих веществ:


борная кислота


угольная кислота


хромовая кислота

Соли. Это самый большой класс неорганических соединений. Напомним, что солями называют соединения, состоящие из ионов металла (или ионов аммония NH_4^+) и ионов кислотного остатка. При этом анион может представлять собой кислотный остаток как кислородсодержащей кислоты (например, NO_3^-, SO_4^{2-}, PO_4^{3-}), так и бескислородной (например, Cl^-, S^{2-}).

Соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла. Если в многоосно́вной кислоте замещены все атомы водорода, то соль называют **средней солью:**

$MgSO_4$ — сульфат магния

Na_2CO_3 — карбонат натрия

$Ca_3(PO_4)_2$ — фосфат кальция

Существуют соли многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены атомами металла. Такие соли называют **кислыми солями**. В названиях кислых солей число атомов водорода, оставшихся незамещёнными в кислотном остатке, обозначают префиксами *гидро-* или *дигидро-*, например:

$NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия

$KHSO_4$ — гидросульфат калия

$Ca(H_2PO_4)_2$ — дигидрофосфат кальция

Соли можно рассматривать также как продукт замещения гидроксильных групп в основаниях или амфотерных гидроксидах кислотным остатком. Такое замещение может быть полным (в средних солях) или неполным. В последнем случае соли называют **основными солями**, например:

$MgOHCl$ — гидроксохлорид магния

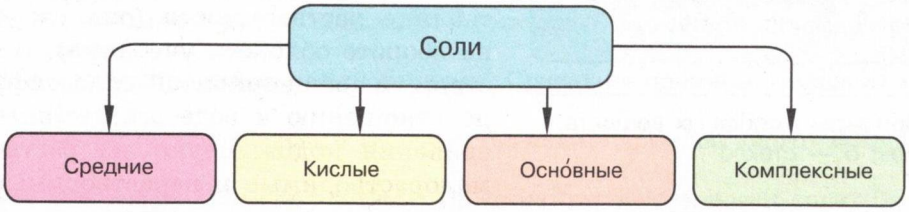
$(CuOH)_2CO_3$ — гидроксокарбонат меди(II)

На наличие в составе соли гидроксильной группы указывает префикс *гидроксо-* в названии вещества.

Комплексные соли состоят из простого иона и сложного (комплексного) иона, который в формулах заключается в квадратные скобки. Например: $Na[Al(OH)_4]$, $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

Классификацию солей по составу иллюстрирует схема 3.

Схема 3



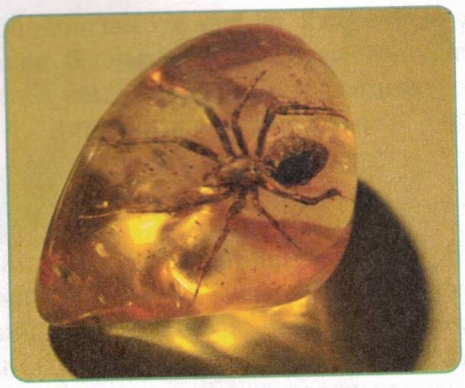
Классификация химических соединений по агрегатному состоянию

При характеристике вещества часто указывают его агрегатное состояние. Вещества могут существовать в трёх агрегатных состояниях — **газообразном, жидком** и **твёрдом**.

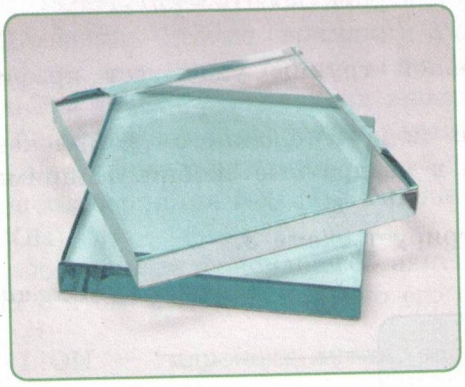
Охарактеризуйте агрегатное состояние вещества воды. Вы, скорее всего, скажете, что вода — это жидкость. Но ведь вода может представлять собой и водяной пар (газ), и лёд (твёрдое вещество). Тем не менее вы окажетесь правы: при характеристике вещества указывают его агрегатное состояние при определённых условиях. Как правило, это *нормальные условия* — давление 10^5 Па и температура 0 °С или *стандартные условия* — давление 10^5 Па и температура 25 °С.

Большинство твёрдых веществ — это **кристаллические вещества**, т. е. расположение в пространстве составляющих их частиц (ионов, атомов, молекул) строго упорядочено. Если соединить точки расположения этих частиц воображаемыми линиями, получается пространственная структура, называемая *кристаллической решёткой*.

Существуют вещества настолько вязкие, что они сохраняют свою форму очень долгое время. Значит, их можно считать твёрдыми. Однако, как и в жидкостях, расположение частиц в них не упорядочено. Такие твёрдые



а



б

Рис. 1. Примеры аморфных веществ: *а* — янтарь; *б* — стекло

вещества называют **аморфными веществами**. К ним относят янтарь, парафин, стекло, многие пластмассы (рис. 1). Как же отличить их от кристаллических веществ? Если аморфное вещество нагревать, то оно постепенно размягчается, становится всё более текучим, пока не превратится в типичную жидкость. Следовательно, у аморфных веществ нет определённой температуры плавления, и резкой границы между аморфными и жидкими веществами не существует. Кристаллические же вещества характеризуются точной температурой плавления, при которой они переходят из твёрдого агрегатного состояния в жидкое.

Классификация химических соединений по растворимости в воде

Способность кислот, солей и оснований растворяться в воде можно определить по таблице растворимости (она расположена на обороте обложки учебника). В соответствии с общепринятой классификацией по отношению к воде все химические соединения подразделяют на растворимые, малорастворимые и нерастворимые.

Растворимые соединения

К этой группе относят вещества, растворимость которых превышает 1 г в 100 г воды. Хорошо растворяются в воде все щёлочи, сильные кислоты, большинство солей щелочных металлов, соли аммония, многие соли сильных кислот. Примеры растворимых соединений: гидроксид калия KOH, азотная кислота HNO_3, сульфат натрия Na_2SO_4, хлорид аммония NH_4Cl.

Малорастворимые соединения

Растворимость таких веществ составляет от 0,1 до 1 г в 100 г воды. В этот узкий диапазон попадают лишь немногие соли и основания, например: сульфат кальция $CaSO_4$, хлорид свинца(II) $PbCl_2$, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$.

Нерастворимые соединения

К этой группе условно относят вещества, растворимость которых менее 0,1 г в 100 г воды. Почему условно? Потому что в воде они хоть и в очень малых количествах, но растворяются. Нерастворимы в воде большинство солей тяжёлых металлов (например, свинца) и солей слабых кислот (например, угольной), многие основания, а также все амфотерные гидроксиды.

В таблице растворимости есть химические соединения, для которых вместо указания на их растворимость в воде стоит прочерк. Что это значит? Об их растворимости говорить не приходится, поскольку при соприкосновении с водой они полностью разлагаются. Такой процесс называют *необратимым гидролизом*. Например, при попытке растворить в воде сульфид алюминия появляется

запах сероводорода и выпадает белый студенистый осадок, что свидетельствует о протекании химической реакции. Уравнение этой реакции имеет вид

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

Попытка получить подобное вещество, которое разлагается в водной среде, реакцией обмена также не приведёт к успеху, образуются лишь продукты его необратимого гидролиза:

$$3Na_2S + 2AlCl_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow + 6NaCl$$

Сульфид алюминия получают непосредственным взаимодействием алюминия с расплавленной серой. Уравнение этой реакции:

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

Бинарные соединения. Бескислородные кислоты. Оксиды: солеобразующие и несолеобразующие. Гидроксиды: основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты. Соли: средние, кислые, основные, комплексные. Вещества: кристаллические и аморфные

Проверьте свои знания

1. Какие соединения называют бинарными? Какие бинарные соединения называют оксидами? На какие группы подразделяют оксиды? Приведите примеры оксидов каждой группы.
2. Какие гидроксиды называют основаниями? Приведите примеры оснований каждой группы.
3. На какие группы подразделяют кислоты? Приведите примеры кислот каждой группы.
4. Какие соединения называют солями? На какие группы разделяют соли? Приведите примеры солей каждой группы.
5. Как зависит характер оксидов и гидроксидов химического элемента от значения степени окисления? Приведите примеры.

Примените свои знания

6. Составьте в электронном виде обобщённую схему классификации веществ по составу, объединив схемы 2—4. Распечатайте полученную схему. Используйте схему для определения принадлежности веществ к тому или иному классу.
7. Распределите перечисленные ниже формулы веществ на четыре группы — оксиды, основания, кислоты, соли: Na_2SO_4, HI, V_2O_5, $KMnO_4$, $Co(OH)_2$, H_2CrO_4, NiO, CsOH, $(NH_4)_2Cr_2O_7$, $Ca(OH)_2$, Cl_2O, HCN. Дайте названия всем веществам.
8. Вместо слов «гидроксид» и «соль» впишите в схемы формулы соответствующих веществ:

а) оксид натрия → гидроксид → соль;
б) оксид цинка → гидроксид → соль;
в) оксид азота(V) → гидроксид → соль.

Укажите характер каждого гидроксида. Назовите соли.

9. Воспользовавшись схемой, составленной при выполнении задания 6, приведите примеры известных вам соединений каждого класса в различных агрегатных состояниях. Совместно с учителем обсудите, в каждом ли классе веществ есть представители, находящиеся при нормальных условиях в газообразном, жидком и твёрдом состояниях.

Используйте дополнительную информацию

10. Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Твёрдые вещества, как правило, при нагревании растворяются лучше, газообразные — наоборот. Данные о зависимости растворимости от температуры можно найти в справочниках. Например, для хлорида калия справочные данные таковы:

t, °C	10	20	30	40	50	60	70	80	90
Растворимость, г/100 г H_2O	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	48,1	51,1	54,0

Постройте график данной зависимости в координатах растворимость — температура, воспользовавшись офисным приложением Excel.

11. В домашних условиях экспериментально изучите растворимость в воде следующих веществ: соль, сахар, питьевая сода, ванилин, лимонная кислота. Для этого примерно одинаковую массу вещества (например, чайную ложку) пробуйте растворить в определённом объёме воды (например, $^1/_4$ стакана). Сделайте вывод о растворимости исследуемых веществ.

§ 2. КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Химические вещества взаимодействуют друг с другом. Как разобраться в огромном многообразии химических превращений? Какие признаки лежат в основе классификации химических реакций?

Классифицировать химические реакции можно по различным признакам: по числу и составу реагентов и образующихся веществ, по тепловому эффекту, по агрегатному состоянию реагирующих веществ, по обратимости процесса, по наличию катализатора.

Рассмотрим более подробно классификацию химических реакций по указанным признакам.

Классификация химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ

В данном случае определить тип реакции можно на основании химического уравнения.

1. Реакции соединения

Реакциями соединения называют реакции, при которых из двух или более исходных веществ образуется одно сложное вещество.

В реакциях соединения оба исходных вещества могут быть простыми, как, например, на первой стадии получения серной кислоты из серы:

$$S + O_2 = SO_2$$

Сера горит на воздухе голубоватым пламенем, распространяя резкий запах образующегося оксида серы(IV) (рис. 2).

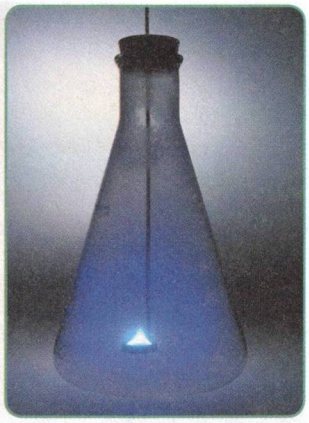


Рис. 2. Горение серы

Реакции соединения возможны между простым и сложным веществами. Такая реакция лежит в основе второй стадии получения серной кислоты:

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

В реакции соединения могут вступать два сложных вещества или более. Кислотный оксид серы(VI) реагирует с водой с образованием серной кислоты:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

Существенным признаком этого типа реакций является получение одного сложного вещества из двух и более исходных.

Проведём эффектный опыт.

Лабораторный опыт 1

Одну стеклянную палочку смочите в растворе аммиака, другую — в соляной кислоте. Поднесите палочки друг к другу. Что наблюдаете? Что собой представляет белый дым?

Пары хлороводорода и аммиака взаимодействуют друг с другом, образуя мельчайшие кристаллики ионного соединения — соли хлорида аммония:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

2. Реакции разложения

Химическим антонимом реакций соединения являются реакции разложения. Вы можете сформулировать существенный признак этого типа реакций: из одного исходного сложного вещества образуется два или более продукта реакции.

Например, нерастворимые гидроксиды при нагревании разлагаются на оксид и воду:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$

$$H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$$

При нагревании разлагаются и соли. Например, обжигом известняка получают ценный строительный материал — негашёную известь CaO:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2$$

3. Реакции замещения

В реакциях замещения атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

Взаимодействие соляной или разбавленной серной кислоты с металлами — это пример реакции замещения. Так, металлический цинк легко вытесняет водород из растворов этих кислот (рис. 3):

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

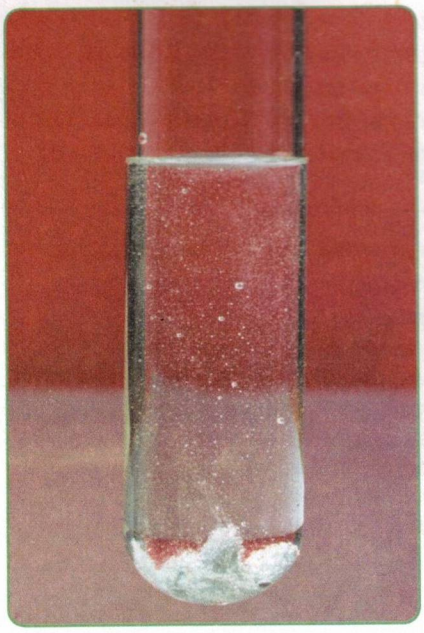


Рис. 3. Взаимодействие цинка с раствором серной кислоты

Если железный гвоздь или металлическую скрепку опустить в раствор сульфата меди(II), поверхность металла изменит свой цвет (рис. 4). Сущность реакции заключается в том, что железо вытесняет медь из раствора соли:

$$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4$$

Ещё один пример реакции замещения:

$$Cu + Hg(NO_3)_2 = Hg + Cu(NO_3)_2$$

4. Реакции обмена

В таких реакциях два сложных вещества обмениваются составными частями.

Например, серную кислоту в растворе можно обнаружить с помощью характерной реакции с раствором хлорида бария. Признаком наличия серной кислоты в растворе служит образование белого кристаллического осадка нерастворимого в воде сульфата бария, который долго не осаждается из-за очень мелкого размера кристалликов:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Реакцию, с помощью которой определяют наличие того или иного вещества, называют **качественной реакцией** на это вещество.

С помощью хлорида бария проводят качественную реакцию не только на серную кислоту, но и на все её растворимые соли, поскольку сущность данной реакции обмена заключается в образовании нерастворимого осадка сульфата бария в результате взаимодействия ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-}:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

$$MgSO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + MgCl_2$$

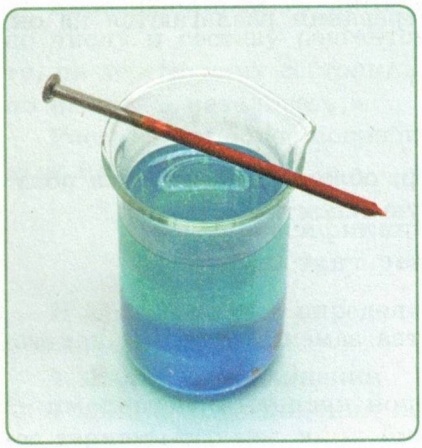


Рис. 4. В растворе сульфата меди(II) железный гвоздь покрывается слоем меди

Существует особый тип реакций обмена, протекающих между растворами кислот и щелочей. Такие реакции приводят к образованию соли и воды; их называют **реакциями нейтрализации**. Происхождение этого названия понятно: при сливании реагентов щёлочь и кислота реагируют друг с другом, и реакция среды образовавшегося раствора становится нейтральной:

$$H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2H_2O$$

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Лабораторный опыт 2

Налейте в пробирку 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 1—2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? В пробирку по каплям добавляйте соляную кислоту и встряхивайте содержимое. После добавления очередной порции окраска раствора исчезает. О чём свидетельствует этот факт? Напишите соответствующее уравнение реакции.

Классификация химических реакций по тепловому эффекту

При химических реакциях теплота или выделяется, или поглощается. По этому признаку реакции делят на **экзотермические** (с выделением теплоты) и **эндотермические** (с поглощением теплоты).

Количество теплоты, выделяющейся или поглощающейся в результате протекания химической реакции, называют её **тепловым эффектом**.

Тепловой эффект обозначают буквой Q и измеряют в килоджоулях (кДж) или килоджоулях в расчёте на один моль какого-либо участника реакции — исходного вещества или продукта (кДж/моль).

Для экзотермических реакций тепловой эффект положителен ($Q > 0$), для эндотермических — отрицателен ($Q < 0$) (рис. 5).

Лабораторный опыт 3

В химический стакан налейте 20 мл 10 %-ного раствора серной кислоты. Поместите в стакан термометр, измерьте температуру раствора. Добавьте в стакан 20 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия. Перемешивая содержимое стакана, наблюдайте за изменением температуры. Сделайте вывод о тепловом эффекте проведённой реакции.

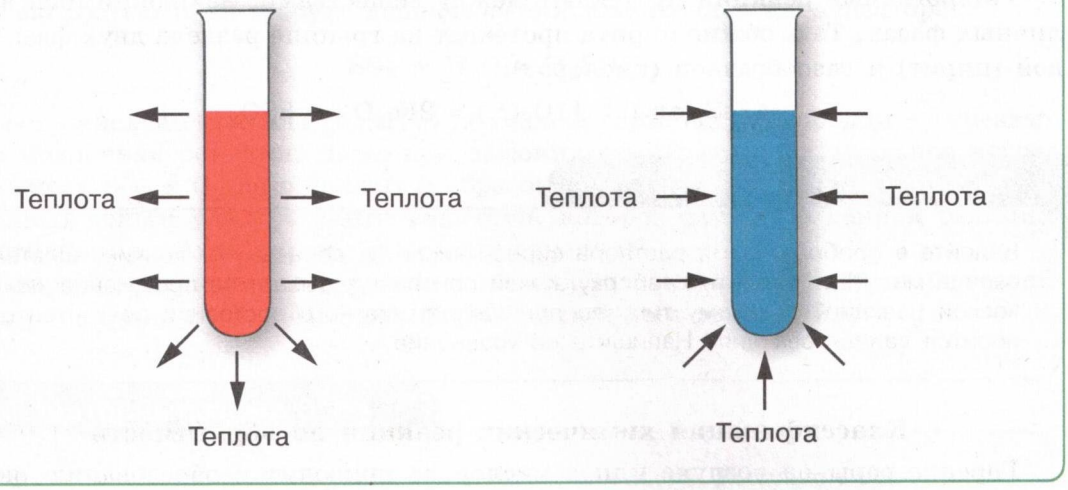


Рис. 5. Тепловой эффект реакций: *слева* — экзотермических; *справа* — эндотермических

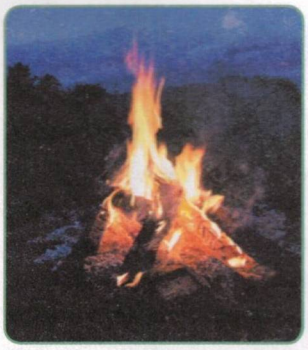


Рис. 6. Реакция горения

Уравнения химических реакций, в которых указан тепловой эффект, называют **термохимическими уравнениями**. Например:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O + 114\ кДж$$

(Q = 114 кДж или 57 кДж/моль NaOH, $Q > 0$, реакция экзотермическая)

Экзотермическими являются реакции горения (рис. 6) и большинство реакций соединения. Соответственно почти все реакции разложения сопровождаются поглощением теплоты, т. е. являются эндотермическими, например реакция разложения оксида серы(VI):

$$2SO_3 = 2SO_2 + O_2 - 188\ кДж$$

(Q = −188 кДж или −94 кДж/моль, $Q < 0$, реакция эндотермическая)

По термохимическому уравнению реакции можно рассчитать количество теплоты, которое выделится или поглотится при её протекании.

Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ

Рассмотрим газообразный аммиак, растворяющийся в воде. В данной системе присутствуют две фазы: газообразная — аммиак и жидкая — раствор аммиака в воде. Поверхность жидкости отделяет одну фазу от другой.

Фазой называется часть системы, имеющая в любой точке одинаковые состав и свойства и отделённая от других фаз границей раздела.

В **гомогенных реакциях** реагенты находятся в одной фазе, между ними нет поверхности раздела. К ним относятся все реакции между газообразными веществами, а также реакции, протекающие в растворах, например:

$$2SO_2(г.) + O_2(г.) = 2SO_3(г.)$$

$$H_2SO_4(р\text{-}р) + Na_2CO_3(р\text{-}р) = Na_2SO_4 + CO_2\uparrow + H_2O$$

Гетерогенные реакции протекают между веществами, находящимися в различных фазах. Так, обжиг пирита протекает на границе раздела двух фаз: твёрдой (пирит) и газообразной (кислород):

$$4FeS_2(тв.) + 11O_2(г.) = 2Fe_2O_3 + 8SO_2$$

Лабораторный опыт 4

Налейте в пробирку 3 мл раствора серной кислоты, добавьте на кончике шпателя оксида меди(II). Нагрейте пробирку. Какой признак указывает на протекание химической реакции? К какому типу по признаку агрегатного состояния реагентов относится данная реакция? Напишите её уравнение.

Классификация химических реакций по обратимости

Горение серы на воздухе или в кислороде приводит к образованию оксида серы(IV):

$$S + O_2 = SO_2$$

Какие бы манипуляции вы ни проводили с оксидом серы(IV), провести реакцию его разложения на серу и кислород вам не удастся.

Реакции, протекающие только в одном направлении, называют **необратимыми реакциями**.

Иное дело окисление оксида серы(IV) кислородом до оксида серы(VI):

$$2SO_2 + O_2 = 2SO_3$$

«Зеркальным отражением» этой реакции является обратная реакция:

$$2SO_3 = 2SO_2 + O_2$$

Оказывается, в процессе производства серной кислоты эти реакции протекают одновременно.

Реакции, которые в одних и тех же условиях протекают в двух взаимно противоположных направлениях, называют **обратимыми**.

В обратимых реакциях вместо знака равенства часто используют две противоположно направленные стрелки — знак обратимости:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3$$

Классификация химических реакций по использованию катализатора

По признаку использования катализатора химические реакции подразделяют на **каталитические** и **некаталитические**.

Например, взаимодействие оксида серы(VI) с водой протекает легко, с высокой скоростью и не требует использования какого-либо катализатора:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

А вот окисление оксида серы(IV) до оксида серы(VI) кислородом — чрезвычайно медленная реакция. Даже при высоких температурах длительное нагревание смеси SO_2 и O_2 не приводит к образованию заметных количеств продукта реакции. Учёным удалось найти вещество, которое служит в данной реакции эффективным катализатором. Это оксид ванадия(V) — V_2O_5.

Реакции, протекающие с участием биологических катализаторов белковой природы — ферментов, называют **ферментативными реакциями**.

Лабораторный опыт 5

В пробирку налейте 2—3 мл раствора пероксида водорода. Добавьте в неё немного натёртой сырой моркови или картофеля. Что наблюдаете?

Наблюдаемое бурное выделение кислорода — результат работы фермента каталазы, содержащегося почти во всех растительных и животных клетках:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{\text{каталаза}} 2H_2O + O_2\uparrow$$

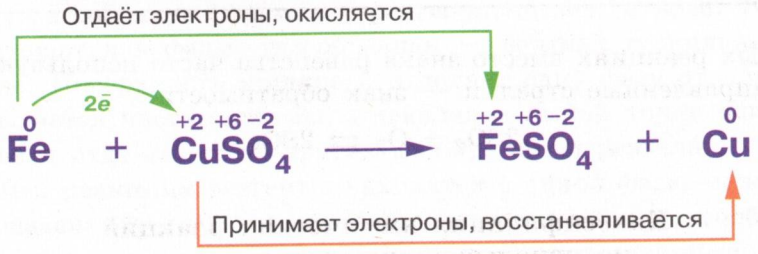
Классификация химических реакций по изменению степеней окисления элементов

Реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества, называют **окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)**.

Вещество (элемент в составе этого вещества), принимающее электроны, называют *окислителем*. Принимая электроны, окислитель *восстанавливается*.

Вещество (элемент в составе этого вещества), отдающее электроны, называют *восстановителем*. Отдавая электроны, восстановитель *окисляется*.

На схеме показаны процессы окисления и восстановления, происходящие с веществами в реакции восстановления железом сульфата меди(II):



Реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Качественные реакции. Эндотермические и экзотермические реакции. Тепловой эффект реакции. Термохимическое уравнение. Реакции гомогенные и гетерогенные. Реакции обратимые и необратимые. Реакции каталитические и некаталитические. Ферментативные реакции. Окислительно-восстановительные реакции

Проверьте свои знания

1. Как классифицируют химические реакции по числу и составу исходных веществ и продуктов реакции? Приведите примеры уравнений таких реакций.
2. Как классифицируют химические реакции по тепловому эффекту? Что такое термохимическое уравнение? Приведите примеры уравнений таких реакций.
3. Как классифицируют химические реакции по агрегатному состоянию реагентов? Приведите примеры уравнений таких реакций.
4. Как классифицируют химические реакции по обратимости? Приведите примеры уравнений таких реакций.
5. Как классифицируют химические реакции по использованию катализатора? Приведите примеры уравнений таких реакций.

Примените свои знания

6. Напишите уравнения следующих химических реакций:
а) оксида кальция с водой;
б) железа с раствором серной кислоты;
в) раствора нитрата серебра с раствором хлорида магния.
Определите тип каждой реакции по числу и составу реагентов и продуктов.
7. Разложение карбоната бария представляет собой эндотермический процесс, требующий затрат 267 кДж теплоты на разложение 1 моль соли. Запишите термохимическое уравнение реакции разложения карбоната бария. Напишите уравнение обратной реакции. Как вы думаете, каков её тепловой эффект?
8. По термохимическому уравнению реакции горения углерода

$$C(тв.) + O_2(г.) = CO_2(г.) + 410\ кДж$$

рассчитайте:
а) количество теплоты, которое выделится при сгорании 54 г углерода;
б) объём кислорода, израсходованный в реакции горения, если в результате выделилось 2050 кДж теплоты.
9. Закончите уравнения следующих химических реакций:
а) $H_2 + Cl_2 \rightarrow \ldots$ в) $Al + CuCl_2 \rightarrow \ldots$
б) $MgO + H_2SO_4 \rightarrow \ldots$ г) $BaCl_2 + ZnSO_4 \rightarrow \ldots$
Укажите гетерогенные и гомогенные реакции, а также окислительно-восстановительные реакции. Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

Используйте дополнительную информацию

10. Тепловые эффекты реакций нейтрализации между соляной кислотой и гидроксидом натрия, серной кислотой и гидроксидом калия, азотной кислотой и гидроксидом лития примерно одинаковы. Как вы думаете, почему? Для ответа на вопрос используйте Интернет.

§ 3. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. КАТАЛИЗ

Отношение изменения какой-либо величины ко времени, за которое произошло это изменение, называют скоростью. Какие величины используют для расчёта скорости химической реакции?

Обратимся к эксперименту.

Лабораторный опыт 6

В две пробирки налейте по 2—3 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора хлорида бария, во вторую — несколько капель соляной кислоты. Что наблюдаете? В чём различие процессов, происходящих в обеих пробирках?

В первой пробирке содержимое мутнеет в момент добавления реагента. Появление осадка — признак протекания химической реакции. Во второй пробирке сразу после добавления реагента никаких изменений не наблюдается. Только спустя некоторое время содержимое пробирки постепенно мутнеет за счёт выпадения осадка. В чём же главное различие протекаемых в двух пробирках процессов? Вы скажете: различное время появления осадка — и будете совершенно правы. Значит, реакции в двух пробирках протекают с различной скоростью:

$Na_2S_2O_3 + BaCl_2 = BaS_2O_3 + 2NaCl$, реакция идёт быстро;

$Na_2S_2O_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2\uparrow + S\downarrow + H_2O$, реакция идёт медленно.

Скорость реакции характеризует быстроту процесса образования продуктов реакции или расхода реагентов (поскольку эти процессы взаимосвязаны). Значит, скорость реакции — это изменение какой-то характеристики вещества в единицу времени. Эта характеристика — концентрация вещества.

Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

Скорость химической реакции рассчитывают по формуле

$$\upsilon = \frac{\Delta c}{\Delta t},$$

где υ — скорость реакции; Δc — изменение концентрации вещества (реагента или продукта); Δt — промежуток времени, за который произошло данное изменение концентрации.

Концентрацию веществ измеряют в единицах количества вещества (моль) в единице объёма (л), т. е. в моль/л. Это так называемая **молярная концентрация**. Если время измерять в секундах, то размерность скорости химической реакции будет такова: моль/л · с.

Факторы, влияющие на скорость реакции

1. Природа реагирующих веществ

Скорости реакций могут очень сильно различаться. Одни вещества реагируют так быстро, что их взаимодействие можно считать практически мгновенным. Например, уже в момент сливания растворов кислоты и щёлочи протекает реакция нейтрализации:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O$$

Для завершения других реакций требуется значительное время. К таким процессам относятся, например, брожение виноградного сока, ржавление железа.

Лабораторный опыт 7

В две пробирки налейте по 2—3 мл 10 %-ной соляной кислоты. В одну пробирку опустите кусочек железа (стальную скрепку), в другую — такой же кусочек магния. В какой из пробирок выделение пузырьков газа интенсивнее? Почему? Запишите уравнения происходящих реакций.

Реакция с магнием протекает быстрее, чем с железом, так как магний более активный металл, о чём свидетельствует его положение в электрохимическом ряду напряжений металлов.

А зависит ли скорость химической реакции кислоты с металлом от природы кислоты?

Лабораторный опыт 8

В одну пробирку налейте 2—3 мл соляной кислоты, в другую — 2—3 мл раствора уксусной кислоты такой же концентрации. В каждую из пробирок опустите по одной грануле цинка. В какой из пробирок образование пузырьков газа интенсивнее? Почему?

Соляная кислота относится к сильным кислотам, скорость её взаимодействия с цинком относительно высокая:

$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$$

Уксусная кислота относится к слабым кислотам, и с металлическим цинком она реагирует медленнее:

$$Zn + 2CH_3COOH = (CH_3COO)_2Zn + H_2\uparrow$$

2. Температура

Лабораторный опыт 9

В пробирку налейте 5 мл 5 %-ного раствора серной кислоты и опустите стальную кнопку. Что наблюдаете?

Нагревайте содержимое пробирки на пламени спиртовки. Что наблюдаете? Как изменилась скорость реакции?

Вы убедились в том, что с увеличением температуры скорость реакции увеличивается.

3. Концентрация реагирующих веществ

Лабораторный опыт 10

В три пробирки налейте соответственно 1 мл, 3 мл и 5 мл раствора тиосульфата натрия. В первую пробирку добавьте 4 мл воды, во вторую — 2 мл. Во всех трёх пробирках объём растворов одинаков — 5 мл. В какой из пробирок концентрация тиосульфата натрия максимальна, в какой — минимальна? В каждую пробирку добавьте по 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

В первую очередь становится мутным содержимое третьей пробирки, затем осадок появляется во второй пробирке, а в первой пробирке реакция протекает ещё медленнее. Таким образом, скорость химической реакции пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Если в реакции принимают участие газообразные вещества, то увеличение давления также приводит к увеличению скорости химической реакции. Ведь с увеличением давления увеличивается и число частиц газа в единице объёма, что равносильно увеличению его концентрации.

4. Площадь соприкосновения реагирующих веществ

Лабораторный опыт 11

В два химических стакана налейте по 15 мл соляной кислоты. В первый стакан поместите кусочек мрамора величиной с горошину, во второй — такой же кусочек, предварительно измельчённый в ступке. Что наблюдаете?

Если химическая реакция протекает между веществами в различных агрегатных состояниях или двумя несмешивающимися жидкостями, то такую реакцию называют гетерогенной. В гетерогенных реакциях взаимодействие веществ протекает только на границе их соприкосновения, поэтому чем больше площадь соприкосновения реагентов, тем выше скорость реакции. В проведённой реакции площадь соприкосновения мрамора и соляной кислоты увеличивается, если измельчить твёрдый реагент (мрамор).

5. Наличие катализатора

В 1811 г. русский химик Константин Сигизмундович Кирхгоф изучал возможность получения сахаров из крахмала под действием воды. В природе этот процесс происходит в растительных клетках при созревании плодов и прорастании семян. В лабораторных условиях реакция протекала медленно, при длительном кипячении крахмального клейстера. Однажды Кирхгоф добавил в реакционную смесь несколько капель раствора серной кислоты и обнаружил, что реакция завершилась за несколько минут. При этом по окончании реакции количество серной кислоты в растворе не изменилось. Какое открытие совершил учёный? Как бы вы охарактеризовали роль серной кислоты в этой реакции? Предложите своё название наблюдаемому явлению.

Вскоре после работ Кирхгофа была обнаружена способность и других веществ увеличивать скорость химических реакций. Сначала реакции с участием ускоряющих веществ называли контактными, а в 1835 г. шведский химик Й. Я. Берцелиус предложил современные термины — *катализ* и *катализатор*.

Катализатором называют вещество, которое при добавлении в незначительном количестве существенно изменяет скорость химической реакции, но не входит в состав продуктов.
Увеличение скорости химической реакции в присутствии катализатора называют **катализом**.

Катализатор может не только ускорять химическую реакцию, но и направлять её протекание по другому пути, т. е. продукты каталитической и некаталитической реакций могут различаться. Также следует учитывать, что в случае обратимых реакций катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакции.

Лабораторный опыт 12

В химический стакан налейте 10 мл раствора пероксида водорода. При комнатной температуре разложение этого вещества происходит очень медленно. Добавьте в стакан на кончике шпателя оксид марганца(IV). Что наблюдаете? Исчез ли чёрный порошок оксид марганца(IV) по окончании реакции?

Оксид марганца(IV) является катализатором разложения пероксида водорода на воду и кислород:

$$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2H_2O + O_2$$

Явление катализа широко используют в химической технологии. Около 90 % всех химических производств основано на каталитических процессах. Неорганические катализаторы используют для обезвреживания выхлопных газов автомобилей. Катализаторы органической природы — **ферменты** — применяют в пищевой промышленности, медицине, кожевенной промышленности и других сферах деятельности.

Скорость химической реакции. Молярная концентрация. Катализ. Катализатор. Ферменты

Проверьте свои знания

1. Что называют скоростью химической реакции? Приведите примеры реакций, протекающих с высокой и низкой скоростью.
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? Кратко охарактеризуйте влияние каждого из них на скорость реакции.

Примените свои знания

3. Запишите уравнение реакции цинка с серной кислотой. Предложите способы увеличения скорости этой реакции.
4. Некоторые продукты питания хранят при низких температурах: в холодильниках, погребах, овощехранилищах. Почему? Приведите ещё несколько примеров увеличения или уменьшения скоростей химических реакций из повседневной жизни.
5. В химической реакции, протекающей по уравнению

$$2H_2S + SO_2 = 3S\downarrow + 2H_2O,$$

концентрация газообразного сероводорода за 2 мин уменьшилась с 0,86 моль/л до 0,26 моль/л. Рассчитайте скорость химической реакции за указанный промежуток времени.

Используйте дополнительную информацию

6. Найдите в Интернете видео опыта каталитической реакции. Запишите уравнение реакции, укажите, какой катализатор был использован для её проведения.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ I «ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО КУРСУ 8 КЛАССА. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»

1. Химические вещества разделяют на простые (металлы, неметаллы, благородные газы) и сложные: бинарные соединения, в том числе оксиды и бескислородные кислоты, и многоэлементные соединения, состоящие из трёх и более элементов, — гидроксиды (в том числе основания, амфотерные гидроксиды или кислородсодержащие кислоты) и соли.

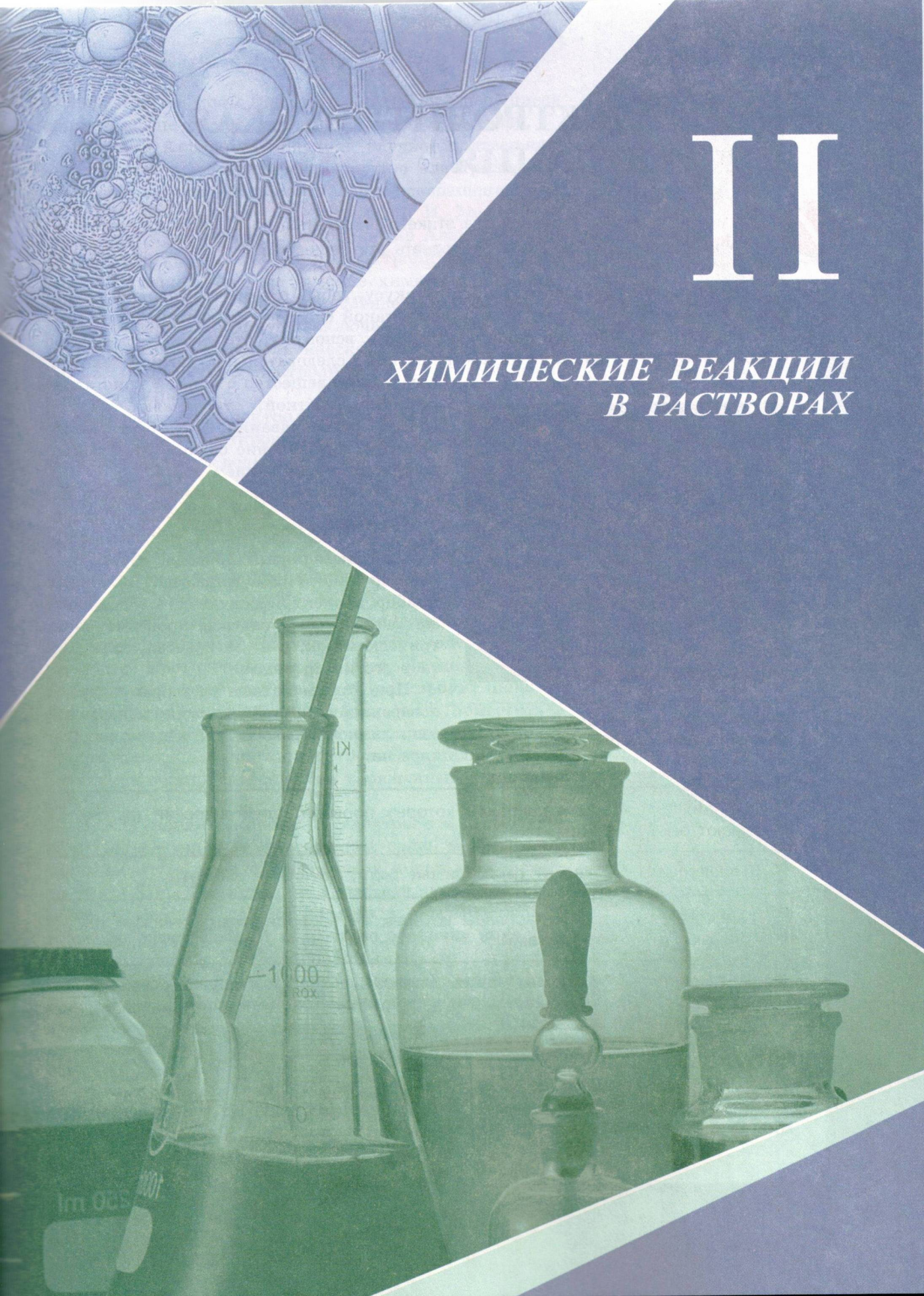
2. Химические реакции классифицируют по следующим признакам:
- число и состав реагентов и продуктов;
- тепловой эффект;
- агрегатное состояние веществ;
- наличие катализатора;
- обратимость;
- изменение степеней окисления атомов химических элементов, образующих вещества.

3. Скоростью химической реакции называют изменение концентрации вещества в единицу времени.

4. Факторы, от которых зависит скорость химических реакций:
- природа реагирующих веществ;
- температура;
- концентрация реагирующих веществ;
- площадь соприкосновения реагирующих веществ;
- наличие катализатора.

II

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ



§ 4. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

В двух химических стаканах без этикеток находятся по 10 г сахарного песка и поваренной соли. Как распознать эти вещества?

Кто-то предложит распознать их по вкусу, забыв о том, что правила техники безопасности запрещают использовать такой способ в кабинете химии. Другие, опираясь на прочные знания по химии, вспомнят, что сахар — вещество с молекулярной кристаллической решёткой, следовательно, легко плавится, а соль, как вещество с ионной кристаллической решёткой, тугоплавка. Такой способ распознавания потребует много времени, а плавление сахара будет сопровождаться образованием дыма.

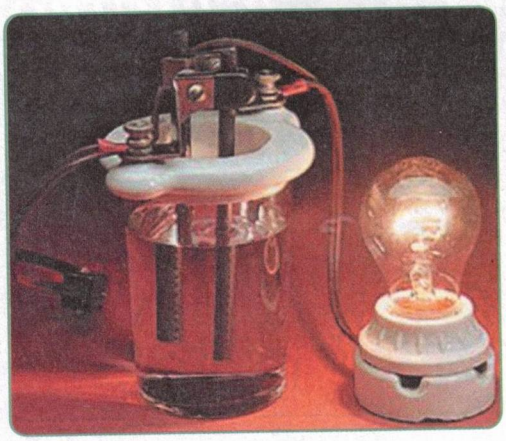


Рис. 7. Прибор для определения электропроводности растворов

Для решения поставленной задачи используем прибор, изображённый на рисунке 7. Угольные электроды, к клеммам которых присоединены провода, опускают в раствор какого-либо вещества. Включают прибор в электрическую сеть. Лампочка загорается, если раствор проводит электрический ток, и не загорается, если раствор его не проводит.

Приготовим водные растворы сахара и поваренной соли. В растворе поваренной соли лампочка загорается, а в растворе сахара нет.

Вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток, называют **электролитами**.

К электролитам относят растворимые соли, щёлочи и кислоты.

Вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**.

К неэлектролитам относят спирт, глюкозу, сахарозу и другие органические соединения.

В чём причина электропроводности растворов электролитов?

Для объяснения этого явления шведский химик, лауреат Нобелевской премии Сванте Аррениус предположил, что при растворении в воде электролиты

распадаются на ионы (диссоциируют). Образовавшиеся ионы и обеспечивают электропроводность раствора.

Гипотеза Аррениуса получила научное подтверждение, которое превратило её в **теорию электролитической диссоциации**. Большой вклад в превращение этой гипотезы в теорию внесли ученики Д. И. Менделеева Иван Алексеевич Каблуков и Владимир Александрович Кистяковский. Для объяснения электролитической диссоциации веществ в воде русские химики применили химическую теорию растворов Менделеева. Их дополнения к теории Аррениуса заключались в следующем:

1. Причиной электролитической диссоциации является взаимодействие электролита с молекулами воды, т. е. его гидратация.

2. В растворах электролитов содержатся не свободные ионы, а гидратированные, т. е. «одетые» в оболочку из молекул воды.



Сванте Август Аррениус (1859—1927)



Иван Алексеевич Каблуков (1857—1942)



Владимир Александрович Кистяковский (1865—1952)

Механизм электролитической диссоциации ионных соединений

Вспомним строение молекул воды H_2O. Атом кислорода более электроотрицателен, чем атомы водорода, поэтому на атомах водорода образуется частичный положительный заряд, а на атомах кислорода — частичный отрицательный. Получается, что молекула воды имеет два противоположно заряженных полюса, т. е. представляет собой *диполь*. Если электролит ионного строения, например хлорид натрия NaCl, поместить в воду, то вокруг положительных и отрицательных ионов кристаллической решётки электролита диполи воды сориентируются противоположно заряженными концами (рис. 8).

Между ионами кристалла электролита и молекулами воды возникнет притяжение, связь между ионами ослабеет, и произойдёт переход ионов из кристалла в раствор. Перешедшие в раствор ионы остаются связанными с присоединившимися к ним молекулами воды, которые образуют **гидратную оболочку иона**. Такой ион называют **гидратированным**.

Следовательно, при диссоциации электролитов с ионной кристаллической решёткой последовательно происходят следующие процессы:

1) *ориентация* молекул воды — диполей — вокруг ионов кристалла;

2) *гидратация* (взаимодействие) молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла;

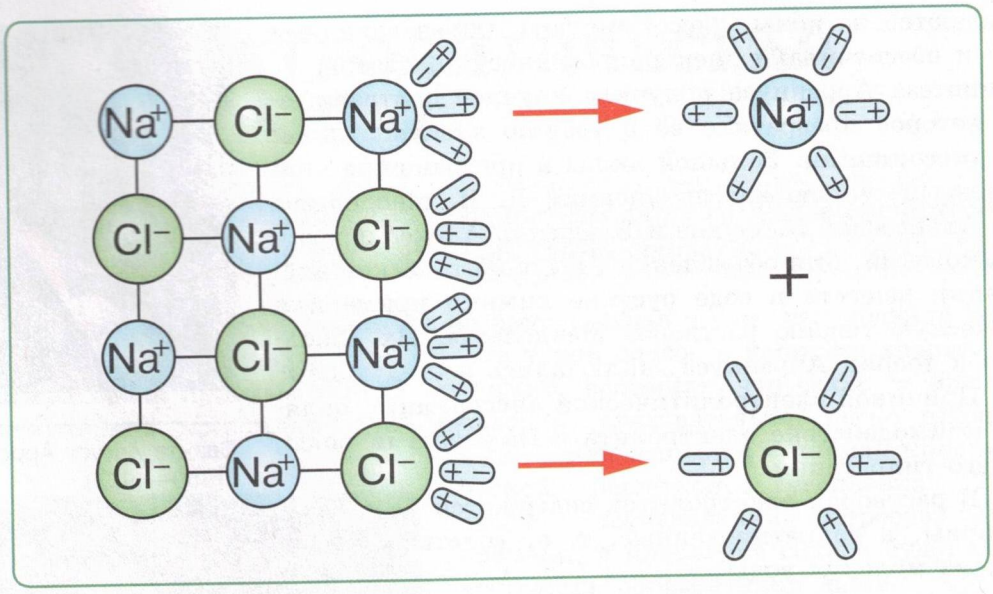


Рис. 8. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия

3) *диссоциация* (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы. Уравнение диссоциации хлорида натрия:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-$$

Механизм диссоциации электролитов молекулярного строения

Диссоциация электролитов, молекулы которых образованы за счёт ковалентной полярной связи, протекает аналогично диссоциации ионных соединений. В этом случае под действием молекул воды ковалентная полярная связь превращается в ионную, и молекулы электролита распадаются на гидратированные ионы. Этот процесс показан на рисунке 9 на примере диссоциации хлороводо-

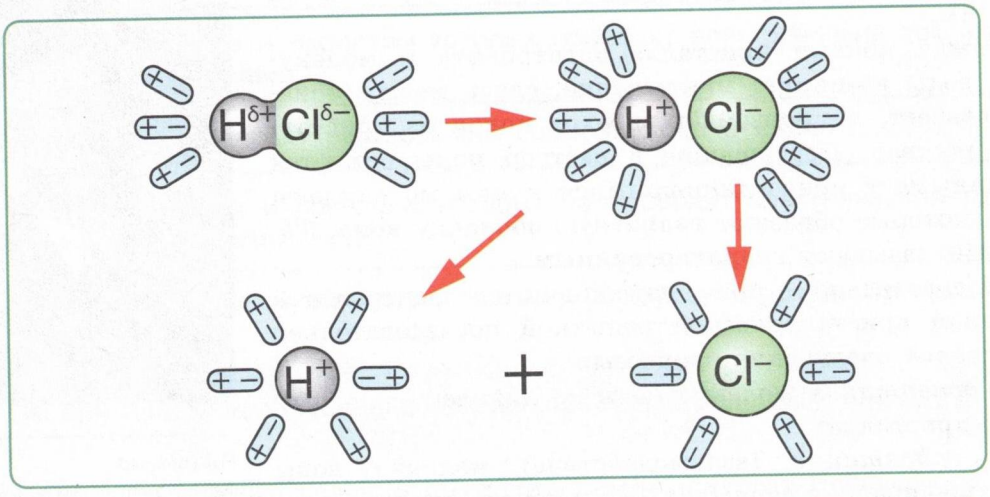


Рис. 9. Схема электролитической диссоциации молекул хлороводорода

рода. В результате диссоциации молекул HCl в раствор переходят гидратированные ионы водорода и хлора. Уравнение диссоциации хлороводорода:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

Степень электролитической диссоциации

Разные электролиты в разной степени диссоциируют на ионы. Это свойство электролитов характеризуют особой величиной, которую так и называют — степень электролитической диссоциации. Её обозначают греческой буквой α — «альфа».

Отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы ($n_д$), к общему количеству растворённого вещества ($n_р$) называют **степенью электролитической диссоциации**:

$$\alpha = \frac{n_д}{n_р}$$

Степень электролитической диссоциации определяют опытным путём и выражают в долях или процентах. Если α = 0, то диссоциация отсутствует, а если α = 1 (100 %), то электролит полностью распадается на ионы.

В водном растворе степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и от его концентрации. При разбавлении раствора степень электролитической диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации все электролиты делят на сильные и слабые.

Сильные электролиты в растворе полностью распадаются на ионы (α → 1), т. е. диссоциируют необратимо. К ним относят:

- все растворимые в воде соли;
- щёлочи;
- многие кислоты, например HCl, HNO_3, H_2SO_4.

Запишем уравнения электролитической диссоциации некоторых сильных электролитов:

$$K_2SO_4 = 2K^+ + SO_4^{2-}$$

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

Слабые электролиты лишь частично распадаются на ионы (α → 0). Диссоциируют такие электролиты обратимо, т. е. наряду с процессом распада их молекул на ионы — диссоциацией — происходит процесс соединения ионов в молекулы — *ассоциация*.

К слабым электролитам относят:

- многие неорганические кислоты, например: HNO_2, H_2S, H_2CO_3, HF, H_2SO_3;
- гидрат аммиака $NH_3 \cdot H_2O$;
- органические кислоты, например CH_3COOH (уксусная кислота).

В уравнениях диссоциации таких электролитов используют знак обратимости — две противоположно направленные стрелки:

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$$

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Лабораторный опыт 13

В углубление планшетки для эксперимента с малыми количествами веществ капните с помощью пипетки 1—2 капли раствора уксусной кислоты. Соблюдая правила техники безопасности, понюхайте кислоту. Что отмечаете? Изменяется ли интенсивность запаха при добавлении к кислоте 7—10 капель воды?

Уксусная кислота — слабая летучая кислота, обладающая резким запахом. (Летучими называют вещества, которые легко переходят в газообразное состояние.) При разбавлении она как слабый электролит почти не распадается на ионы, и молекулы обусловливают сохранение запаха.

Электролиты. Электролитическая диссоциация. Гидратированные ионы. Степень электролитической диссоциации

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют электролитами?
2. Что называют электролитической диссоциацией?
3. Что называют степенью электролитической диссоциации? На какие группы делят вещества по степени электролитической диссоциации?
4. От каких факторов зависит степень электролитической диссоциации?

Примените свои знания

5. Почему кристаллический хлорид натрия не проводит электрический ток, а его раствор электропроводен? Объясните механизм диссоциации этой соли.
6. Можно ли говорить о процессе ассоциации в растворах электролитов с ионной ковалентной связью? Почему?
7. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: хлорида железа(III), сероводородной кислоты, сульфата железа(II), фосфата натрия, гидроксида бария, азотистой кислоты, азотной кислоты. Почему в одних уравнениях вы записываете знак равенства, а в других — знак обратимости?
8. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами ионов в уравнениях электролитической диссоциации: а) нитрата железа(III); б) хлорида алюминия; в) нитрита калия; г) сульфата аммония?
9. В растворах каких соединений загорится лампочка при испытании их на электропроводность: а) сероводород; б) азотистая кислота; в) гидроксид бария; г) гидрат аммиака; д) серная кислота; е) сульфат магния? Где лампочка будет гореть ярко, а где — слабо? Как можно увеличить интенсивность её свечения?
10. Найдите количество вещества каждого из ионов, содержащихся в 342 г 5 %-ного раствора сульфата алюминия.

Используйте дополнительную информацию

11. Подготовьте сообщение о жизни и творчестве С. Аррениуса.
12. Подготовьте презентацию по теме «Вклад русских химиков в теорию электролитической диссоциации».

§ 5. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

Теория (от греч. *theoria* — наблюдение, исследование) — совокупность научных положений какого-либо учения. Предметом химии являются вещества, а предметом теории электролитической диссоциации — электролиты. Свойства электролитов обусловлены свойствами образующихся при их диссоциации ионов. Как сформулировать основные положения этой теории в соответствии с логической схемой: вещества ⇄ электролиты ⇄ ионы? Почему в данной схеме использованы знаки обратимости?

Изложим основные положения теории электролитической диссоциации в соответствии с предложенной схемой.

1. Все вещества по способности проводить электрический ток в водных растворах или в расплавах делят на электролиты и неэлектролиты.

2. В растворе электролиты диссоциируют, т. е. распадаются на ионы. Причиной диссоциации служит гидратация электролита, т. е. его взаимодействие с водой.

Ионы (от греч. *ión* — идущий, странствующий) — это положительно или отрицательно заряженные частицы, образующиеся при потере или приобретении электронов атомами или группами атомов.

По составу различают **простые ионы** (например, Na^+, Cl^-, S^{2-}, Al^{3+}) и **сложные ионы** (например, NH_4^+, SO_4^{2-}).

По заряду различают положительные и отрицательные ионы. Положительные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, и поэтому их называют **катионами**. К ним относят:

- катион водорода H^+
- катионы металлов M^{n+}
- катион аммония NH_4^+

Отрицательные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, и поэтому их называют **анионами**. К ним относят:

- гидроксид-анион OH^-
- анионы кислотных остатков

3. Образующиеся в результате диссоциации ионы в растворе гидратированы, т. е. окружены оболочкой из молекул воды.

Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Например, гидратированные ионы меди $Cu^{2+} \cdot 4H_2O$ имеют синий цвет, а негидратированные ионы меди Cu^{2+} в безводных кристаллах сульфата меди(II) $CuSO_4$ бесцветны.

4. Разные электролиты по-разному диссоциируют на ионы и по этому признаку их делят на сильные и слабые электролиты.

Количественно способность электролитов диссоциировать характеризует степень электролитической диссоциации.

Кислоты, основания и соли как электролиты

Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы водорода и анионы кислотного остатка, называют **кислотами**.

Общее уравнение электролитической диссоциации кислоты можно представить в виде

$$H_nAcd = nH^+ + Acd^{n-},$$

где Acd — кислотный остаток; n — величина заряда аниона кислотного остатка (основность кислоты).

По числу атомов водорода, способных замещаться атомами металлов, кислоты подразделяют на три группы:

- одноосно́вные (например, HCl, HNO_3, HNO_2)
- двухосно́вные (например, H_2SO_4, H_2CO_3, H_2S)
- трёхосно́вные (например, H_3PO_4)

По наличию кислорода в кислотном остатке кислоты бывают:

- кислородсодержащие (например, H_2SiO_3, H_2SO_3, H_3PO_4)
- бескислородные (например, HCl, H_2S, HCN)

По растворимости в воде кислоты делят на две группы:

- растворимые (например, HCl, H_2SO_4)
- нерастворимые (например, H_2SiO_3)

В зависимости от степени электролитической диссоциации кислоты бывают:

- сильные (например, HNO_3, HCl, H_2SO_4)
- слабые (например, H_2S, CH_3COOH, HNO_2)

Как сильные, так и слабые одноосно́вные кислоты диссоциируют, распадаясь на катион водорода и анион кислотного остатка:

$$HBr = H^+ + Br^-$$

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$$

Многоосно́вные кислоты диссоциируют ступенчато. На первой ступени отщепляется первый катион водорода, например:

$$H_2SO_4 = H^+ + HSO_4^-$$

Второму катиону водорода приходится отрываться уже не от нейтральной молекулы, а от отрицательно заряженного иона, что значительно сложнее. Следовательно, диссоциация кислоты по второй ступени менее выражена, чем по первой, и потому в уравнении диссоциации записывают знак обратимости, как для слабого электролита:

$$HSO_4^- \rightleftarrows H^+ + SO_4^{2-}$$

Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы металла (или ионы аммония) и гидроксид-анионы, называют **основаниями**.

В общем виде уравнение электролитической диссоциации растворимых в воде оснований (щелочей) выглядит так:

$$M(OH)_n = M^{n+} + nOH^-,$$

где M^{n+} — катион металла; n — величина заряда катиона металла.

Помимо гидроксидов металлов, основные свойства проявляет водный раствор аммиака. Газообразный аммиак не просто растворяется в воде, но и частично с ней взаимодействует. При этом образуется гидрат аммиака, состав которого записывают формулой $NH_3 \cdot H_2O$.

По числу гидроксильных групп, т. е. кислотности, основания подразделяют на две группы:

- однокислотные (например, NaOH, LiOH)
- двухкислотные (например, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$)

По растворимости в воде основания делят на две группы:

- растворимые, или щёлочи (например, KOH, $Ba(OH)_2$)
- нерастворимые (например, $Fe(OH)_2$)

В зависимости от степени электролитической диссоциации основания бывают:

- сильные, к которым относят щёлочи (например, NaOH, $Ca(OH)_2$, $Sr(OH)_2$);
- слабые (например, $NH_3 \cdot H_2O$).

Основания диссоциируют в растворах, распадаясь при этом на катион металла и гидроксид-анионы OH^-:

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$$

Гидрат аммиака диссоциирует по-особому:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Электролиты, которые диссоциируют в воде на катионы металла (или ионы аммония) и анионы кислотного остатка, называют **солями.**

Роль однозарядного катиона металла в солях может играть катион аммония NH_4^+ — это так называемые соли аммония, или аммонийные соли, например: NH_4Cl — хлорид аммония, $(NH_4)_2SO_4$ — сульфат аммония.

В зависимости от растворимости в воде соли, как и вещества других классов, бывают:

- растворимые (например, NaCl, KNO_3)
- малорастворимые (например, $CaSO_4$, $PbCl_2$)
- нерастворимые (например, AgCl, $BaSO_4$)

Все растворимые соли — сильные электролиты. В растворе они полностью диссоциируют, например:

$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

$$AlCl_3 = Al^{3+} + 3Cl^-$$

$$NH_4Br = NH_4^+ + Br^-$$

$$Cr_2(SO_4)_3 = 2Cr^{3+} + 3SO_4^{2-}$$

Катионы металла и анионы кислотного остатка входят в состав только средних солей. Такие соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов.

Одноосно́вным кислотам соответствуют только средние соли. В многоосно́вных кислотах атомов водорода несколько. Если не все, а только часть из них заместить атомами металлов, получатся кислые соли. Например, удалив один катион водорода в молекуле угольной кислоты, получим анион HCO_3^-. Этот анион входит в состав кислых солей, например: $NaHCO_3$, $Mg(HCO_3)_2$.

Кислые соли, как и многоосно́вные кислоты, диссоциируют ступенчато:

$$NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + CO_3^{2-}$$

Так же, как и диссоциация многоосно́вных кислот, диссоциация этих солей протекает преимущественно по первой ступени.

Комплексные соли тоже диссоциируют, например:

$$Na[Al(OH)_4] \rightleftarrows Na^+ + [Al(OH)_4]^-$$

$$[Ag(NH_3)_2]Cl \rightleftarrows [Ag(NH_3)_2]^+ + Cl^-$$

Теория электролитической диссоциации. Простые ионы. Сложные ионы. Катионы. Анионы

Проверьте свои знания

1. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
2. Дайте определения кислотам, основаниям и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.
3. На какие группы делят кислоты, основания и соли?
4. В чём различие процессов электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов? Напишите уравнения электролитической диссоциации азотной и азотистой кислот. В каком уравнении необходимо поставить знак равенства, а в каком — знак обратимости?

Примените свои знания

5. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: бромида калия, иодоводородной кислоты, хлорида железа(III), сульфата натрия.
6. В чём сходство и различие состава растворов хлорида калия и хлорида натрия? Назовите ионы, присутствующие в растворах этих веществ.
7. Чему равна сумма коэффициентов перед формулами ионов в уравнениях электролитической диссоциации: а) нитрата лития; б) хлорида бария; в) нитрита кальция; г) сульфата цинка?
8. Среди перечисленных веществ укажите сильные и слабые электролиты: сероводородная кислота, азотистая кислота, гидроксид бария, гидрат аммиака, серная кислота, сульфат магния.
9. Определите степени окисления атомов в следующих кислотах: борная H_3BO_3, метафосфорная $(HPO_3)_n$, двухромовая $H_2Cr_2O_7$. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации двухромовой кислоты, учитывая, что по первой ступени двухромовая кислота диссоциирует полностью, а по второй — частично.
10. В 1 л воды растворили 4,48 л аммиака (н. у.). Найдите массовую долю аммиака в полученном растворе.
11. Дайте названия солям, формулы которых: Na_2SO_3, $(NH_4)_2S$, KNO_2, $CuSO_4$, $Cr(NO_3)_3$, $Ca(HCO_3)_2$, NH_4HSO_4. Напишите уравнения электролитической диссоциации каждой из этих солей.

Выразите своё мнение

12. Предложите свою классификацию электролитов.

§ 6. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ КАК ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации кислот:

$$H_nAcd = nH^+ + Acd^{n-}$$

В растворах кислот, особенно сильных, присутствуют два типа ионов: одинаковые для всех кислот — катионы водорода и индивидуальные для каждой кислоты — анионы кислотного остатка. Какие ионы, образующиеся при диссоциации кислот, обусловливают их общие свойства?

Рассмотрим общие химические свойства кислот.

1. Все кислоты **обладают кислым вкусом**. Конечно, проверять это в кабинете химии категорически запрещается. Вам хорошо знаком кислый вкус щавеля, обусловленный содержащейся в нём щавелевой кислотой, или ягод смородины, богатых лимонной, яблочной и аскорбиновой кислотами.

2. Растворимые в воде кислоты **изменяют окраску индикаторов**. Лакмус, метиловый оранжевый и универсальный индикаторы в кислой среде окрашиваются в красный цвет, фенолфталеин остаётся бесцветным.

Лабораторный опыт 14

Поместите в штатив две пробирки с 2 мл раствора серной кислоты, две — с 2 мл раствора азотной кислоты и две — с 2 мл соляной кислоты. В первую, третью и пятую пробирки добавьте с помощью пипетки 2—3 капли раствора лакмуса, в остальные — метилового оранжевого. Как изменилась окраска индикаторов? Почему для эксперимента не был предложен раствор фенолфталеина?

3. Кислоты реагируют с основаниями с образованием соли и воды.

Лабораторный опыт 15

Налейте в три пробирки по 2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте к ним по 2—3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Затем по каплям приливайте в эти пробирки кислоты: в первую — раствор серной кислоты, во вторую — раствор азотной кислоты, в третью — соляную кислоту до тех пор, пока растворы не обесцветятся. О чём свидетельствует исчезновение окраски индикатора? Потрогайте дно пробирок и сделайте вывод о тепловом эффекте реакции.

Запишем уравнения проведённых реакций, учитывая, что в опыте использовались сильные электролиты, полностью распадающиеся на ионы.

1) $2NaOH + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + 2H_2O$

Запись уравнения реакций с помощью формул веществ называют **молекулярным уравнением** реакции. Перепишем молекулярное уравнение следующим образом: формулы сильных электролитов запишем в виде ионов, а формулы неэлектролитов оставим в молекулярном виде:

$$2Na^+ + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2Na^+ + SO_4^{2-} + 2H_2O$$

Такую запись называют **полным ионным уравнением** реакции. В нём представлены все частицы, реально содержащиеся в растворе.

Из полного ионного уравнения видно, что катионы натрия $2Na^+$ и сульфат-анионы SO_4^{2-} записаны и в левой, и в правой частях уравнения. Следовательно, они не участвуют в реакции и их можно сократить. Остаётся:

$$2H^+ + 2OH^- = 2H_2O$$

$$H^+ + OH^- = H_2O$$

Таким образом получают **сокращённое ионное уравнение**, т. е. такое уравнение, в котором показано, между какими частицами идёт взаимодействие.

2) $NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O$ — молекулярное уравнение реакции;
$Na^+ + OH^- + H^+ + NO_3^- = Na^+ + NO_3^- + H_2O$ — полное ионное уравнение;
$H^+ + OH^- = H_2O$ — сокращённое ионное уравнение.

3) $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$ — молекулярное уравнение реакции;
$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- = Na^+ + Cl^- + H_2O$ — полное ионное уравнение;
$H^+ + OH^- = H_2O$ — сокращённое ионное уравнение.

Сокращённое ионное уравнение одинаково для всех проведённых реакций: *катионы водорода взаимодействуют с гидроксид-анионами с образованием воды*. Это значит, что протекает реакция нейтрализации:

$$\underset{\text{кислотная среда}}{H^+} + \underset{\text{щелочная среда}}{OH^-} = \underset{\text{нейтральная среда}}{H_2O}$$

Реакция нейтрализации — частный случай реакций обмена. Реакции обмена, протекающие в растворах с участием сильных электролитов, называют **реакциями ионного обмена**.

Рассмотрим взаимодействие этих же кислот с нерастворимым гидроксидом меди(II).

Лабораторный опыт 16

Получите осадок гидроксида меди(II): к 2 мл раствора сульфата меди(II) прилейте 1 мл раствора щёлочи. Распределите полученный осадок по трём пробиркам. В первую прилейте соляную кислоту (т. е. раствор, содержащий ионы H^+ и Cl^-), во вторую — раствор серной кислоты (т. е. раствор, содержащий ионы H^+ и SO_4^{2-}), в третью — раствор азотной кислоты (т. е. раствор, содержащий ионы H^+ и NO_3^-). Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Во всех трёх пробирках наблюдается одинаковый эффект: осадок голубого цвета растворяется и образуется раствор синего цвета. Ионы меди из осадка переходят в раствор:

$$Cu(OH)_2\downarrow + \text{сильная кислота } (nH^+ + Acd^{n-}) \rightarrow Cu^{2+} + \ldots$$

Согласно закону сохранения зарядов, который вы изучали в курсе физики, в реакцию с одной формульной единицей гидроксида меди(II) вступят два катиона водорода (так как образуется двухзарядный катион меди Cu^{2+}). Очевидно, что вторым продуктом этой реакции будет вода. Запишем сокращённое ионное уравнение всех трёх проведённых реакций:

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O$$

Ему соответствуют три молекулярных уравнения:

$$Cu(OH)_2 + 2HCl = CuCl_2 + 2H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2H_2O$$

$$Cu(OH)_2 + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2H_2O$$

4. Кислоты **реагируют с оксидами металлов** с образованием соли и воды.

Лабораторный опыт 17

В три сухие пробирки поместите немного порошка оксида меди(II) и прилейте: в первую — соляную кислоту, во вторую — раствор серной кислоты, в третью — раствор азотной. Используя держатель для пробирок, нагрейте каждую пробирку в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Сущность проведённых реакций отражает схема

$$CuO + \text{сильная кислота } (nH^+ + Acd^{n-}) \rightarrow Cu^{2+} + \ldots,$$

которой соответствует следующее ионное уравнение реакции:

$$CuO + 2H^+ = Cu^{2+} + H_2O$$

Ему, в свою очередь, соответствуют три молекулярных уравнения:

$$CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$$

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

$$CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

5. Кислоты **взаимодействуют с металлами** с образованием соли и водорода. Из сильных кислот по-особому взаимодействуют с металлами концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации. Эти реакции вы будете изучать в нашем курсе позднее. Следовательно, из всех сильных кислот взаимодействие с металлами с образованием соли и водорода характерно для соляной и разбавленной серной кислот. Будучи сильными электролитами, эти вещества в растворе существуют не в виде молекул, а в виде ионов:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}$$

Лабораторный опыт 18

Поместите в две пробирки по 1—2 гранулы цинка. Затем прилейте: в первую пробирку 2 мл соляной кислоты, а во вторую пробирку 2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Нетрудно заметить выделение пузырьков водорода. Гранулы цинка постепенно уменьшаются в размерах, т. е. цинк в виде ионов переходит в раствор:

$$Zn + \text{сильная кислота } (nH^+ + Acd^{n-}) \rightarrow Zn^{2+} + H_2\uparrow$$

Очевидно, что с цинком взаимодействуют катионы водорода кислоты. Ионное уравнение этого процесса:

$$Zn + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2$$



Запишите молекулярные уравнения реакций: а) между цинком и соляной кислотой; б) между цинком и серной кислотой.

Однако не все металлы вытесняют водород из кислот. Возможность протекания такой реакции определяется положением металла в ряду активности — **электрохимическом ряду напряжений металлов:**

Rb K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H_2) Cu Hg Ag Pt Au

Активность металлов уменьшается

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснять его из растворов сильных кислот (но не азотной кислоты и не концентрированной серной кислоты). Очевидно, что медь с растворами серной и соляной кислот реагировать не будет (она находится в ряду активности металлов после водорода).

Лабораторный опыт 19

Поместите в пробирку кусочек меди. Прилейте 2—3 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Для того чтобы прошла реакция между раствором кислоты и металлом, необходимо соблюдение ещё одного правила. В результате этой реакции должна образоваться растворимая соль.

Лабораторный опыт 20

Поместите в пробирку кусочек свинца и прилейте 2—3 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете?

Раствор серной кислоты со свинцом не взаимодействует, так как на его поверхности образуется нерастворимый сульфат. Тем самым нарушается важнейшее условие протекания химической реакции — соприкосновение реагирующих веществ.

Отметим также, что для растворов кислот уравнения реакций с металлами IA- и IIA-групп не записывают, так как эти металлы одновременно взаимодействуют и с водой, образуя щёлочь и водород. Фактически в этом случае протекают две реакции.

6. Кислоты **взаимодействуют с солями.**

Если эта реакция проходит между растворами электролитов, то она протекает по правилу, установленному французским химиком Клодом Бертолле.

Правило Бертолле. Реакция между растворами электролитов возможна только в том случае, если в результате реакции образуется газ, осадок или слабый электролит (например, вода).

Рассмотрим первый случай — *образование газа*.

Лабораторный опыт 21

В три пробирки налейте по 2 мл раствора карбоната натрия. Затем осторожно добавьте в каждую пробирку по 2—3 капли кислот: в первую пробирку — соляную кислоту, во вторую — раствор серной кислоты, в третью — раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Будучи сильным электролитом, карбонат натрия существует в растворе в виде ионов:

$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

Во всех пробирках наблюдается один и тот же результат — бурное выделение углекислого газа в результате взаимодействия ионов:

$$2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow$$

Запишите три молекулярных уравнения, соответствующих этому ионному уравнению.

Рассмотрим второй случай — *выпадение осадка.*

С помощью таблицы растворимости определим, каким образом можно связать катион водорода. Очевидно, в виде кремниевой кислоты, полученной в результате реакции, сокращённое ионное уравнение которой

$$2H^+ + SiO_3^{2-} = H_2SiO_3\downarrow$$

Лабораторный опыт 22

В три пробирки налейте по 2 мл раствора силиката натрия. Затем добавляйте по каплям: в первую пробирку соляную кислоту, во вторую — раствор серной кислоты, в третью — раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Запишите соответствующие уравнения реакций.

Запишите молекулярные уравнения проделанных реакций, соответствующих приведённому выше ионному уравнению.

Катионы водорода предоставляет для этой реакции каждая из рассмотренных кислот (как сильные электролиты), а силикат-анион — растворимая соль кремниевой кислоты (Na_2SiO_3 или K_2SiO_3). Для соляной кислоты требуемое молекулярное уравнение имеет вид

$$2HCl + Na_2SiO_3 = H_2SiO_3\downarrow + 2NaCl$$

Аналогично с помощью таблицы растворимости определим, что хлорид-ион можно перевести в осадок в виде хлорида серебра в соответствии со следующим ионным уравнением:

$$Cl^- + Ag^+ = AgCl\downarrow$$

Необходимый для проведения этой реакции катион серебра предоставит растворимая соль — нитрат серебра $AgNO_3$.

Лабораторный опыт 23

В пробирку прилейте 2 мл соляной кислоты и добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Запишите соответствующее уравнение реакции.

Выпавший белый творожистый осадок и представляет собой хлорид серебра.

Сульфат-ион можно перевести в осадок с помощью растворов следующих солей: $BaCl_2$, $SrCl_2$, $Pb(NO_3)_2$. Реакция с хлоридом бария будет протекать согласно сокращённому ионному уравнению

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Запишите аналогичные уравнения для растворимых солей стронция и свинца.

А вот для нитрат-иона (аниона азотной кислоты) подобной реакции нет — все соли этой кислоты растворимы в воде.

Молекулярное уравнение реакции. Полное ионное уравнение реакции. Сокращённое ионное уравнение реакции. Реакции ионного обмена. Электрохимический ряд напряжений металлов. Правило Бертолле

Проверьте свои знания

1. Какие электролиты называют кислотами? Какие признаки лежат в основе их классификации? Приведите примеры кислот каждого типа. Охарактеризуйте серную и фосфорную кислоты по всем указанным вами признакам.
2. Назовите общие химические свойства кислот. Перечислите условия протекания реакций между растворами кислот и металлами.
3. Сформулируйте правило Бертолле, т. е. перечислите условия протекания реакций между растворами электролитов.

Примените свои знания

4. Запишите уравнения реакций (в молекулярной и ионной формах), характеризующих свойства: а) серной кислоты; б) соляной кислоты.
5. Запишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций между:
а) азотной кислотой и оксидом кальция;
б) азотной кислотой и гидроксидом кальция;
в) азотной кислотой и карбонатом кальция.
6. С какими из перечисленных веществ реагирует соляная кислота: азот, железо, оксид кальция, серная кислота, гидроксид алюминия, сульфат натрия, нитрат серебра(I)? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах.
7. Найдите массу 10 %-ной соляной кислоты, необходимой для нейтрализации 160 г 5 %-ного раствора гидроксида натрия.
8. Какая масса мрамора, содержащего 96 % карбоната кальция, потребуется для получения 89,6 л углекислого газа (н. у.) при взаимодействии его с азотной кислотой? Сколько граммов 20 %-ного раствора кислоты потребуется для этой реакции?

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение об областях применения серной кислоты.

§ 7. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ КАК ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации оснований:

$$M(OH)_n = M^{n+} + nOH^-$$

В растворах щелочей присутствуют два типа ионов: общие для всех оснований гидроксид-анионы и индивидуальные для каждого основания катионы конкретных металлов. Какие ионы, образующиеся при диссоциации оснований, обусловливают их общие свойства?

Рассмотрим общие химические свойства оснований.

1. Водные растворы щелочей **мылкие на ощупь.** Щёлочи разъедают кожу, оставляя на ней глубокие химические ожоги. Поэтому работать с растворами щелочей нужно очень осторожно.

2. Растворы щелочей **изменяют окраску индикаторов.**

Лабораторный опыт 24

В три пробирки налейте по 2 мл раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку добавьте по 2—3 капли растворов индикаторов: в первую — фенолфталеина, во вторую — лакмуса, в третью — метилового оранжевого. Как изменилась окраска индикаторов?

Лакмус и универсальный индикатор в щелочной среде становятся синими, метиловый оранжевый приобретает жёлтую окраску, фенолфталеин — малиновую.

3. Основания **реагируют с кислотами** с образованием соли и воды. Это свойство вы детально рассмотрели на прошлом уроке. Щёлочи взаимодействуют с кислотами в соответствии с сокращённым ионным уравнением

$$OH^- + H^+ = H_2O$$

Нерастворимые в воде основания реагируют с кислотами по-другому. Сокращённое ионное уравнение имеет вид

$$M(OH)_n + nH^+ = M^{n+} + nH_2O$$

Приведите по два молекулярных уравнения, соответствующие приведённым сокращённым ионным уравнениям реакций.

4. Щёлочи **реагируют с оксидами неметаллов** с образованием соли и воды.

Лабораторный опыт 25

Откройте пробки двух небольших пластиковых бутылочек из-под минеральной воды, заполненных углекислым газом, а затем в одну из них прилейте 10 мл раствора гидроксида натрия, а в другую — 10 мл раствора гидроксида калия. Вновь закройте бутылки пробками и встряхните. Что наблюдаете?

Через 2—3 мин можно заметить, что бутылки начали деформироваться (сжиматься) из-за взаимодействия углекислого газа со щёлочью. Так как эффект в обоих случаях одинаковый, то очевидно, что он вызван взаимодействием углекислого газа с одинаковыми гидроксид-анионами каждой из щелочей:

$$CO_2 + 2OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$$

Этому сокращённому ионному уравнению соответствуют следующие молекулярные уравнения:

$$CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

$$CO_2 + 2KOH = K_2CO_3 + H_2O$$

При взаимодействии оксида углерода(IV) со щелочами образуются соли угольной кислоты — карбонаты.

Необходимо помнить, что при взаимодействии оксидов неметаллов со щелочами образуются соли тех кислот, которым соответствуют эти оксиды, например:

$$Ca(OH)_2 + N_2O_5 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

или

$$2OH^- + N_2O_5 = 2NO_3^- + H_2O$$

$$2NaOH + SO_3 = Na_2SO_4 + H_2O$$

или

$$2OH^- + SO_3 = SO_4^{2-} + H_2O$$

5. Растворимые в воде основания **реагируют с солями.** Такие реакции также протекают по правилу Бертолле, т. е. только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или вода.

Лабораторный опыт 26

В две пробирки налейте по 2 мл растворов солей аммония — хлорида NH_4Cl и нитрата NH_4NO_3. Затем добавьте в каждую по 1 мл раствора щёлочи — гидроксида натрия. Подогрейте содержимое каждой пробирки в пламени спиртовки с помощью держателя для пробирок. Осторожно понюхайте продукт взаимодействия. Что ощущаете?

Поднесите к отверстию пробирки влажную универсальную индикаторную бумагу. Что наблюдаете?

На образование в проведённых реакциях газа указывает резкий запах аммиака (так пахнет нашатырный спирт). Индикаторная бумага указывает на щелочную среду раствора.

Рассмотрим сущность проведённой химической реакции. Будучи сильными электролитами, соли аммония и щёлочь существуют в растворах в виде ионов:

$$NH_4Cl = NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4NO_3 = NH_4^+ + NO_3^-$$

$$NaOH = Na^+ + OH^-$$

Нетрудно сделать вывод, что суть проведённого эксперимента отражена в ионном уравнении

$$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$$

Для получения осадка возьмём щёлочь — сильный электролит, например гидроксид бария, который в растворе полностью диссоциирует на ионы:

$$Ba(OH)_2 = Ba^{2+} + 2OH^-$$

Чтобы осадить катион бария, можно воспользоваться уже знакомым вам ионным уравнением:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Для определения нерастворимого вещества, содержащего ион бария, используют таблицу растворимости. Катион бария для этой реакции предоставит щёлочь, а сульфат-ион — любая растворимая соль серной кислоты, например сульфат натрия Na_2SO_4 или сульфат калия K_2SO_4.



Запишите молекулярное уравнение, соответствующее приведённому сокращённому ионному уравнению.

Гидроксид-ион можно осадить, например, согласно ионному уравнению

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$$

Гидроксид-анион для этой реакции предоставит щёлочь, а катион меди(II) — любая растворимая соль этого металла.



Запишите два молекулярных уравнения, соответствующие приведённому сокращённому ионному уравнению.

Лабораторный опыт 27

Повторите уже знакомый вам эксперимент. В пробирку налейте 2—3 мл раствора сульфата меди(II) — медного купороса — и прилейте 1—2 мл раствора щёлочи. Что наблюдаете?
Содержимое пробирки сохраните для проведения следующего опыта.

6. Нерастворимые основания **при нагревании разлагаются** на соответствующий оксид металла и воду.

Лабораторный опыт 28

Закрепите в пробиркодержателе пробирку с полученным в предыдущем опыте синим осадком. Осторожно нагревайте её в пламени спиртовки (не до кипения). Что наблюдаете?

Появление чёрного осадка вместо синего свидетельствует об образовании оксида меди(II):

$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O$$

Проверьте свои знания

1. Какие химические свойства характерны для щелочей? Какие — для нерастворимых оснований? Какие химические свойства характерны для обеих групп оснований?
2. Какие свойства оснований обусловлены гидроксид-анионами, а какие — катионами металла или аммония?
3. Перечислите условия протекания реакций между растворами щелочей и солей.

Примените свои знания

4. Напишите ионные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при взаимодействии:
а) раствора гидроксида натрия и оксида азота(V);
б) гидроксида хрома(II) и соляной кислоты;
в) растворов сульфата аммония и гидроксида натрия.
5. Напишите по одному молекулярному уравнению реакций, которым соответствуют сокращённые ионные уравнения:
а) $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$
б) $CO_2 + 2OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$
в) $2H^+ + Cu(OH)_2 = Cu^{2+} + 2H_2O$
6. Найдите массу 20%-ной соляной кислоты, необходимой для реакции со 160 г 25%-ного раствора гидроксида натрия.
7. Какой объём аммиака (н. у.) образуется при взаимодействии 535 мг 20%-ного раствора хлорида аммония с избытком раствора гидроксида калия? Какая масса 40%-ного раствора щёлочи потребуется для проведения этой реакции?

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение об областях применения и свойствах едких щелочей.

§ 8. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ КАК ЭЛЕКТРОЛИТОВ

В отличие от свойств кислот и оснований свойства солей зависят как от катиона металла, так и от аниона кислотного остатка. С какими свойствами солей вы познакомились при изучении свойств кислот и щелочей?

1. **Соли и кислоты** взаимодействуют, если образуется осадок или газ, например:

$$CaCO_3 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

Лабораторный опыт 29

Поместите в пробирку небольшой кусочек мрамора и прилейте к нему 2—3 мл раствора азотной кислоты. Что наблюдаете? Как можно распознать выделяющийся газ?

2. **Растворы солей и щелочей** взаимодействуют, если образуется осадок или газ, например:

$$Fe_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Fe(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

$$Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3\downarrow$$

Лабораторный опыт 30

Налейте в пробирку 2 мл раствора сульфата железа(III), а затем добавьте в неё 3 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете?

3. Следующее свойство солей определяется свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации. Это взаимодействие **растворов одних солей с растворами других солей.**

Используем таблицу растворимости для экспериментального доказательства состава соли, например сульфата магния.

Как сильный электролит, эта соль в растворе полностью диссоциирует:

$$MgSO_4 = Mg^{2+} + SO_4^{2-}$$

Катион магния можно осадить, например, в виде фосфата:

$$3Mg^{2+} + 2PO_4^{3-} = Mg_3(PO_4)_2\downarrow$$

Необходимый для этой реакции фосфат-анион может предоставить растворимая соль фосфорной кислоты: K_3PO_4 или Na_3PO_4.

Запишите молекулярное уравнение реакции между сульфатом магния и фосфатом щелочного металла.

Сульфат-анион можно осадить в виде сульфата бария:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

4. Взаимодействие **растворов солей с металлами** определяется положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов и подчиняется уже знакомым вам правилам (напомним их):

- металл, вступающий в реакцию с раствором соли, должен располагаться в электрохимическом ряду напряжений левее металла, входящего в состав соли;
- как исходная соль, так и соль, образующаяся в результате реакции, должны быть растворимыми;
- так как щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой, то в растворах солей они реагируют в первую очередь именно с ней, а потому для подобных реакций их не используют.

Например, если в раствор сульфата меди(II) поместить цинковую пластинку, то через некоторое время на ней можно будет обнаружить кристаллы выделившейся меди (рис. 10). Сокращённое ионное уравнение этого процесса

$$Zn + Cu^{2+} = Zn^{2+} + Cu\downarrow$$

Запишите молекулярное уравнение реакции между сульфатом меди(II) и цинком.

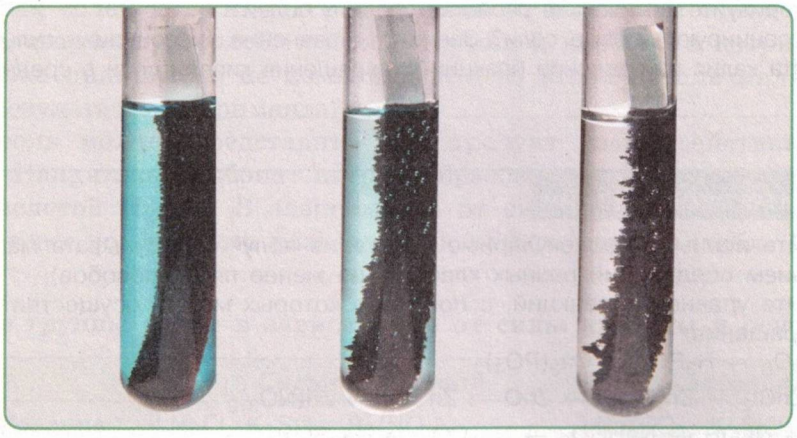


Рис. 10. Вытеснение меди цинком из раствора сульфата меди(II)

Лабораторный опыт 31

Поместите в пробирку канцелярскую скрепку. Прилейте в пробирку раствор сульфата меди(II) так, чтобы скрепка полностью находилась в растворе. Через некоторое время вы сможете отметить признак протекающей реакции. Какие изменения вы наблюдаете?

В этой реакции медь была вытеснена железом и покрыла скрепку красноватым налётом:

$$Fe + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu\downarrow$$

Вы можете отметить, что мы характеризовали свойства только средних солей.

Кислые соли, в отличие от средних, как правило, растворимы в воде. Например, карбонат кальция $CaCO_3$ нерастворим, а гидрокарбонат $Ca(HCO_3)_2$ растворим, однако обе соли аналогично взаимодействуют с кислотами. Реакцию для карбоната кальция мы уже рассмотрели выше. Запишем уравнение реакции для гидрокарбоната кальция:

$$2HNO_3 + Ca(HCO_3)_2 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$H^+ + HCO_3^- = H_2O + CO_2\uparrow$$

Кислые соли можно перевести в средние, нейтрализовав катионы водорода в кислотном остатке щёлочью:

$$NaHCO_3 + NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$$

$$HCO_3^- + OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$$

Проверьте свои знания

1. Какие электролиты называют солями?
2. Охарактеризуйте химические свойства средних солей.
3. Как диссоциируют кислые соли? Запишите уравнения диссоциации сульфата и гидросульфата калия и уравнение реакции превращения кислой соли в среднюю.

Примените свои знания

4. Запишите ионные и молекулярные уравнения получения сульфата магния с использованием соединений разных классов (не менее пяти способов).
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$

б) $Zn \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(NO_3)_2$

в) $Na_2O \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4$

Реакции с участием электролитов запишите также и в ионном виде.

6. Сульфат бария используют в качестве контрастного вещества при рентгеноскопии желудочно-кишечного тракта, в качестве наполнителя при изготовлении бумаги и резины, как пигмент белой краски. Какая масса 20 %-ных растворов сульфата натрия и хлорида бария потребуется для получения 93,2 кг сульфата бария?
7. Железную пластинку погрузили в раствор сульфата меди(II), в результате чего её масса увеличилась на 1,3 г. Рассчитайте массу меди, выделившейся на пластинке.

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение об областях применения и свойствах одной из солей: средней (хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция), кислой (гидрокарбонат натрия или кальция), основной (малахит). Аргументируйте свой выбор соли.

§ 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Проанализируйте этимологию слова «гидролиз». Какое определение можно дать процессу гидролиза?

Этимология названия процесса гидролиза (от греч. *hydor* — вода, *lysis* — разложение), а также анализ состава его участников (и вода, и соли — сложные вещества) позволяют сформулировать следующее определение.

Гидролизом называют реакции обменного взаимодействия веществ с водой, приводящие к их разложению.

Соли — продукты нейтрализации оснований кислотами, следовательно, среда в растворах солей должна быть нейтральной. Испытаем с помощью фенолфталеина растворы двух солей: хлорида натрия и карбоната натрия. В первом случае окраска индикатора не изменилась, а во втором стала малиновой. Как объяснить результат эксперимента?

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, карбонат натрия образован сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2CO_3. В зависимости от силы основания и кислоты как электролитов все соли можно разделить на четыре группы (табл. 1).

Таблица 1

Четыре группы солей в зависимости от силы кислоты и основания

	Сильная кислота	**Слабая кислота**
Сильное основание	$NaCl$, K_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$	Na_2CO_3, K_2SiO_3, Li_2S
Слабое основание	$ZnCl_2$, $Pb(NO_3)_2$, NH_4NO_3	NH_4NO_2, $(CH_3COO)_2Zn$

Рассмотрим поведение солей различных типов в водных растворах.

Выбранный нами в качестве примера карбонат натрия образован сильным основанием и слабой кислотой:

Na_2CO_3 → $NaOH$ — сильное основание

Na_2CO_3 → H_2CO_3 — слабая кислота

Карбонат натрия хорошо растворим в воде и полностью диссоциирует:

$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + CO_3^{2-}$$

Угольная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбонат-анионом и с трудом отщепляются в раствор. Верно и обратное: анион CO_3^{2-} охотно присоединяет катион H^+, отрывая его от молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат-анион, а от молекулы воды в растворе остаётся анион OH^-:

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$$

Мы получили ионное уравнение гидролиза. В результате данного процесса в растворе накапливаются анионы OH^-, определяющие щелочную реакцию среды.

Кислотную, щелочную или нейтральную реакцию среды характеризует особая величина, которую называют **водородным показателем pH** («пэ-аш»). Для нейтральной среды pH = 7, для кислотной pH < 7, для щелочной pH > 7.

В нашем случае среда щелочная, т. е. pH раствора больше 7.

Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются по аниону.

Молекулярное уравнение гидролиза карбоната натрия имеет вид

$$Na_2CO_3 + H_2O \rightleftarrows NaHCO_3 + NaOH$$

Почему фенолфталеин не изменил окраску в растворе хлорида натрия?

Хлорид натрия является продуктом взаимодействия сильного основания — NaOH и сильной кислоты — HCl.

Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются.

В водном растворе подобных солей катионы металла (щелочного или щелочноземельного) и анионы кислотного остатка окружены гидратными оболочками, взаимодействия с молекулами воды не происходит. Реакция среды в растворе негидролизующихся солей (например, $CaCl_2$, KNO_3, Na_2SO_4, $LiClO_4$) нейтральная, pH раствора равен 7.

Какая реакция среды будет у раствора соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой?

К солям такого типа относится, например, нитрат цинка:

$Zn(NO_3)_2$ → $Zn(OH)_2$ — амфотерный гидроксид в роли слабого основания

$Zn(NO_3)_2$ → HNO_3 — сильная кислота

В водном растворе нитрат цинка диссоциирует:

$$Zn(NO_3)_2 = Zn^{2+} + 2NO_3^-$$

Гидролизу подвергается тот ион, который принадлежит слабому основанию. Отрывая от молекулы воды гидроксид-анион, катион Zn^{2+} способствует накоплению в растворе катионов водорода:

$$Zn^{2+} + H_2O \rightleftarrows ZnOH^+ + H^+$$

Молекулярное уравнение гидролиза легко получить, дописав в ионном уравнении нитрат-анионы:

$$Zn(NO_3)_2 + H_2O \rightleftarrows ZnOHNO_3 + HNO_3$$

Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону. Реакцию среды в растворе такой соли определяет наличие катионов H^+: среда кислотная. В этом случае pH < 7.

Почему в таблице растворимости против формул некоторых солей стоит прочерк, означающий, что данная соль не существует в растворе?

Это ещё один случай гидролиза солей. **Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, подвергаются гидролизу как по катиону, так и по аниону.** Катион и анион делят между собой молекулу воды, присоединяя соответственно гидроксид-анион и катион водорода. Так гидролизуется, например, сульфид алюминия:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$

Такие соли в таблице растворимости отмечаются прочерком, так как они не существуют в растворах. Гидролиз их необратим, так как один или оба продукта удаляются из сферы реакции в виде осадка или газа.

Гидролиз. Гидролиз по катиону. Гидролиз по аниону. Гидролиз по катиону и по аниону. Водородный показатель (pH)

Проверьте свои знания

1. Что называют гидролизом? Какие варианты гидролиза вы знаете?
2. Запишите формулы некоторых солей, которым в таблице растворимости соответствуют прочерки, и уравнения реакций их гидролиза.
3. Только ли кислота и основание могут в результате обмена образовать соль?

Примените свои знания

4. Запишите уравнения гидролиза следующих солей, укажите тип гидролиза и среду образовавшегося раствора: $Cu(NO_3)_2$, $FeSO_4$, $ZnCl_2$, K_2S, Na_2SiO_3, NH_4Cl, $Al(NO_3)_3$.
5. Допишите левые части уравнений реакций:
а) ... $\rightleftarrows LiHSiO_3 + LiOH$
б) ... $\rightleftarrows MgOHBr + HBr$
в) ... $\rightarrow 2Cr(OH)_3 + 3H_2S$
6. Смешали растворы карбоната натрия и сульфата алюминия. При этом выделился газ и выпал осадок (объясните почему). Напишите уравнение реакции.

Практическая работа 1

РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ»

Вариант 1

1. Докажите опытным путём состав:
а) серной кислоты;
б) хлорида железа(III).
2. Испытайте растворы хлорида калия, карбоната калия и хлорида цинка раствором индикатора или индикаторной бумагой и объясните результаты испытаний. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза.
3. Практически осуществите следующие превращения:

$$CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu$$

Оформите отчёт о наблюдениях и условиях проведения реакций. Запишите уравнения реакций с участием электролитов в молекулярной и ионной формах. Реакции с участием простых веществ рассмотрите как окислительно-восстановительные.

Вариант 2

1. Докажите опытным путём состав:
а) гидроксида кальция;
б) сульфата аммония.
2. Испытайте растворы нитрата натрия, карбоната натрия и нитрата цинка раствором индикатора или индикаторной бумагой и объясните результаты испытаний. Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза.
3. Практически осуществите следующие превращения:

$$Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(NO_3)_2$$

Оформите отчёт о наблюдениях и условиях проведения реакций. Запишите их уравнения для реакций с участием электролитов в молекулярной и ионной формах. Реакции с участием простых веществ рассмотрите как окислительно-восстановительные.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ II «ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ»

1. Основные положения теории электролитической диссоциации:

1) все вещества по способности проводить электрический ток в водных растворах делят на электролиты и неэлектролиты;

2) в растворе электролиты диссоциируют, т. е. распадаются на ионы. Причиной диссоциации является гидратация электролита, т. е. его взаимодействие с водой;

3) электролиты делят на сильные и слабые.

2. Степенью электролитической диссоциации называют отношение количества вещества электролита, распавшегося на ионы ($n_д$), к общему количеству растворённого вещества ($n_р$): $\alpha = n_д / n_р$. В водном растворе степень диссоциации зависит от природы электролита и от его концентрации. У сильных электролитов (они диссоциируют необратимо) $\alpha \to 1$, у слабых электролитов (они диссоциируют обратимо) $\alpha \to 0$.

3. Химические свойства кислот:

1) кислота + основание $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ соль + вода

2) кислота + оксид металла $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ соль + вода

3) кислота + металл $\xrightarrow{\text{реакция замещения}}$ соль + водород

4) кислота + соль $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ новая кислота + новая соль

4. Химические свойства оснований:

1) основание + кислота $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ соль + вода

2) щёлочь + оксид неметалла $\longrightarrow$ соль + вода

3) щёлочь + соль $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ новое основание + новая соль

4) нерастворимое основание $\xrightarrow{\text{реакция разложения}}$ оксид металла + вода

5. Химические свойства оксидов:

1) основный оксид + кислота $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ соль + вода

2) кислотный оксид + щёлочь $\longrightarrow$ соль + вода

3) кислотный оксид + основный оксид $\xrightarrow{\text{реакция соединения}}$ соль

4) кислотный или основный оксид + вода $\xrightarrow{\text{реакция соединения}}$ растворимый гидроксид

6. Химические свойства средних солей:

1) соль + кислота $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ другая соль + другая кислота

2) соль + щёлочь $\xrightarrow{\text{реакция обмена}}$ другая соль + другое основание

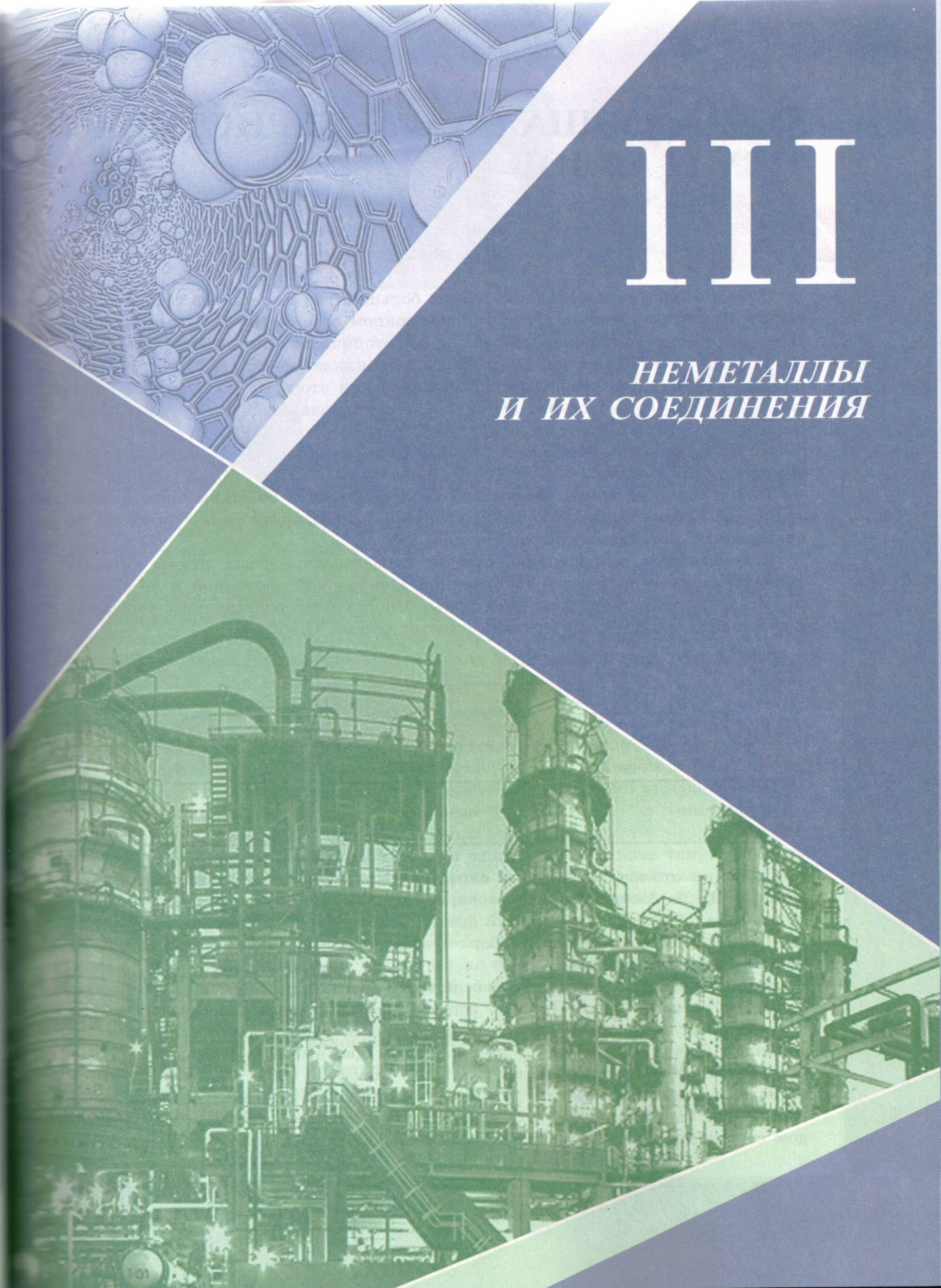
3) $\text{соль}_1 + \text{соль}_2 \xrightarrow{\text{реакция обмена}} \text{соль}_3 + \text{соль}_4$

4) соль + металл $\xrightarrow{\text{реакция замещения}}$ другая соль + другой металл

7. Различают три случая гидролиза солей:

- соли сильного основания и слабой кислоты — гидролиз по аниону
- соли слабого основания и сильной кислоты — гидролиз по катиону
- соли слабого основания и слабой кислоты — гидролиз по аниону и катиону

8. Соль сильного основания и сильной кислоты не подвергается гидролизу.



III

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 10. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ

Неметаллы — это химические антонимы металлов. Какими характерными особенностями строения и свойств обладают неметаллы?

Строение атомов неметаллов. Атомы большинства неметаллов содержат четыре—семь электронов на внешнем электронном слое (энергетическом уровне). Для завершения электронной оболочки до устойчивого октета неметаллам проще присоединить один—четыре электрона (возникает ионная или ковалентная полярная связь) или обобществить их с атомами этого же или другого неметалла (возникает ковалентная неполярная и полярная связь), чем отдать четыре—семь валентных электронов другому атому.

По сравнению с атомами металлов атомы неметаллов той же группы имеют меньший радиус атома.

Таким образом, атомы неметаллов характеризуются большим числом электронов на внешнем энергетическом уровне или небольшим радиусом атома по сравнению с металлами той же группы.

К неметаллам, как правило, относят и благородные газы, атомы которых характеризуются полностью заполненной электронной оболочкой и не способны отдавать или принимать электроны. Иногда благородные газы выделяют в отдельную группу химических элементов (схема 4).

Схема 4



Строение атомов неметаллов определяет их **положение в периодической системе Д. И. Менделеева**. Благодаря большому числу валентных электронов неметаллы занимают «правый фланг» элементов А-групп. Они расположены справа сверху от диагонали бор — астат, условно разделяющей элементы на металлы и неметаллы.

Атомы элементов-неметаллов, соединяясь друг с другом, образуют **простые вещества — неметаллы**. Простые вещества — неметаллы образованы за счёт *ковалентных неполярных связей*. Ковалентными неполярными связями в неметаллах могут быть связаны друг с другом два атома (в молекулах кислорода O_2, хлора Cl_2, иода I_2), три атома (в молекуле озона O_3), четыре атома (в молекуле белого фосфора P_4) и более. Такие вещества имеют молекулярное строение и, как следствие, *молекулярную кристаллическую решётку* в твёрдом состоянии. Напомним, что в узлах такой кристаллической решётки нахо-

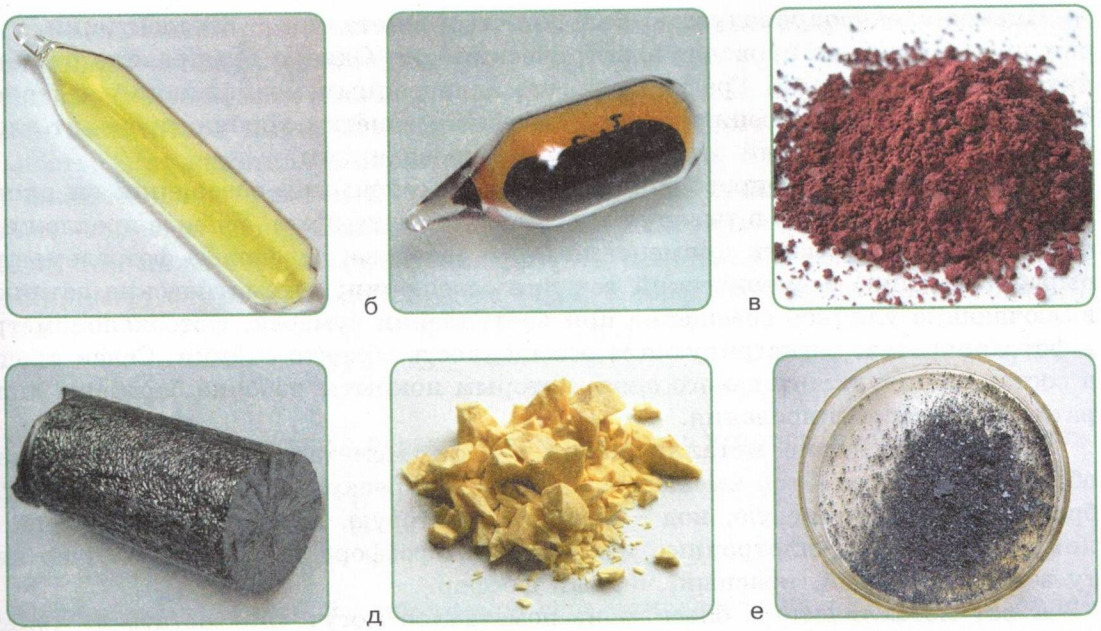


Рис. 11. Некоторые неметаллы — простые вещества: *а* — хлор; *б* — бром; *в* — красный фосфор; *г* — кремний; *д* — сера; *е* — иод

дятся молекулы вещества, относительно слабо связанные между собой силами межмолекулярного взаимодействия. Поэтому при обычных условиях неметаллы представляют собой или газы (водород, кислород, озон, азот, фтор, хлор), или летучую жидкость (бром), или легкоплавкие твёрдые вещества (белый фосфор, сера) (рис. 11).

Ковалентными неполярными связями может быть связано друг с другом множество атомов неметалла, так что его образец — это одна гигантская частица. В таких веществах невозможно различить отдельные молекулы. Это неметаллы *немолекулярного строения*. Немолекулярное строение имеют, например, кристаллический кремний и аллотропные модификации углерода — алмаз и графит. У кремния и алмаза — *атомная кристаллическая решётка*. В узлах такой решётки расположены отдельные атомы, прочно связанные со своими соседями ковалентными неполярными связями. Разрушить такую решётку чрезвычайно сложно, что и сказывается на физических свойствах подобных неметаллов. Это кристаллические вещества с очень высокими температурами плавления, нелетучие, очень твёрдые.

Не образуют друг с другом химических связей только атомы благородных газов. Даже несмотря на свою сравнительно большую относительную атомную массу ксенон и радон, равно как и гелий, неон, аргон, криптон, при нормальных условиях представляют собой газы.

Физические свойства неметаллов

Физические свойства неметаллов настолько разнообразны, что объединяет их, пожалуй, только одно: они не похожи на металлы.

Какие же физические свойства отличают неметаллы от металлов? Приведём лишь некоторые из них.

Низкая электропроводность. Большинство неметаллов — диэлектрики, т. е. они практически не проводят электрический ток. Однако это правило не обходится без исключений. Графит, одна из аллотропных модификаций углерода, благодаря особому строению кристаллической решётки хорошо проводит электрический ток. Кремний относится к полупроводникам.

Необычную электропроводность проявляет селен: при освещении он проводит электрический ток в тысячу раз лучше, чем в темноте. Учёные предложили многочисленные области применения этого свойства: селеновые фотоэлементы, вырабатывающие электрический ток при освещении; автоматические датчики, включающие уличное освещение при наступлении сумерек; фотоэкспонометры в фотоаппаратах, регистрирующие освещённость объекта съёмки. Селен входит в состав светочувствительного слоя, которым покрыты рабочие барабаны аппаратов для ксерокопирования.

Цвет и отсутствие металлического блеска. Неметаллы отличаются разнообразием окраски. Фтор имеет светло-жёлтую окраску, хлор — жёлто-зелёную, бром — буро-коричневую, иод — чёрно-фиолетовую, кристаллическая сера — лимонно-жёлтую. Аллотропные модификации фосфора так и называют по цвету вещества: белый, красный, чёрный фосфор.

А вот металлическим блеском из неметаллов могут «похвастаться» только графит, кристаллический кремний и иод.

Химические свойства неметаллов

Неметаллы в зависимости от природы реагирующих с ними веществ могут выступать как в качестве окислителей, так и в качестве восстановителей. Способность неметалла проявлять те или иные свойства определяется его электроотрицательностью:

$$\mathbf{F \rightarrow O \rightarrow N \rightarrow Cl \rightarrow Br \rightarrow S \rightarrow C \rightarrow H}$$

Электроотрицательность уменьшается

Рассмотрим основные химические свойства неметаллов в зависимости от того, какую функцию в окислительно-восстановительных реакциях они выполняют.

Окислительные свойства

Взаимодействие неметаллов с металлами. В реакциях между металлом и неметаллом последний всегда выполняет роль окислителя. При этом образуются соединения, состоящие из двух элементов, в которых неметалл проявляет отрицательную степень окисления.

Например, кислород реагирует с металлами с образованием оксидов, сера — сульфидов, хлор — хлоридов:

$$\overset{0}{2Ca} + \overset{0}{O_2} = \overset{+2-2}{2CaO}$$

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{Fe} = \underset{\text{сульфид железа(II)}}{\overset{+2-2}{FeS}}$$

$$\overset{0}{2Al} + \overset{0}{3Cl_2} = \underset{\text{хлорид алюминия}}{\overset{+3\,-1}{2AlCl_3}}$$

При взаимодействии с металлами в продукте реакции неметалл приобретает минимальные степени окисления.

Взаимодействие неметаллов друг с другом. При взаимодействии неметаллов в роли окислителя выступает тот неметалл, у которого выше электроотрицательность. Этот неметалл в образующемся соединении приобретает отрицательную (минимальную) степень окисления, а другой неметалл — положительную, причём не всегда максимальную. Чем слабее неметаллические свойства окислителя, тем ниже степень окисления другого неметалла в соединении.

Например, фтор взаимодействует с серой с образованием фторида серы(VI):

$$\overset{0}{3F_2} + \overset{0}{S} = \overset{+6-1}{SF_6}$$

фторид серы(VI)

В кислороде сера горит с образованием оксида, в котором проявляет степень окисления +4:

$$\overset{0}{O_2} + \overset{0}{S} = \overset{+4-2}{SO_2}$$

оксид серы(IV)

Хлором при комнатной температуре сера окисляется уже до степени окисления +2:

$$\overset{0}{Cl_2} + \overset{0}{S} = \overset{+2-1}{SCl_2}$$

В то же время сера, электроотрицательность которой выше, чем у водорода, выступает в этой паре в роли окислителя:

$$\overset{0}{S} + \overset{0}{H_2} \overset{t}{\rightleftarrows} \overset{+1-2}{H_2S}$$

Не только сера, но и большинство других неметаллов реагирует с водородом, выполняя роль окислителя, с образованием летучих водородных соединений:

$$\overset{0}{H_2} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{+1-1}{2HCl}$$

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{3H_2} \rightleftarrows \overset{-3+1}{2NH_3}$$

Окисление неметаллами сложных веществ. Такие сильные окислители, как фтор, кислород, хлор, способны окислять не только простые, но и сложные вещества.

Фтор способен выступать в качестве окислителя даже в реакции с водой. Вода горит в атмосфере фтора, и это единственный пример реакции горения, в которой кислород является не причиной процесса, а его результатом:

$$\overset{0}{2F_2} + \overset{-2}{2H_2O} = \overset{-1}{4HF} + \overset{0}{O_2}$$

Процессы окисления сложных веществ неметаллами широко используют в промышленности. Например, вторая стадия получения серной кислоты заключается в окислении оксида серы(IV) до оксида серы(VI):

$$\overset{+4}{2SO_2} + \overset{0}{O_2} \rightleftarrows \overset{+6-2}{2SO_3}$$

Получение брома из природных вод с большим содержанием растворённых бромидов металлов также пример окисления сложного вещества неметаллом:

$$\overset{-1}{2KBr} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{-1}{2KCl} + \overset{0}{Br_2}$$

Восстановительные свойства

Взаимодействие неметаллов друг с другом. Выше мы уже рассмотрели реакции, в которых один неметалл выступает восстановителем по отношению к другому. Например, азот в реакции с кислородом проявляет восстановительные свойства:

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{\rightleftarrows} \overset{+2-2}{2NO}$$

Восстановление сложных веществ. Неметаллы способны выступать в роли восстановителей в реакциях со сложными веществами, проявляющими сильные окислительные свойства. К таким соединениям относят, например, концентрированные серную и азотную кислоты:

$$\overset{0}{C} + 2\overset{+6}{H_2SO_4} = \overset{+4}{CO_2} + 2\overset{+4}{SO_2} + 2H_2O$$

$$\overset{0}{S} + 6\overset{+5}{HNO_3} = \overset{+6}{H_2SO_4} + 6\overset{+4}{NO_2} + 2H_2O$$

Восстановительные свойства неметаллов, в первую очередь углерода и водорода, широко используют в металлургии:

$$\overset{0}{C} + \overset{+2}{CuO} \overset{t}{=} \overset{0}{Cu} + \overset{+2}{CO}$$

$$5\overset{0}{H_2} + \overset{+5}{V_2O_5} \overset{t}{=} \overset{0}{2V} + 5\overset{+1}{H_2O}$$

К сильным окислителям относится соль, которую химики называют *хлоратом калия* или *бертолетовой солью*. Это вещество имеет формулу $KClO_3$. Бертолетова соль легко окисляет такие неметаллы, как сера и фосфор:

$$\overset{0}{3S} + 2\overset{+5}{KClO_3} = \overset{+4}{3SO_2} + \overset{-1}{2KCl}$$

$$\overset{0}{6P} + 5\overset{+5}{KClO_3} = \overset{+5}{3P_2O_5} + \overset{-1}{5KCl}$$



Рис. 12. Зажигание и горение спички — совокупность сложных химических процессов

Обе эти реакции протекают при поджигании спички (рис. 12). Сера и бертолетова соль входят в состав спичечной головки, а фосфор нанесён на боковую часть коробка. При трении спички вспыхивает крупинка фосфора и поджигает смесь бертолетовой соли с серой. От этой зажигательной смеси загорается древко спички. Кстати, характерный запах жжёных спичек обусловлен главным образом выделением продукта горения серы — оксида серы(IV).

Двойственная окислительно-восстановительная способность неметаллов, т. е. возможность выступать и в качестве окислителей, и в качестве восстановителей ярко проявляется в специфических реакциях, например:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2KOH = \underset{\text{хлорид калия}}{\overset{-1}{KCl}} + \underset{\text{гипохлорит калия}}{\overset{+1}{KClO}} + H_2O$$

При нагревании этих же реагентов протекает другая реакция:

$$\overset{0}{Cl_2} + 6KOH \overset{t}{=} 5\overset{-1}{KCl} + \overset{+5}{KClO_3} + 3H_2O$$

Именно так в 1786 г. хлорат калия впервые получил французский химик Клод Луи Бертолле, в честь которого соль и назвали бертолетовой.

Проверьте свои знания

1. Чем различается строение атомов металлов и неметаллов? Укажите положение элементов-неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Какие типы кристаллических решёток вы знаете? Какие из них характерны для простых веществ — неметаллов? Приведите примеры неметаллов с различным типом кристаллической решётки, укажите различия в физических свойствах этих веществ.
3. Чем физические свойства неметаллов отличаются от физических свойств металлов? Охарактеризуйте физические свойства простых веществ кислорода, азота и водорода.

Примените свои знания

4. В ядре атома химического элемента содержится 76 нейтронов, что на 24 единицы больше числа протонов. Что это за элемент?
5. Запишите уравнения реакций между следующими веществами: а) бромом и сероводородом; б) углеродом и оксидом цинка; в) кислородом и сульфидом меди(II).
6. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:

а) $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$

б) $NaOH + Br_2 \rightarrow NaBr + NaBrO_3 + H_2O$

в) $Na_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$

Определите окислители и восстановители.

7. Какой объём углекислого газа образуется при сжигании 800 л метана CH_4 (н. у.), содержащего 5 % примесей (по объёму)?
8. Серу массой 0,8 г сожгли, полученный газ растворили в 100 г раствора гидроксида натрия с массовой долей щёлочи 4 %. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение по теме «Из истории создания спичек».

§ 11. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VIIA-ГРУППЫ — ГАЛОГЕНОВ

В чём сходство и различия строения атомов галогенов? Как особенности строения атомов галогенов отражаются на их свойствах?

VIIA-группу периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева составляют шесть элементов: фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I, астат At и теннессин Ts. Все эти элементы имеют общее групповое название **галогены**. Нужно отметить, что астат — редкий радиоактивный элемент, его свойства плохо изучены. Ещё менее изучен недавно полученный теннессин.

Строение атомов. На внешнем энергетическом уровне атомов галогенов расположено семь электронов, следовательно, до получения восьмиэлектронного слоя им недостаёт только одного электрона. По этой причине галогены — сильные окислители; присоединяя недостающий электрон, их атомы приобретают степень окисления −1.



Рис. 13. Кристаллы флюорита

С увеличением радиуса атомов от фтора к астату уменьшается электроотрицательность галогенов и, следовательно, их окислительная способность.

Семь электронов на внешнем энергетическом уровне атомов галогенов позволяют предположить, что максимальная степень окисления галогенов в соединениях равна +7, в частности, в высших оксидах $Г_2O_7$, где Г — общий символ для галогенов. Этот вывод будет справедлив лишь отчасти. Дело в том, что фтор — самый электроотрицательный химический элемент и положительных степеней окисления не проявляет.



Рис. 14. Минерал сильвин — природный хлорид калия

Галогены в природе встречаются только в виде соединений. Наиболее известные из них — *флюорит*, или *плавиковый шпат*, CaF_2 (рис. 13), *криолит* K_3AlF_6, каменная соль, или *галит*, NaCl (подробнее о нём будет рассказано в параграфе 37, см. рис. 97), *сильвин* KCl (рис. 14).

Большинство соединений брома и иода хорошо растворяется в воде,

поэтому чаще всего эти галогены встречаются не в виде минералов, а в водах морей и океанов. Некоторые бурые водоросли, например *ламинария* (морская капуста), накапливают значительное количество иода. Отсюда и польза их употребления в пищу, и использование в качестве сырья для получения этого галогена.

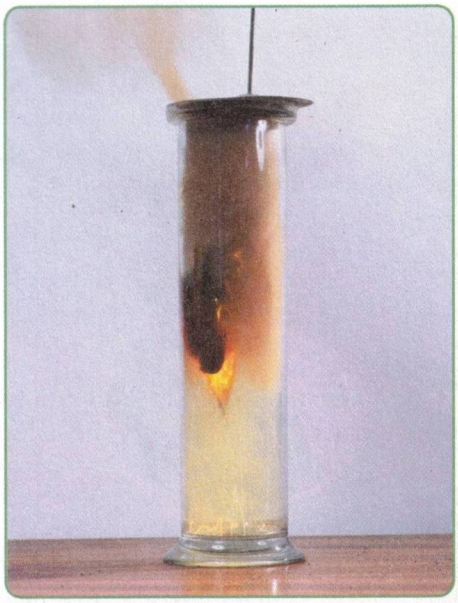


Рис. 15. Реакция железа с хлором

Галогены — простые вещества имеют двухатомные молекулы, образованные за счёт ковалентной неполярной связи: F_2, Cl_2, Br_2 и т. д. В твёрдом состоянии галогены образуют молекулярную кристаллическую решётку. При обычных условиях светло-жёлтый фтор и жёлто-зелёный хлор — газы, бром — буровато-коричневая жидкость, а иод — твёрдое чёрно-серое вещество с металлическим блеском.

В промышленности фтор и хлор получают электролизом расплавов или растворов солей (см. § 26, 36).

В лаборатории хлор получают окислением соляной кислоты подходящим сильным окислителем — соединениями марганца или хрома при нагревании:

$$4HCl + MnO_2 = MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

$$16HCl + 2KMnO_4 = 2MnCl_2 + 2KCl + 5Cl_2\uparrow + 8H_2O$$

$$14HCl + K_2Cr_2O_7 = 2CrCl_3 + 2KCl + 3Cl_2\uparrow + 7H_2O$$

Фтор, хлор и бром очень ядовиты. Они вызывают паралич дыхания, поражают кожу и слизистую оболочку глаз. Хлор — первое боевое отравляющее вещество, которое применили германские войска в Первую мировую войну.

Химические свойства галогенов. Для галогенов наиболее характерны окислительные свойства.

1. Галогены взаимодействуют с металлами с образованием солей — галогенидов. Напомним, что сам термин «галогены» (от греч. *galos* — соль, *genes* — род, происхождение) дословно переводится как «рождающие соли».

Даже металлы средней активности, такие, как железо, горят в атмосфере хлора (рис. 15):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

Иод — более слабый окислитель, чем фтор, хлор и бром, поэтому для его реакции с металлами требуется нагревание или присутствие катализатора. В качестве катализатора реакции иода с алюминием выступает обыкновенная вода (рис. 16):

$$2Al + 3I_2 \xrightarrow{H_2O} 2AlI_3$$

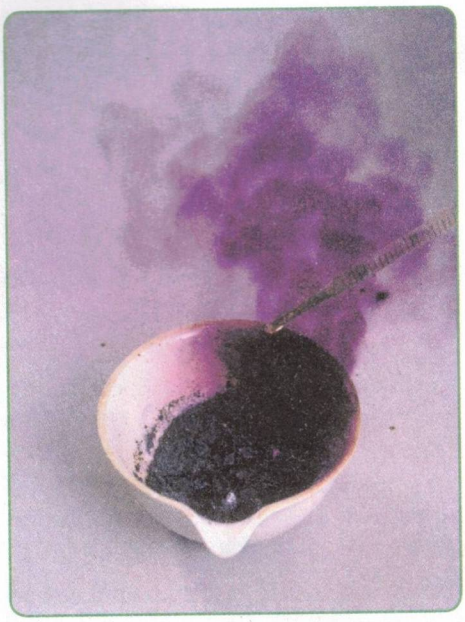


Рис. 16. Взаимодействие иода с алюминием

Порошок сурьмы, попадая в атмосферу хлора, сгорает красивыми искрами-звёздочками:

$$\overset{0}{2Sb} + \overset{0}{5Cl_2} = \overset{+5\,-1}{2SbCl_5}$$

2. Одна из важнейших реакций галогенов — их взаимодействие с водородом. В результате образуются летучие водородные соединения — галогеноводороды с общей формулой HГ, например:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Иод с водородом реагирует только при нагревании, причём реакция обратима:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI$$

3. Усиление окислительной способности галогенов от иода к фтору проявляется в реакциях их взаимного замещения. Бром, как более активный неметалл и более сильный окислитель, способен вытеснять иод из раствора иодидов:

$$\overset{-1}{2KI} + \overset{0}{Br_2} = \overset{-1}{2KBr} + \overset{0}{I_2}$$

Хлор, в свою очередь, способен вытеснять из растворов солей как иод, так и бром:

$$\overset{-1}{2KI} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{-1}{2KCl} + \overset{0}{I_2}$$

$$\overset{-1}{2KBr} + \overset{0}{Cl_2} = \overset{-1}{2KCl} + \overset{0}{Br_2}$$



Рис. 17. Струя фтора, направленная на поверхность воды, вызывает появление голубого пламени

А вот фтор в подобную реакцию брать нельзя, так как он настолько активен, что реагирует даже с водой (рис. 17):

$$2H_2O + 2F_2 = 4HF + O_2$$

4. Галогены, как и некоторые другие неметаллы, способны реагировать с растворами щелочей. Важно запомнить, что состав продуктов реакции зависит от температуры. При 20 °C от одного атома галогена к другому переходит только один электрон:

$$\overset{0}{Br_2} + 2NaOH = \underset{\text{бромид натрия}}{\overset{-1}{NaBr}} + \underset{\text{гипобромит натрия}}{\overset{+1}{NaBrO}} + H_2O$$

При повышенной температуре окисление атома галогена протекает уже до степени окисления +5:

$$\overset{0}{Br_2} + 6NaOH \overset{t}{=} 5\overset{-1}{NaBr} + \underset{\text{бромат натрия}}{\overset{+5}{NaBrO_3}} + 3H_2O$$

$$\underset{\text{бромид натрия}}{5NaBr}$$

Биологическая роль и применение галогенов. Галогены играют важную роль в жизнедеятельности живых организмов; также их используют во многих отраслях промышленности.

Фтор участвует в формировании зубной эмали, придающей зубам твёрдость, поэтому в состав многих зубных паст входят соединения этого галогена.

Важное значение имеет фтор и в промышленном производстве, где его главные потребители — ядерная промышленность и электротехника. Самое известное соединение фтора — политетрафторэтилен (запатентованное название — тефлон). Это уникальный полимерный материал. Он устойчив к действию практически всех веществ и в то же время очень гладкий. Спектр его применения очень широк: от сковородок до медицинских нитей.

Хлор относят к макроэлементам. В живых организмах его содержание составляет около 0,25 %. Хлорид-ионы обеспечивают водно-солевой обмен, поддерживают внутриклеточное давление. Соляная кислота входит в состав желудочного сока, играя важнейшую роль в процессе пищеварения: она поддерживает определённый уровень кислотности, необходимый для расщепления пищевых веществ, губительно действует на болезнетворные микроорганизмы.

По масштабам промышленного применения хлор превосходит все остальные галогены (рис. 18). Хлор и его соединения необходимы для отбеливания тканей и бумаги. С использованием хлорсодержащих веществ производят пластмассы, каучуки, красители, растворители, лекарственные препараты. Соединения хлора — эффективные препараты для борьбы с сельскохозяйственными вредителями. В больших количествах соединения хлора используют для обеззараживания (хлорирования) питьевой воды.

Бром (в форме бромид-ионов) участвует в формировании тканей у животных и в некоторых реакциях клеточного иммунитета. Ионы брома оказывают тормозящее влияние на центральную нервную систему, поэтому препараты брома раньше использовали в качестве успокоительных средств. Сейчас соединения брома в медицине практически не используют в связи с их нейротоксическим действием.

Соединения брома используют в нефтедобыче, для противопожарной пропитки деревянных конструкций, в качестве средств защиты растений от сельскохозяйственных вредителей.

Иод относят к микроэлементам. В организме человека содержится $4 \cdot 10^{-5}$ % иода, из них больше половины находится в щитовидной железе — в составе гормонов тироксина и трииодтиронина. Недостаток иода в пище снижает выработку гормонов щитовидной железы и приводит к тяжёлым заболеваниям. Ведь эти гормоны регулируют мышечную деятельность, работу сердца и мозга, влияют на аппетит и пищеварение. Спиртовой раствор иода, известный под названием «иодная настойка», применяют для обработки небольших ран.



Рис. 18. Применение хлора и его соединений: *1* — получение иода и брома; *2* — производство соляной кислоты; *3* — средства защиты растений; *4* — отбеливание бумаги; *5* — обеззараживание воды; *6* — производство растворителей; *7* — производство синтетического каучука; *8* — производство пластиковых ёмкостей; *9* — производство скатертей и салфеток; *10* — производство синтетических волокон; *11* — производство лекарств

Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику галогенов на основании их положения в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Расскажите о нахождении галогенов в природе. Какова роль этих элементов в жизнедеятельности организмов?
3. Охарактеризуйте физические свойства галогенов. Как изменяется цвет и плотность галогенов в ряду $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$?
4. Определите вид химической связи и тип кристаллической решётки в следующих веществах: иод, хлорид калия, бромоводород.
5. Охарактеризуйте химические свойства галогенов.

Примените свои знания

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $NaCl \rightarrow HCl \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow AgCl$

б) $KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow ZnBr_2 \rightarrow HBr \rightarrow Br_2 \rightarrow NaBrO_3$

Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

7. Какой объём хлора (н. у.) можно получить из 100 мл 25 %-ной соляной кислоты (ρ = 1,12 г/мл) в результате реакций с двумя окислителями — перманганатом калия и оксидом марганца(IV)? Совпали ли полученные значения?
8. Какую массу иода можно получить из 30 г иодида натрия действием избытка хлорной воды, если выход продукта реакции составляет 65 %?

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение об истории открытия, свойствах и применении одного из галогенов. Аргументируйте свой выбор галогена.

§ 12. СОЕДИНЕНИЯ ГАЛОГЕНОВ

При смешивании растворов хлорида натрия и серной кислоты не наблюдается признаков химической реакции. Однако если взять для реакции концентрированную серную кислоту и твёрдый хлорид натрия, то нетрудно заметить выделение газа с резким запахом, особенно если реакция проводится при нагревании. Почему? Как условия реакции влияют на её протекание?

В первом случае не соблюдается правило Бертолле для протекания реакций между растворами электролитов до конца, во втором — реакция становится возможной благодаря летучести хлороводорода:

$$H_2SO_4(\text{конц.}) + NaCl(\text{тв.}) \overset{t}{=} NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

Таким же способом в лаборатории можно получить фтороводород.

При получении иодоводорода и бромоводорода используют кислоты, для которых не характерны окислительные свойства:

$$KI(\text{тв.}) + H_3PO_4(\text{конц.}) = KH_2PO_4 + HI\uparrow$$

$$KBr(\text{тв.}) + H_3PO_4(\text{конц.}) = KH_2PO_4 + HBr\uparrow$$

Галогеноводороды — летучие водородные соединения. Наиболее важный из них — хлороводород, который в промышленности получают прямым синтезом из хлора и водорода:

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl$$

Галогеноводороды — газы с резким удушливым запахом. Они очень ядовиты, вызывают коррозию металлов, реагируют со многими неорганическими и органическими веществами. Например, газообразные хлороводород и аммиак (рис. 19), соединяясь друг с другом, образуют соль — хлорид аммония:

$$HCl + NH_3 = NH_4Cl$$

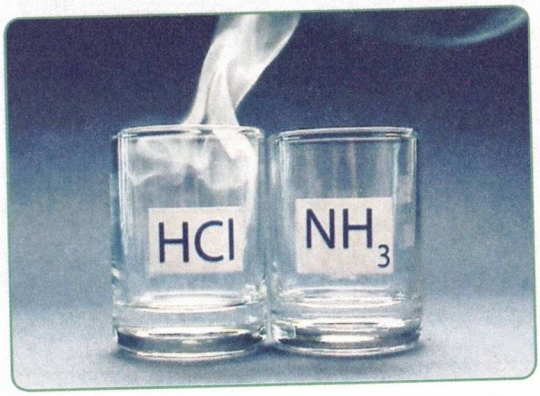


Рис. 19. Опыт «дым без огня». Пары хлороводорода и аммиака, взаимодействуя, образуют кристаллики хлорида аммония, похожие на дым

Галогеноводороды прекрасно растворяются в воде, образуя **галогеноводородные кислоты**. Во влажном воздухе газообразный хлороводород даже образует туман, конденсируя пары воды и растворяясь в ней. Растворы галогеноводородов проявляют кислотные свойства, их называют кислотами: *фтороводородной (плавиковой)*, *хлороводородной (соляной)*, *бромоводородной*, *иодоводородной*.

Кислотные свойства галогеноводородов обусловлены их способностью диссоциировать в водном растворе с образованием катионов водорода, например:

$$HCl = H^+ + Cl^-$$

В ряду HF — HCl — HBr — HI увеличивается длина связи Н—Г (так как растёт радиус атома галогена) и уменьшается её прочность, поэтому способность к диссоциации в данном ряду усиливается: растёт сила кислот.

Галогеноводородные кислоты обладают всеми свойствами сильных неорганических кислот, которые вам хорошо знакомы. Они реагируют с металлами, стоящими до водорода в электрохимическом ряду напряжений, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями (*приведите примеры уравнений соответствующих реакций*).

Плавиковая кислота обладает необычным свойством: она способна реагировать с оксидом кремния(IV):

$$4HF + SiO_2 = SiF_4 + 2H_2O$$

Поскольку оксид кремния входит в состав стекла, плавиковую кислоту нельзя хранить в стеклянной посуде, но с помощью плавиковой кислоты мож-

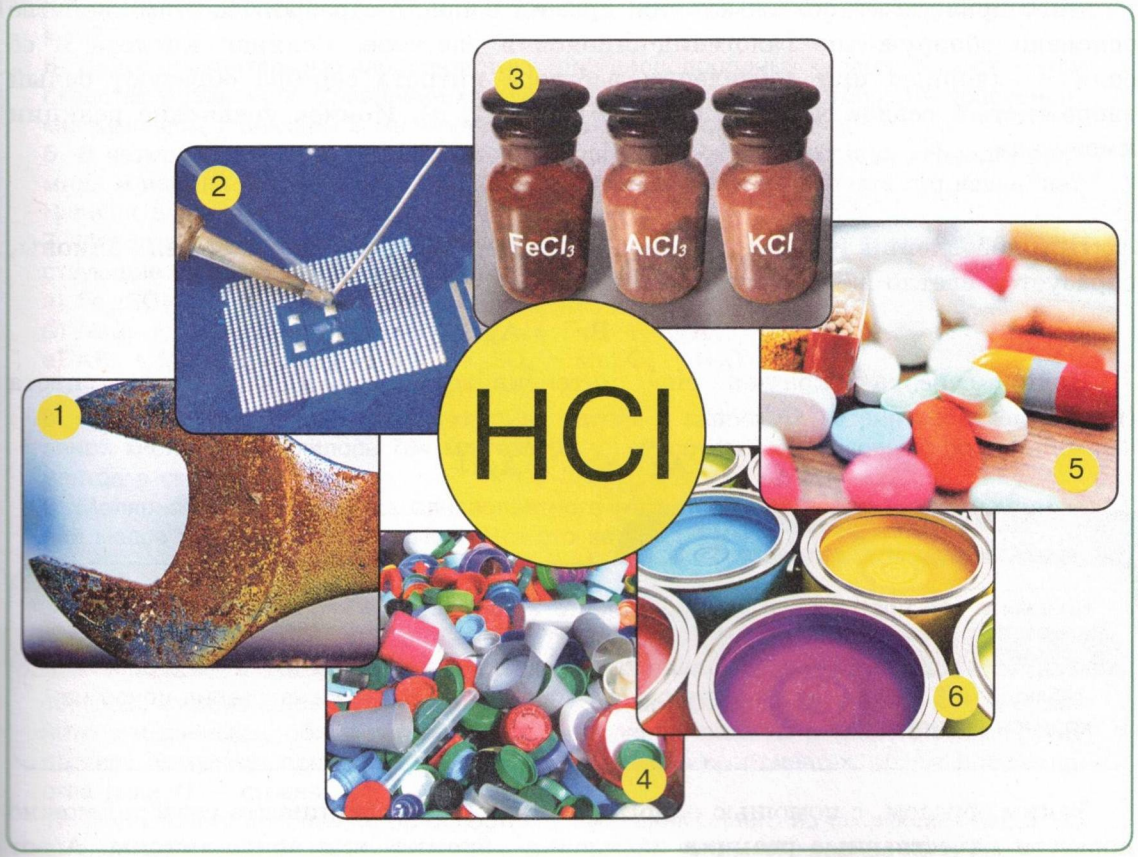


Рис. 20. Применение соляной кислоты: *1* — очистка поверхности металлов; *2* — паяние; *3* — получение солей; *4* — производство пластмасс и других синтетических материалов; *5* — получение лекарственных веществ; *6* — производство красок

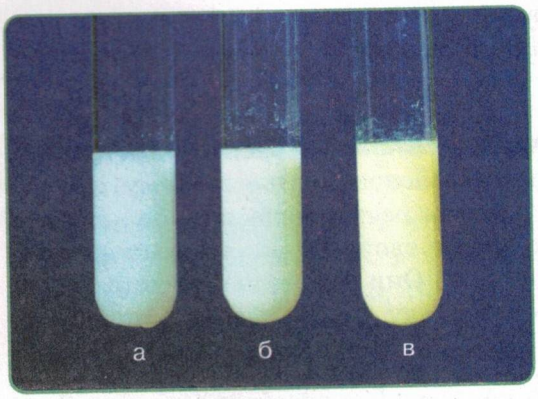


Рис. 21. Цвета осадков:
а — AgCl; *б* — AgBr; *в* — AgI

но наносить матовый рисунок на стекло. Процесс химической обработки поверхности какого-либо материала часто называют *травлением*.

Из всех галогеноводородных кислот наибольшее значение имеет *соляная кислота*. В больших количествах её используют для получения хлоридов металлов из руд, травления металлов (обработка их поверхности с целью очистки и подготовки к нанесению защитных покрытий), в химическом производстве для получения лекарственных средств, пластмасс, красителей, ядохимикатов (рис. 20).

Соли галогеноводородных кислот — галогениды представляют собой твёрдые кристаллические вещества, большинство из которых хорошо растворимо в воде. К немногочисленным исключениям из этого правила относятся хлорид, бромид и иодид серебра. На этом свойстве основано обнаружение галогенид-анионов в растворе. Соляная кислота и её соли — хлориды при добавлении раствора нитрата серебра образуют белый творожистый осадок хлорида серебра (рис. 21, *а*). Ионное уравнение реакции имеет вид

$$Ag^+ + Cl^- = AgCl\downarrow$$

При добавлении того же реагента к раствору, содержащему бромид-анионы, образуется светло-жёлтый осадок бромида серебра (рис. 21, *б*):

$$Ag^+ + Br^- = AgBr\downarrow$$

Иодид серебра окрашен ещё интенсивнее, это осадок жёлтого цвета (рис. 21, *в*):

$$Ag^+ + I^- = AgI\downarrow$$

Лабораторный опыт 32

Возьмите три пробирки. В первую налейте 2 мл раствора хлорида натрия, во вторую — 2 мл раствора бромида натрия, и в третью — 2 мл раствора иодида натрия. В каждую пробирку добавьте по 3—4 капли раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Можно ли по цвету осадка определить, какой из галогенид-ионов находится в пробирке?

Таким образом, с помощью одного реагента (раствора нитрата серебра) можно провести **качественные реакции на хлорид-, бромид- или иодид-анионы.** А вот фторид серебра растворим в воде, поэтому фторид-анион обнаруживают с помощью другого реагента — растворимой соли кальция (выпадает белый осадок):

$$Ca^{2+} + 2F^- = CaF_2\downarrow$$

Галогеноводороды. Галогеноводородные кислоты: плавиковая, соляная, бромоводородная, иодоводородная. Галогениды. Качественные реакции на галогенид-ионы

Проверьте свои знания

1. Как получают галогеноводороды в промышленности и лаборатории? Как изменяется скорость реакции синтеза галогеноводородов в зависимости от природы галогена?
2. Каков состав высших оксидов галогенов и какими свойствами они обладают? Можно ли получить эти оксиды синтезом?
3. С помощью какого реактива можно распознать галогенид-ионы? Какой ион является исключением? Как его распознают?

Примените свои знания

4. Составьте схему образования химической связи для молекул галогеноводородов. Как меняется полярность связи и прочность молекулы галогеноводородов от HF к HI?
5. Дайте сравнительную характеристику галогеноводородных кислот. Укажите черты сходства и различия. Сравнение химических свойств проиллюстрируйте уравнениями химических реакций в молекулярной и ионной формах.
6. В четырёх пробирках без этикеток находятся растворы фторида, хлорида, бромида и иодида натрия. Как с помощью одного реактива распознать эти вещества? Напишите уравнения соответствующих реакций.
7. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим превращениям:

а) $Fe_2(SO_4)_3 + KI \rightarrow FeSO_4 + I_2 + K_2SO_4$

б) $NaBr + Cl_2 \rightarrow NaCl + Br_2$

в) $KBr + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Br_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

Укажите окислители и восстановители.

8. При обработке 5,30 г смеси хлорида натрия и карбоната натрия избытком соляной кислоты выделилось 784 мл газа (н. у.). Рассчитайте массовые доли компонентов в смеси.
9. Молярная масса бромида одновалентного металла на 31 % больше, чем молярная масса хлорида этого металла. Что это за металл?

Используйте дополнительную информацию

10. Объём производства соляной кислоты в России составляет 1 млн т в год. Сравните эти данные с объёмом производства соляной кислоты в трёх-четырёх других странах. Результат представьте в виде диаграммы в координатах: объём производства (млн т) — страна.
11. Подготовьте сообщение об областях применения одного из следующих веществ: а) хлорида калия; б) фторида натрия; в) бромида калия; г) хлорида кальция.

Практическая работа 2
ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

1. В три пробирки налейте по 1—2 мл разбавленной соляной кислоты. В первую пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, во вторую — 1—2 капли раствора метилового оранжевого, в третью — 1—2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Объясните результаты.

2. В первую и вторую пробирки из первого опыта добавляйте по каплям гидроксид натрия до тех пор, пока лакмус не станет фиолетовым, метиловый оранжевый — оранжевым. Сделайте вывод и напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

3. В две пробирки налейте по 1—2 мл соляной кислоты. В одну поместите гранулу цинка, а в другую — кусочек медной проволоки (или стружки). Что наблюдаете? Объясните результаты. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

4. В две пробирки налейте по 1—2 мл соляной кислоты. В первую добавьте на кончике шпателя оксид цинка. Во вторую опустите кусочек карбоната кальция (мела или мрамора). Объясните результаты наблюдений. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

5. В пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата меди(II), добавьте 1—2 мл раствора гидроксида натрия. К полученному осадку добавляйте по каплям соляную кислоту до полного растворения осадка. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

6. В одну пробирку налейте 1—2 мл разбавленной соляной кислоты, в другую — 1—2 мл раствора хлорида натрия. В обе пробирки добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

§ 13. ХАЛЬКОГЕНЫ. СЕРА

Сера — типичный представитель халькогенов. Будучи неметаллом, сера способна проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Какие химические свойства серы подтверждают этот вывод?

VIA-группа периодической системы Д. И. Менделеева состоит из шести химических элементов: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po и ливерморий Lv. У этих элементов, как и у галогенов, есть общее групповое название — **халькогены**, что означает «рождающие руды». В полной мере этот термин относится только к двум первым представителям группы, входящим в состав сотен пород и минералов земной коры. Кислород — самый распространённый элемент литосферы, а вот селен и теллур — достаточно редкие элементы. Селен — жизненно важный микроэлемент. Он входит в состав ряда ферментов, участвует в регуляции обмена веществ, в обмене жиров, белков и углеводов, а также в окислительно-восстановительных процессах. Полоний — редкий по распространённости радиоактивный элемент. Ливерморий — недавно полученный искусственный элемент.

На внешнем энергетическом уровне атомов халькогенов находится шесть электронов, что и определяет их принадлежность к неметаллам. Однако неметаллические свойства элементов с ростом радиуса атома ослабевают настолько интенсивно, что полоний уже принято считать металлом.

Важнейший представитель VIA-группы, её родоначальник — кислород. Латинское название этого элемента — *oxygenium*. Кислород является одним из сильнейших окислителей, по электроотрицательности он уступает только фтору. В честь кислорода процесс присоединения электронов называют *окислением*.

Наиболее типичная степень окисления кислорода −2. Лишь в соединениях с фтором кислород проявляет положительные степени окисления +2 (OF_2) и +1 (O_2F_2). Кроме того, существует группа веществ, в которых присутствует пара атомов кислорода —O—O—, связанных друг с другом ковалентной неполярной связью (так называемый *кислородный мостик*). Эти соединения называют *пероксидами*, в них кислород проявляет степень окисления −1. Вам уже знакомы формулы пероксида натрия Na_2O_2 и пероксида водорода H_2O_2. Поскольку в подобных соединениях есть кислородный мостик, сокращать индексы в формуле пероксидов нельзя.

С кислородом вы знакомились в 8 классе, теперь более подробно рассмотрим второго представителя VIA-группы — серу.

Строение атома серы. Атомный номер серы 16, следовательно, в ядре атома серы 16 протонов, электронная оболочка содержит 16 электронов, расположенных на трёх энергетических уровнях. Схема их распределения:

$$_{16}S\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 6\bar{e}$$

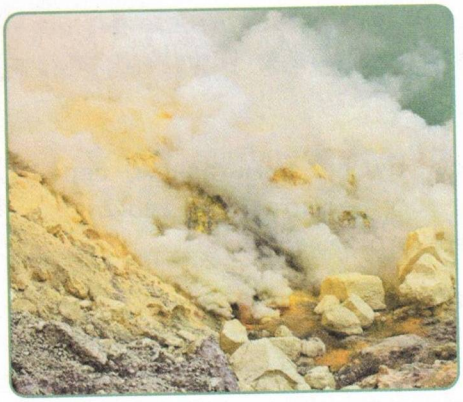


Рис. 22. Сера вулканического происхождения

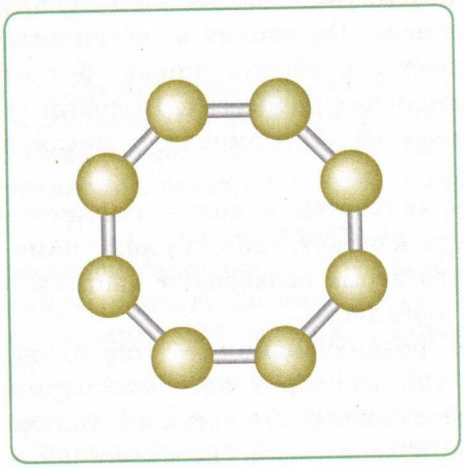


Рис. 23. Строение молекулы кристаллической серы

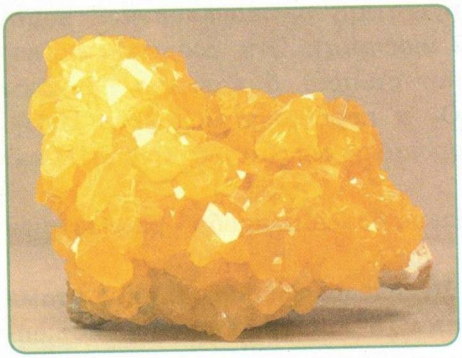


Рис. 24. Внешний вид кристаллической серы

Сера — типичный неметалл. Для завершения внешнего энергетического уровня до устойчивой восьмиэлектронной оболочки атому серы недостаёт двух электронов. Принимая эти электроны от другого атома, сера проявляет окислительные свойства и приобретает минимальную степень окисления −2. Сера способна проявлять и восстановительные свойства, приобретая в результате отдачи электронов положительные степени окисления: +2 (встречается редко), +4 и максимально возможную +6.

Сера в природе встречается в свободном состоянии, а также в форме сульфидов и сульфатов.

Важнейшие сульфиды — это минералы ZnS — *сфалерит* (цинковая обманка), PbS — *галенит* (свинцовый блеск), HgS — *киноварь* и FeS_2 — *железный колчедан*, или *пирит*.

Наиболее известные сульфаты — это минералы $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ — *гипс*, $2CaSO_4 \cdot H_2O$ — *алебастр*, или *полуводный гипс*, а также $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ — *глауберова соль*, или *мирабилит*.

Самородная сера встречается в жерлах потухших вулканов (рис. 22), поэтому наши предки считали её составной частью подземного мира. Из-за способности гореть, распространяя белый удушливый дым, серу отождествляли с тёмными силами.

Сера как простое вещество. Сера образует несколько простых веществ, способных превращаться одно в другое, т. е. для неё характерно явление аллотропии.

Молекулы **кристаллической серы** состоят из восьми атомов, образующих замкнутое кольцо — цикл (рис. 23). Это твёрдые хрупкие блестящие кристаллы лимонно-жёлтого цвета, нерастворимые в воде (рис. 24).

Если кристаллическую серу расплавить и резко охладить, вылив в холодную воду, образуется аморфная аллотропная форма этого вещества — **пластическая сера.** Она представляет собой тягучую массу коричневого цвета, напоминающую по консистенции жевательную резинку (рис. 25). Пластическая сера образована длинными цепочками атомов, связанных друг с другом (рис. 26).

Химические свойства серы

Окислительные свойства сера проявляет в отношении металлов, водорода и других менее электроотрицательных неметаллов.

1. Сера взаимодействует с большинством металлов, образуя соли — сульфиды:

$$Fe + S = FeS$$

$$2Al + 3S = Al_2S_3 \text{ (рис. 27)}$$

С ртутью сера реагирует даже при комнатной температуре с образованием чёрного сульфида ртути(II):

$$Hg + S = HgS$$

2. Окислительные свойства сера проявляет и в реакции с водородом, которая протекает при нагревании:

$$H_2 + S \rightleftarrows H_2S$$

При этом образуется летучее водородное соединение серы — сероводород, в котором сера также проявляет минимальную степень окисления −2. Эта реакция обратима и практического значения не имеет.

Восстановительные свойства сера проявляет в реакциях с простыми и сложными веществами.

3. Перечень элементов, электроотрицательность которых выше, чем у серы, невелик: фтор, кислород, азот, хлор, бром. Сера реагирует со всеми соответствующими простыми веществами, кроме азота. Но лишь фтор окисляет серу до высшей степени окисления +6. Эта реакция, приводящая к образованию фторида серы(VI), вам уже знакома:

$$\overset{0}{S} + 3F_2 = \overset{+6}{S}F_6$$

Также знакома вам реакция горения серы:

$$\overset{0}{S} + O_2 = \overset{+4}{S}O_2$$

Хлор при комнатной температуре окисляет серу лишь до степени окисления +2:

$$\overset{0}{S} + Cl_2 = \overset{+2}{S}Cl_2$$

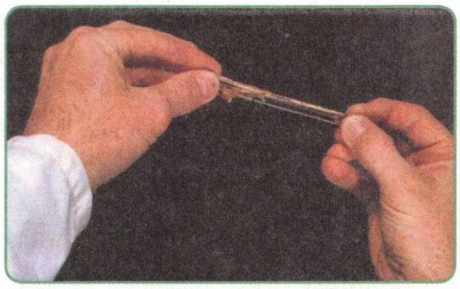


Рис. 25. Внешний вид пластической серы

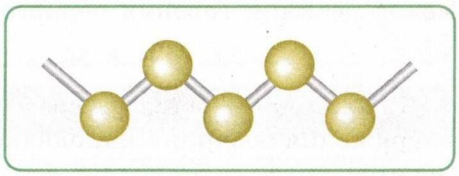


Рис. 26. Строение фрагмента молекулы пластической серы



Рис. 27. Вспышка смеси алюминиевой пудры с порошком серы

4. Сложные вещества, проявляющие сильные окислительные свойства, также способны реагировать с серой. В качестве продукта таких реакций образуется, как правило, оксид серы(IV). Например, сера взаимодействует с концентрированной серной кислотой по уравнению:

$$\overset{0}{S} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4 = 3\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2O$$

Концентрированная азотная кислота окисляет серу до степени окисления +6:

$$\overset{0}{S} + 6H\overset{+5}{N}O_3 = H_2\overset{+6}{S}O_4 + 6\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O$$

Предположительно в VIII в. китайцы стали использовать серу в пиротехнических смесях, в частности при изготовлении *пороха*. Основные компоненты чёрного (или дымного) пороха — нитрат калия, сера и древесный уголь. Уравнение реакции горения чёрного пороха выглядит так:

$$S + 3C + 2KNO_3 = K_2S + N_2 + 3CO_2$$

В настоящее время разработаны более эффективные пороховые смеси для снаряжения боеприпасов, однако масштабы применения серы от этого не уменьшаются.

Применение и биологическое значение. Основная часть добываемой серы идёт на производство серной кислоты. Значительную часть производимой серы используют в производстве спичек и резины. Разработаны технологии получения асфальта и цемента на основе серы. Из серы изготавливают также порошки для уничтожения вредителей растений, лекарственные препараты.

Сера — один из важнейших **биогенных элементов**, т. е. элементов, постоянно присутствующих в живых организмах и играющих какую-либо биологическую роль. Она, в частности, входит в состав многих белков, из которых формируются шерсть животных, перья птиц, волосяной покров человека, а также твёрдые ткани: рога, копыта, когти, ногти. Также серу содержат некоторые витамины и ферменты. В организме взрослого человека содержится примерно 150—180 г серы. Источниками серы для человека служат яйца, телятина, молоко, творог, сыр, рыба и морепродукты, капуста, бобовые.

Халькогены. Сера. Кристаллическая сера. Пластическая сера. Биогенные элементы

Проверьте свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику элементов VIA-группы на основании их положения в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Дайте характеристику элемента серы на основании его положения в периодической системе Д. И. Менделеева.
3. Расскажите о нахождении серы в природе. Как добывают самородную серу? Назовите формулы серосодержащих минералов.
4. Охарактеризуйте аллотропные модификации серы, физические и химические свойства кристаллической серы. Ответ проиллюстрируйте уравнениями химических реакций.

Примените свои знания

5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $H_2O_2 \rightarrow O_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4$
б) $KMnO_4 \rightarrow O_2 \rightarrow Li_2O \rightarrow Li_2S \rightarrow SO_2$
в) $S \rightarrow ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow BaSO_4$
Укажите тип каждой реакции по числу и составу реагентов и образующихся веществ. Для реакций ионного обмена запишите также ионные уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
6. При взаимодействии 3,08 г металла с избытком серы получили 4,2 г сульфида этого металла в степени окисления +2. Какой металл был взят в реакцию?
7. Продукт взаимодействия 0,46 г натрия и 0,85 г серы обработали 35 мл воды, полученную смесь профильтровали. Какое вещество оказалось в растворе и какова его массовая доля?

Используйте дополнительную информацию

8. Используя дополнительные источники информации, расскажите о происхождении названий и истории открытия халькогенов.
9. «Химической энциклопедией» можно назвать роман Жюля Верна «Таинственный остров». Найдите в романе отрывок, в котором упоминается производство одного из соединений серы.

§ 14. СЕРОВОДОРОД И СУЛЬФИДЫ

В сероводороде и сульфидах сера имеет минимальную степень окисления −2, следовательно, эти соединения проявляют в химических реакциях только восстановительные свойства. В какие реакции вступает сероводород и сульфиды?

Выступая в качестве окислителя, сера присоединяет электроны атомов других элементов и способна восстанавливаться до минимальной степени окисления −2. Наиболее типичные соединения серы в этой степени окисления — сероводород и бинарные соединения серы с металлами — сульфиды.

Сероводород. Сероводород очень ядовит! Вдыхание воздуха с небольшим его содержанием вызывает головокружение, головную боль, тошноту. Острое отравление человека наступает при концентрациях 0,2—0,3 мг/л, концентрация выше 1 мг/л — смертельна. При отравлении сероводородом пострадавшего необходимо немедленно вынести на свежий воздух. Однако в небольших концентрациях сероводород полезен. Так, сероводородные ванны используют в медицине для лечения заболеваний кожи, опорно-двигательного аппарата, сердечно-сосудистой системы и др.

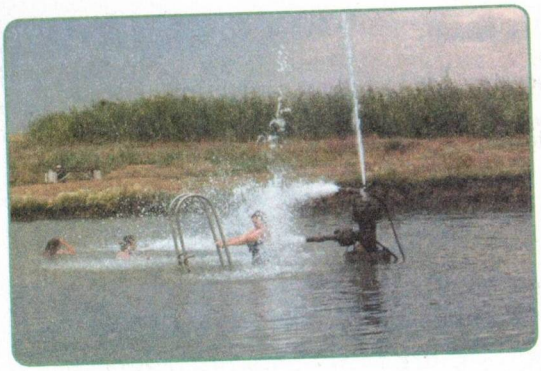


Рис. 28. Сероводородный источник вблизи г. Энгельса Саратовской области

В природе сероводород содержится в попутных газах нефтяных месторождений, в природном и вулканическом газах. Он может содержаться в подземных водах, выходящих на поверхность в виде минеральных источников (рис. 28). Сероводород образуется также при разложении белковых веществ, поэтому его запах ассоциируется с запахом тухлых яиц.

В промышленности сероводород образуется в качестве побочного продукта при переработке нефти, природного газа, каменного угля. Выбрасывать в атмосферу его нельзя из-за высокой токсичности. Очищают промышленные выбросы от сероводорода, окисляя его до серы. В качестве окислителя используют оксид серы(IV):

$$2H_2S + SO_2 = 3S\downarrow + 2H_2O$$

Если в качестве окислителя используют кислород воздуха, то воздух берут в недостаточном количестве:

$$2H_2S + O_2(\text{недостаток}) = 2S\downarrow + 2H_2O$$

В избытке же кислорода сероводород горит с образованием оксида серы(IV) и водяных паров:

$$2H_2S + 3O_2(\text{избыток}) = 2SO_2 + 2H_2O$$

В указанных процессах сероводород проявляет сильные восстановительные свойства.

В лабораторных условиях сероводород получают реакцией обмена между сульфидом металла (чаще всего сульфидом железа(II)) и разбавленной серной кислотой:

$$FeS + H_2SO_4 = H_2S\uparrow + FeSO_4$$

Лабораторный опыт 33

В пробирку с 2 мл раствора сульфида натрия добавьте 2 мл соляной кислоты. Осторожно понюхайте содержимое пробирки. Что ощущаете? О чём свидетельствует появившийся запах? Немедленно поместите пробирку в вытяжной шкаф.

Сероводород малорастворим в воде, его раствор называют сероводородной кислотой.

Сероводородная кислота относится к слабым кислотам, поэтому в ионных уравнениях реакций её формулу записывают в молекулярном виде.

Сероводородная кислота реагирует со щелочами, образуя соли — *сульфиды*:

$$H_2S + 2NaOH(\text{избыток}) = Na_2S + H_2O$$

(*Запишите ионное уравнение реакции.*)

Восстановительные свойства сероводород сохраняет и в водном растворе. При действии на сероводородную кислоту окислителей, например раствора брома в воде (*бромной воды*), образуется сера, выпадающая в осадок:

$$H_2S + Br_2 = S\downarrow + 2HBr$$

Более сильные окислители способны окислять сероводород до оксида серы(IV) и даже до серной кислоты:

$$H_2S + 3H_2SO_4(конц.) = 4SO_2\uparrow + 4H_2O$$

$$H_2S + 8HNO_3(конц.) = H_2SO_4 + 8NO_2\uparrow + 4H_2O$$

Сульфиды. Как и сероводород, сульфиды проявляют восстановительные свойства, например, в реакциях обжига сульфидов:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$

В этой реакции сульфид металла за счёт атомов серы в минимальной степени окисления выступает в качестве восстановителя.

Многие сульфиды, используемые в промышленности, получают взаимодействием серы с металлами. Реакция протекает бурно, с выделением большого количества теплоты. Пример — взаимодействие порошков серы и алюминия (см. рис. 27):

$$3S + 2Al = Al_2S_3$$

Большинство сульфидов, за исключением сульфидов щелочных и щёлочноземельных металлов, нерастворимо в воде (сульфид кальция — малорастворимая соль). Нерастворимые сульфиды можно получить реакцией обмена. Например, образование чёрного осадка сульфида свинца(II) используют для обнаружения сероводородной кислоты и её солей в растворе:

$$Pb^{2+} + S^{2-} = PbS\downarrow$$

Это **качественная реакция на сульфид-ион.**

Сульфиды тяжёлых металлов (CuS, CdS, PbS и др.) используют в качестве полупроводниковых материалов, для изготовления красок и др.

Сульфиды щёлочноземельных металлов, цинка и кадмия (CaS, SrS, ZnS, CdS) обладают интересным оптическим свойством. Они способны преобразовывать поглощаемую энергию в свет. Такие вещества называют *люминофорами*. Например, сульфид цинка после освещения солнечным светом способен светиться в темноте. Вы, наверное, встречали подобные сувениры (рис. 29), обращали внимание на светящиеся в темноте стрелки и цифры часов. Тонким слоем люминофора покрывают экраны приборов (например, осциллографов), и движущийся электронный луч рисует на нём светящееся изображение.



Рис. 29. Рисунок на футболке, выполненный люминофором

Сероводород. Сероводородная кислота. Сульфиды. Качественная реакция на сульфид-ион

Проверьте свои знания

1. Составьте схему образования химической связи в молекуле сероводорода.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства сероводорода.
3. Запишите сокращённые ионные уравнения качественных реакций на сульфид-ион и сульфат-ион.

Примените свои знания

4. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций сероводородной кислоты с хлорной водой, гидроксидом лития, нитратом свинца(II), оксидом серы(IV). В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.
5. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
$ZnS \rightarrow H_2S \rightarrow S \rightarrow FeS \rightarrow SO_2$
Для окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.
6. Напишите по одному молекулярному уравнению реакции, соответствующему каждому из следующих ионных уравнений:
а) $H_2S + OH^- = HS^- + H_2O$
б) $H_2S + 2OH^- = S^{2-} + 2H_2O$
в) $HS^- + OH^- = S^{2-} + H_2O$
г) $S^{2-} + Cu^{2+} = CuS\downarrow$
7. В химической реакции, протекающей по уравнению

$$2H_2S + Cl_2 = 2S + 2HCl,$$

концентрация газообразного хлора за 3 мин уменьшилась с 0,063 моль/л до 0,027 моль/л. Рассчитайте скорость химической реакции в данный промежуток времени.
8. В состав белой краски (свинцовых белил), нередко использовавшейся ранее для написания икон, входил сульфат свинца(II). Спустя длительное время белая краска таких икон чернела из-за взаимодействия сульфата свинца с сероводородом. Образующийся сульфид свинца(II) — соль чёрного цвета. Для восстановления белых тонов икону обрабатывали раствором пероксида водорода, при этом сульфид свинца(II) вновь окислялся до сульфата свинца(II). Составьте уравнение этой реакции, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение о нахождении в природе, свойствах, областях применения и получении сероводорода.

§ 15. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ

В соединениях с кислородом сера проявляет степени окисления +4 и +6. Какими свойствами характеризуются эти соединения? Какие из этих веществ проявляют только окислительные свойства, а какие — и окислительные, и восстановительные?

Соединения серы в степенях окисления +4 и +6 широко распространены и имеют важное практическое значение. К ним относятся оксиды серы, кислородсодержащие кислоты — сернистая и серная, а также соли этих кислот.

Оксиды серы. Сера образует два оксида — оксид серы(IV) и оксид серы(VI). Оба этих оксида проявляют кислотный характер.

Оксид серы(IV) SO_2 (диоксид серы, или сернистый газ) представляет собой бесцветный газ с характерным резким запахом. Наряду с сероводородом и парами серы сернистый газ выбрасывается в атмосферу при извержении вулканов. Считают, что именно ядовитые сернистые соединения стали причиной гибели жителей древнеримского города Помпеи во время извержения вулкана Везувий в 79 г. (рис. 30).



Рис. 30. К. Брюллов. «Последний день Помпеи»

Лабораторный способ получения сернистого газа заключается в проведении реакции обмена между сульфитами металлов и сильными неорганическими кислотами, например:

$$Na_2SO_3 + 2HCl = 2NaCl + SO_2\uparrow + H_2O$$

Оксид серы(IV) хорошо растворяется в воде. Такой раствор называют *сернистой кислотой*.

Если в ложечку для сжигания веществ поместить порошок серы объёмом с горошину и поджечь его, то можно заметить небольшое синеватое пламя. Если внести горящую серу в колбу с кислородом и налитой на дно водой, то можно увидеть, что сера разгорается ярким синим пламенем. При этом колба заполняется белым дымом, который хорошо растворяется в воде и окрашивает раствор лакмуса в красный цвет, так как образуется сернистая кислота:

$$\overset{+4}{S}O_2 + H_2O \rightleftarrows H_2\overset{+4}{S}O_3$$

Оксид серы(IV) как кислотный оксид взаимодействует с основными оксидами и щелочами с образованием солей сернистой кислоты — *сульфитов*:

$$SO_2 + CaO = CaSO_3$$

$$SO_2 + 2KOH = K_2SO_3 + H_2O$$

Окислительные свойства сернистого газа выражены слабо, и только в отношении сильных восстановителей. Например, в жерлах вулканов сероводород окисляется оксидом серы(IV) до свободной серы:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H_2\overset{-2}{S} = 3\overset{0}{S} + 2H_2O$$

Восстановительные свойства оксид серы(IV) проявляет по отношению к сильным окислителям. Пропускание сернистого газа через концентрированную азотную кислоту приводит к образованию другой кислоты — серной:

$$\overset{+4}{S}O_2 + 2H\overset{+5}{N}O_3 = H_2\overset{+6}{S}O_4 + 2\overset{+4}{N}O_2\uparrow$$

В реакции соединения с хлором оксид серы(IV) также проявляет восстановительные свойства:

$$\overset{+4}{S}O_2 + \overset{0}{Cl_2} = \overset{+6}{S}O_2\overset{-1}{Cl_2}$$

дихлорид-диоксид серы

Оксид серы(IV) обладает двумя важными свойствами. Во-первых, он обесцвечивает красители и поэтому применяется в промышленности для отбеливания шерсти, шёлка, соломы. Во-вторых, сернистый газ — прекрасное дезинфицирующее средство. Горящей серой окуривают погреба и подвалы для уничтожения грибка и плесени. Кроме того, оксид серы(IV) используют при консервировании фруктов, соков, вин.

Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость. Основной способ его получения — это окисление оксида серы(IV) кислородом в присутствии катализатора:

$$2SO_2 + O_2 \xrightleftharpoons{t, V_2O_5} 2SO_3$$

Оксид серы(VI) проявляет ярко выраженные кислотные свойства. При взаимодействии с водой он образует одну из самых сильных кислот — серную:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$

В результате реакции оксида серы(VI) со щелочами образуются соли серной кислоты — *сульфаты*:

$$SO_3 + 2NaOH = Na_2SO_4 + H_2O$$

Кислородсодержащие кислоты серы. Двум кислотным оксидам серы соответствуют две кислородсодержащие кислоты: сернистая и серная. Как и в случае с оксидами, кислотные свойства этих веществ усиливаются с увеличением степени окисления атома серы.

Сернистая кислота H_2SO_3 — неорганическая кислота средней силы, которая существует только в разбавленных водных растворах. При попытке выделить эту кислоту в чистом виде или при незначительном нагревании раствора происходит разложение вещества, т. е. реакция, обратная образованию кислоты из оксида серы(IV) и воды:

$$H_2SO_3 = SO_2\uparrow + H_2O$$

Сернистая кислота, как и соответствующий ей оксид серы(IV), проявляет сильные восстановительные свойства и также применяется для отбеливания различных материалов.

Серная кислота H_2SO_4 — один из основных продуктов химического производства. За год в мире получают почти 250 млн т этого вещества — в среднем около 30 кг на каждого жителя Земли!

Концентрированная серная кислота представляет собой бесцветную вязкую жидкость. Она хорошо растворяется в воде. Напомним, что при разбавлении серную кислоту приливают в воду, а не наоборот. Такой порядок смешивания веществ обусловлен тем, что при растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты и порция воды, добавленная в кислоту, может закипеть, разбрызгивая едкую жидкость (рис. 31).

В разбавленном водном растворе серная кислота — сильный электролит. Такой раствор проявляет все свойства кислот, обусловленные присутствием катионов водорода H^+ (*вспомните эти свойства и запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах*).

Свойства концентрированной серной кислоты значительно отличаются от свойств разбавленной.

Во-первых, концентрированная серная кислота — сильное водоотнимающее средство. Она обугливает бумагу, ткани, древесину, оставляет на коже глубокие, долго не заживающие ожоги.

Во-вторых, концентрированная серная кислота — сильный окислитель. Она способна взаимодействовать с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений как до, так и после водорода.

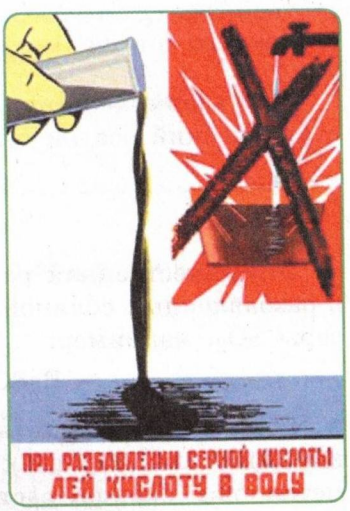


Рис. 31. Информационный плакат по правилам техники безопасности при разбавлении серной кислоты

В таких реакциях серная кислота является окислителем за счёт атомов серы в высшей степени окисления +6, поэтому в результате взаимодействия образуются продукты восстановления серы. Например, медь реагирует с концентрированной серной кислотой в соответствии с уравнением

$$\overset{0}{Cu} + 2H_2\overset{+6}{S}O_4(конц.) = \overset{+2}{Cu}SO_4 + \overset{+4}{S}O_2\uparrow + 2H_2O$$

$\overset{0}{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$ — процесс окисления, Cu — восстановитель;

$\overset{+6}{S} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{+4}{S}$ — процесс восстановления, H_2SO_4 — окислитель.

Чем активнее металл, тем сильнее восстанавливается атом серы. Помимо оксида серы(IV), продуктами восстановления серной кислоты могут быть сера или сероводород.

Некоторые металлы, например алюминий, железо, хром, пассивируются концентрированной серной кислотой при комнатной температуре. Всё дело в том, что в результате окисления на поверхности металла образуется тончайшая защитная плёнка, предохраняющая его от дальнейшего разрушения.

Соли сернистой кислоты — сульфиты. Большинство солей сернистой кислоты малорастворимо или нерастворимо в воде. Исключения составляют растворимые сульфиты щелочных металлов и аммония.

При действии на сульфиты сильных кислот в результате реакции ионного обмена образуется сернистая кислота, которая при незначительном нагревании распадается на воду и сернистый газ. Эту реакцию используют для лабораторного получения оксида серы(IV).

Благодаря наличию атомов серы в степени окисления +4 сульфиты металлов проявляют сильные восстановительные свойства. Как восстановитель сульфит натрия используют для удаления избытка хлора после отбеливания тканей:

$$\overset{+4}{Na_2S}O_3 + \overset{0}{Cl_2} + H_2O = Na_2\overset{+6}{S}O_4 + 2H\overset{-1}{Cl}$$

При взаимодействии с катионами бария сульфит-ионы образуют белый кристаллический осадок сульфита бария $BaSO_3$:

$$BaCl_2 + Na_2SO_3 = BaSO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$Ba^{2+} + SO_3^{2-} = BaSO_3\downarrow$$

Это **качественная реакция на сульфит-ионы.** Сульфит бария растворяется в разбавленных соляной и азотной кислотах с выделением газообразного оксида серы SO_2, например:

$$BaSO_3 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + SO_2\uparrow + H_2O$$

Соли серной кислоты — сульфаты. В противоположность сульфитам большинство солей серной кислоты (за исключением сульфатов щелочноземельных металлов и свинца) растворимо в воде. Сульфаты склонны к образованию *кристаллогидратов* (например, медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$).

Качественной реакцией на сульфат-ион (серную кислоту и её растворимые соли) служит взаимодействие с раствором хлорида или нитрата бария.

Лабораторный опыт 34

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата натрия, в другую — 2 мл раствора серной кислоты. Затем прилейте в каждую пробирку по 1 мл раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

В результате эксперимента вы наблюдали выпадение нерастворимого в воде осадка белого цвета — сульфата бария. Частички сульфата бария настолько малы, что осадок некоторое время не оседает, и смесь по внешнему виду очень напоминает молоко. Образование сульфата бария происходит за счёт соединения ионов бария и сульфат-ионов:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$$

В отличие от сульфита бария, сульфат бария не растворяется в кислотах.

Оксид серы(IV). Сернистая кислота. Сульфиты. Качественная реакция на сульфит-ион. Оксид серы(VI). Серная кислота. Сульфаты. Качественная реакция на сульфат-ион

Проверьте свои знания

1. Дайте сравнительную характеристику оксидов серы в степенях окисления +4 и +6. Свой ответ проиллюстрируйте уравнениями химических реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Дайте характеристику сернистой кислоты и её солей. Как распознать сульфит-ион?
3. Дайте характеристику серной кислоты и её солей. Как распознать сульфат-ион?
4. Почему свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты различаются?
5. Какое правило должно соблюдаться при разбавлении серной кислоты?

Примените свои знания

6. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$
б) $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow SO_2$
Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
7. Массовые доли химических элементов в соли составляют: калий — 49,4 %, сера — 20,2 %, кислород — 30,4 %. Определите формулу соли, назовите её.
8. В 1960 г 5 %-ного раствора серной кислоты растворили 2,24 л аммиака (н. у.). Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.
9. Железную пластинку погрузили в раствор сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 0,4 г. Вычислите массу меди, выделившейся на пластинке.

10. Массовая доля воды в кристаллогидрате сульфата железа(II), который называют железным купоросом, составляет 45,3 %. Выведите формулу кристаллогидрата.
11. В трёх пробирках без этикеток находятся растворы сульфида, сульфита и сульфата калия. Как с помощью одного реактива распознать эти вещества? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
12. Разделите лист бумаги пополам вертикальной линией. Напишите уравнения восьми реакций, характеризующих химические свойства серной кислоты, так, чтобы левая часть равенства оказалась на левой половине листа, знак равенства — на черте, а правая часть уравнения — на правой половине листа. Разрежьте лист по линии, две половинки отдайте двум своим одноклассникам. Их задача — восстановить недостающие половины уравнений реакций. Проверьте их работу, поставьте свою отметку. Допишите уравнения реакций по половинкам листов, полученных от двух других одноклассников.

Практическая работа 3
ИЗУЧЕНИЕ СВОЙСТВ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

1. В три пробирки налейте по 1—2 мл разбавленной серной кислоты. В первую пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, во вторую — 1—2 капли раствора метилового оранжевого, в третью — 1—2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Объясните результаты.

2. В первую и вторую пробирки из первого опыта добавляйте по каплям гидроксид натрия до тех пор, пока лакмус не станет фиолетовым, метиловый оранжевый — оранжевым. Сделайте вывод и напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

3. В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора серной кислоты. В одну поместите гранулу цинка, а в другую — кусочек медной проволоки (или стружки). Что наблюдаете? Объясните результаты. Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.

4. В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора серной кислоты. В первую добавьте на кончике шпателя оксид меди(II), во вторую — на кончике шпателя порошок карбоната натрия (техническую соду). Объясните результаты. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

5. В пробирку налейте 1—2 мл раствора сульфата меди(II), добавьте 1—2 мл раствора гидроксида натрия. К полученному осадку добавляйте по каплям серную кислоту до полного растворения осадка. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

6. В одну пробирку налейте 1—2 мл раствора серной кислоты, в другую — 1—2 мл раствора сульфата натрия. В обе пробирки добавьте несколько капель раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

§ 16. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ VA-ГРУППЫ. АЗОТ

Шотландский учёный Даниель Резерфорд в 1772 г. проводил эксперименты по сжиганию под стеклянным колпаком древесного угля, серы и фосфора. Продукты горения поглощались раствором щёлочи. Резерфорд установил, что остающаяся после эксперимента часть воздуха — это газ, в котором свеча не горит, а мышь гибнет. О каком газе идёт речь?

VA-группу периодической системы Д. И. Менделеева составляют шесть химических элементов: азот N, фосфор P, мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi и московий Mc.

На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов располагается пять электронов, т. е. до завершения электронной оболочки атомов до устойчивого октета не хватает трёх электронов. Азот и фосфор — неметаллы, а висмут это уже металл. Наиболее электроотрицательный элемент группы — азот; его значение электроотрицательности уступает только значению электроотрицательности фтора и кислорода.

Высшая степень окисления атомов элементов VA-группы равна +5. Кроме того, все эти элементы, кроме висмута, проявляют минимальную степень окисления −3. Соответственно формула высших оксидов азота и его электронных аналогов $Э_2O_5$, формула летучих водородных соединений $ЭH_3$, где Э — элемент.

Азот в природе. Название «азот» (от греч. *azotos* — безжизненный) предложил французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Такое название, по мнению Лавуазье, должно было подчеркнуть свойства газообразного азота, который не пригоден для дыхания и не поддерживает горение (рис. 32). Однако вскоре выяснилось, что «безжизненный» азот —один из главных элементов жизни. В живых организмах атомы азота входят в состав молекул важнейших органических веществ — белков и нуклеиновых кислот.

Помимо газообразного простого вещества N_2, присутствующего в атмосфере, элемент азот представлен в литосфере Земли несколькими минералами. Наиболее важные из них — это селитры: чилийская $NaNO_3$ и индийская KNO_3.

Простое вещество азот N_2 — бесцветный газ, без запаха, малорастворим в воде. Содержание азота в атмосферном воздухе (78 % по объёму) значительно превышает содержание кислорода.

При нормальных условиях азот малоактивен и по своей реакционной способности уступает не только галогенам и кислороду, но и сере. При умеренных температурах он не взаимодействует с кислородом, концентрированными кислотами и щелочами, металлами. Раньше газообразным азотом заполняли внутренний объём радио- и электроламп, химиче-

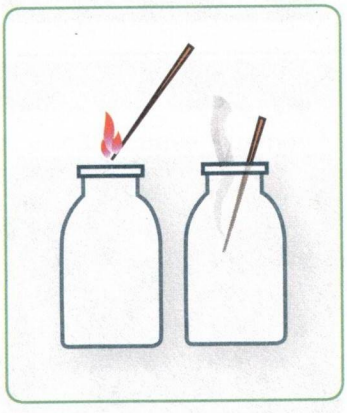
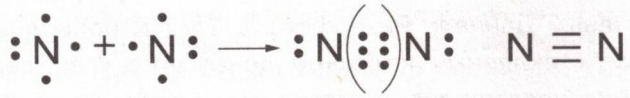


Рис. 32. Азот не поддерживает горение

ских реакторов для создания инертной атмосферы. В чём же причины такой химической пассивности?

Химическая связь в молекуле азота — ковалентная неполярная. При образовании химической связи два атома азота образуют три общие электронные пары:



$$N \equiv N$$

Таким образом, связь в молекуле азота *тройная*, т. е. образована тремя общими электронными парами, что и обусловливает её высокую прочность.

Химические свойства азота

Окислительные свойства азот проявляет при нагревании, в первую очередь по отношению к металлам. Принимая три недостающих электрона, атом азота приобретает степень окисления −3.

Бинарные соединения азота с металлами называют **нитридами**. Так, нагревание натрия в атмосфере азота приводит к образованию нитрида натрия, алюминий в подобных условиях образует нитрид алюминия:

$$6Na + \overset{0}{N_2} = 2\overset{-3}{Na_3N}$$

$$2Al + \overset{0}{N_2} = 2\overset{-3}{AlN}$$

Окислительные свойства азот проявляет и в реакции с водородом. В результате реакции образуется аммиак — один из важнейших продуктов химического производства:

$$\overset{0}{N_2} + 3\overset{0}{H_2} \rightleftarrows 2\overset{-3+1}{NH_3}$$



Рис. 33. Люпин

Восстановительные свойства азот проявляет по отношению к кислороду, реакция с которым протекает при температуре электрической дуги:

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{O_2} \rightleftarrows 2\overset{+2-2}{NO}$$



Рис. 34. Клевер

В круговороте азота в природе решающую роль играют живые организмы. Особые бактерии, живущие на корнях бобовых растений — люпина (рис. 33), клевера (рис. 34), гороха (рис. 35) и др., — связывают атмосферный азот, превращая его в минеральные соли. Эти соли усваиваются растениями.

Применение. Азот в основном используется для синтеза аммиака, который служит исходным веществом в производстве удобрений, азотной кислоты, красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ. Газообразный азот применяют для создания

инертной атмосферы при получении синтетических волокон, чистых металлов и сплавов. В жидком азоте, имеющем температуру −196 °С, хранят клетки, органы, ткани, другие биологические объекты. В косметологии жидкий азот применяют для лечения кожных заболеваний. В пищевой промышленности жидким азотом замораживают продукты и полуфабрикаты. Природные соединения азота — селитры — используют в качестве компонентов порохов и взрывчатых веществ, а также для производства азотных удобрений.

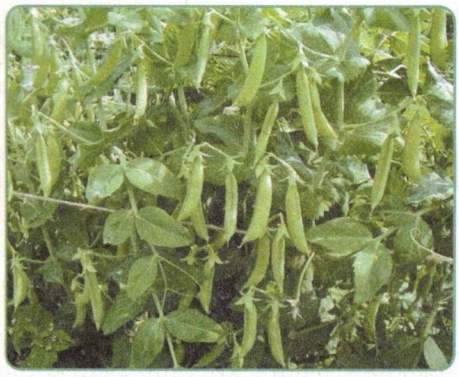


Рис. 35. Горох

Азот. Нитриды. Круговорот азота в природе

Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику элементов VA-группы на основании их положения в периодической системе Д. И. Менделеева. Укажите закономерности изменения радиуса атома, электроотрицательности, неметаллических свойств с ростом атомного номера элемента.
2. В чём причины малой химической активности простого вещества азота?

Примените свои знания

3. Используя знания по биологии, охарактеризуйте биологическую роль азота. Нарисуйте схему круговорота азота в природе.
4. Какой объём газообразного азота может быть получен из 1000 $м^3$ воздуха (н. у.), если потери в процессе фракционной перегонки сжиженного воздуха составляют 15 %? Объёмная доля азота в воздухе составляет 78 %.

Выразите своё мнение

5. В Большой советской энциклопедии издания 1952 г. (т. 1, с. 452, статья «Азот») написано: «Азот в сложении с капитализмом — это война, разрушение, смерть. Азот в сложении с социализмом — это высокий урожай, высокая производительность труда, высокий материальный и культурный уровень трудящихся». Как вы думаете, актуальна ли подобная точка зрения в наше время?

Используйте дополнительную информацию

6. Подготовьте сообщение об азотных удобрениях.

§ 17. АММИАК. СОЛИ АММОНИЯ

Соединения, содержащие азот в самой восстановленной форме, т. е. в минимальной степени окисления −3, могут проявлять только восстановительные свойства. Какие реакции характерны для таких соединений?

Аммиак представляет собой бесцветный газ с резким характерным запахом, легче воздуха (*рассчитайте относительную плотность аммиака по воздуху*). Аммиак очень хорошо растворяется в воде. Такой раствор используют в медицине и в быту под названием **аммиачная вода**, а 10 %-ный раствор аммиака в воде более известен под названием **нашатырный спирт**.

При растворении в воде каждая молекула аммиака соединяется с одной молекулой воды, образуя **гидрат аммиака** — вещество, состав которого отражают формулой $NH_3 \cdot H_2O$.

Лабораторный опыт 35

Соберите прибор для получения газа и проверьте его на герметичность. В пробирку прибора поместите смесь кристаллических хлорида аммония и щёлочи. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Конец трубки поднимите вверх и наденьте на него сухую пробирку. Под тягой прогрейте пробирку со смесью, а затем нагревайте её в том месте, где находятся реагенты. Что ощущаете? Через минуту снимите пробирку с аммиаком и, не переворачивая, опустите отверстием в кристаллизатор с водой. Что наблюдаете? Закройте отверстие пробирки пальцем под водой, переверните её с полученным раствором, уберите палец и добавьте в раствор несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции получения аммиака. Какой способ вы использовали для его собирания?

Водный раствор аммиака имеет щелочную реакцию. Это объясняется тем, что гидрат аммиака — слабый электролит, он незначительно диссоциирует на катион аммония NH_4^+ и гидроксид-анион OH^-:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

Наличие в водном растворе аммиака гидроксид-ионов обусловливает изменение окраски фенолфталеина на малиновую.

Поскольку в аммиаке атом азота обладает минимальной степенью окисления (−3), аммиак проявляет *восстановительные свойства*.

Аммиак горит в чистом кислороде, при этом образуется азот и водяные пары:

$$\overset{-3}{4NH_3} + \overset{0}{3O_2} = \overset{0}{2N_2} + \overset{-2}{6H_2O}$$

Если проводить данную реакцию в присутствии катализатора (платина, оксид хрома(III)), то протекает более глубокое окисление аммиака — с образованием оксида азота(II):

$$\overset{-3}{4NH_3} + \overset{0}{5O_2} = \overset{+2-2}{4NO} + \overset{-2}{6H_2O}$$

В данном случае катализатор не ускоряет химическую реакцию, а направляет её по другому пути.

Восстановительные свойства аммиака проявляются и в реакции с некоторыми оксидами металлов:

$$\overset{-3}{2NH_3} + 3\overset{+2}{Cu}O = \overset{0}{N_2} + 3\overset{0}{Cu} + 3H_2O$$

Как газообразный аммиак, так и водный раствор этого вещества, реагируют с кислотами, образуя соли аммония:

$$NH_3 + HCl = NH_4Cl$$

$$2NH_3 + H_2SO_4 = (NH_4)_2SO_4$$

Образование катиона аммония происходит в результате возникновения ковалентной связи между атомом азота, имеющим свободную электронную пару (её называют **неподелённой электронной парой**), и катионом водорода, который переходит к аммиаку от молекул кислоты. Атом азота называют **донором электронов**, а атом водорода — **акцептором:**



Такой механизм образования ковалентной связи называют **донорно-акцепторным.**

Применение. Аммиак — исходное вещество для получения азотной кислоты и солей аммония. Аммиак также используют в качестве хладагента в промышленных холодильных установках. Он легко сжижается при повышении давления (рис. 36), а испарение сопровождается поглощением теплоты, в результате чего и происходит охлаждение.

Соли аммония. В состав солей, помимо катионов металлов, может входить катион аммония NH_4^+. Этот катион образует соли с большинством кислотных остатков. Все соли аммония — твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

При нагревании большинство солей аммония разлагается, например:

$$NH_4Cl \overset{t}{=} NH_3 + HCl$$

Эту реакцию используют при паянии, так как образующийся хлороводород очищает поверхность металлов от оксидной плёнки.

Если кислотный остаток обладает окислительными свойствами (например, за счёт

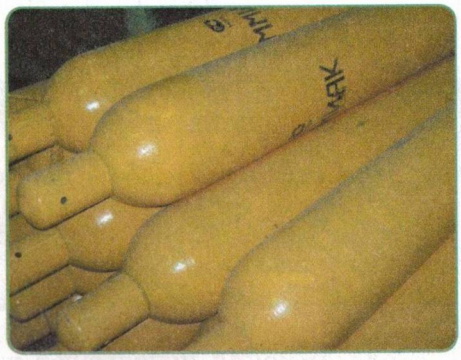


Рис. 36. Жидкий аммиак хранят и транспортируют в баллонах жёлтого цвета

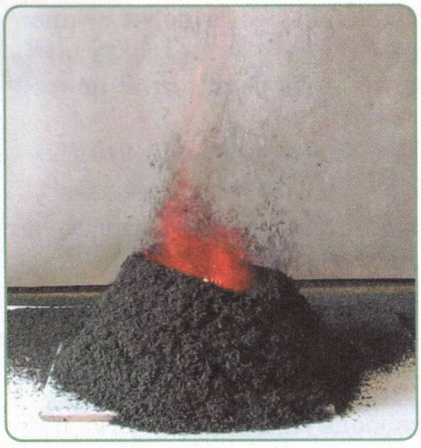


Рис. 37. Разложение дихромата аммония (химический вулкан)

атома элемента в высшей степени окисления), разложение представляет собой окислительно-восстановительную реакцию. В результате атомы азота в катионе аммония окисляются, как правило, до свободного азота. Так происходит в реакции разложения дихромата аммония, напоминающей извержение вулкана (рис. 37):

$$(NH_4)_2Cr_2O_7 \overset{t}{=} Cr_2O_3 + N_2 + 4H_2O$$

Разложение нитрита аммония — лабораторный способ получения азота:

$$NH_4NO_2 \overset{t}{=} N_2 + 2H_2O$$

Качественной реакцией на катион аммония служит взаимодействие раствора соли со щёлочью. Реакция идёт при нагревании. В результате реакции обмена образуется слабое основание — гидрат аммиака, которое даже при комнатной температуре, тем более при небольшом нагревании, разлагается. Выделяющийся аммиак обнаруживают по запаху или посинению влажной лакмусовой бумаги. В ионном виде уравнение качественной реакции на катион аммония имеет вид

$$NH_4^+ + OH^- = NH_3\uparrow + H_2O$$

Данному ионному уравнению соответствует, например, молекулярное уравнение реакции между раствором сульфата аммония и гидроксидом калия:

$$(NH_4)_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

С помощью подобной реакции получают аммиак в лабораторных условиях. Для этой цели хлорид аммония нагревают с гашёной известью:

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaCl_2 + 2NH_3\uparrow + 2H_2O$$

Лабораторный опыт 36

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида аммония и добавьте 2 мл раствора гидроксида натрия. Нагревайте пробирку. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумагу. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски индикаторной бумаги?

Соли аммония используют в качестве удобрений (фосфаты, хлорид, нитрат аммония), как компоненты взрывчатых веществ (нитрат аммония, или аммиачная селитра), в пищевой промышленности (гидрокарбонат, карбонат, хлорид аммония), при выделке кожи (сульфат аммония).

Аммиак. Аммиачная вода. Нашатырный спирт. Гидрат аммиака. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония. Неподелённая электронная пара. Донор электронов. Акцептор электронов. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи

Проверьте свои знания

1. Составьте схему образования химической связи в молекуле аммиака.
2. Охарактеризуйте физические и химические свойства аммиака. Свяжите их с областями применения этого соединения.
3. Почему аммиак в окислительно-восстановительных реакциях проявляет свойства восстановителя?
4. В чём состоит донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи? Какой ещё механизм образования ковалентной связи вам известен? Подтвердите свои рассуждения рассмотрением строения катиона аммония.
5. Запишите сокращённое ионное уравнение качественной реакции на катион аммония.

Примените свои знания

6. Напишите уравнения реакций получения нитрида натрия и его взаимодействия с водой. Какая из этих реакций является окислительно-восстановительной?
7. С какими из перечисленных веществ реагирует аммиак: водород, азотная кислота, кислород, гидроксид натрия, вода, хлорид калия, оксид меди(II), железо, сульфат аммония? Запишите уравнения соответствующих реакций.
8. В двух пробирках без подписи находятся растворы хлорида аммония и хлорида натрия. Какими способами можно распознать эти вещества? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
9. В 150 мл воды растворили 67,2 л аммиака (н. у.). Рассчитайте массовую долю аммиака в полученном растворе.

Выразите своё мнение

10. Постройте круговые диаграммы, отражающие массовые доли химических элементов в следующих солях: нитрат калия, нитрат аммония, нитрат кальция, сульфат аммония. Какую из этих солей вы бы рекомендовали использовать в качестве азотного удобрения?

Используйте дополнительную информацию

11. Подготовьте сообщение по теме «Производство аммиака: от Габера до современности».

Практическая работа 4

ПОЛУЧЕНИЕ АММИАКА И ИЗУЧЕНИЕ ЕГО СВОЙСТВ

Получение аммиака и его водного раствора

1. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и проверьте прибор на герметичность.

2. На листке бумаги перемешайте приблизительно равные массы кристаллических хлорида аммония NH_4Cl и гидроксида кальция $Ca(OH)_2$ (например, по два шпателя того и другого вещества).

3. Приготовленную смесь внесите в пробирку на $^1/_5$ её объёма.

4. Закрепите прибор в штативе с небольшим наклоном в сторону пробки так, чтобы отверстие пробирки было чуть ниже дна: это связано с тем, что образующиеся капли воды не должны стекать на дно, иначе пробирка может лопнуть.

5. Наденьте сухую пробирку — приёмник газа на газоотводную трубку, направленную вверх.

6. Зажгите спиртовку. Нагревайте пробирку со смесью в пламени спиртовки, соблюдая все правила.

7. Определите наличие аммиака в пробирке-приёмнике. Для этого кусочек универсальной индикаторной бумаги смочите водой и пинцетом поднесите к отверстию пробирки. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

8. Прекратите нагревание. Снимите пробирку с аммиаком с газоотводной трубки, не переворачивая её. Конец газоотводной трубки сразу же после снятия с неё пробирки-приёмника закройте кусочком мокрой ваты.

9. Немедленно закройте отверстие пробирки-приёмника пробкой с держателем и опустите пробирку в стакан с водой. Только под водой выньте пробку из отверстия пробирки с помощью держателя.

10. Слегка покачивая пробирку, растворите собранный газ в воде. Когда вода поднимется в пробирку, снова закройте отверстие пробирки пробкой с держателем и выньте пробирку из сосуда.

Изучение химических свойств водного раствора аммиака

1. Содержимое пробирки с полученным раствором аммиака разделите на две пробирки. В одну добавьте 2—3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете?

2. В эту же пробирку прилейте раствор соляной кислоты (или азотной кислоты) до исчезновения окраски. Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

3. В другую пробирку прилейте 1—2 мл раствора хлорида алюминия. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

4. Снимите ватку с газоотводной трубки и снова нагрейте пробирку со смесью гидроксида кальция и хлорида аммония.

Поднесите к отверстию газоотводной трубки палочку, смоченную соляной кислотой. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

Разберите установку и приведите в порядок рабочее место.

Оформите отчёт.

§ 18. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ АЗОТА

В соединениях с кислородом азот проявляет степени окисления +1, +2, +3, +4, +5. Какими свойствами характеризуются эти соединения? Какое из них проявляет только окислительные свойства, а какие — и окислительные, и восстановительные?

Оксиды азота. С кислородом азот реагирует только при температуре выше 2000 °С — температуре электрического разряда (рис. 38). При этом образуется бесцветный оксид азота(II):

$$\overset{0}{N_2} + \overset{0}{O_2} \overset{t}{\rightleftarrows} \overset{+2-2}{2NO}$$

Кроме этого оксида, азот образует ещё четыре оксида, формулы которых: N_2O, N_2O_3, NO_2, N_2O_5. При нормальных условиях оксид азота(I) — бесцветный газ с приятным сладковатым запахом, оксид азота(III) — жидкость синего цвета, оксид азота(IV) — бурый газ, оксид азота(V) — бесцветные летучие кристаллы. Эти оксиды получают косвенным путём. Например, оксид азота(IV) образуется из оксида азота(II) окислением кислородом воздуха:

$$\overset{+2-2}{2NO} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4-2}{2NO_2}$$

Оксид азота(I) N_2O и оксид азота(II) NO — несолеобразующие, т. е. они не реагируют ни с кислотами, ни с основаниями с образованием солей.

Остальные оксиды азота кислотные.

Оксиду азота(III) N_2O_3 соответствует азотистая кислота, которая образуется при реакции этого оксида с водой:

$$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$$

Оксиду азота(V) N_2O_5 соответствует азотная кислота:

$$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$$

Оксид азота(IV) NO_2 в этом отношении очень необычен. Кислоты, в которой азот проявлял бы степень окисления +4, не существует. И тем не менее это кислотный оксид, при взаимодействии с водой он образует сразу две кислоты, азотистую и азотную:

$$\overset{+4}{2NO_2} + H_2O = \overset{+3}{HNO_2} + \overset{+5}{HNO_3}$$



Рис. 38. Во время грозы при разряде молнии в атмосфере образуется оксид азота(II)

Азотистая кислота. В свободном состоянии получить эту кислоту не удаётся, так как она легко разлагается. В водном растворе азотистая кислота — слабый электролит, обратимо диссоциирует в соответствии с уравнением

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$$

Поскольку атом азота в азотистой кислоте находится в промежуточной степени окисления +3, для неё характерна окислительно-восстановительная двойственность. В реакциях с сильными окислителями азотистая кислота окисляется до азотной, проявляя свойства восстановителя:

$$\overset{+3}{2HNO_2} + \overset{0}{O_2} = \overset{+5-2}{2HNO_3}$$

Однако она проявляет и слабые окислительные свойства:

$$\overset{+3}{2HNO_2} + \overset{-1}{2HI} = \overset{0}{I_2}\downarrow + \overset{+2}{2NO}\uparrow + 2H_2O$$

С основными оксидами и щелочами азотистая кислота образует соли — нитриты:

$$HNO_2 + NaOH = NaNO_2 + H_2O$$

Соли азотистой кислоты (нитриты) — белые кристаллические вещества. Нитриты активных металлов растворимы в воде, в водных растворах проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

Особые химические свойства проявляет нитрит аммония. При небольшом нагревании он разлагается:

$$\overset{-3}{N}H_4\overset{+3}{N}O_2 = \overset{0}{N_2} + 2H_2O$$

При этом переход электронов происходит внутри самого вещества: от атома азота катиона аммония NH_4^+ (восстановитель) к атому азота нитрит-иона NO_2^- (окислитель). Разложением нитрита аммония в лабораторных условиях получают чистый азот.

Азотная кислота. Казалось бы, для получения азотной кислоты логично в качестве исходного вещества использовать атмосферный азот, источник которого практически неисчерпаем. Но вспомните, насколько химически инертно это вещество, с каким трудом и в каких жёстких условиях азот окисляется кислородом. Азотная кислота, полученная из азота, стоила бы очень дорого.

Химики предложили использовать в промышленном получении азотной кислоты аммиак. Почему, ведь аммиак и сам является ценным продуктом химического производства? Дело в том, что в аммиаке нет таких прочных тройных связей, какими связаны между собой атомы в молекуле азота, поэтому окислить аммиак легче, а следовательно, и дешевле.

Первая стадия получения азотной кислоты — каталитическое окисление аммиака кислородом:

$$4NH_3 + 5O_2 \overset{\text{кат.}}{=} 4NO + 6H_2O$$

В качестве катализатора этой реакции используют платину.

Вторая стадия протекает легко — оксид азота(II) окисляется кислородом воздуха с образованием оксида азота(IV):

$$2NO + O_2 = 2NO_2$$

Остаётся повысить степень окисления азота ещё на одну единицу. На третьей стадии процесса оксид азота(IV) в присутствии кислорода реагирует с водой. Сложную совокупность химических реакций, протекающих при этом, можно упрощённо записать следующим химическим уравнением:

$$4NO_2 + 2H_2O + O_2 = 4HNO_3$$

Так получают раствор азотной кислоты с массовой долей до 60 %. Для большинства областей применения такая концентрация кислоты вполне приемлема.

Азотная кислота представляет собой бесцветную жидкость, которая при хранении частично разлагается и приобретает бурый оттенок. Его придаёт кислоте один из продуктов реакции — оксид азота(IV):

$$4HNO_3 = 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе полностью диссоциирует с образованием катионов водорода и нитрат-анионов:

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$$

Благодаря наличию в растворе катионов водорода азотная кислота проявляет характерные химические свойства кислот: реагирует с основными и амфотерными оксидами, щелочами и нерастворимыми в воде гидроксидами металлов, с солями по реакции ионного обмена.

Лабораторный опыт 37

В пробирку поместите немного (на кончике шпателя) оксида меди(II) и добавьте 2 мл раствора азотной кислоты. Нагревайте пробирку. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски раствора?

В пробирку налейте 1 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2 капли раствора фенолфталеина. Добавляйте в пробирку раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Почему исчезла окраска индикатора?

Получите гидроксид меди(II). Для этого к 1—2 мл раствора сульфата меди добавьте немного раствора гидроксида натрия. Прилейте в пробирку раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Почему растворился осадок гидроксида меди(II)? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

В реакциях с металлами и разбавленная, и концентрированная азотная кислота проявляет особенные свойства. Окислителем в таких реакциях является не катион водорода, как в других кислотах, а анион NO_3^-. Следовательно, и продуктом восстановления будет не водород, а соединения азота в более низких степенях окисления. Какие именно соединения? Это зависит как от концентрации кислоты, так и от активности металла. Чем меньше массовая доля кислоты в растворе и выше активность металла, тем полнее протекает восстановление азота.

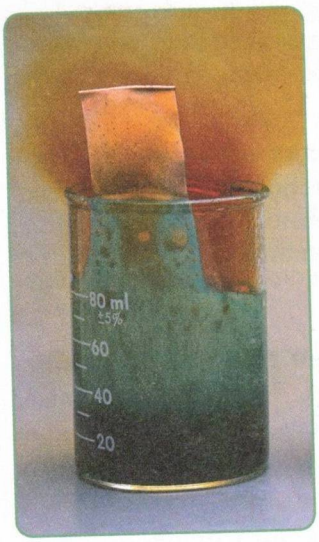


Рис. 39. При взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью один из продуктов реакции — бурый оксид азота(IV)

Например, при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с медью (металлом малоактивным, стоящим после водорода в электрохимическом ряду напряжений), помимо соли металла и воды, образуется оксид азота(IV) (рис. 39):

$$\overset{0}{Cu} + 4\overset{+5}{H}\overset{+5}{N}O_3(\text{конц.}) = \overset{+2}{Cu}(\overset{+5}{N}O_3)_2 + 2\overset{+4}{N}O_2\uparrow + 2H_2O$$

Разбавленная азотная кислота реагирует с медью уже с образованием оксида азота(II):

$$3\overset{0}{Cu} + 8\overset{+5}{H}\overset{+5}{N}O_3(\text{разб.}) = 3\overset{+2}{Cu}(\overset{+5}{N}O_3)_2 + 2\overset{+2}{N}O\uparrow + 4H_2O$$

Железо, алюминий и хром концентрированной азотной кислотой пассивируются.

Соли азотной кислоты (нитраты) представляют собой твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония называют **селитрами**.

При нагревании нитраты разлагаются. Состав продуктов разложения зависит от активности металла, входящего в состав соли (схема 5). Нитраты активных металлов (щелочных и щелочноземельных) разлагаются с образованием нитрита металла и кислорода, например:

$$2KNO_3 \overset{\approx 450\,^\circ C}{=} 2KNO_2 + O_2$$

Нитраты металлов, расположенных в ряду напряжений от магния до меди включительно, разлагаются при нагревании на оксид металла, оксид азота(IV) и кислород. Например:

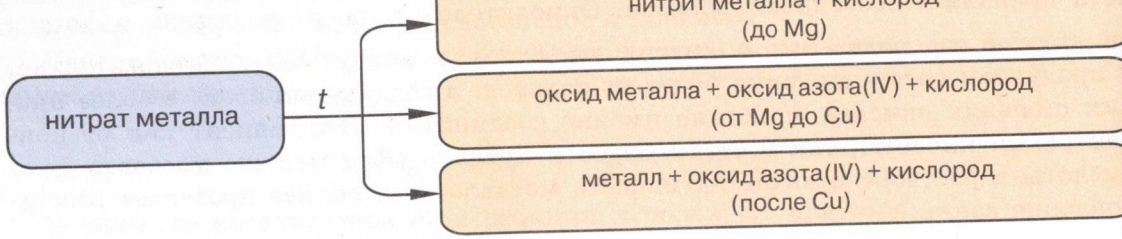
$$2Cu(NO_3)_2 \overset{> 170\,^\circ C}{=} 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

Нитраты менее активных, чем медь, металлов разлагаются с образованием металла, оксида азота(IV) и кислорода, например:

$$2AgNO_3 \overset{350\,^\circ C}{=} 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

Схема 5

Термическое разложение нитратов металлов



Оксиды азота. Азотистая кислота. Нитриты. Азотная кислота. Нитраты. Селитры

Проверьте свои знания

1. Запишите формулы всех оксидов азота и дайте им названия. Разделите их на две группы. Какой критерий классификации вы использовали при этом?
2. Сравните по свойствам две кислородсодержащие кислоты азота. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
3. Какие особенности азотной кислоты следует учитывать при рассмотрении её реакций с металлами? Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых получают азотную кислоту.

Примените свои знания

5. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по схемам:
а) $NO_2 + P \rightarrow N_2 + P_2O_5$
б) $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$
в) $FeCl_2 + NaNO_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + NaCl + NO + H_2O$
В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.
6. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $NH_3 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2$
б) $KNO_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2$.
Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения, а в уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
7. При разложении 66,2 мг нитрата металла в степени окислении +2 образовалось 44,6 мг оксида этого металла. Установите формулу нитрата и напишите уравнение реакции разложения.
8. Для нейтрализации 25,0 мл раствора азотной кислоты (плотность 1,115 г/мл) потребовалось 31,9 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,11 г/мл). Определите массовую долю кислоты в исходном растворе.

Используйте дополнительную информацию

9. К какой группе (кислотных или несолеобразующих) оксидов следует отнести оксид азота(IV)? Обоснуйте свою точку зрения.
10. Бурый дым, выходящий из труб некоторых химических предприятий, называют «лисий хвост». Какое вещество придаёт выбросам бурую окраску? Какие химические предприятия загрязняют атмосферу этим веществом?
11. Перед оккупацией Дании гитлеровскими войсками выдающийся физик Нильс Бор спас от конфискации свою золотую нобелевскую медаль, растворив её в «царской водке». После освобождения Европы в 1945 г. Бор выделил золото из раствора, и Нобелевский комитет отчеканил медаль заново. Напишите уравнение реакции взаимодействия золота с «царской водкой».

§ 19. ФОСФОР И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Александр Евгеньевич Ферсман, русский геохимик и минералог, один из основоположников геохимии, «поэт камня», как его называл Алексей Толстой, утверждал, что фосфор является «элементом жизни и мысли». Почему?

Строение атома. Атомный номер фосфора 15, следовательно, в ядре атома фосфора 15 протонов, а электронную оболочку составляют 15 электронов. Поскольку фосфор — элемент третьего периода, электроны в атоме располагаются на трёх энергетических уровнях:

$$_{15}P\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 5\bar{e}$$

Фосфор — типичный неметалл. Для завершения внешнего энергетического уровня до устойчивой восьмиэлектронной оболочки атому фосфора недостаёт трёх электронов. В отличие от атома азота, пять внешних электронов находятся на большем расстоянии от ядра атома и менее прочно с ним связаны. Следовательно, неметаллические свойства у фосфора выражены слабее, чем у азота. Тем не менее при образовании связей с атомами менее электроотрицательных элементов, в первую очередь металлов и водорода, атом фосфора принимает недостающие три электрона и приобретает минимальную степень окисления −3. Максимальная же степень окисления, которую фосфор проявляет в соединениях с более электроотрицательными элементами, определяется числом валентных электронов и равна +5.

Нахождение в природе. Фосфор в свободном состоянии не встречается. Этот элемент относится к довольно распространённым и образует около 190 минералов. Самые главные из них — апатиты и фосфориты, в состав которых преимущественно входит $Ca_3(PO_4)_2$.

Фосфор — *биогенный элемент*, он входит в состав всех живых организмов. Особенно много фосфора в плодах и семенах, в жировой ткани. Большое количество этого элемента содержится в головном мозге. Богатые фосфором продукты питания (например, рыба, яйца, молоко) полезны для умственной деятельности. Скелет человека и животных формируется главным образом за счёт соединений фосфора и кальция, вот почему в период роста организма в пище в достаточном количестве должны содержаться эти элементы.

Из курса биологии вы знаете, что в каждой клетке содержится соединение фосфора *аденозинтрифосфорная кислота (АТФ)*. Она поставляет энергию для всех процессов, происходящих в клетке.

Фосфор как простое вещество. Фосфор образует несколько аллотропных модификаций, среди которых наиболее известны белый и красный фосфор.

Белый фосфор — воскоподобное вещество, легко режется ножом, плавится уже при температуре 44 °С (рис. 40, *а*). В твёрдом состоянии имеет молекулярную кристаллическую решётку, а его молекулы состоят из четырёх атомов, расположенных в вершинах правильного тетраэдра (рис. 40, *б*). Именно поэтому формулу белого фосфора записывают так: P_4.

Белый фосфор очень реакционноспособен. При ограниченном доступе воздуха он окисляется кислородом, при этом наблюдается зеленоватое свечение. Это явление называют *хемилюминесценцией*. Во избежание окисления белый фосфор хранят под слоем воды, в которой он практически нерастворим.

Белый фосфор чрезвычайно ядовит, самовоспламеняется на открытом воздухе, а также при контакте с кожей.

При нагревании без доступа воздуха белый фосфор превращается в другую аллотропную модификацию — **красный фосфор**. Это твёрдое вещество красно-бурого цвета. Красный фосфор менее активен, устойчив на воздухе, нетоксичен, не обладает способностью светиться на воздухе, но при поджигании легко загорается и горит ярким пламенем с выделением густого белого дыма.

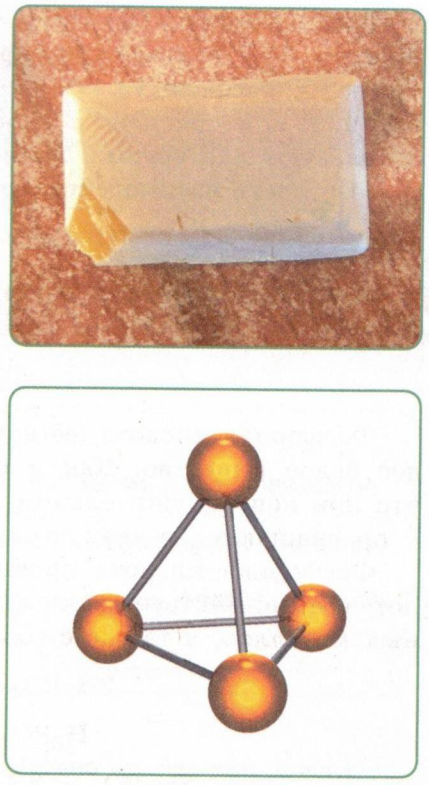


Рис. 40. Белый фосфор: *а* — внешний вид, *б* — модель молекулы

Химические свойства фосфора

Окислительные свойства фосфор проявляет по отношению к металлам. Продукты взаимодействия, в которых фосфор проявляет степень окисления −3, называют **фосфидами**. Например, при нагревании фосфора с металлическим кальцием образуются красно-коричневые кристаллы фосфида кальция:

$$\overset{0}{3Ca} + \overset{0}{2P} \xrightarrow{t} \overset{+2\ -3}{Ca_3P_2}$$

Фосфиды щелочных и щелочноземельных металлов легко разлагаются водой, при этом образуется летучее водородное соединение фосфора — **фосфин**:

$$Ca_3P_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2PH_3\uparrow$$

Фосфин — бесцветный газ с резким неприятным запахом испорченной рыбы, на воздухе самовозгорается:

$$2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$$

Восстановительные свойства фосфор проявляет по отношению к кислороду, галогенам, а также сложным веществам — окислителям. Например, в атмосфере хлора фосфор сгорает с образованием хлорида фосфора(V):

$$\overset{0}{2P} + 5\overset{0}{Cl_2} = \overset{+5-1}{2PCl_5}$$

Концентрированная азотная кислота окисляет фосфор до фосфорной кислоты:

$$P + 5HNO_3 = H_3PO_4 + 5NO_2 + H_2O$$

Фосфор образует два кислотных оксида: оксид фосфора(III) и оксид фосфора(V).

Оксид фосфора(III) P_2O_3 — белое кристаллическое вещество с неприятным запахом. Ему соответствует фосфористая кислота H_3PO_3.

Оксид фосфора(V) P_2O_5 — твёрдое вещество белого цвета, очень гигроскопичен, т. е. интенсивно поглощает водяные пары. Благодаря этому свойству его используют для осушки газов. Оксид фосфора(V) — типичный кислотный оксид. Он легко взаимодействует со щелочами, образуя соли фосфорной кислоты:

$$P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

Фосфорная кислота H_3PO_4. При растворении оксида фосфора(V) в избытке горячей воды образуется раствор фосфорной кислоты:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$$

Фосфорная кислота (её другое название — ортофосфорная кислота) — твёрдое белое вещество. Как и оксид фосфора(V), она настолько гигроскопична, что при непродолжительном хранении на воздухе её кристаллы расплываются и превращаются в вязкую жидкость.

Фосфорная кислота проявляет характерные свойства неорганических кислот: взаимодействует с оксидами и гидроксидами щелочных и щелочноземельных металлов, а также с солями:

$$2H_3PO_4 + 3Na_2O = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$$

$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O$$

$$2H_3PO_4 + 3Na_2CO_3 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O + 3CO_2\uparrow$$

В отличие от азотной кислоты, фосфорная не проявляет окислительных свойств за счёт кислотного остатка. Кроме того, она малотоксична. Фосфорную кислоту используют в качестве пищевой добавки (код Е338) при производстве газированных напитков для придания им кисловатого вкуса.

Разбавленную фосфорную кислоту получают обработкой фосфатов раствором серной кислоты:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 = 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$$

Концентрированную кислоту получают окислением красного фосфора с последующим растворением оксида фосфора(V) в воде.

Главные потребители фосфорной кислоты — это заводы по производству минеральных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, она входит в состав средств для удаления ржавчины. Такие средства не только растворяют налёт оксидов железа, но и обладают антикоррозионным действием, поскольку образующийся нерастворимый в воде фосфат железа образует на поверхности металла защитную плёнку:

$$Fe_2O_3 + 2H_3PO_4 = 2FePO_4\downarrow + 3H_2O$$

Соли фосфорной кислоты — фосфаты нерастворимы в воде за исключением фосфатов натрия и калия.

Качественной реакцией на фосфат-анион (фосфорную кислоту и её растворимые в воде соли) является взаимодействие с раствором нитрата серебра с образованием жёлтого осадка.

Лабораторный опыт 38

В пробирку налейте 2 мл раствора фосфата натрия и добавьте с помощью пипетки несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Составьте молекулярное и ионное уравнение реакции.

Белый фосфор. Красный фосфор. Фосфиды. Фосфин. Оксид фосфора (III). Оксид фосфора(V). Фосфорная кислота. Фосфаты. Качественная реакция на фосфат-ион

Проверьте свои знания

1. Дайте характеристику фосфора на основании его положения в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Сравните аллотропные модификации фосфора, т. е. найдите черты сходства и различия между ними.
3. Охарактеризуйте получение, свойства и применение красного фосфора. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

4. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$P \rightarrow Ca_3P_2 \rightarrow PH_3 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow K_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4$$

Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

5. Найдите массу 2 %-ного раствора фосфорной кислоты, необходимую для нейтрализации 30 г 8 %-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массу полученного фосфата.

6. Один из способов получения фосфорной кислоты — окисление фосфора концентрированной азотной кислотой. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение данной реакции, протекающей по схеме: $P + HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3PO_4 + NO\uparrow$. Какая масса фосфорной кислоты образуется при окислении 17,2 г технического красного фосфора, содержащего 10 % примесей?

Выразите своё мнение

7. Сравните продукты реакции горения фосфина с продуктами горения и каталитического окисления аммиака. Как вы думаете, с чем связано различие?

Используйте дополнительную информацию

8. Один из городов России расположен в следующей точке земного шара: 67°34'03'' с. ш., 33°23'36'' в. д. Как называется этот город? Какое отношение к изучаемой теме он имеет? Составьте краткую информационную справку об этом городе.

§ 20. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IVA-ГРУППЫ. УГЛЕРОД

Будучи неметаллом, углерод способен проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Какие химические свойства углерода подтверждают этот вывод?

Элементы IVA-группы содержат на внешнем энергетическом уровне атомов четыре электрона. Для создания устойчивой электронной оболочки соответствующего благородного газа атомы этих элементов должны либо отдать четыре электрона, либо присоединить ровно столько же. Склонность элементов подгруппы углерода к отдаче или присоединению электронов определяется радиусом их атомов. Углерод и кремний, имеющие небольшие радиусы атомов, относятся к неметаллам. Олово и свинец, радиусы атомов которых больше, — элементы-металлы. Германий сочетает свойства элемента-металла и элемента-неметалла.

Максимальная степень окисления атомов элементов IVA-группы +4, все они образуют высшие оксиды состава $ЭO_2$. Минимальную степень окисления −4 могут принимать только углерод и кремний.

Рассмотрим более подробно углерод.

Строение атома углерода. Строение электронной оболочки атома углерода:

$$_6C\ 2\bar{e},\ 4\bar{e}$$

Углерод в природе. В свободном состоянии углерод встречается на Земле в виде алмаза и графита. В виде соединений углерод входит в состав природного газа, нефти, горючих сланцев и карбонатных минералов, а также органических веществ. Оксид углерода(IV) — углекислый газ — содержится в атмосфере планеты, а в растворённом виде — в природных водах. Углекислый газ играет важную роль в **круговороте углерода в природе**. Растения и некоторые бактерии поглощают углекислый газ в процессе фотосинтеза; все живые организмы выделяют его в результате дыхания. Кроме того, углекислый газ в больших количествах попадает в атмосферу как продукт сжигания практически всех видов топлива. Углекислый газ, растворённый в водах Мирового океана, усваивается моллюсками и простейшими, а после их гибели в виде карбонатных отложений углерод вновь попадает в литосферу.

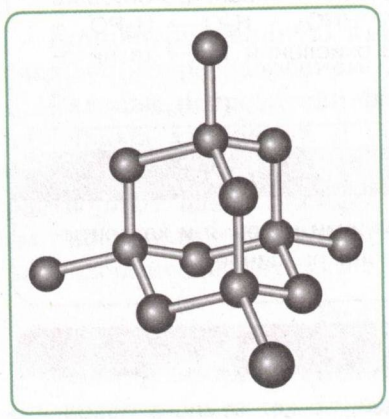


Рис. 41. Модель кристаллической решётки алмаза

Считают, что повышение содержания углекислого газа в атмосфере приводит к так называемому *парниковому эффекту* (см. § 38).

Углерод как простое вещество. Самые распространённые аллотропные модификации углерода — алмаз и графит. В последние десятилетия были открыты и исследованы такие аллотропные формы углерода, как карбин, фуллерены, графен и др.

Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твёрдое из всех природных веществ. Он служит эталоном твёрдости по так называемой шкале Мооса и по десятибалльной системе оценивается высшим баллом 10. Такая твёрдость алмаза обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решётки (рис. 41). В ней каждый атом углерода окружён четырьмя такими же атомами, расположенными в вершинах тетраэдра.

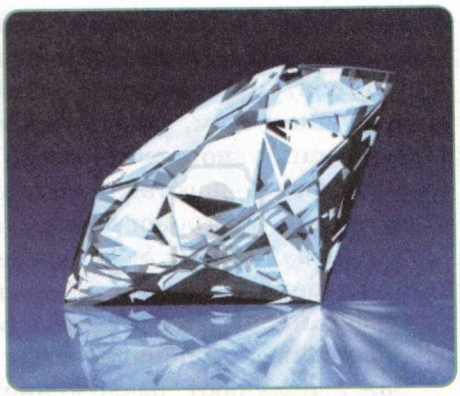


Рис. 42. Бриллиант — огранённый алмаз

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но иногда за счёт примесей приобретают синюю, голубую, красную или чёрную окраску. Они обладают очень сильным блеском благодаря высокой светопреломляющей и светоотражающей способности.

Алмазы были известны ещё в древности. Само слово «алмаз» происходит или от арабского *алмас*, что означает «твердейший», или от греческого *адамас* — «несокрушимый», «непреодолимый». Массу алмазов и некоторых других драгоценных камней измеряют в каратах, 1 карат соответствует 200 мг. Огранённые прозрачные алмазы называют *бриллиантами* (рис. 42). Бриллианты — одни из самых дорогих и красивых ювелирных камней.

Крупные алмазы встречаются достаточно редко, поэтому и ценятся очень высоко. Некоторые из них даже имеют собственные имена и биографию. Самый крупный из найденных алмазов — это «Кулинан» из Южной Африки (3025 карат). Печальную известность приобрёл «Шах» (88,7 карата), хранящийся в Алмазном фонде. Он был передан императору Николаю I персидским правительством в знак примирения после убийства в Тегеране в 1829 г. дипломата и известного русского писателя А. С. Грибоедова.

Алмазы — не только материал ювелиров. Благодаря исключительно высокой твёрдости их применяют для изготовления буров, свёрл, шлифовальных инструментов.

Крупнейшие месторождения алмазов находятся в Южной Африке. В России алмазы добывают в Якутии, Пермском крае и Архангельской области.

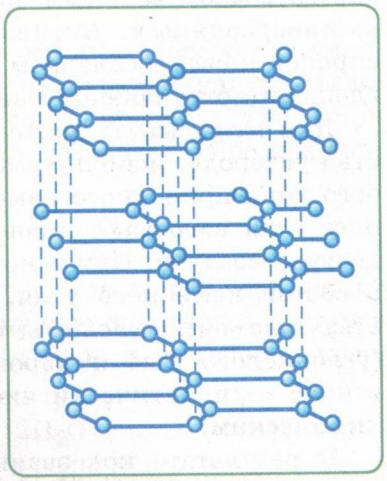


Рис. 43. Модель кристаллической решётки графита

Графит — тёмно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза, графит — очень мягкий, непрозрачный материал, хорошо проводит теплоту

и электрический ток, тугоплавкий. Мягкость графита, его способность оставлять серый след на поверхностях других материалов обусловлены его слоистой структурой. В кристаллической решётке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в шестиугольники, а вот связи между слоями относительно слабые (рис. 43).

Из графита изготавливают электроды, твёрдые смазки трущихся деталей, замедлители нейтронов в ядерных реакторах, стрежни для карандашей.

Сходное с графитом строение имеют разновидности так называемого **аморфного углерода** — сажа и древесный уголь. Главное отличие аморфного углерода от графита состоит в том, что мельчайшие кристаллики в аморфном веществе расположены не упорядоченно, а хаотически.

Сажу получают разложением при высокой температуре природного газа. Основная составляющая природного газа — метан CH_4 разлагается на углерод и водород:

$$CH_4 \overset{t}{=} C + 2H_2$$

Сажу используют в промышленности при изготовлении резины (именно поэтому автомобильные покрышки и многие другие резиновые изделия имеют чёрный цвет), она входит в состав чёрных красок, в том числе для принтеров, а также применяется для изготовления химических источников тока.

Древесный уголь получают и при нагревании кусочков древесины при высокой температуре без доступа воздуха. Его образование объясняется разложением сложных углеродсодержащих веществ древесины с удалением газообразных продуктов. В результате процесса разложения остаётся некое подобие углеродного каркаса, бывшего ранее растительными волокнами. Поэтому древесный уголь имеет пористую структуру, внутри он пронизан многочисленными полостями, каналами, пустотами. Благодаря этому древесный уголь обладает способностью поглощать газы и растворённые вещества. Такое свойство называют **адсорбцией.** Для увеличения адсорбционной способности древесного угля его обрабатывают водяным паром. Полученный таким образом уголь называют *активированным*. Активированный уголь используют для очистки сахарных сиропов в свеклосахарном производстве, в фильтрующих противогазах для поглощения отравляющих веществ, при пищевых отравлениях (в виде таблеток).

Для нужд металлургической промышленности требуется огромное количество углерода, используемого в качестве восстановителя. Его получают из особого типа природного каменного угля — *коксующихся углей*. Кусочки каменного угля нагревают в специальных печах до температуры свыше 1000 °С без доступа воздуха. При такой температуре все органические вещества, входящие в состав каменного угля, разлагаются, содержащиеся в небольших количествах элементы кислород и водород выделяются в виде газообразных веществ (углекислого газа и паров воды), а кусочки каменного угля превращаются в **кокс** — практически чистый углерод. Такое производство называют **коксохимическим.**

В результате коксования каменного угля получают: *коксовый газ*, состоящий преимущественно из метана; *каменноугольную смолу*, содержащую несколько сотен различных органических соединений, в том числе бензол, фенол и др.; *аммиачную воду*, содержащую, кроме растворённого аммиака, некоторые другие вещества (рис. 44).



Рис. 44. Продукты коксохимического производства

Химические свойства углерода. При нормальных условиях углерод — малоактивное вещество. Особую химическую инертность проявляет такая его аллотропная модификация, как алмаз. Тем не менее в токе кислорода алмаз при сравнительно небольшой температуре (600—700 °С) сгорает с образованием углекислого газа:

$$C_{(алмаз)} + O_2 \overset{t}{=} CO_2$$

Восстановительные свойства углерод проявляет и в реакциях со сложными веществами-окислителями. Например, концентрированная серная кислота взаимодействует с углеродом, при этом наблюдается бурное выделение углекислого и сернистого газов:

$$C + 2H_2SO_4 = CO_2\uparrow + 2SO_2\uparrow + 2H_2O$$

На протекании этой реакции основан эффектный химический опыт — «чёрное эскимо». Если к сахарной пудре, помещённой в стакан, добавить немного концентрированной серной кислоты, то через некоторое время реакционная смесь начинает вспениваться и в виде чёрной массы, выталкиваемой образующимися газами, выползать из стакана (рис. 45).

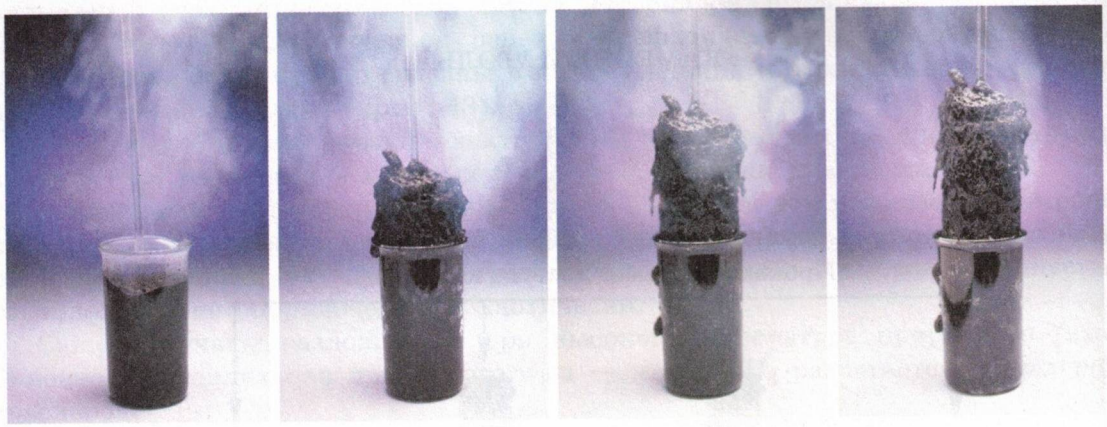


Рис. 45. Взаимодействие сахара с концентрированной серной кислотой

Практическое значение имеет использование кокса в качестве восстановителя в металлургии:

$$C + ZnO = CO\uparrow + Zn$$

Окислительные свойства. При нагревании углерод взаимодействует с металлами. Образующиеся вещества носят общее название **карбиды**. Спекание кокса с алюминием приводит к получению карбида алюминия:

$$\overset{0}{4Al} + \overset{0}{3C} \overset{t}{=} \overset{+3\ -4}{Al_4C_3}$$

Углерод выступает в роли окислителя и при взаимодействии с неметаллами, имеющими меньшее значение электроотрицательности. Так, при прокаливании смеси углерода с кремнием получают карбид кремния, или *карборунд*:

$$Si + C \overset{t}{=} \overset{+4-4}{SiC}$$

При взаимодействии с водородом углерод также проявляет окислительные свойства:

$$C + 2H_2 \overset{t}{=} \overset{-4+1}{CH_4}$$

Образующееся вещество называют *метаном*. Приведённое уравнение химической реакции лежит в основе промышленного процесса утилизации мелкой угольной пыли, образующейся в качестве отхода коксохимического производства.

Углерод. Круговорот углерода в природе. Алмаз. Графит. Сажа. Древесный уголь. Адсорбция. Кокс. Коксохимическое производство. Карбиды

Проверьте свои знания

1. Дайте характеристику элемента углерода на основании его положения в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Сравните свойства алмаза и графита.
3. Что представляет собой аморфный углерод? Какие виды такого углерода различают? Где их применяют?
4. Что такое адсорбция? Расскажите о применении этого явления (на примере активированного угля).
5. Охарактеризуйте химические свойства углерода. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

6. Используя метод электронного баланса, определите коэффициенты в схеме реакции

$$C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$$

Укажите окислитель и восстановитель.
7. Напишите уравнения реакций углерода с оксидом меди(II), серой, оксидом свинца(IV), магнием. Определите, какие свойства — окислительные или восстановительные — проявляет углерод в каждой из реакций.
8. Какая масса кокса (условно чистый углерод) потребуется для получения цинка из 216 т рудного концентрата, содержащего 75 % оксида цинка, если кокс необходимо взять в двукратном избытке?

Используйте дополнительную информацию

9. Первый в России алмаз был найден 5 июля 1829 г. на Урале в Пермской губернии на Крестовоздвиженском золотом прииске четырнадцатилетним крепостным Павлом Поповым. Прииск был расположен недалеко от посёлка Промысла Горнозаводского района Пермского края. Найдите это место на сервисе электронных карт (http://maps.google.com, http://wikimapia.org, http://maps.mail.ru или др.), распечатайте карту и спутниковую съёмку окрестностей посёлка Промысла, определите его географические координаты и расстояние до районного центра Горнозаводска и столицы края Перми.
10. Каким образом имя выдающегося русского химика Николая Дмитриевича Зелинского связано с химией углерода? Какое техническое изобретение было сделано им совместно с инженером Эдуардом Куммантом?
11. Подготовьте сообщение об одной из аллотропных модификаций углерода — фуллеренах, графене или углеродных нанотрубках.

§ 21. КИСЛОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ УГЛЕРОДА

При образовании химических связей с кислородом углерод принимает положительные степени окисления: +4 и реже +2. Какие окислительно-восстановительные свойства характеризуют эти соединения? В каких реакциях углерод не изменяет свою степень окисления?

Оксиды углерода. Углерод горит на воздухе и в кислороде с образованием углекислого газа:

$$\overset{0}{C} + \overset{0}{O_2} = \overset{+4-2}{CO_2}$$

Если кислорода недостаточно, образующийся углекислый газ реагирует с раскалённым углеродом, при этом образуется оксид углерода(II):

$$\overset{0}{C} + \overset{+4}{CO_2} \overset{t}{=} \overset{+2}{2CO}$$

Следовательно, углерод образует два оксида. Это бесцветные газы без запаха.

Оксид углерода(II) CO называют также *угарным газом*. Откуда такое название? Ядовитый воздух, содержащий оксид углерода(II), на Руси называли угаром, отсюда и глагол «угореть». Угарный газ чрезвычайно токсичен. Его молекулы, подобно молекулам кислорода, способны соединяться с гемоглобином крови, причём образующееся соединение (карбоксигемоглобин) прочнее, чем комплекс кислорода с гемоглобином (оксигемоглобин). Карбоксигемоглобин препятствует нормальному насыщению крови кислородом, возникает кислородное голодание организма, что приводит к смерти.

Угарный газ содержится в выхлопных газах автомобилей. По техническим нормам его объёмная доля в продуктах сгорания топлива не должна превышать 0,5 %. Но даже правильно отрегулированный двигатель, работающий в закрытом помещении (например, гараже), представляет собой источник смертельной опасности. Угарный газ очень коварен. Первое время человек не ощущает никаких признаков отравления, затем внезапно слабеет, теряет сознание. Если при этом отравление продолжается, то оно приводит к летальному исходу.

Оксид углерода(II) относят к несолеобразующим оксидам.

Поскольку степень окисления +2 для углерода является промежуточной и нехарактерной, оксид углерода(II) — сильный *восстановитель*. Приведём доказательства этого утверждения.

Во-первых, этот газ горит, т. е. взаимодействует с кислородом по уравнению

$$\overset{+2}{2CO} + O_2 = \overset{+4}{2CO_2}$$

Во-вторых, оксид углерода(II) восстанавливает металлы из их оксидов, что используют в металлургических процессах. Так, при получении чугуна

в доменной печи протекает одна из основных реакций восстановления железа:

$$4CO + Fe_3O_4 \overset{t}{=} 4CO_2\uparrow + 3Fe$$

Оксид углерода(IV) CO_2 хорошо известен вам под названием *углекислый газ*. В промышленности оксид углерода(IV) получают разложением природных карбонатов кальция (мел, известняк) при высокой температуре:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2\uparrow$$

В лабораторных условиях для получения углекислого газа на карбонат кальция (мрамор) действуют соляной кислотой:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2\uparrow + H_2O$$

Оксид углерода(IV) не обладает восстановительными свойствами (*почему?*), а проявляет слабые *окислительные свойства*. В этом вы могли убедиться на примере приведённой выше реакции углекислого газа с углеродом. Он не поддерживает горения, и только магний горит в его атмосфере:

$$CO_2 + 2Mg \overset{t}{=} 2MgO + C$$

Углекислый газ — типичный кислотный оксид, которому соответствует непрочная летучая угольная кислота H_2CO_3. Он взаимодействует с основными оксидами и щелочами с образованием солей:

$$Na_2O + CO_2 = Na_2CO_3$$

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Как вы знаете, последняя реакция лежит в основе обнаружения углекислого газа (помутнение известковой воды).

Угольная кислота H_2CO_3. В технике, в пищевой промышленности углекислотой называют не угольную кислоту, а углекислый газ. Даже на чёрных баллонах с оксидом углерода(IV) есть белая или жёлтая надпись: «Углекислота». С химической точки зрения угольная кислота — это продукт реакции соединения кислотного оксида углерода(IV) с водой.

Лабораторный опыт 39

Соберите прибор для получения газов. Поместите в прибор кусочек мрамора, прилейте 3—4 мл соляной кислоты. Закройте прибор пробкой с изогнутой газоотводной трубкой. Пропускайте углекислый газ через 3—4 мл воды с несколькими каплями лакмуса. Что наблюдаете? О чём свидетельствует изменение окраски индикатора?

Осторожно нагревайте содержимое пробирки. Что наблюдаете? Почему окраска индикатора вновь изменилась? Сделайте вывод об устойчивости угольной кислоты.

При стандартных условиях углекислый газ растворяется в воде незначительно: в одном объёме воды примерно один объём углекислого газа. И лишь

незначительная часть растворённого оксида углерода(IV) вступает с водой в химическую реакцию с образованием угольной кислоты:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3$$

Данная реакция обратима, более того, равновесие смещено влево. Это означает, что в растворе преобладают вода и растворённый углекислый газ, а угольной кислоты совсем немного.

То незначительное количество угольной кислоты, которое образуется в растворе, подвергается обратимой электролитической диссоциации. Но лишь одна из ста тысяч молекул этой кислоты ступенчато распадается на ионы:

$$H_2CO_3 \rightleftarrows H^+ + \underbrace{HCO_3^-}_{\text{гидрокарбонат-анион}}$$

$$HCO_3^- \rightleftarrows H^+ + \underbrace{CO_3^{2-}}_{\text{карбонат-анион}}$$

Как все двухосновные кислоты (например, серная, сернистая, сероводородная), угольная кислота образует два ряда солей — средние и кислые.

Соли угольной кислоты. Средние и кислые соли угольной кислоты различаются тем, что в первых (**карбонатах**) оба атома водорода замещены металлом, а во вторых (**гидрокарбонатах**) из двух атомов водорода металлом замещается только один, другой же остаётся в кислотном остатке:

Карбонаты	Гидрокарбонаты
Na_2CO_3 — карбонат натрия	$NaHCO_3$ — гидрокарбонат натрия
$CaCO_3$ — карбонат кальция	$Ca(HCO_3)_2$ — гидрокарбонат кальция

Карбонаты металлов — твёрдые кристаллические вещества, лишь немногие из них (карбонаты щелочных металлов, а также аммония) растворимы в воде. Кислые соли, гидрокарбонаты, растворяются лучше средних: помимо гидрокарбонатов щелочных металлов растворимы также гидрокарбонаты магния, кальция, стронция и бария.

Качественной реакцией на соли угольной кислоты служит их взаимодействие с сильными кислотами: соляной, серной, азотной. Ионное уравнение этой реакции:

$$CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$$

Независимо от того, какой из карбонатов и какая из сильных кислот взяты в реакцию, при взаимодействии растворов будет наблюдаться бурное выделение углекислого газа.

Скорлупа куриного яйца состоит в основном из карбоната кальция. В этом легко убедиться, погрузив яйцо в раствор уксусной кислоты (рис. 46).

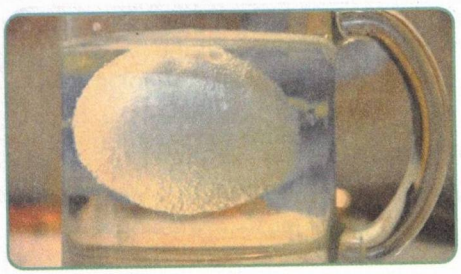


Рис. 46. Взаимодействие карбоната кальция скорлупы куриного яйца с уксусной кислотой

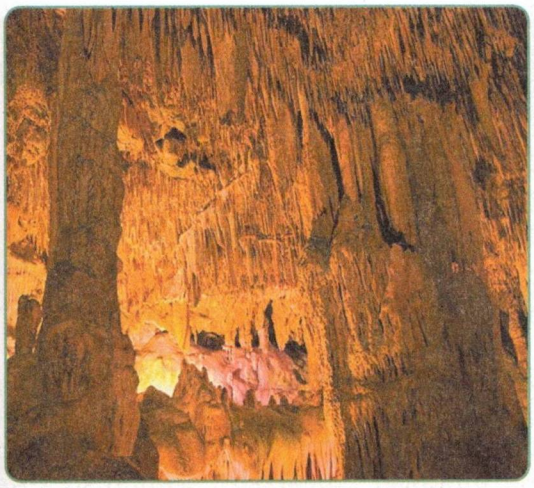


Рис. 47. Сталактиты



Рис. 48. Сталагмиты

Гидрокарбонаты металлов при нагревании превращаются в карбонаты:

$$2NaHCO_3 \overset{t}{=} Na_2CO_3 + CO_2\uparrow + H_2O$$

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t}{=} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O$$

Получение кислой соли из средней тоже возможно. Так, карбонатные породы (известняк, доломит) под действием влаги и углекислого газа воздуха попадают в природные воды, превращаясь из нерастворимого карбоната в растворимый гидрокарбонат:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$$

В природе в результате обратного превращения растворимого гидрокарбоната кальция в нерастворимый карбонат в пещерах формируются свисающие вниз каменные «сосульки» — *сталактиты* (рис. 47), а со дна пещер вырастают навстречу им не менее причудливые колонны — *сталагмиты* (рис. 48).

Из наиболее известных в быту карбонатов рассмотрим две соды.

Техническую, или стиральную, соду Na_2CO_3 в полном соответствии с её названием использовали при стирке белья для удаления из воды катионов кальция и магния:

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$$

$$Mg^{2+} + CO_3^{2-} = MgCO_3\downarrow$$

Техническую соду широко используют для производства стекла и бумаги.

Питьевую, или пищевую, соду $NaHCO_3$ используют в хлебопечении, производстве кондитерских изделий, приготовлении напитков. Раствор питьевой соды используют в качестве антисептика для полоскания горла, а также как чистящее средство.

Оксид углерода(II). Оксид углерода(IV). Угольная кислота. Карбонаты. Качественная реакция на карбонат-ион. Гидрокарбонаты. Техническая сода. Пищевая сода

Проверьте свои знания

1. Какие оксиды образует углерод? Какие группы оксидов они представляют?
2. Охарактеризуйте получение и свойства оксида углерода(II). Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
3. Охарактеризуйте получение, свойства и применение оксида углерода(IV). Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

4. Какой из газов — углекислый или угарный — тяжелее воздуха? Ответ подтвердите расчётом плотности обоих газов по воздуху.
5. Вспомните, какое строение имеют молекулы CO и CO_2. Нарисуйте в тетради схемы образования этих молекул.
6. Запишите молекулярные уравнения реакций, соответствующие каждому из приведённых ионных уравнений:

а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$

б) $CO_2 + OH^- = HCO_3^-$

в) $CO_2 + 2OH^- = CO_3^{2-} + H_2O$

г) $HCO_3^- + H^+ = H_2O + CO_2\uparrow$

д) $MgCO_3 + 2H^+ = Mg^{2+} + CO_2\uparrow + H_2O$

е) $CO_3^{2-} + 2H^+ = CO_2\uparrow + H_2O$

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3) \rightarrow CO_2 \rightarrow CO$

б) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow CO_2$

Для реакций обмена запишите ионные уравнения. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислители и восстановители.

8. Какую массу известняка, содержащего 92 % карбоната кальция, необходимо взять для прокаливания, чтобы получить 156,8 л углекислого газа (н. у.)?

Используйте дополнительную информацию

9. В сказке В. Ф. Одоевского «Мороз Иванович» Мороз говорит Рукодельнице: «...ведь я знаю, есть такие неряхи, что печку истопить истопят, а трубу... закроют, да не вовремя, когда ещё не все угольки прогорели, а оттого в горнице угарно бывает, голова у людей болит, в глазах зелено; даже от угара умереть можно». От какого вещества «в горнице угарно бывает»? Откуда оно берётся? Подготовьте презентацию об угарном газе.

Практическая работа 5
ПОЛУЧЕНИЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА. КАЧЕСТВЕННАЯ РЕАКЦИЯ НА КАРБОНАТ-ИОНЫ

1. В две пробирки налейте по 20 капель дистиллированной воды и добавьте по 3—4 капли раствора фиолетового лакмуса. В третью пробирку внесите примерно 20 капель раствора известковой воды. Установите пробирки в штатив. Туда же поместите и три пустые пробирки.

2. В прибор для получения газов внесите 2—3 небольших кусочка мрамора и закрепите прибор в лапке штатива. В воронку налейте немного соляной кислоты, чтобы она покрывала кусочки мрамора. Газоотводную трубку прибора опустите в пробирку с водой, подкрашенной раствором лакмуса. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

3. Пропускайте выделяющийся оксид углерода(IV) через воду до тех пор, пока раствор лакмуса не приобретёт красную окраску. Объясните наблюдаемое и запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Сравните окраску раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

4. Промойте конец газоотводной трубки в стакане с водой. После этого конец газоотводной трубки перенесите в пробирку с известковой водой и пропускайте газ до помутнения раствора (рис. 49).

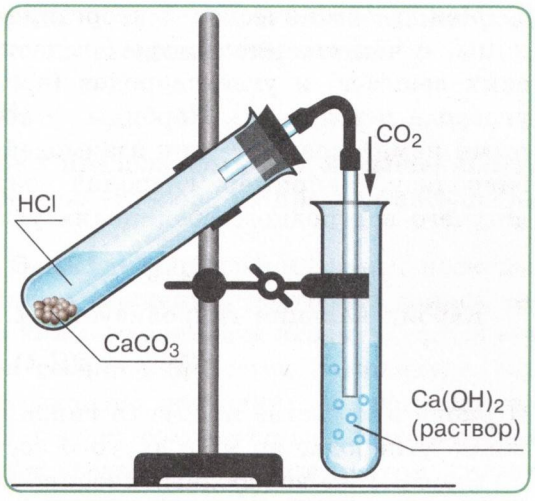


Рис. 49. Прибор для получения углекислого газа

5. Продолжайте пропускать газ через помутневший раствор. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Примечание. Если скорость выделения газа замедлилась, то в пробирку с мрамором можно добавить немного соляной кислоты.

6. Промойте конец газоотводной трубки в стакане с водой. Перенесите газоотводную трубку в четвёртую пробирку, опустив её до дна пробирки. Соберите газ методом вытеснения воздуха (почему именно этим методом?).

7. Зажгите лучинку и внесите её в пробирку. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое.

8. В одну чистую пробирку налейте 2 мл раствора карбоната натрия, в другую — 2 мл раствора карбоната калия. Добавьте в каждую пробирку 1—2 мл раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Разберите установку и приведите в порядок рабочее место.

Оформите отчёт.

§ 22. УГЛЕВОДОРОДЫ

В неорганической химии чаще используют понятие «степень окисления», чем понятие «валентность», а в органической химии — наоборот. Сравните эти понятия на примере веществ, о которых пойдёт речь в параграфе.

В состав всех природных органических веществ, например белков, жиров, углеводов, обязательно входят атомы углерода. Органические вещества являются предметом изучения особого раздела химической науки — **органической химии.** Органическую химию можно считать химией соединений углерода, кроме некоторых: аллотропных модификаций углерода, его оксидов, карбидов, угольной кислоты и её солей. Эти соединения углерода по традиции относят к неорганической химии.

Между органической и неорганической химией нельзя провести резкой границы, о чём свидетельствует, в частности, взаимосвязь карбидов (неорганических веществ) и **углеводородов** (органических веществ, состоящих из атомов углерода и водорода). Карбиды — соединения углерода с металлами и некоторыми неметаллами — при взаимодействии с водой подвергаются необратимому гидролизу. Например, гидролиз карбида алюминия приводит к образованию летучего водородного соединения углерода — **метана CH_4:**

$$Al_4C_3 + 12H_2O = 3CH_4\uparrow + 4Al(OH)_3$$

Карбид кальция гидролизуется в соответствии с уравнением

$$CaC_2 + 2H_2O = C_2H_2\uparrow + Ca(OH)_2$$

И вновь в качестве продукта гидролиза образуется летучее водородное соединение углерода, но уже другого состава: C_2H_2. Это газ **ацетилен.**

Сколько же водородных соединений у углерода? Полагаем, что ответ на этот вопрос будет для вас неожиданным. Во-первых, точное число не сможет назвать никто, во-вторых, их значительно больше десяти. Не штук, а тысяч! Во всех этих веществах углерод проявляет отрицательную степень окисления (иногда нулевую), все они носят общее название «углеводороды». На характеристике этих веществ остановимся немного подробнее.

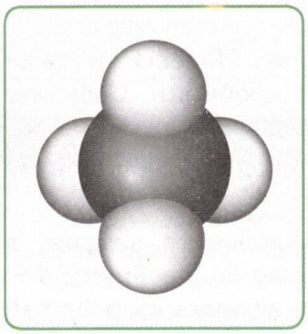


Рис. 50. Модель молекулы метана

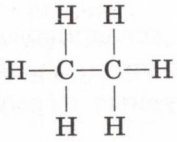
В простейшем углеводороде — метане CH_4, как и во всех органических соединениях, *атом углерода четырёхвалентен*, а валентность атома водорода, как и в любых других веществах, равна единице.

На рисунке 50 изображена объёмная модель молекулы метана. В таких моделях атомы разных элементов изображают в виде шариков разного размера и цвета. Атом углерода принято изображать чёрным шариком, водорода — белым, кислорода — красным, и т. д.

Рассмотрим химическое строение ещё одного углеводорода — **этана C_2H_6** (рис. 51). Атомов углерода в молекуле этана два, они связаны одной общей электронной парой, т. е. одной ковалентной связью. Оставшиеся

три электрона у каждого атома углерода расходуются на образование ковалентных связей с атомами водорода.

Запишем **структурную формулу** этана, т. е. формулу, отражающую порядок соединения атомов в молекуле. Валентными штрихами обозначим общие электронные пары:



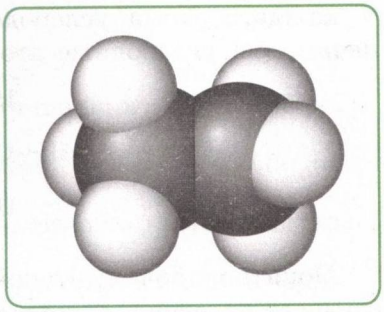


Рис. 51. Модель молекулы этана

По структурной формуле вещества легко определить валентность каждого атома. Ещё раз обратите внимание, что в этане, как и в любых других органических веществах, валентность водорода равна единице, углерода — четырём. В этом углеводороде валентность атомов углерода не совпадает с их степенью окисления:

$$\overset{-3\ +1}{C_2H_6}$$

Соединения подобного строения называют **предельными** или **насыщенными**, так как в их молекулах все валентности атомов углерода до предела насыщены атомами водорода.

Молекулярные формулы органических веществ малоинформативны, поскольку показывают только качественный (из каких элементов построено данное вещество) и количественный (сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы) состав вещества, но не порядок соединения атомов в молекуле, который отражают структурные формулы. Недостаток последних — громоздкость изображения, поэтому химики часто используют *сокращённые структурные формулы*. В них показывают лишь порядок соединения друг с другом атомов углерода, а изображение атомов водорода «сворачивают». Например, сокращённую структурную формулу этана записывают так: $CH_3—CH_3$, а сокращённую структурную формулу **пропана C_3H_8** — так: $CH_3—CH_2—CH_3$.

Одно из важнейших химических свойств предельных углеводородов — их способность гореть с выделением большого количества теплоты:

$$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O + Q$$

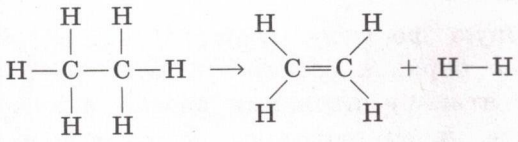
Благодаря этому свойству природный газ, который практически полностью состоит из смеси предельных углеводородов (метана, этана и пропана), используют в качестве топлива (рис. 52).



Рис. 52. Бытовой газ — это смесь предельных углеводородов

Для предельных углеводородов характерна ещё одна реакция, называемая **реакцией дегидрирования**. Представьте себе, что молекула этана теряет два атома водорода.

У каждого атома углерода появляется по одной свободной валентности. Конечно, эти углеродные атомы сразу же образуют друг с другом вторую связь:



Понятно, почему такой процесс называют дегидрированием: частица *де-* означает удаление, а *гидрогениум* по-латыни — водород. Уравнение этой реакции можно записать с помощью сокращённых структурных формул:

$$CH_3—CH_3 \rightarrow CH_2=CH_2 + H_2$$

Чтобы не перепутать двойную связь со знаком равенства, в уравнениях реакций с участием органических веществ вместо последнего используют стрелку.

Наряду с водородом продуктом реакции дегидрирования этана является вещество, имеющее структурную формулу $CH_2=CH_2$ и соответственно молекулярную формулу C_2H_4, — **этилен**. Этилен — первый представитель углеводородов, которые называют **непредельными** или **ненасыщенными**, так как в них валентности атомов углерода не насыщены до предела атомами водорода. Отличительной чертой химического строения таких углеводородов является наличие в молекуле двойной углерод-углеродной связи C=C.

К группе непредельных углеводородов, помимо этилена, относят ещё один углеводород, о котором шла речь в начале этого параграфа, — ацетилен. Каково же его строение?

Представьте, что от молекулы этилена отняли ещё два атома водорода — по одному от каждого углеродного атома. За счёт освободившихся валентностей атомы углерода образовали друг с другом третью химическую связь:

$$H—C\equiv C—H$$

Молекулярная формула ацетилена C_2H_2, и вы понимаете, почему индексы в этой формуле нельзя сокращать.

Обратите внимание, что степень окисления атома углерода в ацетилене равна −1, а валентность — четырём. Химическая связь между атомами углерода в ацетилене тройная, этот углеводород также относится к непредельным.

Почему водородных соединений у углерода так много? Главной причиной такого многообразия является уникальная способность атомов углерода образовывать друг с другом цепочки различной длины, разветвлённые цепи, а также связываться между собой одинарными, двойными и тройными связями. Это одна из причин многообразия органических соединений, которых в настоящее время насчитывается более 100 млн.

Органическая химия. Углеводороды. Предельные углеводороды: метан, этан, пропан. Непредельные (ненасыщенные) углеводороды: этилен, ацетилен. Структурная формула. Реакция дегидрирования

Проверьте свои знания

1. Что является предметом изучения органической химии?
2. Что такое химическое строение? Что обозначает валентный штрих в структурных формулах органических веществ?
3. Какие органические вещества называют углеводородами? На какие группы их подразделяют?
4. Дайте сравнительную характеристику метана и этана. Найдите черты сходства и различия в их строении.
5. Дайте сравнительную характеристику этана, этилена и ацетилена. Найдите черты сходства и различия в их строении и свойствах.

Примените свои знания

6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения: $C \rightarrow Be_2C \rightarrow CH_4 \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3$.
7. Рассчитайте степени окисления атомов углерода в метане, этане, этилене и ацетилене.
8. При обработке 41,7 г технического карбида кальция избытком соляной кислоты выделилось 13,44 л ацетилена (н. у.). Рассчитайте массовую долю карбида кальция в техническом образце.

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение о жизни и деятельности великого русского химика Александра Михайловича Бутлерова.

§ 23. КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

Кроме углерода и водорода, многие органические соединения содержат в составе своих молекул и атомы кислорода. Эти многочисленные соединения объединены в классы. Что представляют собой эти классы и каковы их важнейшие представители?

Этилен, как непредельное соединение, вступает в **реакции присоединения.** Одна из важнейших таких реакций — реакция присоединения воды. Схематически этот процесс можно изобразить так:

$$CH_2{=}CH_2 + HOH \longrightarrow CH_2{-}CH_2 + HOH \longrightarrow CH_3{-}CH_2{-}OH$$

Двойная связь в молекуле этилена разрывается, за счёт освободившихся валентностей один из атомов углерода присоединяет водород, другой — гидрок-

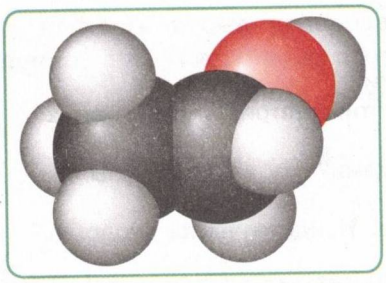


Рис. 53. Модель молекулы этилового спирта

сильную группу —OH (гидроксогруппу). Уравнение реакции записывают следующим образом:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \rightarrow C_2H_5OH$$

Образующееся вещество называют этиловым спиртом (рис. 53). Его относят к классу **спиртов**.

Этиловый спирт C_2H_5OH — продукт многотоннажного химического производства. Он служит сырьём для получения многих органических веществ, его используют в медицине, пищевой промышленности, как компонент парфюмерных и косметических препаратов. В некоторых странах этиловый спирт используют в качестве моторного топлива в смеси с бензином или даже в чистом виде.

Этиловый спирт обладает прекрасной растворяющей способностью. Он легко растворяет жиры и другие органические вещества, поэтому его используют как компонент растворителей для лаков, красок, эмалей, средств бытовой химии.

Этиловый спирт входит в состав алкогольных напитков. В малых дозах он может на некоторое время улучшать самочувствие человека, помогает расслабиться, справиться со стрессом. Тем не менее даже при разовом употреблении спиртного работа нервной системы нарушается, а приём больших доз этилового спирта может привести к смерти. Если же употребление спиртных напитков, даже слабоалкогольных, становится систематическим, у человека может развиться неизлечимое хроническое заболевание — **алкоголизм**. При этом в организме происходят необратимые изменения; больному требуется постоянное поступление в организм новых порций спирта. Погибают не только нервные клетки, но и клетки печени, нарушается работа сердца, снижается вероятность рождения здорового ребёнка.

В молекуле этилового спирта есть одна гидроксильная группа. Такие спирты называют **одноатомными спиртами**.

Молекула органического вещества может содержать не только одну, но и две и более гидроксильные группы. В этом случае спирты называют **многоатомными спиртами**.

Попробуйте изобразить структурную формулу простейшего спирта, содержащего три гидроксильные группы. Каждая группа —OH должна быть связана со своим собственным атомом углерода. Помните, что атомы углерода в органических веществах четырёхвалентны.

Для того чтобы разместить в молекуле три гидроксильные группы, вещество должно содержать как минимум три атома углерода. Нетрудно догадаться, что «прародителем» такого вещества можно считать углеводород пропан. Заменим в молекуле пропана по одному атому водорода при каждом углероде гидроксильной группой:

$$CH_3—CH_2—CH_3 \longrightarrow \underset{\text{OH}}{CH_2}—\underset{\text{OH}}{CH}—\underset{\text{OH}}{CH_2}$$

пропан — глицерин

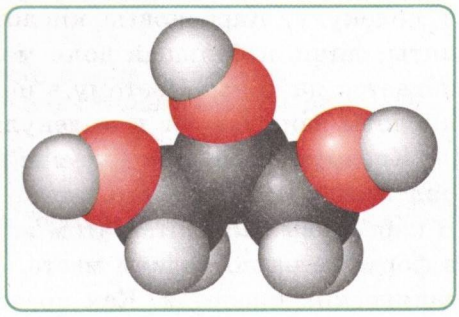


Рис. 54. Модель молекулы глицерина

Мы получили формулу **глицерина** (рис. 54). Глицерин представляет собой **трёхатомный спирт**, потому что содержит в молекуле три гидроксильные группы. Обратите внимание, что каждый атом углерода остался четырёхвалентным, водород одновалентен, а кислород двухвалентен.

Глицерин, подобно этиловому спирту, неограниченно растворим в воде. Более того, он очень *гигроскопичен*, т. е. поглощает влагу из воздуха. Это свойство широко используют в парфюмерной промышленности: глицерин входит в состав многочисленных кремов, помад, зубных паст, предотвращая их высыхание и способствуя увлажнению и смягчению кожи. В кожевенном производстве и текстильной промышленности глицерин используют для предохранения кож от высыхания и придания тканям мягкости и шелковистости. Водный раствор глицерина замерзает при очень низкой температуре. Такие смеси в технике называют *антифризами*.

Спирты — не единственный класс органических веществ, в состав которых входит кислород.

С давних пор люди получали уксус при скисании вина, содержащего этиловый спирт. Уксус используют как приправу к пище. У любой хозяйки на кухне найдётся бутылочка столового уксуса, который содержит **уксусную кислоту** $CH_3—COOH$ (рис. 55).

Уксусная кислота — представитель ещё одного класса кислородсодержащих органических веществ — **карбоновых кислот**.

Растворы карбоновых кислот имеют кислый вкус, вызывают изменение окраски индикаторов.

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислотами являются вещества, диссоциирующие в водном растворе с отщеплением катиона водорода. Карбоновые кислоты — не исключение, в растворах они также диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка. Рассмотрим, например, как диссоциирует уксусная кислота:

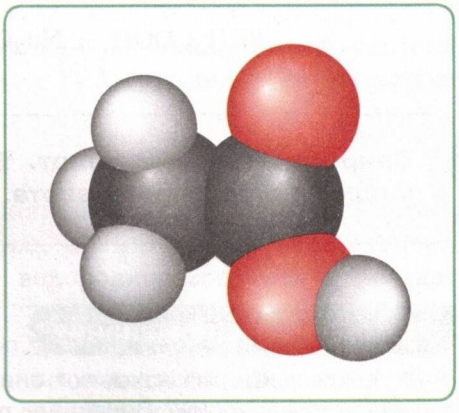


Рис. 55. Модель молекулы уксусной кислоты

$$CH_3—COOH \rightleftarrows CH_3—COO^- + H^+$$

Стрелки вместо знака равенства в уравнении диссоциации карбоновой кислоты указывают на обратимость процесса, т. е. наряду с процессом распада молекул на ионы возможно и обратное явление: катион водорода и анион кислотного остатка объединяются

в молекулу. Карбоновые кислоты, в том числе уксусная, — слабые электролиты: лишь небольшая доля молекул вещества, находящегося в растворе, распадается на ионы. Поэтому в ионных уравнениях реакций формулу карбоновой кислоты записывают в молекулярном виде, а не в виде ионов.

Кислотный остаток уксусной кислоты (его называют *ацетат-ион*) имеет заряд минус (−). Зная это, легко составлять формулы солей уксусной кислоты. В карбоновых кислотах атом водорода, который замещается металлом, записан в формуле на последнем месте, а не на первом, как в привычных для вас неорганических кислотах. Как правило, химический знак элемента-металла в соответствующих солях также записывают последним, на месте водорода. Поэтому формулы солей кажутся перевёрнутыми: сначала анион кислотного остатка, потом катион металла:

CH_3COONa — ацетат натрия

$(CH_3COO)_2Cu$ — ацетат меди(II)

Соли уксусной кислоты называют **ацетатами**.

Помимо кислого вкуса и действия на индикатор, карбоновые кислоты обладают остальными свойствами кислот.

Они реагируют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:

$$2CH_3COOH + Mg \rightarrow (CH_3COO)_2Mg + H_2\uparrow$$

Кислоты реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды:

$$2CH_3COOH + CaO \rightarrow (CH_3COO)_2Ca + H_2O$$

При взаимодействии карбоновых кислот с основаниями также образуются соль и вода:

$$CH_3COOH + KOH \rightarrow CH_3COOK + H_2O$$

С солями уксусная кислота взаимодействует только в том случае, если один из образующихся продуктов выделяется в виде газа или выпадает в осадок, например:

$$2CH_3COOH + Na_2CO_3 \rightarrow 2CH_3COONa + H_2O + CO_2\uparrow$$

Спирты. Этиловый спирт. Трёхатомный спирт глицерин. Карбоновые кислоты. Уксусная кислота. Ацетаты. Реакции присоединения

Проверьте свои знания

1. Какие вещества называют спиртами? На какие группы делят этот класс органических соединений? Приведите примеры.
2. Какие вещества называют карбоновыми кислотами? Приведите примеры.

Примените свои знания

3. Напишите уравнение реакции получения этилового спирта из этилена.
4. Охарактеризуйте области применения этанола, его физиологическое действие на организм человека.
5. В чём заключается принципиальное отличие многоатомных спиртов от одноатомных?
6. Напишите, какие вещества вступили в реакции, если в результате получились следующие вещества:

а) ... → $2CH_3COOK + CO_2 + H_2O$

б) ... → $(CH_3COO)_2Zn + H_2$

в) ... → $2CH_3COONa + H_2O$

г) ... → $(CH_3COO)_2Mg + 2H_2O$

Напишите уравнения полностью.

7. Какую массу воды нужно добавить к 40 г 70 %-ного раствора глицерина, чтобы получить 5 %-ный раствор?
8. Смешали 90 г 10 %-ного раствора уксусной кислоты и 160 г 5 %-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массовые доли веществ в полученном растворе.

Используйте дополнительную информацию и выразите своё мнение

9. Подготовьте сообщение по теме «Алкоголизм и его профилактика», используя возможности Интернета.

§ 24. КРЕМНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Если углерод — главный элемент живой природы, то кремний — главный элемент неживой природы. Почему?

Строение атома. Поскольку кремний расположен в периодической системе элементов Д. И. Менделеева в третьем периоде, в IVA-группе, то схема строения его атома следующая:

$$_{14}Si\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 4\bar{e}$$

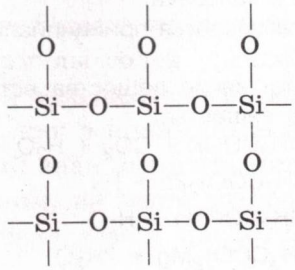
Из-за большего радиуса атома кремний проявляет более слабые неметаллические свойства, чем углерод. Формула оксида кремния в высшей степени окисления — SiO_2. Кремний образует летучее водородное соединение состава SiH_4 — **силан.**

Кремний в природе. По содержанию в земной коре элемент кремний занимает второе место после кислорода. В свободном состоянии кремний в природе не встречается, самым распространённым соединением кремния считают его оксид, на долю которого в сочетании с оксидами металлов приходится 90 % массы литосферы.



Рис. 56. Асбест обладает волокнистой структурой

Кремний и кислород обладают уникальной способностью взаимодействовать друг с другом, образуя пространственный каркас с атомной кристаллической решёткой:



Такие связи могут слагаться в цепочки, слои и пространственные структуры. При этом часть атомов кремния бывает замещена атомами металлов.

Примером природного вещества, содержащего цепочки связей кремний — кислород, является *асбест* (рис. 56). Это материал волокнистого строения, обладающий прекрасной термостойкостью (выдерживает нагревание до 1500 °С), низкой звуко-, тепло- и электропроводностью, кислотоупорный. Раньше асбест применяли в качестве электроизоляционного и теплоизоляционного материала, для изготовления асбоцементных плит, труб, огнестойких материалов (тканей, бумаги, картона). Сейчас применение асбеста ограничено в связи с его канцерогенными свойствами.

Некоторые природные минералы на основе оксида кремния, содержащие в своём составе алюминий, называют *алюмосиликатами*. К ним относятся глины (например, белая глина — каолин), полевые шпаты (альбит, ортоклаз) и слюды.

Примером алюмосиликата слоистого строения, состоящего из тончайших пластинок, может служить *слюда* (рис. 57). Кристаллы слюды можно расщепить на тонкие прочные и упругие листочки. Помимо оксида кремния, в состав слюды входят оксиды алюминия и щелочных металлов. Слюда — прекрасный электроизоляционный материал. Слюда устойчива не только к нагреванию, но и к действию химических веществ. Из неё изготавливают специальные оптические стёкла. Молотую слюду используют в качестве наполнителя при изготовлении пластмасс, красок и т. д.

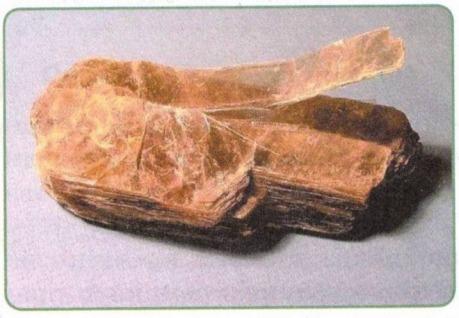


Рис. 57. Слюда легко расщепляется на тонкие прозрачные пластинки

Широко распространены в природе разновидности оксида кремния(IV): кремнезём, кварц, горный хрусталь (рис. 58), некоторые полудрагоценные и поделочные камни: аметист, агат, сердолик, опал, яшма, халцедон. Речной песок — это тоже оксид кремния(IV), желтоватую окраску которому придают примеси соединений железа.

Простое вещество кремний представляет собой тёмно-серое кристаллическое вещество с металлическим блеском, обладающее полупроводниковыми свойствами.

В современных электронных приборах используется кремний очень высокой чистоты. Содержание примесей в кристалле не должно превышать 0,00000001 %! Такой фантастически чистый кремний получают либо в результате очень сложного технологического процесса удаления примесей, либо разложением летучего водородного соединения кремния — силана:

$$SiH_4 \overset{t}{=} Si + 2H_2$$



Рис. 58. Кристаллы горного хрусталя

Химические свойства кремния. При стандартных условиях кремний химически инертен.

Окислительные свойства этот неметалл проявляет только по отношению к металлам. Реакции соединения протекают при очень высоких температурах и приводят к образованию **силицидов**. Например, расплавленный кальций реагирует с порошком кремния с образованием силицида кальция:

$$\overset{0}{2Ca} + \overset{0}{Si} \overset{t}{=} \overset{+2\ -4}{Ca_2Si}$$

Кремний не реагирует с водородом, но образует летучее водородное соединение. Силан получают действием воды или кислот на силициды активных металлов:

$$Ca_2Si + 4HCl = 2CaCl_2 + SiH_4\uparrow$$

Восстановительные свойства кремний проявляет при взаимодействии с неметаллами (галогенами, кислородом), а также с некоторыми сложными веществами.

Из неметаллов при комнатной температуре кремний реагирует только со фтором:

$$Si + 2F_2 = \underset{\text{фторид кремния}}{SiF_4\uparrow}$$

С таким сильным окислителем, как кислород, кремний реагирует лишь при температуре выше 1000 °С с образованием оксида кремния(IV):

$$Si + O_2 = SiO_2\uparrow$$

Сложные вещества, обладающие сильными окислительными свойствами, также взаимодействуют с кремнием с образованием оксида кремния(IV):

$$Si + 4HNO_3 = SiO_2 + 4NO_2\uparrow + 2H_2O$$

При нагревании кремний взаимодействует с концентрированными растворами щелочей. Продуктом окисления является соль кремниевой кислоты:

$$Si + 2KOH + H_2O = K_2SiO_3 + 2H_2\uparrow$$

Оксид кремния(IV) SiO_2 — это кислотный оксид, ему соответствует *кремниевая кислота* H_2SiO_3. С водой оксид кремния(IV) не взаимодействует, поэтому кремниевую кислоту получают косвенным путём.

Как и полагается кислотным оксидам, оксид кремния(IV) реагирует с основными оксидами и щелочами с образованием солей кремниевой кислоты:

$$Na_2O + SiO_2 \overset{t}{=} Na_2SiO_3$$

$$2KOH + SiO_2 \overset{t}{=} K_2SiO_3 + H_2O$$

Силикаты щелочных и щелочноземельных металлов получают также сплавлением оксида кремния(IV) с карбонатами:

$$CaCO_3 + SiO_2 \overset{t}{=} CaSiO_3 + CO_2\uparrow$$

Кремниевая кислота H_2SiO_3. При действии на раствор силиката натрия или калия сильной кислотой в результате реакции обмена образуется студневидный осадок нерастворимой в воде кремниевой кислоты:

$$K_2SiO_3 + 2HCl = H_2SiO_3\downarrow + 2KCl$$

Формула H_2SiO_3 лишь условно отражает состав кремниевой кислоты; на самом деле известна не одна, а много различных кремниевых кислот с общей формулой $nSiO_2 \cdot mH_2O$.

Кремниевая кислота очень слабая. Поскольку она нерастворима в воде, то не реагирует ни с металлами, ни с основными оксидами, ни с солями. В щелочах же осадок кремниевой кислоты растворяется благодаря действию гидроксид-анионов:

$$H_2SiO_3 + 2OH^- = SiO_3^{2-} + 2H_2O$$

Лабораторный опыт 40

Соберите прибор для получения газов. Получите углекислый газ взаимодействием мрамора с соляной кислотой. Пропускайте углекислый газ через раствор силиката натрия. Что наблюдаете? Сравните силу угольной и кремниевой кислот.

При попытке выделить кремниевую кислоту в твёрдом состоянии она легко теряет воду и превращается в оксид кремния(IV) в виде пористой массы — так называемый *силикагель*. Силикагель находит широкое применение в качестве поглотителя водяных паров и других газообразных веществ, т.е. как адсорбент. Силикагелевые шарики вы можете обнаружить в коробках с обувью, упаковках с электронной техникой. Их задача — поддерживать внутри упаковки постоянную влажность воздуха.

Соли кремниевой кислоты — силикаты. Большинство силикатов нерастворимо в воде, и лишь соли натрия и калия образуют растворы. При большой концентрации растворённого вещества такие растворы становятся вязкими. Их называют *жидким стеклом*, поскольку при высыхании они образуют крупинки силикатов, напоминающие осколки стекла с острыми краями. Жидкое стекло используют при изготовлении бумаги, картона, огнеупорных материалов, силикатных красок, а также в качестве обычного силикатного клея.

Соединения кремния в живой природе. Оксид кремния выполняет функцию своеобразного жёсткого каркаса, благодаря которому листья и стебли растений обладают упругостью. Соединения кремния содержатся в колючках кактусов

и острых, как ножи, кромках листьев камыша, кукурузы или осоки. Перья птиц и шерсть животных упруги и жёстки также благодаря содержанию в них кремния. В организме человека кремний, как микроэлемент, содержится в основном в костях, придавая им гладкость и прочность.

Применение кремния и его соединений. Чистый кремний находит всё большее применение в промышленности.

Ни один современный электронный прибор от сотового телефона до мощнейшего компьютера не может обойтись без полупроводниковой микросхемы. Эта миниатюрная пластинка представляет собой кристалл сверхчистого кремния и способна совершать миллионы операций в секунду, хранить гигантские объёмы информации.

Кремний обладает способностью преобразовывать световую энергию в электрическую. На этом свойстве основано действие солнечных батарей. Такие батареи устанавливают и на обычных микрокалькуляторах, и на специальных крыльях орбитальных станций. Всё чаще солнечные батареи используют в быту в качестве альтернативного источника электроэнергии.

Кремний входит в состав некоторых сплавов, например *силумина* — сплава кремния с алюминием. Преимущества такого сплава — его лёгкость и прочность, из него изготавливают корпуса двигателей автомобилей.

Соединения кремния — это основа силикатной промышленности. Об этом будет рассказано в следующем параграфе.

Кремний. Силан. Силициды. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота. Силикаты

Проверьте свои знания

1. Запишите схему строения атома кремния и укажите степени окисления, характерные для этого элемента в соединениях. Приведите примеры формул соединений кремния.
2. Охарактеризуйте способы получения, свойства и применение кристаллического кремния. Ответ подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

Примените свои знания

3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow Ca_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2$$

4. Почему щёлочи в лаборатории хранят не в стеклянных сосудах, а в полимерных упаковках?
5. Какой объём водорода (н. у.) образуется при взаимодействии 96 г кремния, содержащего 5 % примесей, с избытком раствора гидроксида натрия? Какое количество вещества гидроксида натрия потребуется для реакции?
6. Охарактеризуйте области применения кремния и его соединений. Перечислите предметы быта, домашнего обихода, при изготовлении которых использован кремний и кремнийсодержащие вещества.

7. Выполните домашний эксперимент «Силикатный сад».
Реактивы и оборудование: соли — медный купорос, железный купорос (их можно приобрести в магазине товаров для сада и огорода), силикатный клей (1—2 тюбика), несколько баночек из бесцветного стекла (сколько солей возьмёте для опытов, столько нужно и баночек).
Ход работы. Разбавьте клей водой (1 : 1). Налейте раствор в баночки из бесцветного стекла. На донышки предварительно положите несколько крупных кристаллов одной из указанных солей. В течение нескольких дней наблюдайте за происходящими изменениями. Напишите отчёт о проделанной работе. Не забудьте про уравнения реакций!

Выразите своё мнение

8. Как вы думаете, почему углерод называют главным элементом живой природы, а кремний — основным элементом неживой природы?

§ 25. СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

Секрет изготовления этого материала открыли китайские мастера в VI—VII вв. Он стал альтернативой камню, дереву, глине и отличался невероятной красотой и практичностью. Люди говорили, что изделия из этого материала белы, как снег, тонки, как бумага, и прочны, как металл. Секрет изготовления этого материала китайские мастера свято хранили почти тысячу лет. Того, кто дерзнул бы выдать этот секрет, ждала неминуемая смерть. О каком материале идёт речь? Какие изделия из него есть у вас дома?

Химические превращения составляют основу не только химической промышленности, но и многих других отраслей современной экономики. Например, в строительстве используется более тысячи различных веществ, смесей и конструкционных и отделочных материалов, изготовление которых основано на протекании химических реакций. Существует даже смежная со строительством отрасль, которая занимается в том числе производством строительных материалов, — силикатная промышленность.

Силикатная промышленность — это производство стекла, строительных материалов (цемента, кирпича), а также керамики, фарфора и фаянса.

Строительная индустрия немыслима без использования так называемых *связующих материалов* — вязкой, но твердеющей массы, которой скрепляют камни, кирпичи, блоки. В древние времена в качестве связующих материалов использовали глину, известняк, измельчённый вулканический пепел, алебастр и даже куриные яйца.

Цемент. Современным связующим материалом, без которого немыслимо ни одно строительство, является цемент.

Цемент получают спеканием известняка и глины в специальных вращающихся печах при температуре 1500 °С.

Основная составляющая известняка — это карбонат кальция. При его обжиге протекает реакция разложения:

$$CaCO_3 \overset{t}{=} CaO + CO_2$$

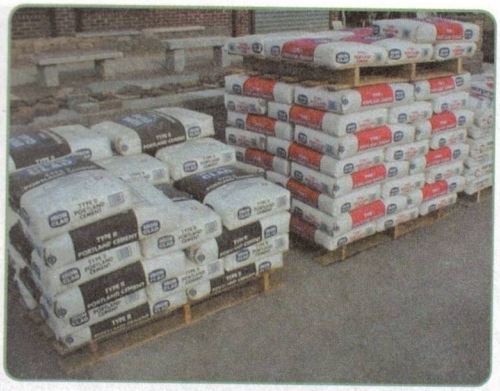


Рис. 59. Готовый к продаже фасованный цемент

В состав глины входят оксид алюминия Al_2O_3, оксид кремния SiO_2 и незначительное количество оксида железа(III) Fe_2O_3.

При спекании кислотного оксида кремния, основного оксида кальция, амфотерных оксидов алюминия и железа происходит образование силикатов этих металлов — так называемого *клинкера*. После охлаждения клинкер размалывают в порошок, добавляют алебастр ($CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$), тщательно перемешивают и расфасовывают в специальные бумажные мешки (рис. 59).

Цемент смешивают с песком и водой до образования вязкой смеси — *цементного раствора* (рис. 60). С течением времени вода взаимодействует с компонентами смеси, и цементный раствор постепенно приобретает твёрдость камня. Его используют в качестве связующего материала кирпичной или каменной кладки, а также для изготовления железобетонных изделий: плит перекрытия, фундаментных блоков и т. д.

Стекло. Другой важный продукт силикатной промышленности — это стекло.

Сырьём для производства стекла служат сода (карбонат натрия Na_2CO_3), известняк (основной компонент — карбонат кальция $CaCO_3$) и песок (его основа — оксид кремния SiO_2).

Если при производстве цемента используют процесс спекания компонентов, то к получению стекла применяют «кулинарный» термин: его варят. При сплавлении смеси перечисленных веществ карбонаты металлов разлагаются,



Рис. 60. Цемент перевозят в специальных автомашинах



Рис. 61. Витраж в соборе

взаимодействуют с оксидом кремния, и расплав застывает в прозрачную хрупкую массу — это и есть стекло. Его состав можно выразить формулой $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$. Из такого материала изготовлены стёкла в окнах наших квартир. Однако стекольная промышленность изготавливает сотни других видов стекла: кварцевое, термостойкое, огнеупорное, оптическое и т. д. Для получения цветного стекла в расплавленную массу добавляют оксиды металлов: Fe_2O_3 (коричневое), CoO (синее), Cr_2O_3 (зелёное), CrO_3 (жёлтое). Из кусочков разноцветного стекла изготавливают великолепные витражи (рис. 61) и мозаичные картины.

Стекло — аморфное вещество (*вспомните, чем отличаются аморфные вещества от кристаллических*), при нагревании размягчается, и ему можно придать любую форму. Издавна из стекла изготавливают не только посуду, но и прекрасные художественные изделия.

Если оксид кальция в стекле заменить оксидом свинца(IV) PbO_2, получится **хрусталь**. Он очень напоминает стекло, но более прозрачен, обладает способностью сильно преломлять лучи света и издавать тонкий приятный звон. Из хрусталя изготавливают посуду, декоративные изделия, люстры (рис. 62).

В последнее время всё большее распространение получает передача информации по так называемым *оптическим волокнам*. Оптическое волокно представляет собой тончайшую нить толщиной с человеческий волос. Его изготавливают из чрезвычайно чистого кварцевого стекла — расплавленного оксида кремния(IV). Содержание примесей в нём не должно превышать $1 \cdot 10^{-10}$ %. Оптическое волокно имеет прозрачную сердцевину, пропускающую свет, и полимерную оболочку, которая препятствует проникновению света через боковую стенку. Пучки оптических волокон используют для передачи телевизионных программ, телефонных разговоров и сигналов для компьютерной техники. По всей вероятности, оптическое волокно вскоре вытеснит медные проволочные кабели, используемые для этих целей.



Рис. 62. Изделия из хрусталя

Общим термином **керамика** (от греч. *keramos* — глина) называют изделия из обожжённой глины. К ним относят и керамическую облицовочную плитку (рис. 63), и керамическую посуду.



Рис. 63. Керамическая плитка в интерьере ванной

Фарфор — это керамическое изделие, изготовленное из белой глины со специальными добавками и отличающееся непористым строением. Предметы из тонкого фарфора даже пропускают свет (слегка прозрачны). Обычно их покрывают глазурью, наносят рисунок и повторно обжигают.

Вы, наверное, догадались, что в начале параграфа речь шла о великом китайском изобретении — фарфоре. В Европе фарфор стали изготавливать лишь в XVIII в. Первый русский фарфор был получен соратником Михаила Васильевича Ломоносова Дмитрием Ивановичем Виноградовым. Благодаря его исследованиям по указу императрицы Елизаветы Петровны в 1744 г. под Петербургом был построен первый Императорский фарфоровый завод (рис. 64).

Фаянс, в отличие от фарфора, имеет пористую структуру и непрозрачен. Из него изготавливают не только посуду, но и облицовочную плитку, архитектурные детали, сантехнику.



Рис. 64. Продукция Императорского фарфорового завода

Силикатная промышленность. Цемент. Стекло. Керамика. Фарфор. Фаянс

Проверьте свои знания

1. Назовите основные виды продукции силикатной промышленности.
2. Какие природные и химические материалы служат сырьём для производства цемента, стекла, керамики?

Примените свои знания

3. При прокаливании строительное связующее гипс, имеющее формулу $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, превращается в алебастр состава $CaSO_4 \cdot 0{,}5H_2O$. При добавлении воды алебастр быстро твердеет, вновь превращаясь в гипс. Какая масса воды потребуется для превращения в гипс 14,5 кг алебастра?
4. Найдите массу каждого из компонентов шихты (смеси), необходимых для получения 10 т оконного стекла согласно уравнению реакции

$$Na_2CO_3 + CaCO_3 + 6SiO_2 = Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2 + 2CO_2\uparrow$$

Какой объём углекислого газа (н. у.) образуется при этом?

Используйте дополнительную информацию

5. Прочтите стихотворение.

Покушав как-то травку,
Зашёл слон по делам
В фарфоровую лавку
И... повернулся там!
Мораль сей басни впереди,
Она острей булавки.
Коль ты есть слон, то не ходи
В фарфоровые лавки!

Что означает фраза «слон в посудной лавке», которая положена в основу этой мини-басни? Кто автор этого стихотворения?
6. Подготовьте сообщение об истории фарфоровой промышленности в России.

§ 26. ПОЛУЧЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ

Как металлы, так и неметаллы встречаются в природе в свободном виде и в форме соединений. Какие промышленные способы применяют для получения неметаллов?

В свободном виде в природе встречаются благородные газы, кислород, азот, сера, углерод, мышьяк.

Часть неметаллов встречается в природе в виде соединений, в которых атомы неметаллов проявляют только положительные степени окисления. Это фосфор, кремний, германий, бор и некоторые другие. Например, фосфор присутствует в природных соединениях почти исключительно в виде производных фосфорной кислоты. Важнейшие фосфорсодержащие минералы — фосфориты и апатит, составной частью которых является $Ca_3(PO_4)_2$, а также фторапатит, содержащий $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$ (*рассчитайте степени окисления фосфора в указанных соединениях*).

Другая часть неметаллов представлена соединениями, в которых они проявляют отрицательные степени окисления. Прежде всего это неметаллы VIIA-группы — галогены. Самый электроотрицательный из них — фтор — никогда не проявляет положительной степени окисления. Важнейшие природные минералы, содержащие фторид-анион, — это флюорит CaF_2, криолит Na_3AlF_6, фторапатит. Природные соединения хлора вам известны. Этот элемент входит в состав каменной соли, или галита, NaCl, сильвина KCl и др. А вот бром и иод содержатся главным образом в виде солей (бромидов и иодидов) в морской и океанической воде. Некоторые водоросли, например ламинария (рис. 65), способны поглощать иод из морской воды, поэтому они долгое время служили основным источником его получения.

Промышленные способы получения неметаллов можно разделить на три группы (табл. 2):

- выделение простых веществ из природных объектов;
- восстановление неметаллов, входящих в состав минералов;
- окисление природных соединений.

Воздух — ценное химическое сырьё, из которого получают азот, кислород, благородные газы.

Как известно, объёмная доля азота в атмосферном воздухе составляет 78 %, кислорода — 20,8 %, аргона — 0,9 %. Оставшиеся 0,3 % приходятся на все остальные компоненты, в том числе углекислый газ, гелий, неон и др.

Сложной технической задачей является разделение смеси газов, которой является воздух, на отдельные компоненты. Эта задача решается **фракционной перегонкой (ректификацией)** жид-



Рис. 65. Ламинария

Таблица 2

Неметаллы в природе и промышленные способы их получения

Неметаллы	O, N, Ar, S	P, Si	Cl, I
Нахождение в природе	В виде простых веществ	В окисленном состоянии $\overset{+5}{P}$, $\overset{+4}{Si}$	В восстановленном состоянии $\overset{-1}{Cl}$, $\overset{-1}{I}$
Примеры веществ	O_2, N_2, Ar, S	$Ca_3(PO_4)_2$, SiO_2	NaCl, NaI
Принцип получения	Выделение из воздуха или земной коры	Восстановление $\overset{+5}{P} + 5\bar{e} \rightarrow P$ $\overset{+4}{Si} + 4\bar{e} \rightarrow Si$	Окисление $2\overset{-1}{Cl} - 2\bar{e} \rightarrow Cl_2$ $2\overset{-1}{I} - 2\bar{e} \rightarrow I_2$
Примеры уравнений реакций получения	—	$Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C = 3CaSiO_3 + 2P + 5CO$ $SiO_2 + 2C = Si + 2CO$	$2NaCl(раствор) + 2H_2O \xrightarrow{электролиз} H_2 + 2NaOH + Cl_2$ $2NaI + Cl_2 = 2NaCl + I_2$

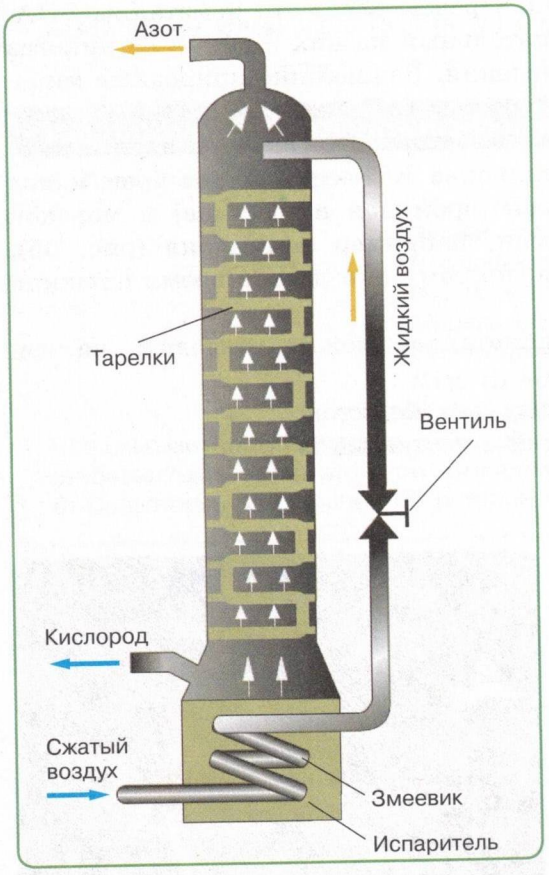


Рис. 66. Колонна фракционной перегонки воздуха

кого воздуха, т. е. его разделением на отдельные фракции — компоненты, имеющие определённые температуры кипения. Ректификацию осуществляют в специальных аппаратах — *ректификационных колоннах* (рис. 66).

С помощью специальных компрессоров воздух сжимают и охлаждают, при этом все его компоненты переходят в жидкое агрегатное состояние. Жидкий воздух подают в верхнюю часть ректификационной колонны, представляющей собой высокий цилиндр, разделённый множеством поперечных перегородок — тарелок. Стекая по тарелкам, жидкость постепенно нагревается, при этом из неё начинает испаряться самый легкокипящий компонент — *азот* ($t_{кип.} = -196$ °C). Газообразный азот поднимается в верхнюю часть колонны, а стекающая в нижний резервуар жидкость представляет собой жидкий кислород, в котором растворены благородные газы. При необходимости на подобной колонне можно разделить *кислород* и *аргон*, температуры кипения которых различаются на 3 °C (−183 и −186 °C соответственно).

Кристаллическая *сера* образует в земной коре мощные пласты. Если она расположена в поверхностном слое, её добывают открытым способом: загружают экскаваторами на автомашины и отправляют на очистку. Серу, залегающую глубоко под землёй, расплавляют перегретым паром и в жидком виде выдавливают на поверхность.

Природа подарила человеку ещё одно ценное химическое сырьё — каменный уголь. Нагреванием каменного угля без доступа воздуха (такой процесс называют коксованием) получают *кокс* — практически чистый углерод. Его используют в качестве восстановителя в металлургическом производстве. Оказывается, коксом можно восстанавливать и неметаллы из их природных соединений. Таким образом, мы переходим к рассмотрению промышленных способов получения неметаллов, которые в природных веществах содержатся в положительных степенях окисления.

Фосфор получают восстановлением коксом из фосфоритов и апатитов. Основной компонент этих минералов — фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$. Спекание фосфата кальция с коксом ведут в присутствии обыкновенного песка (оксида кремния(IV) SiO_2), который связывает содержащийся в сырье кальций в силикат:

$$\overset{+5}{Ca_3(PO_4)_2} + 3SiO_2 + 5\overset{0}{C} = 3CaSiO_3 + 2\overset{0}{P} + 5\overset{+2}{CO}\uparrow$$

Оксид кремния(IV) и сам способен реагировать с углеродом. Так получают *кремний*, ценнейший полупроводниковый материал:

$$\overset{+4}{SiO_2} + 2\overset{0}{C} = \overset{0}{Si} + 2\overset{+2}{CO}\uparrow$$

Наиболее активные неметаллы, в частности *галогены*, встречаются в природе в виде анионов, поэтому для получения их в свободном состоянии приходится использовать процесс окисления. Однако чем активнее галоген, тем сложнее отнять электрон у его аниона, т. е. окислить его. На помощь приходит электрический ток.

Под действием электрического тока в растворе или расплаве электролита происходит окислительно-восстановительная реакция.

> Реакцию разложения электролита под действием электрического тока называют **электролизом.**

Путём электролиза получают активные неметаллы: галогены, водород, кислород.

В 1886 г. французский химик Анри Муассан впервые получил свободный фтор электролизом сжиженного фтороводорода:

$$2HF \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 + F_2$$

КАТОД ⊖ $\quad \overset{+1}{2H} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{H_2}$

АНОД ⊕ $\quad \overset{-1}{2F} - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{F_2}$

Ближайший аналог фтора — *хлор* получают в промышленности также с помощью электролиза. В качестве сырья используют доступную и дешёвую соль — хлорид натрия. Для проведения процесса соль растворяют в воде. В результате электролиза раствора хлорида натрия получают сразу три важнейших продукта химического производства — водород, гидроксид натрия и хлор:

$$2\overset{-1}{\mathrm{NaCl}} + 2\mathrm{H_2O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \mathrm{H_2}\uparrow + 2\mathrm{NaOH} + \overset{0}{\mathrm{Cl_2}}\uparrow$$

Продуктом восстановления, выделяющимся на катоде, является водород.

Фракционная перегонка жидкого воздуха. Электролиз растворов

Проверьте свои знания

1. В каком виде встречаются неметаллы в природе? Приведите примеры.
2. Что такое фракционная перегонка воздуха? На каких физических свойствах компонентов воздуха основан этот способ его разделения? Какие продукты получают в результате фракционной перегонки жидкого воздуха?
3. Что называют электролизом? Какие неметаллы получают с помощью электролиза?

Примените свои знания

4. Приведите примеры природных веществ, в которых неметаллы находятся в отрицательных, нулевой и положительных степенях окисления. Какие способы — физические или химические — лежат в основе получения каждого из этих неметаллов в чистом виде?
5. Какие массы кислорода и азота можно получить из 2000 $м^3$ воздуха (н. у.), в котором объёмная доля кислорода составляет 21 %, а азота — 78 %?
6. Массовые доли элементов в минерале аурипигменте равны: мышьяк — 61 %, сера — 39 %. Определите формулу минерала.
7. Какую массу фосфора можно получить из 387,5 кг фосфорита, массовая доля фосфата кальция в котором составляет 80 %?
8. Одним из промышленных способов получения кремния является восстановление его из оксида металлическим магнием. Какую массу песка, содержащего 96 % оксида кремния(IV), и какую массу магния необходимо взять для получения 84 г кремния?
9. Разложением при высокой температуре природного газа, основным компонентом которого является метан CH_4, получают сразу два важных неметалла — углерод в виде сажи и водород. Какой объём метана необходимо подвергнуть разложению, чтобы выделившегося водорода хватило для восстановления 23,2 г оксида вольфрама(VI)?

Используйте дополнительную информацию

10. Подготовьте сообщение о жизни и деятельности Х. Дэви.
11. Подготовьте сообщение об истории открытия фтора.

§ 27. ПОЛУЧЕНИЕ ВАЖНЕЙШИХ ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ НЕМЕТАЛЛОВ

Вы познакомились с производством простых веществ — неметаллов. А как в промышленности получают важнейшие соединения неметаллов?

Любое химическое производство состоит из отдельных взаимосвязанных процессов — стадий, главными из которых являются:

- подготовка сырья и подвод реагирующих веществ в зону реакции;
- проведение химических реакций;
- отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции.

Процессы промышленного получения химических соединений сложны и масштабны. Рассмотрим и сравним производство важнейших крупнотоннажных продуктов современного химического производства — серной кислоты и аммиака.

Производство серной кислоты

Ежегодно в мире производится более 250 млн т серной кислоты! Россия входит в пятёрку стран — крупнейших производителей серной кислоты с годовым производством 13 млн т. Почти треть этого количества расходуется на нужды сельского хозяйства, включая производство минеральных удобрений. Серная кислота используется в металлургии, при переработке нефти, в производстве пластмасс, из неё получают синтетические моющие средства, краски и многое другое.

Получают серную кислоту так называемым **контактным способом** в три стадии:

1. Получение оксида серы(IV). В качестве сырья применяют серу, серный колчедан или сероводород.

2. Получение оксида серы(VI). Окисление оксида серы(IV) кислородом в присутствии катализатора.

3. Получение серной кислоты. Связывание образующегося оксида серы(VI) водой.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде следующей схемы:

$$\left.\begin{matrix} S \\ FeS_2 \\ H_2S \end{matrix}\right\} \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$$

Познакомиться с рядом технологических приёмов, используемых в промышленности, можно на примере производства серной кислоты из серного колчедана FeS_2 (рис. 67).

Первую стадию проводят в *печи для обжига*. Обжиг колчедана — процесс гетерогенный. Уравнение химической реакции:

$$4FeS_2 + 11O_2 = 2Fe_2O_3 + 8SO_2 + Q$$

Предварительно колчедан размалывают и подают в печь ленточным транспортёром. Чтобы увеличить скорость обжига, используют **принцип противотока** — сверху в печь подают измельчённый колчедан, а снизу — воздух, обогащённый кислородом. Воздух вдувается через множество трубок под давлением, которое отрегулировано так, чтобы частицы колчедана не распылялись и не слёживались. Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии, создавая иллюзию кипящей жидкости, поэтому и возникло название **метод кипящего слоя**.

В настоящее время запасы серного колчедана в нашей стране практически исчерпаны. Современные сернокислотные заводы используют в качестве сырья серу. Предварительно её расплавляют и разбрызгивают в камеру сгорания, где при температуре 1000 °С образуется печной газ, основа которого — оксид серы(IV):

$$S + O_2 = SO_2 + Q$$

Печной газ, полученный при обжиге колчедана, содержит примеси. Вначале газ направляют на очистку от крупной пыли в *циклон*, от мелкой пыли в *электрофильтр*, затем осушают в *сушильной башне*, промывая его серной

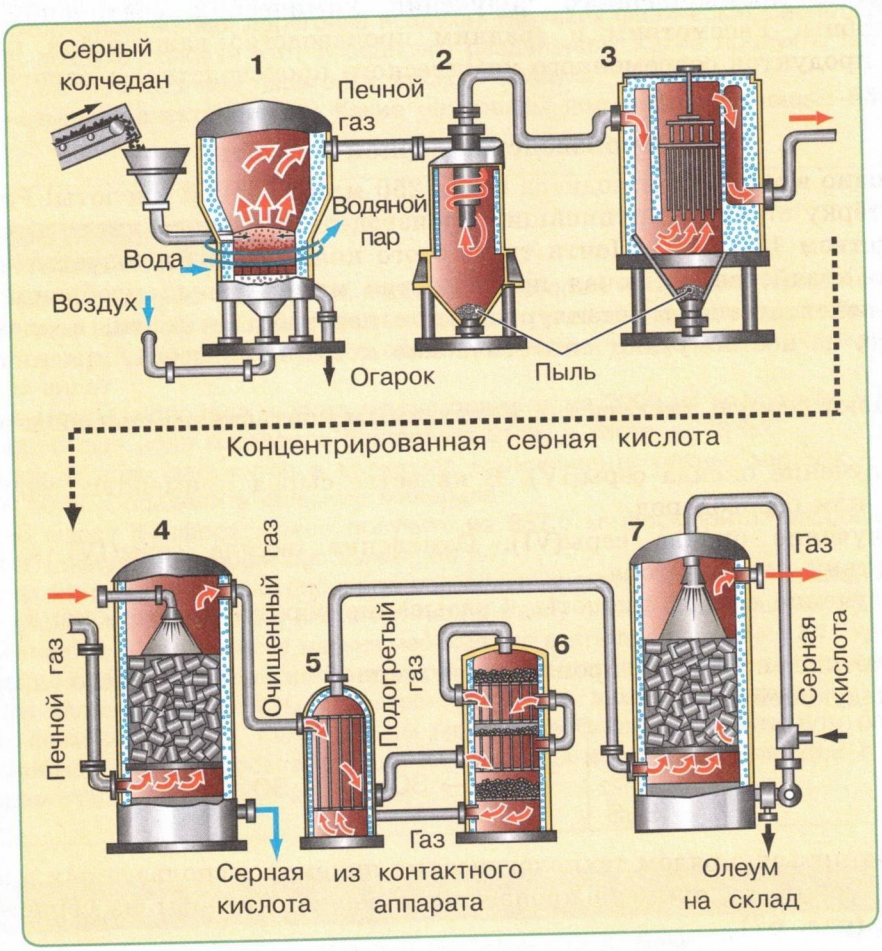


Рис. 67. Схема технологического процесса производства серной кислоты: *1* — печь для обжига в кипящем слое; *2* — циклон; *3* — электрофильтр; *4* — сушильная башня; *5* — теплообменник; *6* — контактный аппарат; *7* — поглотительная башня

кислотой. После этого очищенный и осушенный газ подогревают в *теплообменнике*.

Вторую стадию — получение оксида серы(VI) — проводят в *контактном аппарате*. В нём на специальных полочках-решётках размещают слоями катализатор, созданный на основе оксида ванадия(V) V_2O_5. Реакция окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI) экзотермическая, поэтому температура газов ещё более повышается:

$$2SO_2 + O_2 \rightleftarrows 2SO_3 + Q$$

Между слоями катализатора располагают трубки теплообменника, по которым газообразный оксид серы(IV) подаётся в контактный аппарат. При этом одновременно происходит нагревание оксида серы(IV) и охлаждение до необходимой температуры продукта реакции на данной стадии — оксида серы(VI). Этот принцип — **принцип теплообмена** широко применяют на химическом производстве. Температура в контактном аппарате поддерживается на уровне 400 °С. Выходящие из контактного аппарата газы направляются в трубки теплообменника для дальнейшего охлаждения и передачи теплоты очищенному и осушенному сернистому газу.

Степень превращения SO_2 в SO_3 на современных сернокислотных заводах достигает 98 %. Непрореагировавшие оксид серы(IV) и кислород отделяются от полученного оксида серы(VI) и возвращаются в контактный аппарат. Этот принцип химического производства называют **циркуляцией**.

На третьей стадии протекает химическая реакция

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + Q$$

Однако для поглощения оксида серы(VI) воду не применяют, так как из-за выделяющейся теплоты вода превращается в пар и серная кислота образуется в виде крошечных капелек тумана. Поэтому оксид серы(VI) в *поглотительной башне* растворяют в концентрированной (98%-ной) серной кислоте. При этом вода, содержащаяся в концентрированной серной кислоте, взаимодействует с оксидом серы(VI). Продуктом взаимодействия концентрированной серной кислоты с оксида серы(VI) является *олеум* — раствор оксида серы(VI) в серной кислоте.

Поглощение оксида серы(VI) серной кислотой — процесс гетерогенный, и для создания большей поверхности соприкосновения реагентов поглотительную башню заполняют кольцами из огнеупорной керамики. Кислота, стекая сверху, омывает кольца (**принцип противотока**). Полученный олеум направляется на склад готовой продукции.

Производство аммиака

Мировое производство аммиака превышает 170 млн т в год. Современный аммиачный завод производит в сутки 1000 т этого ценнейшего продукта. При этом потребляется очень большое количество энергии, расходуется до 6000 т воды, 1200 $м^3$ природного газа.

Аммиак служит сырьём для производства азотной кислоты, азотных удобрений, красителей. Его используют как хладагент в промышленных рефрижераторах, применяют в медицине.

Сырьём для получения аммиака служат азот и водород, которые соединяются на железном катализаторе:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + Q$$

(*дайте характеристику этой реакции по всем известным вам классификационным признакам*).

При осуществлении реакции азота с водородом в промышленном масштабе химики-технологи столкнулись с целым рядом проблем, решение которых является ярким примером роли науки в техническом прогрессе.

Главная проблема заключается в том, что даже при температуре 400 °С скорость реакции очень мала, повышение же температуры снижает выход аммиака. Учёным удалось разрешить этот температурный конфликт путём применения катализатора. В настоящее время синтез аммиака в промышленности проводят в присутствии порошкообразного железа с примесью оксидов алюминия и калия в колоннах синтеза высотой 20 м. Эти колонны сделаны из специальных сортов стали (рис. 68), так как синтез протекает при 450—500 °С и высоком давлении (до 200 атмосфер и выше).

Синтез аммиака — реакция экзотермическая, и теплота выходящих из колонны синтеза газов при помощи теплообменника используется для подогрева азотоводородной смеси. В этом процессе, как и в производстве серной кислоты, используется принцип теплообмена.

Другая производственная проблема состоит в том, что при прохождении через колонну синтеза только 0,1 % азотоводородной смеси превращается в аммиак. Поэтому выходящую смесь газов охлаждают, аммиак сжижают, а не вступившие в реакцию азот и водород снова направляют в колонну синтеза. На примере получения серной кислоты вы узнали, что такой технологический принцип, при котором непрореагировавшие вещества отделяются от продуктов реакции и вновь возвращаются в реакционный аппарат, называют циркуляцией.

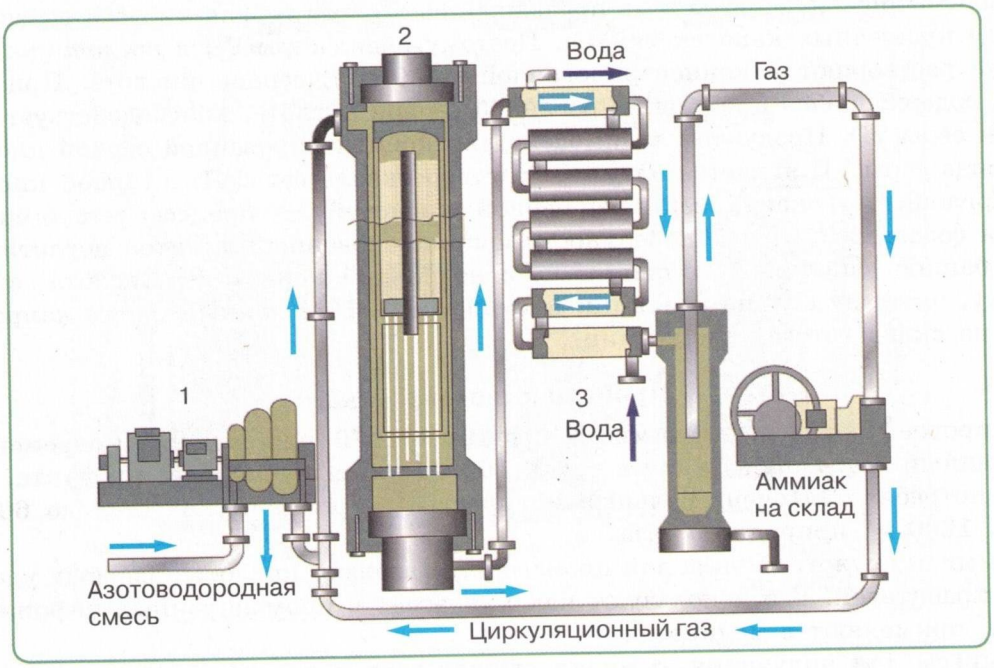


Рис. 68. Схема технологического процесса производства аммиака:
1 — компрессор; *2* — колонна синтеза; *3* — холодильник

Метод кипящего слоя. Принцип теплообмена. Принцип противотока. Принцип циркуляции. Олеум

Проверьте свои знания

1. Назовите основные стадии химического производства: а) серной кислоты; б) аммиака.
2. Охарактеризуйте основные методы и принципы химической технологии: метод кипящего слоя, принципы теплообмена, циркуляции, противотока.
3. Напишите уравнения химических реакций, лежащих в основе получения серной кислоты из серы. Какая из реакций является обратимой? Как в химической технологии решается вопрос максимального использования непрореагировавших исходных веществ?
4. Напишите уравнение химической реакции, лежащей в основе производства аммиака. Дайте характеристику этой реакции по всем известным вам признакам классификации.

Примените свои знания

5. На серно-кислотном заводе из 1 т серного колчедана получают 360 кг 100 %-ной серной кислоты. Рассчитайте массовую долю выхода продукта реакции.
6. Какое количество теплоты выделится при взаимодействии 500 л азота с 1200 л водорода (н. у.), если тепловой эффект реакции равен 46 кДж на 1 моль аммиака?

Используйте дополнительную информацию

7. Изучите диаграмму индекса химического производства в России в период с 1991 по 2011 г.



Что показывает данная диаграмма? Какие выводы о состоянии химической промышленности в России в этот период можно сделать? Используя свои знания по истории России, соотнесите максимумы и минимумы на диаграмме с историческими событиями, происходившими в стране и мире в соответствующие годы.

Выводы к главе III
«НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»

1. Простые вещества — неметаллы проявляют как окислительные свойства (по отношению к водороду, металлам и неметаллам, электроотрицательность которых меньше), так и восстановительные (по отношению к неметаллам, электроотрицательность которых больше, кислороду и сложным веществам — окислителям).

2. Простые вещества галогены — сильные окислители. Окислительные свойства уменьшаются в ряду F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2. В этом же ряду возрастает плотность, а также интенсивность окраски.

3. Устойчивые степени окисления: для серы −2, 0, +2, +4, +6; для азота 0, +1, +2, +3, +4, +5; для фосфора −3, 0, +3, +5, для углерода −4, 0, +2, +4, для кремния −4, 0, +4.

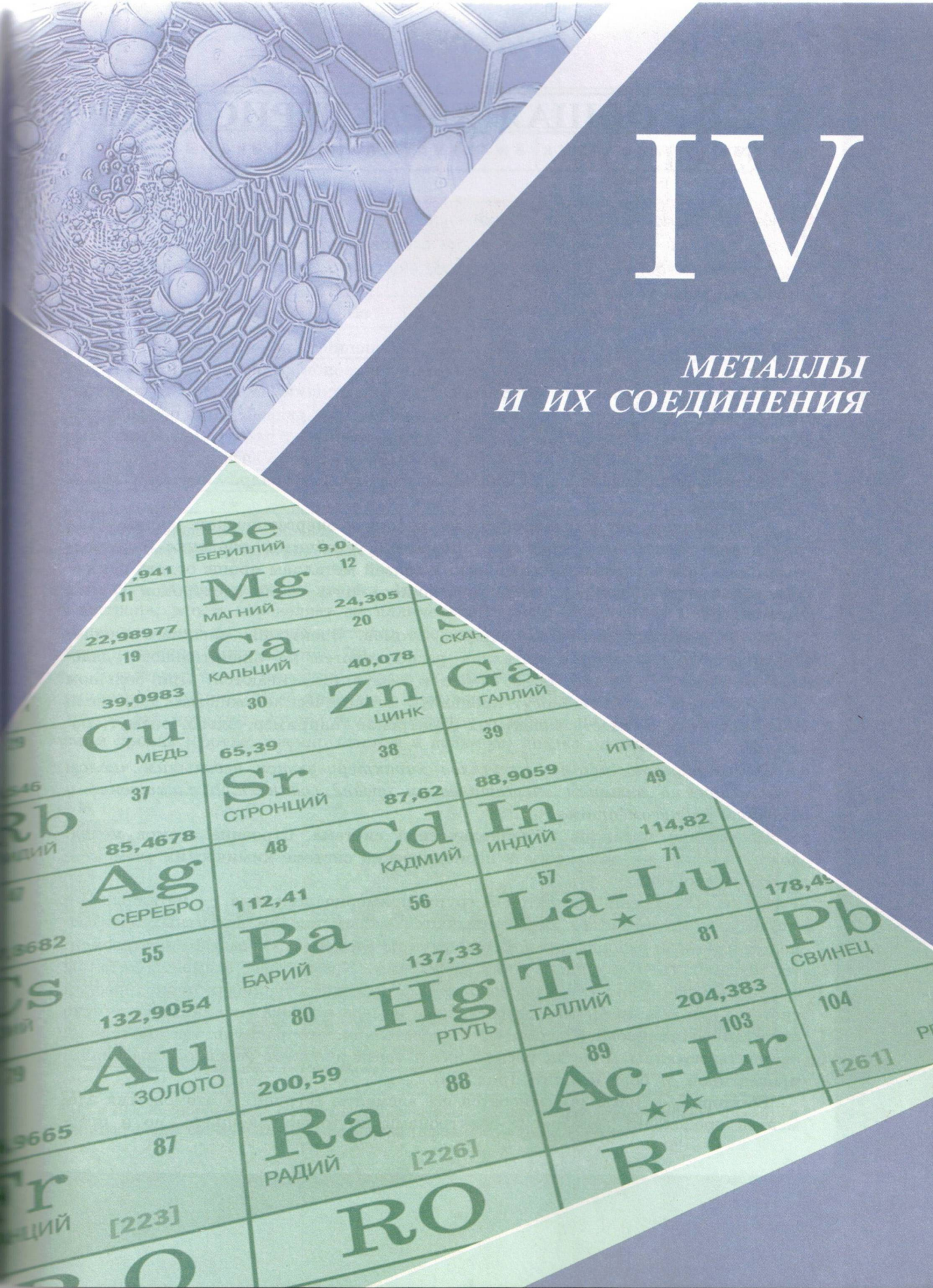
4. Углеводороды – это органические соединения, состоящие из двух элементов: углерода и водорода. Различают предельные (насыщенные) углеводороды: метан CH_4, этан C_2H_6 — и непредельные (ненасыщенные) углеводороды: этилен $CH_2{=}CH_2$, ацетилен $HC{\equiv}CH$.

5. К кислородсодержащим органическим соединениям относят: одноатомные спирты (этиловый C_2H_5OH) и многоатомные спирты (например, глицерин CH_2OH — $CHOH$ — CH_2OH); карбоновые кислоты (например, уксусная кислота CH_3COOH).

6. Силикатная промышленность — это производство стекла, строительных материалов (цемента, кирпича), а также керамики, фарфора, фаянса.

7. Получение серной кислоты включает три стадии: получение оксида серы(IV) → получение оксида серы(VI) → получение серной кислоты.

8. Получение аммиака, как и серной кислоты, основано на использовании научных принципов производства: противотока, теплообмена, выбора оптимальных условий (температуры, катализатора), циркуляции, охраны окружающей среды от химического загрязнения.



IV

МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

§ 28. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

Из 118 элементов периодической системы Д. И. Менделеева более 90 — это металлы. Что общего в строении атомов металлов? Какие физические свойства металлов обусловлены особенностями металлической кристаллической решётки?

Строение атомов. Атомы металлов на внешнем энергетическом уровне, как правило, содержат от одного до трёх электронов. Для элементов А-групп это валентные электроны. Напомним, что валентными называют те электроны, которые участвуют в образовании химических связей. При образовании химических связей атомы металлов отдают валентные электроны. Этот факт указывает на то, что эти электроны относительно слабо связаны с ядром.

Относительно слабая связь валентных электронов с ядром вызвана двумя причинами.

1. Небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне. Для получения электронной оболочки, подобной устойчивой оболочке благородного газа, при образовании химических связей металлам проще отдать один—три валентных электрона, чем присоединить пять—семь электронов других атомов.

2. Сравнительно большие радиусы атомов. Электроны внешнего энергетического уровня атомов металлов располагаются на значительном удалении от ядра и соответственно слабее к нему притягиваются. При большом радиусе атома элементы могут проявлять металлические свойства, даже если содержат четыре—шесть валентных электронов (например, олово, висмут, полоний).

Таким образом, *атомы металлов характеризуются небольшим числом электронов на внешнем энергетическом уровне (один—три электрона) и большим радиусом атома.*

Положение металлов в периодической системе. Строение атомов металлов определяет их положение в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

Во-первых, среди элементов А-групп примерно половина — металлы. Поскольку атомы металлов характеризуются малым числом валентных электронов, а их число совпадает с номером группы элемента, «левый фланг» элементов А-групп (I—II группы) занят металлами. Кроме того, элементы-металлы с большим радиусом атома расположены в последних периодах периодической системы (вы помните, что с возрастанием номера периода увеличивается число энергетических уровней атома и, следовательно, его радиус). Следовательно, элементы-металлы А-групп расположены слева внизу от условной диагонали, проведённой от бора к астату (рис. 69).

Во-вторых, к металлам относятся все элементы Б-групп. У атомов этих элементов происходит заполнение электронами не только внешнего, но и пред-

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ									
		А I Б	А II Б	А III Б	А IV Б	А V Б	А VI Б	А VII Б	А VIII Б		
1	1	(H)							He		
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne		
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar		
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni
	5	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
5	6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd
	7	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
6	8	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt
	9	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7	10	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds

Рис. 69. Расположение металлов (обозначены разными оттенками синего цвета) в периодической системе Д. И. Менделеева (короткопериодный вариант)

внешнего энергетического уровня. На внешнем же уровне остаётся один—два электрона, что и определяет металлические свойства элементов Б-групп. Ещё более наглядно положение металлов представлено в длиннопериодном варианте периодической системы (рис. 70).

В-третьих, все химические элементы, вынесенные в обоих вариантах периодической таблицы за её пределы и называемые *лантаноидами* и *актиноидами*, — это металлы. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне (соответственно шестом и седьмом) по два электрона.

IA	IIA	IIIБ	IVБ	VБ	VIБ	VIIБ	VIII	VIII	VIII	IБ	IIБ	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
(H)																H	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg							

Рис. 70. Расположение металлов (обозначены разными оттенками синего цвета) в периодической системе Д. И. Менделеева (длиннопериодный вариант)

Почему же мы не указываем точное число металлов среди элементов пе
риодической системы? Дело в том, что деление элементов на металлы и не
металлы достаточно условно. Целый ряд «пограничных» элементов (например
германий, олово) проявляют переходные свойства.

Атомы металлов, вступая друг с другом в химические связи, образуют про
стые вещества, которые также принято называть металлами. Названия хи
мических элементов-металлов и соответствующих им простых веществ оди
наковы.



Почему химические формулы таких неметаллов, как азот, кислород, озон, белый фосфор (соответственно N_2, O_2, O_3, P_4), записывают с использованием индекса, а химические формулы простых веществ — металлов — только символом элемента?

Особенности строения атомов металлов отражаются и на природе химиче
ских связей, которые они образуют друг с другом. Эту связь называют *метал
лической связью*.

У металлов в кристаллическом состоянии в узлах кристаллической решётк
располагаются катионы металлов или атомы металлов, а скрепляют этот «кар
кас» электроны, свободно перемещающиеся по всему кристаллу.

Физические свойства металлов

По некоторым своим физическим свойствам металлы значительно отлича
ются друг от друга.

Литий (ρ = 0,5 г/см^3) вдвое легче воды (ρ = 1 г/см^3) и в 45 раз легче са
мого тяжёлого металла — осмия (ρ = 22,61 г/см^3). Ртуть при комнатной тем
пературе — жидкий металл ($t_{пл}$ = −39 °C), цезий и галлий можно расплавит
в ладони ($t_{пл}$ соответственно 28,5 °C и 30 °C), а у самого тугоплавкого метал
ла — вольфрама температура плавления (3420 °C) лишь вдвое меньше, че
на поверхности Солнца. Литий, натрий, калий свободно режутся ножом, а са
мый твёрдый из металлов — хром — царапает стекло.

Тем не менее металлическая химическая связь и металлическая кристал
лическая решётка определяют многие общие физические свойства металлов.

Электропроводность. При обычных условиях движение электронов в образц
металла хаотическое. Но стоит приложить к металлическому проводник
разность потенциалов (положительный и отрицательный полюсы источник
тока), как движение электронов приобретает направленный характер. Электрон
начинают упорядоченно двигаться от отрицательного полюса источника ток
к положительному. Как вы знаете из курса физики, направленное движени
заряженных частиц называют *электрическим током*. Все металлы —
проводники электрического тока.

Лучше всего проводят электрический ток серебро и золото. Конечно, эт
металлы слишком дороги для того, чтобы изготавливать из них провода, ск
жем, для бытовых электроприборов. Однако сочетание высокой электропрово
ности с химической устойчивостью названных металлов делает их незамен

мыми для изготовления электрических контактов и деталей в космической, авиационной, военной технике, атомной энергетике.

Алюминий сочетает в себе относительно невысокую стоимость и достаточно высокую электропроводность. Провода высоковольтных линий электропередачи изготавливают именно из алюминия, который имеет ещё одно существенное преимущество перед другими металлами — лёгкость (рис. 71).

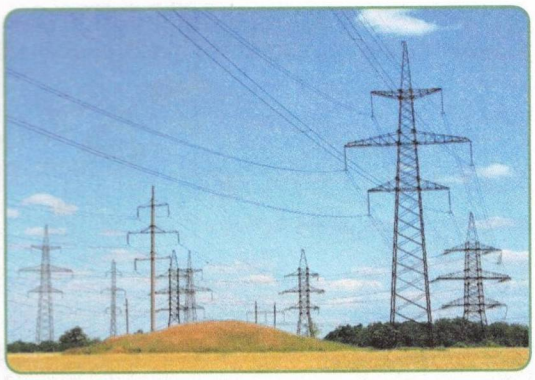


Рис. 71. Высоковольтная линия электропередачи

Хуже всего проводят электрический ток ртуть, свинец, марганец, вольфрам. Однако и такое свойство металлов находит своё применение. Например, нить накаливания электрической лампочки раскаляется именно потому, что вольфрам, из которого она изготовлена, плохо проводит электрический ток. В сочетании с высокой температурой плавления вольфрам для этой цели просто незаменим. Следует отметить, что в настоящее время лампы накаливания на основе вольфрамовой нити заменяют более экономичными лампами (галогеновыми, светодиодными и др.).

Теплопроводность. Помимо электропроводности, движение электронов в металлах определяет их высокую теплопроводность. Если нагревать один конец металлического прутка, электроны начинают двигаться с бóльшими скоростями. Поскольку они легко перемещаются в холодную часть металла, теплота быстро распространяется по всей длине металлического изделия и температура его выравнивается (рис. 72).

Отражающая способность (металлический блеск). Блестят металлы потому, что не пропускают сквозь себя лучи света, как стекло, и не поглощают их, как сажа, а отражают благодаря свободным электронам, заполняющим пространство между узлами кристаллической решётки.

Самые блестящие металлы — ртуть, серебро, палладий. Но их использование ограничено: палладий дорог, ртуть ядовита, серебро на воздухе чернеет в результате химических превращений. Поэтому для нанесения декоративных металлических покрытий используют сравнительно недорогие и не теряющие со временем своего блеска металлы — никель и хром.

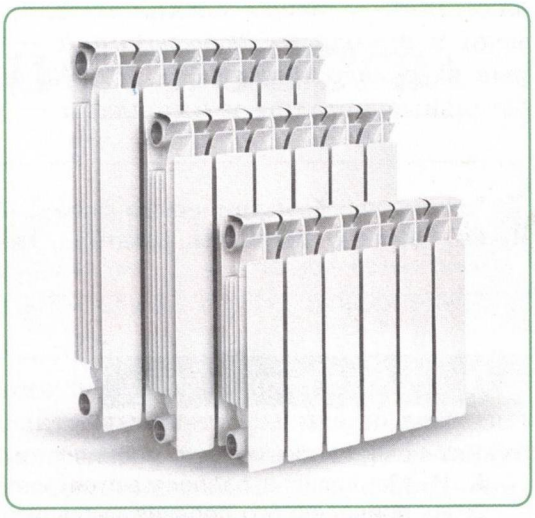


Рис. 72. Радиаторы отопления изготавливают из металлов вследствие их высокой теплопроводности

Пластичность. Металлы способны без разрушения изменять форму под



Рис. 73. Золотая фольга

действием силы. Великий русский учёный М. В. Ломоносов определил металлы как «светлое тело, которое ковать можно».

Причина пластичности металлов определяется, конечно, их строением. При ударе или давлении отдельные слои кристаллической решётки «скользят» друг относительно друга благодаря наличию связывающих их свободных электронов.

Самый пластичный металл — золото (рис. 73). Благодаря удивительной химической устойчивости, красивому цвету, мягкости этот металл стал любимым материалом ювелиров и художников.

Достаточно пластичным металлом является железо. Его вытягивают в проволоку различного диаметра, разрубая которую на кусочки и сплющивая один конец в шляпку получают гвозди. Железо прокатывают в тонкие листы, трубы, прутки различного сечения, уголки и т. д.

Однако пластичность металла — не только благо, но и большая проблема. Алюминиевые провода линий электропередачи вытягиваются под собственным весом. Несмотря на лёгкость алюминия, из него не изготовить самолёт, поскольку от перегрузок он сомнётся, как бумажный. Из чистого железа не изготовить рельс, поскольку тяжёлый трамвай или железнодорожный состав быстро раскатает его в лепёшку.

Для того чтобы придать металлам необходимые свойства, их превращают в *сплавы*. Так, чистая медь очень плохо поддаётся литью, в то время как *бронза* — сплав меди и олова — имеет прекрасные литейные свойства. Чистый алюминий — очень мягкий металл, а сплав из алюминия, магния, марганца, меди и никеля — *дюралюминий* — в четыре раза прочнее алюминия на разрыв и гораздо твёрже его. Железо и его сплавы относят к **чёрным металлам**, остальные металлы и их сплавы — к **цветным металлам**.

Металлы. Металлическая связь. Металлическая кристаллическая решётка. Чёрные металлы. Цветные металлы

Проверьте свои знания

1. Каковы особенности строения атомов металлов? Как в периодической системе Д. И. Менделеева располагаются элементы-металлы?
2. Из приведённого перечня выпишите названия металлов, запишите символы этих элементов: олово, кадмий, мышьяк, иод, олово, теллур, барий, криптон, молибден, селен, ртуть, бериллий, бор.

3. Какую связь называют металлической? Как происходит её образование в простых веществах — металлах?
4. Как устроена кристаллическая решётка металлов?
5. Какие физические свойства обусловлены общим для всех металлов типом кристаллической решётки? Назовите области применения металлов, основанные на указанных вами физических свойствах.

Примените свои знания

6. Сравните металлическую кристаллическую решётку с ионной, атомной и молекулярной кристаллическими решётками.
7. Определите атомные номера и названия элементов по следующим данным:
а) расположен в пятом периоде, IIA-группе;
б) имеет 23 электрона в электронной оболочке;
в) заряд ядра атома равен +29;
г) в ядре его изотопа ^{65}Э содержится 35 нейтронов;
д) электронная оболочка атома состоит из трёх электронных слоёв, на внешнем слое расположен один электрон.
8. Какие свойства металлов использованы в образных выражениях «железный характер», «свинцовый кулак», «золотой характер», «серебряный дождь», «медный волос»?

Используйте дополнительную информацию

9. Подготовьте сообщение по одной из тем:
1) «Элементы-металлы в организме человека и их биологическая роль»;
2) «Металлы в технике».

§ 29. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Особенности строения атомов металлов объясняют тот факт, что металлы проявляют только восстановительные свойства, т. е. отдают валентные электроны. Какие вещества выступают в этом случае в роли окислителей?

Химические свойства, способы получения и области применения металлов во многом зависят от их активности. Малоактивные металлы можно встретить в природе в свободном состоянии, металлы более активные восстанавливают из их природных соединений химическими восстановителями, а для получения самых активных металлов требуется электрический ток.

Скорость химической реакции зависит от различных факторов (*перечислите их*), в том числе от природы реагирующих веществ. Чем активнее металл, тем легче протекает реакция с его участием.

В 1865 г. выдающийся русский химик Н. Н. Бекетов защитил докторскую диссертацию на тему «Исследования над явлениями вытеснения одних металлов другими». Проанализируйте фрагмент химического эксперимента, выполненного Бекетовым. Цинк способен вытеснять железо из растворов солей: $Zn + FeSO_4 = ZnSO_4 + Fe$. Проведение реакции в обратном направлении невозможно. В свою очередь, железо вытесняет медь из растворов солей меди: $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$. Как вы думаете, способна ли медь вытеснить цинк из раствора его соли? Расположите три металла в порядке уменьшения их активности.

На основании проведённых экспериментов Н. Н. Бекетов составил ряд активности металлов, который называют также *электрохимическим рядом напряжений металлов*:

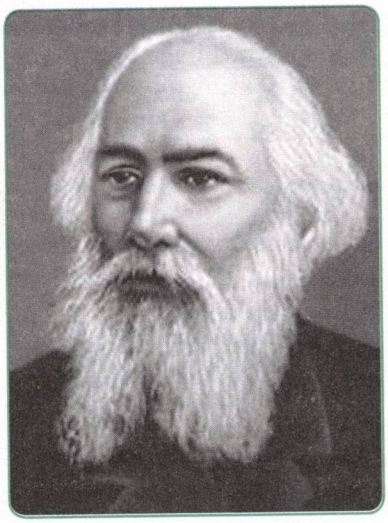
Rb K Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Cd Co Ni Sn Pb (H_2) Cu Hg Ag Pt Au

Активность металлов уменьшается

Этим рядом необходимо пользоваться при рассмотрении химических свойств металлов.

Роль металлов в химических реакциях можно охарактеризовать одним словом — *восстановители*. В электрохимическом ряду способность атомов металлов к отдаче электронов (восстановительные свойства) уменьшается слева направо, следовательно, ослабевают металлические свойства простых веществ — металлов, уменьшается их активность:

$$\overset{0}{M} - n\bar{e} \rightarrow M^{n+}$$



Николай Николаевич Бекетов (1827—1911)

Напротив, в том же ряду слева направо усиливается склонность катионов металлов присоединять электроны, т. е. возрастает их окислительная способность:

$$M^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \overset{0}{M}$$

Рассмотрим общие химические свойства металлов.

1. Взаимодействие металлов с неметаллами

Скорость реакции металла с неметаллом зависит как от активности металла, так и от окислительной способности неметалла.

При взаимодействии с кислородом металлы образуют оксиды. Окисление активных металлов (лития, кальция) кислородом воздуха протекает уже при комнатной температуре:

$$4Li + O_2 = 2Li_2O$$

$$2Ca + O_2 = 2CaO$$

Окисление менее активного металла, например меди, происходит только при повышенной температуре. А благородные металлы — золото, платина — не окисляются кислородом ни при каких условиях.

С галогенами, особенно с хлором, взаимодействие активных металлов протекает очень бурно, с выделением большого количества теплоты. Например, нагретый порошок железа или железная проволока сгорает в атмосфере хлора, при этом образуется хлорид железа(III):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

С серой большинство металлов начинает реагировать при нагревании, затем реакция поддерживается за счёт выделяющейся теплоты:

$$2Al + 3S = Al_2S_3$$

2. Взаимодействие металлов с водой

При комнатной температуре с водой реагируют только самые активные металлы: щелочные и щелочноземельные. При этом образуются растворимые в воде основания — щёлочи:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Менее активные металлы также могут реагировать с водой, но только при высокой температуре. Например, железо реагирует с перегретым водяным паром при 500 °С. В данном случае продуктом реакции не могут быть гидроксиды железа(II) или железа(III), поскольку при такой температуре они разлагаются на оксид и воду. Наряду с водородом в результате этой реакции образуется оксид железа(II, III), состав которого выражается формулой Fe_3O_4 — *железная окалина*:

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

3. Взаимодействие металлов с кислотами

С кислотами при комнатной температуре реагирует гораздо больше металлов, чем с водой. Определить, какие это металлы, поможет электрохимический ряд напряжений. В него, помимо металлов, помещён и водород. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснять его из растворов кислот:

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

$$Fe + 2HCl = FeCl_2 + H_2\uparrow$$

Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, не взаимодействуют с растворами кислот.

Реакция между кислотой и металлом возможна лишь в том случае, если образующаяся соль растворима в воде. В противном случае она покрывает поверхность металла и препятствует его контакту с кислотой. Напомним: свинец, стоящий в ряду напряжений до водорода, с раствором серной кислоты не взаимодействует, поскольку образующаяся соль — сульфат свинца — в воде нерастворима. Взаимодействию щелочных и щелочноземельных металлов с растворами кислот предшествует взаимодействие этих металлов с водой.



Рис. 74. Сатурново дерево

Концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагируют с металлами иначе, поскольку окислителями в названных кислотах выступают не катионы водорода, а соответственно сера и азот кислотных остатков. Эти реакции мы рассмотрели в параграфах 15 и 18.

4. Взаимодействие металлов с растворами солей

Более активный металл способен реагировать с солью менее активного металла, вытесняя его из раствора. Для правильного написания уравнения подобных реакций вновь воспользуемся электрохимическим рядом напряжений металлов. Любой металл вытесняет из растворов солей все металлы, стоящие за ним правее, и, в свою очередь, может быть вытеснен расположенными левее, например:

$$Cu + 2AgNO_3 = Cu(NO_3)_2 + 2Ag\downarrow$$

Это правило не распространяется на щелочные и щелочноземельные металлы, поскольку при попадании в раствор соли они в первую очередь реагируют с водой, а не с растворённой солью. Кроме того, вновь образующаяся соль должна быть растворима в воде.

Реакцию между цинковой пластинкой и раствором ацетата свинца называют «сатурново дерево»:

$$Zn + (CH_3COO)_2Pb = (CH_3COO)_2Zn + Pb\downarrow$$

Кристаллы свинца выделяются на цинковой пластинке причудливым узором (рис. 74).

Лабораторный опыт 41

Налейте в пробирку 5 мл раствора сульфата меди(II). Погрузите в раствор железный гвоздь, привязанный на нитку. Через 2—3 минуты извлеките гвоздь из пробирки, потянув за нитку. Что наблюдаете? Сделайте выводы об относительной активности железа и меди.

5. Взаимодействие металлов с оксидами

Как установил Н. Н. Бекетов, вытеснительная способность металлов проявляется в реакциях не только с солями, но и с оксидами. Эти реакции протекают не в растворах, а при нагревании твёрдых реагентов. Учёным были заложены основы **алюминотермии** — одного из способов получения металлов. Он заключается в восстановлении металлов из их оксидов с помощью алюминия. Например, действием порошка алюминия на оксид хрома(III) получают металлический хром:

$$2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr + Q$$

В результате протекающей реакции замещения выделяется большое количество теплоты, которая может быть использована. Так, смесь порошков алюминия и оксида железа(III), называемая **термитной смесью**, при поджигании воспламеняется и сгорает:

$$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe + Q$$

При этом температура пламени достигает 2700 °С, что вполне достаточно для плавления железа ($t_{пл}$ = 1536 °С). Термитную смесь используют для сварки рельсов, при отливке крупных деталей, для сплавления проводов линий электропередачи, в военном деле — для снаряжения зажигательных снарядов (рис. 75).



Рис. 75. Вспышка термитной смеси

Алюминотермия. Термитная смесь

Проверьте свои знания

1. Общие химические свойства металлов — простых веществ можно обозначить одним химическим термином. Назовите его.
2. Перечислите общие химические свойства металлов. Подчеркните особенности взаимодействия металлов с растворами кислот и солей.
3. Если металл проявляет различные степени окисления, то укажите факторы, от которых зависит состав продукта взаимодействия металлов с неметаллами и растворами кислот и солей. Приведите примеры.

Примените свои знания

4. От чего зависит скорость протекания химического процесса? Расположите указанные металлы в порядке уменьшения скорости реакции с соляной кислотой: а) олово; б) железо; в) магний; г) цинк.
5. Охарактеризуйте химические свойства следующих металлов: а) калия; б) цинка; в) меди. Запишите уравнения соответствующих химических реакций. Рассмотрите их с точки зрения теории электролитической диссоциации и процессов окисления — восстановления. В чём сходство и различия свойств перечисленных металлов?
6. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:

а) $Ba + N_2 \rightarrow Ba_3N_2$

б) $Ca + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$

в) $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$

г) $Sn + AgNO_3 \rightarrow Sn(NO_3)_2 + Ag$

Для каждой реакции определите окислитель и восстановитель.

7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $CuO \rightarrow Cu \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2$

б) $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaOH \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$

в) $ZnS \rightarrow ZnO \rightarrow Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow ZnCO_3 \rightarrow ZnO$

г) $MgCl_2 \rightarrow Mg \rightarrow MgO \rightarrow MgSO_4 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow Mg(NO_3)_2$

8. Запишите уравнения тех реакций, протекание которых возможно:

а) $Co + ZnCl_2 \rightarrow$

б) $Ni + CuSO_4 \rightarrow$

в) $Mg + HCl \rightarrow$

г) $Ag + HCl \rightarrow$

д) $Au + CuO \rightarrow$

е) $Zn + Hg(NO_3)_2 \rightarrow$

9. В 50 г воды растворили 2,74 г бария. Определите массовую долю гидроксида бария в полученном растворе.

10. Рассчитайте массу алюминия, который полностью прореагирует с 60,8 г оксида хрома(III). Какая масса хрома при этом получится?

11. Почему раствор сульфата меди(II) нельзя хранить в оцинкованном железном ведре?

12. Медную пластинку погрузили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса пластинки увеличилась на 1,52 г. Определите массу серебра, выделившегося на пластинке.

Используйте дополнительную информацию

13. Подготовьте сообщение об использовании металлов в пиротехнике или военном деле.

§ 30. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IA-ГРУППЫ

Элементы IA-группы периодической системы Д. И. Менделеева носят название **щелочные металлы**. Общее название предполагает совокупность общих свойств во всех формах существования элементов: атомов, простых веществ и соединений. Какие это свойства?

Строение атомов. Атомы щелочных металлов содержат на внешнем энергетическом уровне по одному электрону. Восстановительные свойства возрастают от лития к цезию в связи с ростом радиусов атомов.

Щелочные металлы как простые вещества. Щелочные металлы имеют металлическую кристаллическую решётку — это серебристо-белые мягкие вещества (легко режутся ножом) с характерным блеском на свежесрезанной поверхности (рис. 76).

Все они лёгкие и легкоплавкие, причём, как правило, плотность этих металлов возрастает от лития к цезию, а температура плавления, наоборот, уменьшается. Щелочные металлы активно реагируют с составными частями воздуха, поэтому их хранят под слоем защитной жидкости: вазелинового масла (литий) или керосина (остальные металлы).



Рис. 76. Щелочные металлы

Щелочные металлы в природе. Из-за чрезвычайно высокой активности щелочные металлы в свободном состоянии в природе не встречаются. Все эти элементы проявляют в соединениях единственно возможную степень окисления +1. Важнейшие природные соединения щелочных металлов — это каменная соль (галит) NaCl, сильвин (KCl), сильвинит (KCl · NaCl), чилийская селитра ($NaNO_3$). Громадные запасы солей щелочных металлов в растворённом состоянии содержатся в Мировом океане.

Получают щелочные металлы электролизом расплавов их соединений (см. § 36):

$$2NaCl(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Cl_2$$

На практике проводят электролиз расплавов гидроксидов металлов, поскольку они имеют гораздо более низкую температуру плавления:

$$4NaOH(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Na + 2H_2O + O_2$$

Химические свойства. Щелочные металлы активно взаимодействуют почти со всеми неметаллами.

Вы хорошо знаете, что при взаимодействии простых веществ с кислородом образуются оксиды. Именно в реакциях с этим окислителем проявляются особые свойства щелочных металлов. Литий подчиняется общим закономерностям и при взаимодействии с кислородом образует *оксид лития*:

$$4Li + O_2 = 2Li_2O$$

Натрий же при горении на воздухе даёт в качестве продукта не оксид, а *пероксид натрия*:

$$2Na + O_2 = Na_2O_2$$

Пероксидами называют соединения, в которых кислород вместо привычной степени окисления −2 проявляет степень окисления −1.

Пероксид натрия — твёрдое белое вещество, которое в результате реакции обмена с водой позволяет получить другой пероксид — пероксид водорода:

$$Na_2O_2 + H_2O = 2NaOH + H_2O_2$$

Литий также обладает необычным химическим свойством: это единственный из всех металлов, способный реагировать с азотом при комнатной температуре (остальные — при нагревании). В результате образуется *нитрид лития*:

$$6Li + N_2 = 2Li_3N$$

Щелочные металлы взаимодействуют с водой, образуя щёлочи (отсюда название группы) и водород. При этом скорость химической реакции возрастает от лития к цезию. Например:

$$2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2\uparrow$$

$$2Cs + 2H_2O = 2CsOH + H_2\uparrow$$

Оксиды щелочных металлов. Оксиды натрия и калия получают нагреванием их пероксидов с избытком металла, например:

$$Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O$$

Оксиды щелочных металлов представляют собой твёрдые белые вещества с ярко выраженными основными свойствами. Они реагируют с кислотными оксидами и с кислотами с образованием солей:

$$K_2O + SO_2 = K_2SO_3$$

$$Li_2O + 2HNO_3 = 2LiNO_3 + H_2O$$

Оксиды щелочных металлов легко взаимодействуют с водой с образованием соответствующих гидроксидов металлов — щелочей:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

Гидроксиды щелочных металлов. В лабораторных условиях раствор гидроксида щелочного металла можно получить не только растворением в воде его оксида, но и взаимодействием с водой самого металла.

В промышленности щёлочи получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов:

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 + 2NaOH + Cl_2$$

Щёлочи взаимодействуют с кислотными и амфотерными оксидами, амфотерными гидроксидами, кислотами, солями:

$$2NaOH + CO_2 = Na_2CO_3 + H_2O$$

$$2KOH + Al_2O_3 + 3H_2O = 2K[Al(OH)_4]$$

$$2NaOH + Zn(OH)_2 = Na_2[Zn(OH)_4]$$

$$LiOH + HCl = LiCl + H_2O$$

$$2KOH + CuSO_4 = K_2SO_4 + Cu(OH)_2\downarrow$$

(*Запишите ионные уравнения всех приведённых выше химических реакций.*)

Гидроксид натрия в технике имеет ещё несколько названий: **каустическая сода, едкий натр.** Гидроксид калия называют также **едким кали.**

Гидроксид натрия применяют для очистки нефти и масел, в производстве бумаги, мыла, искусственных волокон. Раствор гидроксида калия используют в качестве электролита в щелочных аккумуляторах.

Соли щелочных металлов представляют собой твёрдые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Их химические свойства определяются главным образом природой аниона. Так, галогениды (за исключением фторидов) вступают в реакции обмена с нитратом серебра, карбонаты при взаимодействии с кислотами выделяют углекислый газ, а нитраты при нагревании разлагаются на нитрит щелочного металла и кислород:

$$KCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + KNO_3$$

$$Li_2CO_3 + H_2SO_4 =$$

$$= Li_2SO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$2NaNO_3 \overset{t}{=} 2NaNO_2 + O_2\uparrow$$

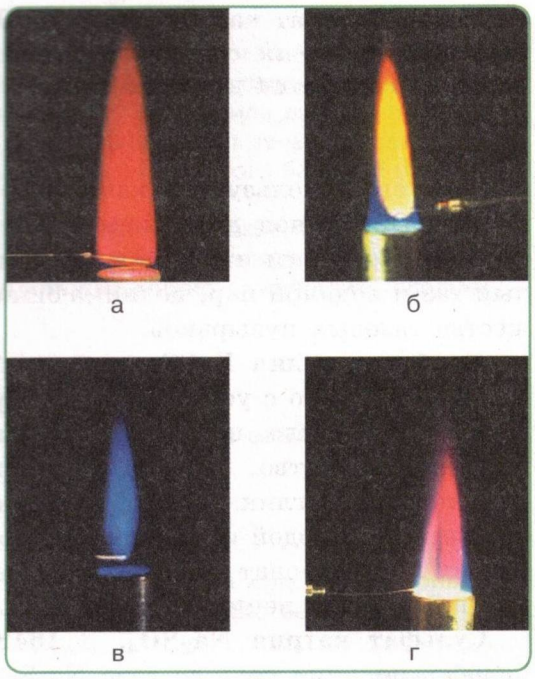


Рис. 77. Окраска пламени ионами щелочных металлов:
а — Li^+; *б* — Na^+; *в* — K^+; *г* — Cs^+

Без специального оборудования определить, какой щелочной металл входит в состав соединения, достаточно трудно. Однако у катионов этих металлов есть одно удивительное свойство — они окрашивают бесцветное пламя спиртовки в различные цвета: литий — в красный, натрий — в жёлтый, калий — в фиолетовый (рис. 77).

Наибольшее значение и практическое применение имеют хлориды, карбонаты, сульфаты и нитраты калия и натрия.

Хлорид натрия NaCl. Бытовое название хлорида натрия — *поваренная соль*. Это не просто вкусовая приправа, а необходимый компонент пищи. Биологическая роль хлорида натрия известна вам из курса химии 8 класса, а теперь вы знаете, что хлорид натрия — ценное химическое сырьё. Электролизом его раствора получают гидроксид натрия, хлор, водород.

Хлорид калия KCl используют в сельском хозяйстве в качестве калийного удобрения, в химической промышленности — для получения гидроксида калия. Стёкла и линзы, выточенные из больших кристаллов хлорида калия, применяются в специальных оптических приборах, поскольку они, в отличие от стеклянных, пропускают ультрафиолетовое излучение.

Карбонат натрия Na_2CO_3 известен под названием *технической* или *стиральной соды*. До недавнего времени это вещество использовали в быту, добавляя в воду при стирке белья или чистке посуды. В промышленности карбонат натрия применяют как сырьё при производстве стекла. Кроме того, это вещество используют в производстве некоторых моющих средств.

Гидрокарбонат натрия $NaHCO_3$. Это вещество хорошо известно вам под названиями *пищевая сода* или *питьевая сода*. При нагревании гидрокарбонат натрия разлагается в соответствии с уравнением

$$2NaHCO_3 \overset{t}{=} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow,$$

поэтому его используют в качестве разрыхлителя теста в кулинарии. При выпечке изделия под действием высокой температуры и в присутствии кислот (знакомый многим из вас процесс гашения соды уксусом) образуются углекислый газ и водяной пар, поднимающие тесто из-за образовавшегося внутри множества газовых пузырьков.

Карбонат калия K_2CO_3 в технике известен под названием *поташ*. Такое название связано с устаревшим способом получения этого вещества. В Средние века варили мыло, нагревая козье сало с золой костра. Позже из золы стали выделять вещество, которое и превращало жир в мыло, — карбонат калия. В специальных глиняных горшках сжигали деревянные чурки, древесную золу обрабатывали водой и выпаривали поташ (от англ. *pot* — горшок, *ash* — зола). До сих пор карбонат калия используют в производстве жидкого мыла, а также для получения специального стекла, красителей, других соединений калия.

Сульфат натрия Na_2SO_4. В 1648 г. немецкий алхимик Иоганн Рудольф Глаубер получил соль состава $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$, которая с тех давних пор применяется в качестве слабительного средства. За веществом так и закрепилось название *глауберова соль*. В природе встречается минерал мирабилит, который имеет точно такой же состав. В промышленности глауберову соль используют в производстве стекла и волокон, при крашении тканей.

Нитрат калия KNO_3. Нитраты щелочных и щелочноземельных металлов называют *селитрами*. Калийная селитра — один из компонентов чёрного пороха. Таким пороховым зарядом снаряжали пушки, ружья, мушкеты, пистолеты, стреляющие ядрами и пулями. Нитрат калия в порохе выполняет роль окислителя, который превращает остальные компоненты пороха (серу и уголь) в газообразные вещества. Они-то и создают необходимое давление, выталкивающее заряд. Теперь у калийной селитры вполне мирные «профессии» — её используют в качестве удобрения, в производстве стёкол, как консервант в пищевой промышленности.

Щелочные металлы. Пероксиды. Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода). Гидроксид калия (едкое кали). Сульфат натрия (глауберова соль)

Проверьте свои знания

1. Дайте общую характеристику щелочных металлов на основании их положения в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Найдите сходство и различия в строении атомов щелочных металлов.
2. Как хранят щелочные металлы в лаборатории?
3. Перечислите химические свойства щелочных металлов и раскройте зависимость скорости протекания реакций от природы щелочного металла.

Примените свои знания

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций: а) калия с водой; б) натрия с серой; в) оксида цезия с соляной кислотой; г) гидроксида лития с оксидом углерода(IV); д) оксида натрия с водой. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
2. В трёх склянках без этикеток находятся белые кристаллические порошки хлоридов калия, натрия и лития. Предложите способ распознавания этих веществ.
3. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
а) $KOH \rightarrow K \rightarrow KCl \rightarrow KNO_3 \rightarrow KNO_2$
б) $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2SO_4 \rightarrow LiCl$
в) $Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaNO_3 \rightarrow NaNO_2$
4. Вместо многоточий впишите в уравнения реакций формулы веществ:
а) $... + SO_2 = Na_2SO_3$
б) $KOH + ... = KNO_3 + H_2O$
в) $... + ... = 2LiCl + BaSO_4\downarrow$
г) $2Na + 2H_2O = ... + ...$
5. В тесто добавили половину чайной ложки (2,1 г) питьевой соды. Какой объём углекислого газа (н. у.) выделится при полном разложении этого вещества?

Используйте дополнительную информацию

6. Подготовьте сообщение об истории открытия одного из щелочных металлов, его свойствах и применении.

§ 31. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ IIA-ГРУППЫ

К элементам IIA-группы периодической системы Д. И. Менделеева относят бериллий, магний и **щелочноземельные металлы** — кальций, стронций, барий, радий. Обладают ли щелочноземельные и щелочные металлы сходными свойствами?

Строение атомов. На внешнем энергетическом уровне атомов элементов IIA-группы находятся два электрона, которые они отдают при химических взаимодействиях, получая при этом степень окисления +2. Металлы IIA-группы — сильные восстановители. Восстановительные свойства возрастают от бериллия к барию, что связано с увеличением радиусов их атомов.

Простые вещества. Это лёгкие серебристо-белые металлы, твёрдые. Стронций значительно твёрже бария, который по мягкости близок к свинцу.

В отличие от бериллия и магния, щелочноземельные металлы на воздухе реагируют с кислородом и водяными парами, поэтому их, подобно щелочным металлам, хранят под слоем керосина. Бериллий и магний на воздухе покрываются прочной оксидной плёнкой, которая предохраняет их от дальнейшего разрушения.

Своё название щелочноземельные металлы получили потому, что их оксиды (алхимики называли их землями) при растворении в воде образуют щёлочи.

Металлы IIA-группы в природе. В свободном состоянии бериллий, магний и щелочноземельные металлы в природе не встречаются. Из этих металлов самый распространённый в земной коре элемент — кальций. Основные природные соединения кальция — кальцит, мрамор (рис. 78), известняк, мел. Все они содержат главный компонент — карбонат кальция $CaCO_3$.

Химические свойства. Активность металлов IIA-группы возрастает от бериллия к цезию (*как вы думаете, почему?*). При взаимодействии с кислородом бериллий, магний, кальций и стронций образуют оксиды, а более активный барий — пероксид:

$$2\overset{0}{Ca} + \overset{0}{O_2} = 2\overset{-2}{CaO}$$

$$\overset{0}{Ba} + \overset{0}{O_2} = \overset{-1}{BaO_2}$$

Бериллий, магний и щелочноземельные металлы при нагревании реагируют и с другими активными неметаллами: галогенами, серой, азотом, образуя бинарные соединения — галогениды, сульфиды, нитриды:

$$Be + Cl_2 = BeCl_2$$

$$Mg + S = MgS$$

$$3Ca + N_2 = Ca_3N_2$$

Скорость взаимодействия металлов IIA-группы с водой также увеличивается от кальция к барию:

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$$

Бериллий при комнатной температуре с водой не взаимодействует, магний реагирует медленно и только при нагревании.

Большое количество кальция идёт на получение других металлов *кальций-термией* — восстановлением металлов из их оксидов кальцием, например:

$$TiO_2 + 2Ca \overset{t}{=} Ti + 2CaO$$



Рис. 78. Образец природного мрамора

Бериллий, магний и стронций используют как компоненты сплавов.

Оксиды металлов IIA-группы

Оксид бериллия — типичный амфотерный оксид. Помимо кислот, он реагирует и со щелочами, образуя комплексные соли:

$$BeO + 2HNO_3 = Be(NO_3)_2 + H_2O$$

$$BeO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Be(OH)_4]$$

Оксид магния проявляет основный характер, но с водой при стандартных условиях реагирует слабо.

Оксиды щелочноземельных металлов представляют собой твёрдые белые вещества, проявляющие основные свойства.

Оксиды щелочноземельных металлов реагируют с водой с образованием щелочей, например:

$$SrO + 2H_2O = Sr(OH)_2$$

Их основные свойства проявляются также в реакциях с кислотными оксидами и кислотами, в результате которых образуются соли:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3$$

$$BaO + 2HCl = BaCl_2 + H_2O$$

Оксиды щелочноземельных металлов получают разложением их карбонатов при нагревании, например при обжиге известняка:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$$

Оксид кальция в технике называют *негашёной известью* и используют в строительстве.

Поскольку существует негашёная известь, очевидно, должна быть и *гашёная*. Это действительно так: она представляет собой продукт взаимодействия негашёной извести с водой, т. е. гашения:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q$$

При гашении извести выделяется большое количество теплоты, вода частично превращается в пар. Создаётся впечатление, что загасили водой тлеющие угли костра.

Гидроксиды металлов IIA-группы. В полном соответствии с характером оксидов гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства, гидроксиды остальных металлов IIA-группы — основные.

Гидроксиды щелочноземельных металлов можно назвать щелочами, поскольку они растворимы в воде. Растворимость гидроксидов увеличивается в ряду

$$Ca(OH)_2 \rightarrow Sr(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$$

Гидроксид магния в воде растворяется очень незначительно. Гидроксид кальция малорастворим в воде, но тем не менее его раствор под названием *известковая вода* используют для качественного обнаружения углекислого газа:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Если к воде добавить больше гидроксида кальция, чем может в ней раствориться, получится мутная взвесь твёрдых частичек основания в жидкости — **известковое молоко**. Его применяют в строительстве и в свеклосахарном производстве для очистки сахарных растворов.

По аналогии с известковой водой можно приготовить **баритовую воду** — раствор гидроксида бария. Баритовую воду применяют для поглощения углекислого газа из воздуха.

При нагревании гидроксиды бериллия, магния и щелочноземельных металлов разлагаются с образованием соответствующих оксидов:

$$Mg(OH)_2 = MgO + H_2O$$

Лабораторный опыт 42

Немного порошка оксида кальция поместите в химический стакан и прилейте 20 мл воды. Тщательно перемешайте содержимое стакана стеклянной палочкой и дайте отстояться. Профильтруйте по 2 мл содержимого стакана в 2 пробирки. С помощью трубочки для коктейля через раствор первой пробирки продувайте выдыхаемый воздух. Что наблюдаете? С какой целью используют данную реакцию?
К раствору во второй пробирке добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? О чём свидетельствует появление окраски?

Соли металлов IIA-группы. В отличие от солей щелочных металлов, многие соли металлов IIA-группы малорастворимы или нерастворимы в воде (*найдите соответствующие данные в таблице растворимости*).

Карбонат кальция $CaCO_3$ представляет собой белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. Легко вступает в реакцию обмена с растворимыми кислотами с бурным выделением углекислого газа:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

При пропускании углекислого газа через известковую воду образуется осадок карбоната кальция, известковая вода мутнеет. Кристаллики соли получаются очень мелкими. Карбонат кальция, полученный таким способом, является основой зубных паст, косметических средств, его используют также в производстве бумаги высокого качества (мелованная бумага) и резины.

Если продолжать пропускать углекислый газ через помутневшую известковую воду, осадок через некоторое время исчезает, раствор вновь становится прозрачным. Это происходит потому, что карбонат кальция под действием избытка углекислого газа превращается в растворимую соль — гидрокарбонат кальция:

$$CaCO_3 + CO_2 + H_2O = Ca(HCO_3)_2$$

Сульфат магния $MgSO_4$ содержится в морской воде и придаёт ей горький вкус. Эта соль известна под названием *горькая* или *английская соль*. Её используют в медицине в качестве противосудорожного средства, компонента слабительных средств, а также как антидот (противоядие) при отравлениях солями тяжёлых металлов.

Сульфат бария $BaSO_4$ — нерастворимая в воде соль. Перемешивая её с небольшим количеством воды, получают так называемую баритовую кашу, которую используют в медицине для рентгеноскопии желудочно-кишечного тракта. Сульфат бария, в отличие от мягких тканей организма, задерживает рентгеновское излучение (поэтому его называют контрастным веществом) и, проникая в пищевод, желудок, кишечник, даёт на рентгенограмме чёткое изображение внутреннего органа.

Сульфат бария используют как наполнитель при производстве керамики, бумаги, резины, как компонент белых масляных красок.

Сульфат кальция $CaSO_4$ встречается в природе в виде осадочной породы *гипса*, имеющего состав $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. При прокаливании гипса он частично теряет воду, превращаясь в белый порошок — *алебастр* $2CaSO_4 \cdot H_2O$. Если к алебастру снова добавить небольшое количество воды, полученная кашица

через некоторое время затвердеет, вновь превратившись в гипс. Такие превращения используют в строительстве, при отделке помещений, для изготовления лепных украшений, статуй, а в медицине для наложения гипсовых повязок.

Бериллий. Магний. Щелочноземельные металлы. Оксид кальция (негашёная известь). Гидроксид кальция (гашёная известь). Известковое молоко. Баритовая вода

Проверьте свои знания

1. Сравните щелочные и щелочноземельные металлы. Укажите вид связи и тип кристаллической решётки в простых веществах, образованных этими металлами.
2. Перечислите общие химические свойства щелочноземельных металлов. Подчеркните особенности взаимодействия этих металлов с водой.

Примените свои знания

3. С помощью какой химической реакции можно доказать, что в состав природных соединений кальция — известняка, мрамора, кальцита — входит карбонат этого металла? Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.
4. Охарактеризуйте свойства оксида кальция как основного оксида. Ответ подтвердите уравнениями химических реакций в молекулярной и ионной формах.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Ca \rightarrow CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaF_2$

б) $BaCO_3 \rightarrow BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCl_2 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$

Для реакций обмена запишите ионные уравнения.

6. При обработке 9,8 г смеси карбоната, гидроксида и сульфата кальция избытком соляной кислоты выделилось 0,896 л газа (н. у.) и осталось 2,1 г твёрдого остатка. Вычислите массовую долю компонентов в смеси.

Используйте дополнительную информацию

7. Щелочные металлы получают электролизом расплавов их гидроксидов — щелочей. Для получения щелочноземельных металлов используют электролиз расплавов их солей. Как вы думаете, почему для этих целей не годятся гидроксиды щелочноземельных металлов? Напишите уравнение электролиза расплава хлорида кальция.
8. Подготовьте сообщение об истории открытия одного из щелочноземельных металлов, его свойствах и применении.

§ 32. ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЁ УСТРАНЕНИЯ

В предыдущем параграфе упоминалась такая область применения стиральной соды, как умягчение воды. Какое значение имеет этот процесс в промышленности и в быту?

Для потребителя, использующего воду в бытовых и технических целях, важна особая характеристика воды, которую называют *жёсткостью*.

Воду называют **жёсткой**, если она содержит катионы кальция, магния и железа (Ca^{2+}, Mg^{2+}, Fe^{3+}).

Понятно, что содержание этих катионов в воде обусловливают растворимые соединения кальция, магния и железа, например соли (хлориды, нитраты, сульфаты). В жёсткой воде мыло не мылится. Дело в том, что мыла представляют собой натриевые (твёрдые) или калиевые (жидкие) соли жирных органических кислот, общую формулу которых можно условно записать как R—COONa или R—COOK. Как и все калиевые и натриевые соли, мыла растворимы в воде и диссоциируют:

$$R—COONa = R—COO^- + Na^+,$$

чего не скажешь об аналогичных солях кальция и магния. И до тех пор, пока все ионы Ca^{2+}, Mg^{2+} и Fe^{3+} не будут переведены с помощью мыла в осадок, оно мылить, т. е. стирать и мыть, не будет:

$$2R—COO^- + Ca^{2+} = (R—COO)_2Ca\downarrow$$

В жёсткой воде мясо и крупы плохо развариваются.

Эти неприятности, которые приносит человеку жёсткая вода, далеко не исчерпывают их список. Загляните внутрь чайника или, когда в вашем доме или квартире проводится капитальный ремонт, в разрез трубы центрального отопления. Что наблюдаете? Белый, сероватый, рыжеватый рыхлый слой накипи.

Оказывается, не только средние растворимые соли кальция и магния являются причиной жёсткости воды, но и их кислые соли. Гидрокарбонаты этих металлов хорошо растворимы в воде и диссоциируют, обусловливая тем самым её жёсткость:

$$Ca(HCO_3)_2 = Ca^{2+} + 2HCO_3^-$$

Карбонаты кальция и магния практически нерастворимы.

При нагревании жёсткой воды присутствующие в ней гидрокарбонаты кальция и магния превращаются в нерастворимые карбонаты:

$$Ca(HCO_3)_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2$$

Именно они и образуют накипь в чайнике, трубах центрального отопления, паровых котлах и т. д. (рис. 79).

Жёсткость воды, обусловленную содержанием в ней гидрокарбонатов кальция и магния и устраняемую кипячением, называют **временной жёсткостью.**

Жёсткость воды, обусловленную содержанием в ней других соединений кальция и магния (хлоридов и сульфатов) и не устраняемую кипячением, называют **постоянной жёсткостью.**

И временная, и постоянная жёсткость воды легко устраняются добавлением карбоната натрия:



Рис. 79. Накипь на нагревательном элементе кипятильника

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaCl$$

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$$

Временную жёсткость воды можно устранить, добавляя к ней рассчитанное количество суспензии гидроксида кальция — так называемого известкового молока. При этом кислые соли (гидрокарбонаты) переходят в средние соли (карбонаты) и выпадают в осадок:

$$Ca(HCO_3)_2 + Ca(OH)_2 = 2CaCO_3\downarrow + 2H_2O$$

$$Ca^{2+} + HCO_3^- + OH^- = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

Самая жёсткая природная вода — это вода морская. Общее среднее содержание солей в Мировом океане составляет 35 г на 1 л. Самая мягкая природная вода — это дождевая и талая, содержание солей в которой близко к нулю.

Самая мягкая искусственная вода — дистиллированная. Казалось бы, дистиллированная вода наиболее полезна для организма. Однако её использование нежелательно и даже вредно для человека, так как она вымывает из организма необходимые ему минеральные соли. Эти соли поступают в организм с пищей и напитками, в том числе с минеральной водой.

Вода некоторых природных источников содержит катионы K^+, Na^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} и др., а также анионы Cl^-, SO_4^{2-}, HCO_3^- и др., т. е. необходимые организму минеральные соли. Если содержание таких солей превышает 1 г/л, такие воды и их источники называют **минеральными.** Наиболее богат минеральными источниками одноимённый район Кавказских Минеральных Вод. Например, наиболее известная и широко применяемая минеральная вода — кисловодский «Нарзан» — рекомендована как лечебно-столовая сульфатно-гидрокарбонатная вода. Содержание солей в ней составляет 2—3 г/л.

Жёсткая вода. Временная жёсткость воды. Постоянная жёсткость воды. Минеральная вода

Проверьте свои знания

1. Какую воду называют жёсткой? Какова химическая природа жёсткости воды?
2. Какие виды жёсткости воды различают? Какова их химическая природа?
3. Как устраняют временную жёсткость воды, а как — постоянную?
4. Какой вред человеку наносит жёсткая вода?

Примените свои знания

5. Почему при устранении временной жёсткости воды следует избегать добавления избытка известкового молока?
6. Что такое минеральная вода? Предложите потребительскую классификацию минеральных вод.
7. В образце жёсткой воды объёмом 1 л содержится 450 мг хлорида кальция. Какую массу кристаллической соды $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ необходимо добавить к 250 л такой воды для устранения её постоянной жёсткости?
8. Какую массу соды (безводный карбонат натрия Na_2CO_3) необходимо добавить к 100 л природной воды, содержащей 610 мг/л катионов кальция, для её полного умягчения?

Выразите своё мнение

9. Предложите свой проект по режиму экономии бытового потребления воды.

Практическая работа 6
ЖЁСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЁ УСТРАНЕНИЯ

1. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой и проверьте прибо на герметичность.

2. В прибор для получения газов внесите 2—3 небольших кусочка мрам ра. Закрепите прибор в лапке штатива. В воронку налейте немного солян кислоты, чтобы она покрывала кусочки мрамора. Что наблюдаете? Запиши уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

3. Газоотводную трубку прибора опустите в пробирку с прозрачной извес ковой водой. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в молекулярн и ионной формах.

4. Продолжайте пропускание углекислого газа до получения прозрачно раствора. Запишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Полученную жёсткую воду разделите на три пробирки.

5. К содержимому первой пробирки добавьте немного раствора мыла, з кройте её пробкой и сильно встряхните. Что наблюдаете? Почему?

6. Вторую пробирку зажмите в пробиркодержателе и нагрейте на пламен спиртовки до кипения жидкости. Объясните наблюдаемое явление.

7. К содержимому третьей пробирки добавьте раствор соды. Что наблюдает

8. В пробирку прилейте 1—2 мл раствора хлорида кальция. Вставьте пробир в пробиркодержатель и нагрейте содержимое пробирки. Наблюдаете ли вы каки нибудь изменения, свидетельствующие о протекании химической реакции? Почем

9. Установите пробирку в штатив и добавьте к содержимому 1—2 мл ра твора карбоната натрия. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакции в м лекулярной и ионной формах. Оформите отчёт о работе.

§ 33. АЛЮМИНИЙ И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Для алюминия характерно редкое сочетание ценных свойств: лёгкости, пластичности, блеска, хорошей электро- и теплопроводности, коррозионной стойкости, нетоксичности. В каких областях производства используют эти свойства алюминия?

Алюминий в природе. Алюминий — третий по распространённости в литосфере химический элемент (после неметаллов кислорода и кремния). Несмотря на устойчивость на воздухе, алюминий в свободном виде в природе не встречается. Наиболее распространены такие его природные соединения, как алюмосиликаты, бокситы, каолин, полевые шпаты, глинозём, корунд. Практически во всех перечисленных минералах их основная масса приходится на оксид алюминия Al_2O_3. Многие из этих минералов содержат также оксиды кремния, щелочных и щелочноземельных металлов.

Алюминий как простое вещество. Алюминий сразу после его открытия привлёк химиков своей красотой и лёгкостью. Внешне он походит на серебро, примерно в 3 раза легче железа и меди. Алюминий очень пластичный металл: можно прокатать его в тонкую фольгу, сделать из него тончайшие украшения, придать ему нужную форму. Вот только прочность чистого алюминия невелика, но его сплавы с другими металлами заметно прочнее. Уже созданы сплавы алюминия с прочностью, в 10 раз превышающей прочность стали.

Каждый держал в руках изделия из этого серебристо-белого, лёгкого, сравнительно мягкого металла, будь то посуда, электропровод, проволока или фольга. Такое широкое использование алюминия и его сплавов объясняется сочетанием практически полезных свойств: высокой электропроводности, теплопроводности, пластичности, устойчивости к воздействию влаги и воздуха, нетоксичности, лёгкости механической обработки и главное — малой плотности.

Сейчас ежегодно в мире получают около 60 млн т алюминия.

Химические свойства алюминия. В алюминии сочетаются свойства типичных металлов и некоторые особенности, свойственные металлам, образующим амфотерные оксиды и гидроксиды. Несмотря на сравнительно небольшой радиус атома (алюминий — элемент третьего периода) и значительное число электронов на внешнем энергетическом уровне (алюминий — элемент IIIA-группы, следовательно, у него три валентных электрона), это достаточно активный металл. В электрохимическом ряду напряжений он расположен следом за щелочноземельными металлами. Однако на воздухе алюминий устойчив, поскольку его поверхность покрывается тонкой и очень прочной оксидной плёнкой, которая защищает его от взаимодействия с компонентами воздуха и водой:

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

Если оксидную плёнку удалить механически или с помощью кислоты, алюминий способен медленно реагировать с водой:

$$2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 + 3H_2\uparrow$$

Помимо кислорода, алюминий реагирует с большинством неметаллов, образуя бинарные соединения:

$$2Al + 3Cl_2 = \underset{\text{хлорид алюминия}}{2AlCl_3}$$

$$2Al + 3S = \underset{\text{сульфид алюминия}}{Al_2S_3}$$

$$4Al + 3C = \underset{\text{карбид алюминия}}{Al_4C_3}$$

(*Рассмотрите окислительно-восстановительные процессы для этих реакций.*)

Алюминий легко реагирует с кислотами — соляной и разбавленной серной:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

(*Запишите ионные уравнения этих реакций и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.*)

Однако с концентрированными серной, азотной и фосфорной кислотами алюминий при комнатной температуре не взаимодействует. Дело здесь также в образовании плотной защитной оксидной плёнки на поверхности металла.

Алюминий способен вытеснять менее активные металлы не только из растворов солей, но и из оксидов:

$$2Al + 3CuCl_2 = 2AlCl_3 + 3Cu$$

$$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$$

(*Запишите ионное уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.*)

Укажем ещё одно необычное свойство алюминия — он реагирует со щелочами с образованием комплексных солей и выделением водорода:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

(*Запишите ионное уравнение этой реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.*)

Эту реакцию можно использовать в лабораторных условиях для получения водорода.

Применение. Алюминий используют для изготовления проводов линий электропередачи, алюминиевых труб для нефтяной промышленности. Если поверхность алюминия отполировать, она становится блестящей. Это свойство металла используют для производства зеркал, прожекторов, мощных отражателей.

Пластичность и нетоксичность алюминия лежат в основе его использования в производстве различных упаковочных материалов для пищевых продуктов. Вспомните хотя бы алюминиевую фольгу для обёртки шоколада или приготовления пищи, алюминиевые банки для прохладительных напитков, крышки пластиковых баночек с йогуртом.



Рис. 80. Алюминиевые сплавы — основа авиационной техники

Бóльшая часть производимого алюминия идёт на получение сплавов. Благодаря лёгкости и прочности их широко используют в авиационной и космической промышленности (рис. 80). Недаром алюминий называют крылатым металлом.

Способность порошка алюминия гореть ослепительным пламенем используют в пиротехнике — производстве бенгальских огней, салютов, фейерверков.

Соединения алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3. Оксид алюминия входит в состав не только широко распространённых в земной коре минералов, но и некоторых полудрагоценных и драгоценных камней: рубина, сапфира, граната, изумруда, александрита, аквамарина.

Рубин в переводе с латинского означает «красный». Цвет от ярко-красного до фиолетово-красного придают природному рубину примеси соединений меди, железа, хрома (рис. 81). Этот драгоценный камень используют не только в качестве украшения, но и в часовой промышленности, в электронике, для изготовления лазеров. Потребность в рубинах достаточно велика, удовлетворить спрос только природными камнями не удаётся. Поэтому химики научились выращивать кристаллы искусственных рубинов.



Рис. 81. Обработанные рубины

Ещё одна разновидность прозрачного оксида алюминия — *сапфир*. Окраска этого драгоценного камня более разнообразна: синяя, фиолетовая, зелёная, жёлтая, оранжевая, даже чёрная (рис. 82).

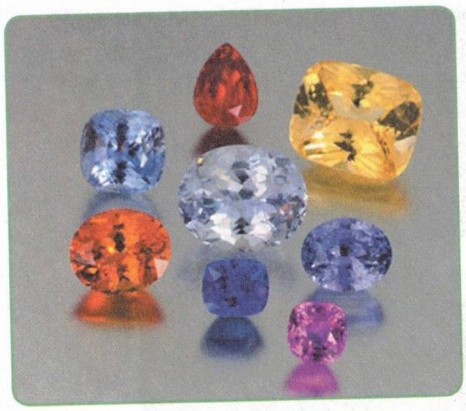


Рис. 82. Различная окраска обработанных сапфиров

Оксид алюминия — типичный амфотерный оксид. Он взаимодействует и с кислотами, и со щёлочами с образованием солей:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

$$Al_2O_3 + 2KOH + 3H_2O = 2K[Al(OH)_4]$$

тетрагидроксоалюминат калия

Сплавление твёрдого оксида алюминия со щелочами приводит к образованию не комплексного соединения, а твёрдых солей метаалюминиевой кислоты, имеющей формулу $HAlO_2$:

$$Al_2O_3 + 2NaOH \overset{t}{=} 2NaAlO_2 + H_2O$$

метаалюминат натрия

Гидроксид алюминия $Al(OH)_3$, подобно оксиду, проявляет амфотерные свойства. Получить студневидный осадок этого нерастворимого в воде вещества можно добавлением щёлочи к раствору соли металла (рис. 83):

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NaOH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3Na_2SO_4$$

При проведении этой реакции следует избегать добавления избытка щёлочи, потому что в этом случае полученный осадок вновь растворится:

$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$$

тетрагидроксоалюминат натрия

Взаимодействует гидроксид алюминия и с кислотами, например соляной:

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

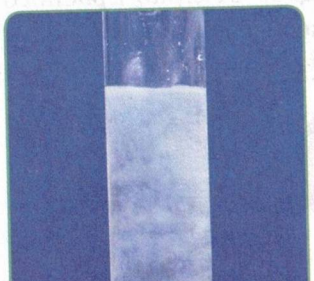


Рис. 83. Получение осадка гидроксида алюминия

При нагревании гидроксид алюминия, как все нерастворимые гидроксиды, разлагается на оксид металла и воду:

$$2Al(OH)_3 \overset{t}{=} Al_2O_3 + 3H_2O$$

Соли алюминия представляют собой твёрдые кристаллические вещества, среди которых сульфат, нитрат и галогениды растворимы в воде.

Хлорид алюминия $AlCl_3$. Из водных растворов хлорид алюминия кристаллизуется в виде кристаллогидрата. Состав такого кристаллогидрата $AlCl_3 \cdot 6H_2O$. Безводный хлорид алюминия широко используют в качестве катализатора в органическом синтезе.

Сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$ получают обработкой бокситов серной кислотой.

Сульфат алюминия широко применяют на водоочистных станциях для очистки воды, которая подаётся в водопроводную сеть. Раствором этой соли пропитывают ткани перед окрашиванием, чтобы краситель прочно удерживался на волокнах. Такую обработку называют *протравливанием*, а сульфат алюминия — *протравой*.

Алюминий. Оксид алюминия. Гидроксид алюминия

Проверьте свои знания

1. Запишите схему распределения электронов по энергетическим уровням в атоме алюминия.
2. Охарактеризуйте физические свойства алюминия и области применения этого металла.
3. Перечислите химические свойства алюминия. Подчеркните особенности его взаимодействия с серной и азотной кислотами. Запишите соответствующие уравнения реакций.

Примените свои знания

4. Рассчитайте площадь алюминиевой фольги толщиной 0,01 мм, которую можно изготовить из 1 моль этого металла, если плотность алюминия равна 2,7 г/см^3.
5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$

б) $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$

Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения. В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

6. Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции, соответствующее следующей схеме:

$$Al + HNO_3 \rightarrow Al(NO_3)_3 + N_2O + H_2O$$

Укажите окислитель и восстановитель.

7. Почему при добавлении к концентрированному раствору щёлочи небольшого количества раствора сульфата алюминия не выпадает осадок гидроксида алюминия? Каким должен быть порядок приливания реагентов для получения осадка гидроксида? Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций раствора сульфата алюминия с избытком раствора гидроксида натрия.

Используйте дополнительную информацию

8. Подготовьте сообщение об истории открытия алюминия, его свойствах и применении.
9. Какую роль играет сульфат алюминия в процессе очистки воды на водоочистительных станциях?

§ 34. ЖЕЛЕЗО И ЕГО СОЕДИНЕНИЯ

Железо неразрывно связано с историей человечества. Алхимики использовали для обозначения железа символ управляющей им, по их мнению, планеты — Марса. Как вы думаете, почему?

Алхимическое обозначение железа связано с богом войны — Марсом. Железо и его сплавы до сих пор являются основой военной и космической техники.

Строение атома железа существенно отличается от строения атомов металлов А-групп. Главное различие состоит в том, что у атома железа происходит заполнение электронами не внешнего, а предвнешнего электронного слоя. Именно поэтому железо, как и все остальные элементы-металлы, у которых заполняется предвнешний энергетический уровень, расположено в Б-группе периодической системы. Схема строения атома железа:

$$_{26}\text{Fe}\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 14\bar{e},\ 2\bar{e}$$

Железо — элемент с переменной валентностью. В соединениях железо может проявлять степени окисления +2, +3 и даже +6. Из этого следует, что к валентным относятся электроны не только внешнего, но и предвнешнего энергетического уровня.

Железо в природе. Железо — один из самых распространённых элементов в Солнечной системе, особенно на планетах земной группы (*назовите эти планеты*). На Земле бóльшая часть железа сосредоточена в ядре. Но и в земной коре на долю этого элемента приходится более 4 % массы, и это второе место среди металлов (после алюминия) и четвёртое среди всех химических элементов. Среди **железных руд**, т. е. горных пород, из которых можно добывать железо в промышленных масштабах (рис. 84), наибольшее значение имеют *красный железняк* (*гематит*) Fe_2O_3, *магнитный железняк* (*магнетит*) Fe_3O_4, *бурый железняк* (*лимонит*) FeO(OH). В природе также широко распространён *пирит* (*серный*, или *железный*, *колчедан*) FeS_2, однако он не относится к железным рудам, а служит сырьём для получения серной кислоты. По запасам железных руд Россия занимает первое место в мире.

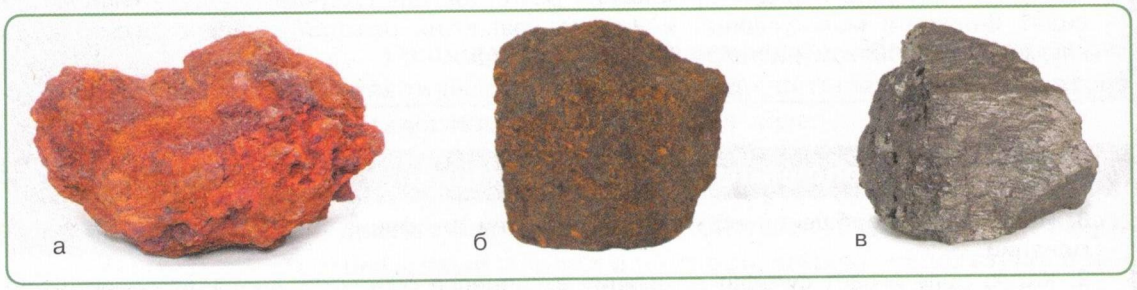


Рис. 84. Железные руды: *а* — красный железняк; *б* — бурый железняк; *в* — магнитный железняк

Железо как простое вещество. Это серебристо-белый блестящий металл с температурой плавления 1536 °С. Очень пластичный, поэтому легко обрабатывается, куётся, штампуется. Железо способно намагничиваться и размагничиваться, поэтому его применяют в качестве сердечников электромагнитов в различных электрических машинах и аппаратах. Как правило, в технике, в промышленности, в быту используют не чистое железо, а сплавы железа с углеродом — *сталь* и *чугун*.

Химические свойства. Как и все металлы, простое вещество железо в любых химических реакциях проявляет восстановительные свойства. В зависимости от природы второго участника реакции — окислителя, в продуктах реакции железо может иметь степень окисления +2 или +3.

Например, при взаимодействии железа с серой образуется сульфид железа(II):

$$\overset{0}{Fe} + \overset{0}{S} = \overset{+2-2}{FeS}$$

Более сильный окислитель — хлор окисляет железо уже до степени окисления +3:

$$\overset{0}{2Fe} + \overset{0}{3Cl_2} = \overset{+3\,-1}{2FeCl_3}$$

В этом отношении интересна реакция железа с кислородом. При высокой температуре порошок железа сгорает с образованием необычного оксида, который называют **железной окалиной**, а состав отражают формулой Fe_3O_4:

$$3Fe + 2O_2 \overset{t}{=} Fe_3O_4$$

Что же необычного в этом оксиде? Если рассчитать степень окисления железа в этом веществе, то получится дробное число +8/3. Дело в том, что в данном оксиде степени окисления трёх атомов железа различны: у двух +3, у одного +2. Поэтому химическое название железной окалины — оксид железа(II, III). Подобные оксиды называют **смешанными оксидами**. Формулу оксида железа(II, III) можно записать по-другому: $FeO \cdot Fe_2O_3$.

При высокой температуре раскалённое железо реагирует с перегретым водяным паром. При этом также образуется оксид железа(II, III) и водород:

$$3Fe + 4H_2O \overset{t}{=} Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

На протекании этой реакции основан железо-паровой способ получения водорода.

(Проанализируйте окислительно-восстановительные процессы для рассмотренных реакций.)

Поскольку железо в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит левее водорода, оно способно восстанавливать катионы водорода из растворов кислот:

$$\overset{0}{Fe} + 2\overset{+1}{H}Cl = \overset{+2\,-1}{FeCl_2} + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

$$\overset{0}{Fe} + \overset{+1}{H_2}SO_4 = \overset{+2}{FeSO_4} + \overset{0}{H_2}\uparrow$$

А вот концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо и при комнатной температуре с ним не взаимодействуют. Фосфорная кислота также не реагирует с железом, поскольку при контакте этих веществ поверх-

ность металла покрывается тонкой плёнкой нерастворимого фосфата железа, что предохраняет его от дальнейшего взаимодействия.

В соответствии с положением в электрохимическом ряду напряжений железо может вытеснять металлы, стоящие правее его, из водных растворов их солей, например:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

(*Запишите ионное уравнение реакции и рассмотрите окислительно-восстановительные процессы.*)

Соединения железа

Оксид железа(II) FeO можно получить разложением соответствующего гидроксида железа(II):

$$Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O$$

Оксид железа(II) — порошок чёрного цвета, проявляет основные свойства, т. е. реагирует с кислотами с образованием солей железа(II):

$$FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$$

(*Запишите ионное уравнение реакции.*)

Оксид железа(II) довольно легко окисляется до соединений железа в степени окисления +3:

$$FeO + 4HNO_3 = Fe(NO_3)_3 + NO_2 + 2H_2O$$

Оксид железа(III) Fe_2O_3 в лабораторных условиях также можно получить разложением гидроксида при нагревании:

$$2Fe(OH)_3 \overset{t}{=} Fe_2O_3 + 3H_2O$$

Этот оксид имеет буро-коричневый цвет.

Оксид железа(III) — амфотерный оксид с преобладанием основных свойств. Он сравнительно легко растворяется в кислотах с образованием солей железа(III):

$$Fe_2O_3 + 6HCl = 2FeCl_3 + 3H_2O$$

Со щелочами оксид железа(III) реагирует только при высокой температуре:

$$Fe_2O_3 + 2NaOH \overset{t}{=} \underset{\text{феррат натрия}}{2NaFeO_2} + H_2O$$

Оксид железа(III) обладает замечательным свойством: он способен намагничиваться и размагничиваться. Именно он входит в состав магнитного слоя столь популярных гибких сувенирных наклеек, которыми украшают домашние холодильники.

Многим из вас хорошо знакома краска для металла, называемая железным суриком. Пигментом (красителем) в ней служит оксид железа(III). Природный Fe_2O_3 используют для производства термостойкой керамической плитки.

Оксид железа(II, III) Fe_3O_4. Именно этот смешанный оксид является продуктом реакции железа с кислородом. Чёрные блестящие «скорлупки» желез-

ной окалины образуются на сварочном шве при электросварке металлов. При взаимодействии железной окалины с кислотами образуются сразу две соли железа в различных степенях окисления:

$$Fe_3O_4 + 8HCl = FeCl_2 + 2FeCl_3 + 4H_2O$$

Гидроксид железа(II) получают действием щёлочи на растворы солей железа(II):

$$FeCl_2 + 2NaOH = Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$$



Рис. 85. Гидроксид железа(III)

Гидроксид железа(II) — нерастворимое в воде вещество, проявляет основные свойства. Растворяясь в кислотах, он образует соли железа(II):

$$Fe(OH)_2 + H_2SO_4 = FeSO_4 + 2H_2O$$

При получении гидроксид железа(II) имеет зеленоватую окраску, которая затем переходит в бурую, поскольку под действием кислорода происходит его окисление до гидроксида железа(III):

$$4Fe(OH)_2 + O_2 + 2H_2O = 4Fe(OH)_3$$

Гидроксид железа(III) $Fe(OH)_3$ также можно получить реакцией обмена между раствором соли железа в соответствующей степени окисления и щёлочью (рис. 85):

$$FeCl_3 + 3NaOH = Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

Лабораторный опыт 43

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II), в другую — такой же объём раствора хлорида железа(III). В каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Каков цвет образующихся осадков?

Соли железа в степени окисления +3 более устойчивы по сравнению с его солями, в которых металл находится в степени окисления +2.

Сульфат железа(II) образует кристаллогидрат состава $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, известный под названием *железный купорос*. Эти светло-зелёные кристаллы хорошо знакомы дачникам: раствором железного купороса обрабатывают садовые культуры для защиты от вредителей.

Хлорид железа(III) $FeCl_3$ проявляет довольно сильные окислительные свойства. Он способен окислять не только такие сильные восстановители, как иодиды металлов, но и сами металлы — цинк, железо и даже медь:

$$2FeCl_3 + 2KI = 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$$

$$2FeCl_3 + 3Zn = 2Fe + 3ZnCl_2$$

$$2FeCl_3 + Fe = 3FeCl_2$$

$$2FeCl_3 + Cu = 2FeCl_2 + CuCl_2$$

Хлорид железа(III) используют в качестве катализатора в органическом синтезе.

Катион Fe^{3+} можно обнаружить в растворе с помощью **качественной реакции** с роданидом калия KNCS или роданидом аммония NH_4NCS. При добавлении этого реагента катионы железа(III) образуют соединение красного цвета — роданид железа:

$$FeCl_3 + 3KNCS \rightleftarrows Fe(NCS)_3 + 3KCl$$

Кроме того, для обнаружения в растворе катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} используют особые реагенты — растворы *красной кровяной соли* $K_3[Fe(CN)_6]$ (химическое название этого вещества — гексацианоферрат(III) калия) и *жёлтой кровяной соли* $K_4[Fe(CN)_6]$ (гексацианоферрат(II) калия) соответственно.

Своё название кровяные соли носят с тех давних пор, когда их получали нагреванием крови животных с железными стружками и карбонатом калия.

Если к растворам, содержащим ионы Fe^{2+} или Fe^{3+}, добавить соответственно растворы красной кровяной соли или жёлтой кровяной соли, то в обоих случаях выпадает осадок синего цвета, имеющий одинаковый состав:

$$\overset{+2}{Fe}Cl_2 + K_3[\overset{+3}{Fe}(CN)_6] = K\overset{+3}{Fe}[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]\downarrow + 2KCl$$

$$\overset{+3}{Fe}Cl_3 + K_4[\overset{+2}{Fe}(CN)_6] = K\overset{+3}{Fe}[\overset{+2}{Fe}(CN)_6]\downarrow + 3KCl$$

Лабораторный опыт 44

В одну пробирку налейте 2 мл раствора сульфата железа(II), в другую — такой же объём раствора хлорида железа(III). В первую пробирку добавьте 3—4 капли раствора красной кровяной соли, во вторую — 3—4 капли раствора жёлтой кровяной соли. Что наблюдаете? Сравните цвет образующихся осадков.

Соединения железа содержатся в любых живых организмах. Растения, произрастающие на почве, лишённой железа, теряют свою окраску. Человек, не получающий с пищей соединения железа, заболевает анемией (малокровием). Дело в том, что железо, как вы знаете, входит в состав белка гемоглобина, ответственного за перенос кислорода в крови. Падение уровня гемоглобина в крови вызывает бледность, быструю утомляемость и упадок сил.

Железо. Железная окалина. Качественные реакции на катионы железа

Проверьте свои знания

1. Расскажите о нахождении железа в природе.
2. Не производя расчётов, укажите, в какой из руд — красном, буром, магнитном железняке или пирите — массовая доля железа наибольшая.
3. Перечислите химические свойства железа. Подчеркните особенности его взаимодействия с растворами кислот и солей, а также с неметаллами.

Примените свои знания

4. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

а) $FeO \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeCl_3$

б) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2 \rightarrow FeO \rightarrow FeSO_4 \rightarrow FeCl_2$

Для реакций, протекающих в растворах, запишите ионные уравнения. В двух уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

5. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, соответствующих схемам:

а) $Fe(OH)_2 + O_2 + H_2O \rightarrow Fe(OH)_3$

б) $Fe + Br_2 \rightarrow FeBr_3$

в) $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + MnSO_4 + H_2O$

Укажите окислитель и восстановитель.

6. Напишите по два молекулярных уравнения, соответствующих каждому ионному уравнению:

а) $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2\downarrow$

б) $Fe_2O_3 + 6H^+ = 2Fe^{3+} + 6H_2O$

в) $2Fe^{3+} + 2I^- = 2Fe^{2+} + I_2$

7. Железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ широко используют как фунгицид — средство для борьбы с грибковыми заболеваниями растений. Какую массу железного купороса можно получить из 2,8 кг железных опилок и необходимого количества разбавленной серной кислоты?

8. Один из учащихся написал формулу двойной соли железа и аммония как $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, а другой — как $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Кто из них прав? Докажите ваше утверждение.

9. На трёх карточках опишите свойства различных металлов, не называя эти металлы. Раздайте карточки своим одноклассникам, получите от них три аналогичные карточки с описанием. К следующему уроку постарайтесь определить, описания каких металлов вам достались. Можно ли по полученному вами тексту сделать однозначный вывод?

Практическая работа 7
РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «МЕТАЛЛЫ»

Опыт 1. Осуществление цепочки превращений

Проведите химические реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

$$MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow MgCO_3$$

Все опыты проводите в одной пробирке, добавляя по каплям следующий реагент до прекращения признаков протекания реакции.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 2. Получение соединений металлов и изучение их свойств

Используя предложенные вам реактивы, получите хлорид железа(II). Докажите наличие иона Fe^{2+} в полученном растворе.

Используя в качестве окислителя пероксид водорода, получите из хлорида железа(II) хлорид железа(III). Докажите наличие иона Fe^{3+} в полученном растворе.

Переведите ион Fe^{3+} в осадок в виде гидроксида железа(III).

Напишите уравнения всех реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Распознавание соединений металлов

В четырёх пронумерованных пробирках без этикеток находятся кристаллические соли: сульфат магния, сульфат цинка, сульфат натрия, карбонат кальция. С помощью предложенных вам реактивов распознайте каждую соль. Напишите уравнения проведённых реакций в молекулярной и ионной формах.

§ 35. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ НЕЁ

Ежегодно около четверти металлургических предприятий мира работают на восполнение потерь от коррозии. Что такое коррозия и как уменьшить потери от неё?

Каждому из вас знаком печальный результат коррозии: ржавые пятна на кузове автомобиля, испорченные водопроводные трубы, неоткручивающиеся болты и гайки. *Ржавчина* — это результат окисления железа кислородом воздуха в присутствии влаги.

Ржавление железа — это частный вид коррозии. Её результат — это и зелёный налёт на бронзовой скульптуре, и почерневшее серебряное украшение, и прохудившаяся дюралевая лодка.

Коррозия — это разрушение металла или сплава в результате взаимодействия с окружающей средой.

Слово «коррозия» происходит от латинского *corrodere* — разъедать.

Некоторые металлы природа наделила замечательным свойством — устойчивостью к атмосферной коррозии. Благородные металлы не корродируют из-за своей химической инертности. На поверхности других, например алюминия или магния, образуется тончайшая и очень прочная плёнка оксида, предохраняющая металл от дальнейшего разрушения. У таких металлов, как хром и никель, оксидная плёнка настолько тонкая, что не скрывает их естественного металлического блеска.

К сожалению, продукты окисления железа на его поверхности рыхлые и непрочные, они не защищают металл от проникновения к нему окислителя (рис. 86). Однако не только потеря металлов, но и порча изделий из них обхо-



Рис. 86. Корродирующий металлолом

дится очень дорого. Затраты на ремонт или замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций во много раз превышают стоимость металла, из которого они изготовлены.

Коррозия вызывает серьёзные экологические последствия. Утечка газа, нефти, других опасных химических продуктов из разрушенных коррозией трубопроводов приводит к загрязнению окружающей среды.

Коррозию металлов и сплавов (их окисление) вызывают такие компоненты окружающей среды, как вода, кислород, оксиды азота и серы, содержащиеся в воздухе, водные растворы солей (морская вода, грунтовые воды), кислотные дожди.

Под воздействием высокой температуры металлические поверхности покрываются рыхлым слоем окалины. Это пример высокотемпературной **газовой коррозии**, которую называют также химической:

$$3Fe + 2O_2 = Fe_3O_4$$

Особенно сильно корродируют металлы, в первую очередь железо, во влажном воздухе, при соприкосновении с водой или растворами электролитов. Упрощённое уравнение этой реакции выглядит так:

$$4Fe + 6H_2O + 3O_2 = 4Fe(OH)_3$$

Химически чистое железо практически не подвержено коррозии, а техническое железо, которое содержит различные примеси, например в чугуне или стали, ржавеет. Следовательно, одной из причин возникновения коррозии является наличие примесей в металле, т. е. его неоднородность. Сущность процесса в этом случае отличается от реакций, протекающих при химической коррозии. Рассмотрим механизм разрушения металла на следующих примерах.

Если два различных металла, соприкасающиеся друг с другом, опустить в водный раствор электролита (в реальных условиях в качестве такого раствора могут выступать грунтовые или дождевые воды, сконденсированная влага атмосферного воздуха), то более активный металл, т. е. стоящий в электро-

химическом ряду напряжений левее, будет разрушаться, предохраняя менее активный металл от коррозии. Например, при контакте железа с медью в водной среде железо, как более активный металл, постепенно корродирует, превращаясь в ионы Fe^{3+}:

$$\overset{0}{Fe} - 3\bar{e} \rightarrow Fe^{3+} \text{ (на поверхности железа)}$$

Электроны, высвобождающиеся из атомов железа, переходят на поверхность менее активного металла — меди. Здесь протекает процесс восстановления веществ, вызывающих процесс коррозии, например кислорода в присутствии воды:

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$$

Взаимодействие ионов железа и гидроксид-ионов приводит к образованию столь знакомого нам бурого налёта — ржавчины. Упрощённо образование ржавчины можно записать следующим образом:

$$Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow$$

Коррозию, при которой атомы металлов, превращаясь в ионы, переходят в раствор, а высвобождающиеся электроны восстанавливают окислитель на других участках поверхности металла, называют **электрохимической коррозией**. Обязательным условием электрохимической коррозии является наличие электролита. Коррозию, сопровождающуюся переходом электронов от более активного металла к менее активному, также относят к электрохимической коррозии.

С учётом колоссальных убытков экономики от коррозии инженерам, технологам, химикам приходится решать непростую проблему защиты металлов и сплавов.

Способы защиты металлов от коррозии

1. Нанесение защитных покрытий на поверхность металлического изделия. Процесс покрытия может быть физическим: окраска металла лаками, красками, эмалями. Однако такие защитные плёнки недолговечны. Знаменитую Эйфелеву башню в Париже красят каждые семь лет (в 2009 г., к 120-му дню рождения, её покрасили в 19-й раз). За 120 лет масса башни увеличилась на 200 т (рис. 87).

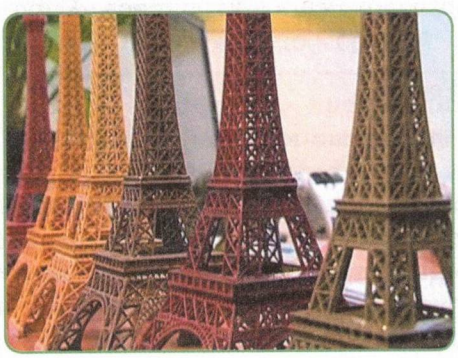


Рис. 87. Окраска Эйфелевой башни в разные годы

Более стойки химические покрытия. Так, предохраняемый металл можно покрыть слоем другого металла, менее подверженного коррозии: золота, серебра, хрома, никеля. Один из самых старых способов — это *лужение*, т. е. покрытие железного листа слоем олова. Такое железо называют белой жестью, его используют, например, для изготовления металлических банок для консервирования продуктов.

2. Добавка легирующих элементов. Для предотвращения коррозии к стали при её производстве добавляют специальные ве-

щества, которые называют **легирующими добавками**. Например, сталь, содержащая легирующие добавки хрома, никеля или марганца, не подвергается коррозии и называется *нержавеющей*. Нержавейка, из которой изготавливают столовые приборы, содержит до 12 % хрома и до 10 % никеля. Лёгкие нержавеющие сплавы содержат в качестве добавок алюминий или титан. Из листов нержавеющей стали создана знаменитая скульптура В. И. Мухиной «Рабочий и колхозница» (рис. 88).



Рис. 88. Скульптурная композиция В. И. Мухиной «Рабочий и колхозница» изготовлена из нержавеющей стали

3. Изменение состава поверхностного слоя металлического изделия. Вы обращали внимание, что стволы огнестрельного оружия, как правило, чёрного цвета? Это результат *воронения* (по ассоциации с вороном, имеющим чёрное с синеватым отливом оперение) — термической или химической обработки, в результате которой на поверхности металла образуется тончайший плотный слой (0,004—2,5 мкм) оксидов железа. Воронение — частный случай процесса *оксидирования*, которое используют для защитного и декоративного покрытия поверхности металлического изделия.

4. Использование ингибиторов — веществ, которые в десятки и сотни раз уменьшают скорость коррозии. Например, в антифриз, охлаждающий двигатель автомобиля, вводят специальные добавки, которые препятствуют коррозии внутренней поверхности мотора или системы охлаждения.

5. Протекторная защита — контакт металлического изделия с более активным металлом (протектором).

При контакте железа с металлическим цинком в агрессивной среде разрушается в первую очередь более активный металл — цинк:

$$Zn - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$$

Высвободившиеся электроны попадают на поверхность менее активного металла — железа, на котором происходит процесс восстановления веществ, вызывающих коррозию:

$$O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightarrow 4OH^-$$

В результате окисления цинка образуется гидроксид этого металла:

$$Zn^{2+} + 2OH^- = Zn(OH)_2\downarrow,$$

при этом железо защищено от коррозии.

Теперь вы сможете объяснить, почему на днища кораблей прикрепляют массивные цинковые слитки, которые по мере разрушения заменяют новыми.

Коррозия химическая и электрохимическая. Легирующая добавка

Проверьте свои знания

1. Что такое коррозия? Какие виды коррозии различают?
2. Проиллюстрируйте химическую коррозию на примере процессов, протекающих с литием на воздухе, сопроводив их соответствующими уравнениями реакций.
3. Перечислите способы защиты от коррозии.

Примените свои знания

4. Медь на воздухе покрывается налётом тёмного цвета, представляющим собой тонкую плёнку оксида меди(II). Напишите уравнение соответствующей реакции. Предложите способ химической очистки поверхности меди от оксидной плёнки без повреждения металла.
5. Бронзовые скульптуры под действием кислорода воздуха, углекислого газа и влаги покрываются патиной — зеленоватым налётом, состоящим главным образом из вещества с формулой $(CuOH)_2CO_3$. К какому классу соединений относится это вещество? Дайте ему название. Напишите уравнение реакции этого соединения с раствором серной кислоты.
6. В состав преобразователей ржавчины, которые превращают рыхлый гидроксид железа(III) в тонкую прочную плёнку фосфата железа(III), входит фосфорная кислота. Напишите уравнение реакции, протекающей при обработке ржавой поверхности фосфорной кислотой. Является ли данная реакция окислительно-восстановительной?
7. В начале XX в. из порта Нью-Йорка вышла в открытый океан красавица яхта. Её владелец, американский миллионер, изготовил корпус яхты из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклёпками. Это было очень красиво: сверкающий серебристый корабль, усеянный золотистыми головками заклёпок! Однако через несколько месяцев обшивка корпуса начала расходиться, и яхта пошла ко дну. Почему? Напишите соответствующие уравнения реакций.
8. Для защиты от коррозии тонкого железного листа (жести) его покрывают тонким слоем металлического цинка. Каким образом цинковое покрытие предохраняет железо от коррозии? Рассмотрите электрохимические процессы, протекающие на поверхности обоих металлов.
9. Выполните домашний эксперимент «Изучение коррозии железных гвоздей».
Реактивы и оборудование: растворы аммиака (нашатырный спирт), хлорида натрия (поваренная соль), уксусной кислоты (столовый уксус), карбоната или гидрокарбоната натрия (стиральная или питьевая сода), вода; пять гвоздей, пять прозрачных пузырьков (например, из-под лекарств); любой самодельный индикатор[1].

[1] Самодельный индикатор можно приготовить из свёклы, краснокочанной капусты, черники, вишни. Возьмите немного сырья (точное количество не имеет значения), измельчите его, положите в кастрюльку и залейте 200 мл воды. Кипятите в течение 2—3 мин. Раствор после охлаждения профильтруйте. Для работы используйте свежеприготовленный раствор.

Ход работы

1) Возьмите пять пузырьков и опустите в каждый по чистому блестящему гвоздю. Аккуратно! Не разбейте донышки пузырьков!

2) Налейте в каждый пузырёк раствор одного из реагентов так, чтобы он полностью покрыл гвоздь.

3) С помощью любого индикатора определите среду каждого раствора. Оставьте гвозди в растворах до следующего дня. Проследите за тем, какие изменения обнаружились при этом.

4) Напишите отчёт о проделанной работе, ответив на следующие вопросы:

- В каких растворах наблюдались, а в каких не наблюдались признаки коррозии?
- Удалось ли вам установить какие-либо закономерности при проведении опыта? Каковы они? Как можно объяснить эти закономерности?
- Заметили ли вы разницу в том, как протекает коррозия на поверхности, шляпке, остром кончике гвоздя?

§ 36. МЕТАЛЛЫ В ПРИРОДЕ. ПОНЯТИЕ О МЕТАЛЛУРГИИ

Некоторые металлы встречаются в природе в самородном состоянии, большинство же — в виде различных соединений. Тем не менее и те и другие получают посредством физических и химических процессов, которые в совокупности называют металлургией. Что представляет собой эта отрасль науки и производства?

Содержание металлов в земной коре колеблется в очень широких пределах: от самого распространённого — алюминия (он составляет почти 8 % земной коры) до неуловимого франция, содержание которого во всей земной коре оценивают немногим более чем в 20 граммов!

Некоторые металлы встречаются в природе в **свободном состоянии**. Как правило, это благородные металлы — химически малоактивные металлы, которые не поддаются агрессивному воздействию окружающей среды.

Благородными металлами называют золото, серебро, платину, а также ближайших «соседей» платины по группе — палладий, иридий, родий, рутений, осмий. В чём же состоит их «благородство»? Во-первых, изделия из этих металлов выглядят красиво. Во-вторых, поразительна их химическая стойкость: на них не действуют растворы кислот и щелочей, да и концентрированные кислоты растворяют не всякий благородный металл; благородные металлы также не корродируют, не разрушаются на воздухе. Серебро — самый дёшевый из благородных металлов, а наиболее дорогой из них — родий.

Золото, серебро и платина встречаются в природе в свободном состоянии. Например, золотые вкрапления обнаруживают в скальных породах. Под действием воды, ветра и солнца горные породы постепенно разрушаются (выветриваются), кристаллики золота высвобождаются и вместе с потоками воды попадают в русла рек, образуя золотые россыпи. Крупные куски металлов называют *самородками*.

Медь в сухом воздухе также достаточно устойчива. Именно самородная медь послужила первобытному человеку заменой камня для изготовления орудий труда и охоты на заре медного века человечества.

Из более активных металлов в свободном состоянии на Земле встречается только железо, да и то метеоритного происхождения. Невероятно, но факт: чистое железо, в отличие от железа, содержащего примеси, не ржавеет, поэтому осколки железных метеоритов находят и через многие сотни лет после их падения на Землю.

Остальные металлы присутствуют в природе **в виде соединений** — оксидов и солей: галогенидов, сульфидов, карбонатов, сульфатов и других соединений. Состав и названия важнейших природных соединений металлов представлены в таблице 3.

Отрасль науки и промышленности, которая занимается получением металлов и сплавов, называют **металлургией** (от греч. *metallon* — рудник и *ergon* — работа).

Природное сырьё с большим содержанием металла встречается нечасто. Но, например, для получения меди пригодна руда, содержащая всего 0,5 % металла.

Сначала руду *обогащают*, т. е. отделяют её от пустой породы.

Перед тем как извлечь металл из руды, её подвергают предварительной обработке.

Наиболее пригодны для получения металлов их оксиды, поэтому сульфидные руды предварительно подвергают *обжигу*. При этом из сульфидов металлов получают оксиды, например:

$$2ZnS + 3O_2 = 2ZnO + 2SO_2$$

Для того чтобы получить чистый металл, необходимо передать катиону недостающее число электронов — *восстановить* его:

$$M^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \overset{0}{M}$$

В металлургии все металлы и сплавы подразделяют на цветные и чёрные. К *чёрным* относят железо и все сплавы на его основе (чугун, сталь). Все остальные металлы и сплавы называют *цветными*.

В зависимости от того, каким способом восстанавливают металл, существует несколько видов металлургического производства.

1. Пирометаллургия. Этот термин произошёл от греческого слова *pyros* — огонь. Для получения металла руду нагревают с подходящим восстановителем: углеродом (коксом), водородом или более активным металлом.

Например, железо восстанавливают из руд коксом в специальных печах, называемых **доменными печами** или **домнами** (рис. 89).

Таблица 3

Состав и названия важнейших природных соединений металлов

Название природного соединения	Химический состав	Химическое название основного компонента
1. Оксиды металлов		
Магнетит, магнитный железняк	Fe_3O_4	Оксид железа(II, III)
Гематит, красный железняк	Fe_2O_3	Оксид железа(III)
Лимонит, бурый железняк	$Fe_2O_3 \cdot nH_2O$	Гидрат оксида железа(III)
Корунд, бокситы	Al_2O_3	Оксид алюминия
Касситерит	SnO_2	Оксид олова(IV)
2. Галогениды металлов		
Галит	NaCl	Хлорид натрия
Сильвин	KCl	Хлорид калия
Флюорит	CaF_2	Фторид кальция
Криолит	K_3AlF_6	Гексафторалюминат калия
3. Сульфиды металлов		
Пирит, железный колчедан	FeS_2	Дисульфид железа(II)
Сфалерит, цинковая обманка	ZnS	Сульфид цинка
Галенит, свинцовый блеск	PbS	Сульфид свинца(II)
4. Карбонаты металлов		
Мрамор, известняк, мел, кальцит	$CaCO_3$	Карбонат кальция
Доломит	$CaCO_3 \cdot MgCO_3$	Карбонат кальция и магния
Магнезит	$MgCO_3$	Карбонат магния
Малахит	$(CuOH)_2CO_3$	Гидроксокарбонат меди(II)
5. Сульфаты металлов		
Гипс	$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Сульфат кальция
Глауберова соль, мирабилит	$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$	Сульфат натрия

Кокс в доменном процессе служит не только восстановителем, но и топливом для поддержания высокой температуры:

$$C + O_2 = CO_2 + Q$$

Взаимодействуя с избытком кокса, углекислый газ превращается в другой восстановитель — оксид углерода(II):

$$CO_2 + C = 2CO$$

$$\overset{+3}{Fe_2O_3} + 3\overset{+2}{CO} = 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{CO_2}$$

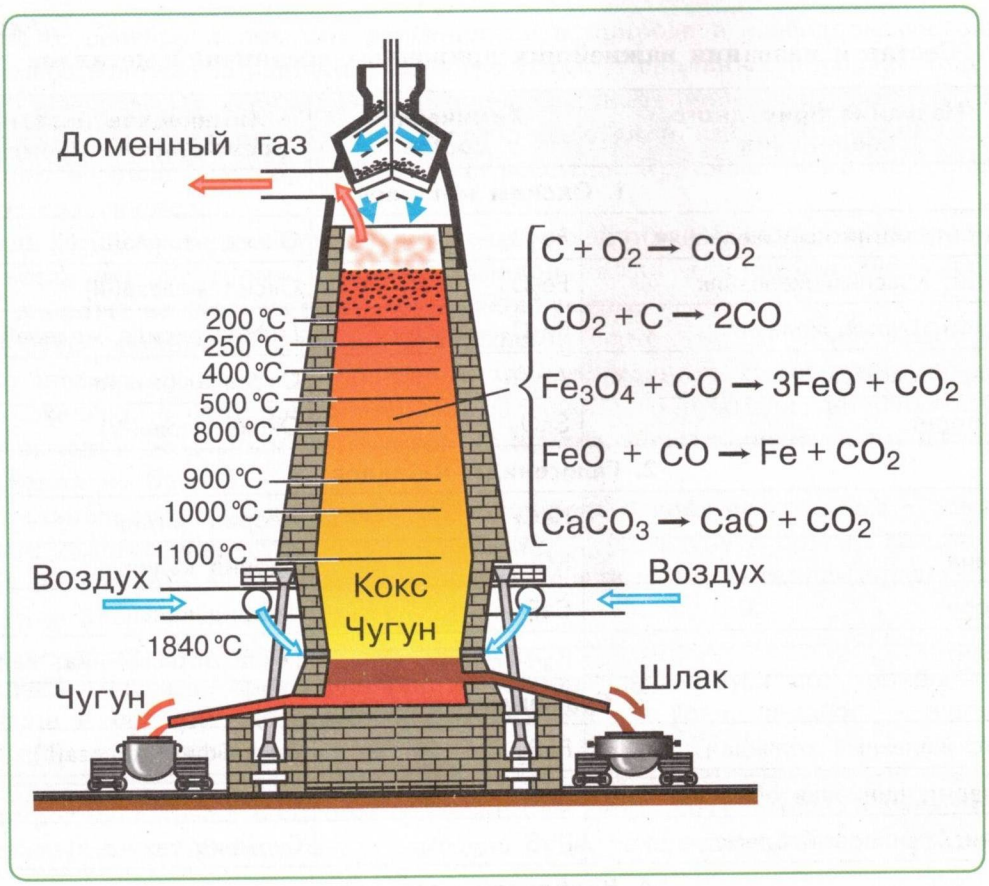


Рис. 89. Схема устройства доменной печи

Расплавленное железо растворяет некоторое количество кокса (практически чистого углерода), и получается сплав железа с углеродом — чугун.

Сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет от 2 до 4 %, называют **чугуном**.

Из-за хрупкости чугун нельзя ковать или прокатывать, однако это достаточно твёрдый и прочный сплав. Изделия из него получают методом литья: расплавленный чугун заливают в формы и охлаждают. Из чугуна отливают массивные детали станков, корпуса двигателей, трубы, шестерни, батареи отопления. Жители Санкт-Петербурга по праву гордятся чугунным кружевом оград парков и мостов (рис. 90).

Каким же образом придать сплаву железа с углеродом ковкость? Очевидно, нужно удалить из него излишки углерода, выжигая его в специальных печах — **конверторах** (рис. 91).

Так чугун превращают в сталь.

Сплав железа с углеродом, в котором массовая доля углерода составляет от 0,2 до 2 %, называют **сталью**.

Чем больше содержание углерода в стали, тем она прочнее и твёрже. Снижение массовой доли углерода позволяет получать мягкую, пластичную сталь.

Для получения самого тугоплавкого металла — вольфрама — в качестве восстановителя в пирометаллургическом производстве используют водород:

$$WO_3 + 3H_2 = W + 3H_2O$$



Рис. 90. «Твоих оград узор чугунный...»: Банковский мост через канал Грибоедова в Санкт-Петербурге

Металл из оксида можно вытеснить другим, более активным металлом. Такой процесс называют общим термином **металлотермия.** Наибольшее значение приобрёл процесс восстановления металлов алюминием — *алюминотермия.* Так получают, например, хром и молибден:

$$Cr_2O_3 + 2Al = 2Cr + Al_2O_3$$

$$MoO_3 + 2Al = Mo + Al_2O_3$$

2. Гидрометаллургия. Само название этого вида металлургии указывает на то, что получение металла ведут из раствора (от греч. *hydor* — вода). Поэтому природное соединение металла предварительно переводят в раствор действием подходящего реагента, например:

$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O$$

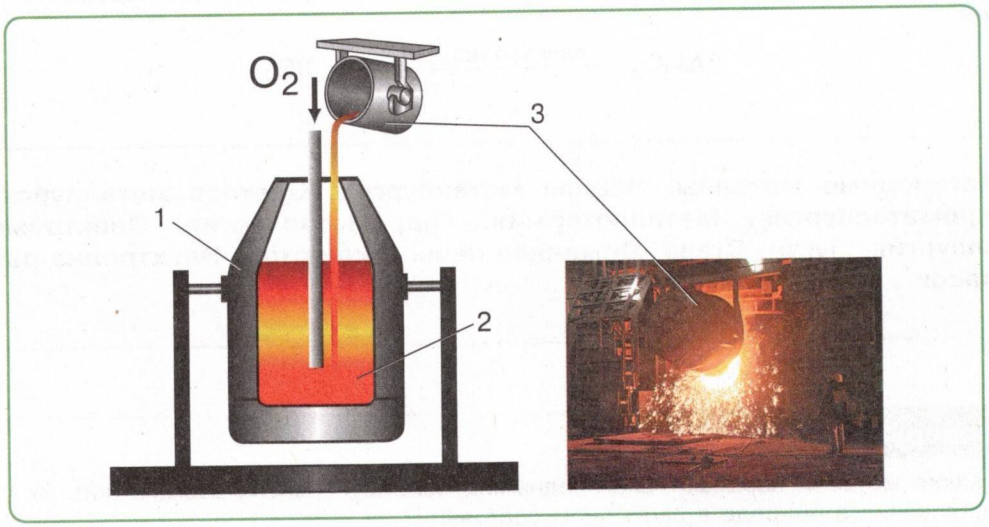


Рис. 91. Схема устройства кислородного конвертора: *1* — корпус; *2* — сталь; *3* — ковш

Затем катионы металла в растворе восстанавливают более активным металлом или электрическим током:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

3. Электрометаллургия. Активные металлы из их природных соединений очень трудно восстановить с помощью химических веществ. Катионы щелочных, щелочноземельных металлов или алюминия с большим трудом принимают недостающие электроны. Так, о существовании щелочных и щелочноземельных металлов химики знали задолго до того, как получили их в чистом виде. А произошло это в начале XIX в. благодаря работам английского химика и физика Хемфри Дэви. Дэви первым предложил использовать в качестве восстановителя не химические вещества, а электрический ток.

Химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока в растворе или расплаве электролита, называют *электролизом*. Пропустив электрический ток через расплавы соединений активных металлов, можно получить эти металлы в свободном состоянии:

$$2NaCl\,(\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2Na + Cl_2$$

КАТОД ⊖ $\quad Na^+ + 1\bar{e} \rightarrow \overset{0}{Na}$

АНОД ⊕ $\quad 2Cl^- - 2\bar{e} \rightarrow \overset{0}{Cl_2}$

Сырьём для производства алюминия служат обезвоженные *бокситы*, т. е. Al_2O_3. Для понижения температуры плавления оксид алюминия растворяют в расплавленном минерале криолите (K_3AlF_6) и в специальных ваннах подвергают электролизу.

Упрощённо процесс электролиза оксида алюминия можно выразить уравнением

$$2Al_2O_3 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4Al + 3O_2$$

Благородные металлы. Чёрная металлургия. Цветная металлургия. Пирометаллургия. Металлотермия. Гидрометаллургия. Электрометаллургия. Чугун. Сталь. Доменная печь. Конвертор. Электролиз расплавов

Проверьте свои знания

1. Какие металлы называют благородными? Чем обусловлена возможность их существования в природе в свободном состоянии?
2. Что такое металлургия? Какие способы получения металлов из природного сырья вы знаете? Сравните разные виды металлургии.

Примените свои знания

3. Используя метод электронного баланса, составьте уравнения реакций, соответствующие следующим схемам:

а) $Cu_2O + C \rightarrow Cu + CO$

б) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

в) $V_2O_5 + Al \rightarrow Al_2O_3 + V$

4. Напишите уравнения электролиза расплавов:

а) хлорида калия;

б) бромида натрия;

в) хлорида магния.

5. Какой из железосодержащих минералов предпочтительнее использовать для получения железа с точки зрения содержания в руде нужного элемента: пирит FeS_2, лимонит $Fe_2O_3 \cdot 2H_2O$, магнетит Fe_3O_4, гематит Fe_2O_3? Ответ обоснуйте, рассчитав массовую долю железа в указанных соединениях.

6. Массовая доля сульфида цинка в руде сфалерит составляет 42 %. Рассчитайте, какую массу цинка можно получить из 1 т такой руды.

7. В состав минерала халькопирита входят медь (массовая доля 34,78 %), железо (массовая доля 30,44 %) и сера (массовая доля 34,78 %). Определите формулу минерала.

8. Массовая доля оксида алюминия в образце боксита составляет 81,6 %. Какую массу алюминия можно получить из 1 т этого сырья, если производственные потери металла составляют 6 %?

9. Какие массы хрома и никеля потребуются для получения нержавеющей стали из 200 кг железа, если содержание в конечном сплаве никеля составляет 8 %, а хрома — 10 %?

Используйте дополнительную информацию

10. Есть ли в вашем регионе металлургическое производство? Если есть, то подготовьте сообщение о нём и о его продукции.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ IV «МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ»

1. Металлы в таблице Д. И. Менделеева располагаются под диагональю B—At. Только из элементов-металлов состоят Б-группы.

2. Металлы — простые вещества в твёрдом состоянии имеют металлическую кристаллическую решётку, а потому обладают электро- и теплопроводностью, ковкостью, пластичностью, тягучестью, металлическим блеском.

3. Металлы — простые вещества проявляют только восстановительные свойства. Они взаимодействуют с неметаллами (кислородом, серой, галогенами), а также растворами кислот и солей в соответствии со своим положением в электрохимическом ряду напряжений. Кроме того, при соблюдении определённых условий большинство металлов взаимодействует с водой, а некоторые (Li, Ca, Mg, Al) восстанавливают другие металлы из их оксидов (металлотермия).

4. Металлы (например, Al и Zn), оксиды и гидроксиды которых проявляют амфотерные свойства, взаимодействуют со щелочами.

5. Коррозия — это разрушение металла или сплава в результате химических реакций с веществами окружающей среды. Различают химическую и электрохимическую коррозию.

6. Основные способы защиты от коррозии:
- нанесение защитных покрытий на поверхность металлического изделия;
- добавка легирующих элементов;
- изменение состава поверхностного слоя металлического изделия;
- использование ингибиторов;
- протекторная защита.

7. Металлургия — отрасль науки и промышленности, которая занимается получением металлов и сплавов. Различают чёрную (получение железа и его сплавов) и цветную (получение остальных металлов и их сплавов) металлургии.

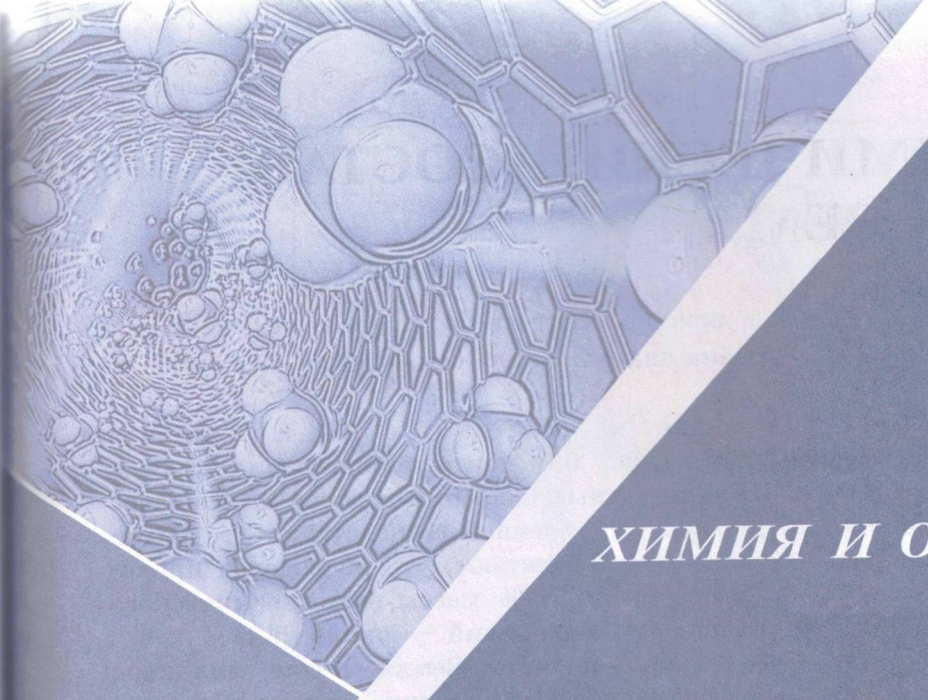
8. Общие промышленные способы получения металлов: пирометаллургия, гидрометаллургия и электрометаллургия.

9. Химические реакции, протекающие под действием электрического тока в растворах или расплавах электролитов, называют электролизом.

10. Практическое значение электролиза:
— получение щелочных и щелочноземельных металлов и алюминия;
— получение галогенов, водорода и кислорода.

V

ХИМИЯ И ОКРУЖАЮЩАЯ СРЕДА





§ 37. ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ПЛАНЕТЫ ЗЕМЛЯ

Все живые и неживые объекты природы состоят из одних и тех же 90 химических элементов. Как устроена планета Земля с точки зрения химии?

Солнце более чем наполовину состоит из водорода (рис. 92), а гигантская планета Солнечной системы Юпитер (рис. 93) почти полностью построена из этого химического элемента. Из-за огромных давлений водород на Юпитере находится в твёрдом состоянии. Вообще во Вселенной господствуют два химических элемента — водород и гелий. Учёные считают, что на водород приходится около 75 % массы всего космического вещества, а на гелий — около 23 %.

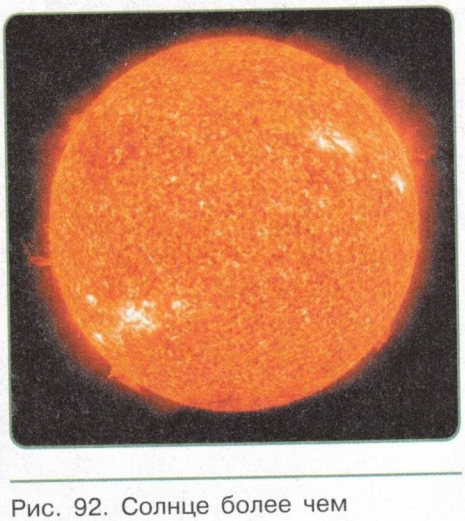


Рис. 92. Солнце более чем наполовину состоит из водорода



Рис. 93. Юпитер — самая большая планета Солнечной системы

Наша планета Земля весом миллиард триллионов тонн состоит из самых разных веществ. А эти вещества, в свою очередь, построены из 90 различных химических элементов. Именно столько элементов обнаружено на нашей планете. Остальные элементы периодической системы ни на Земле ни в космосе не встречаются, они получены искусственно.

Из курса физической географии вы знаете, что планета Земля имеет сложное строение (рис. 94).

Внутреннее **ядро** планеты состоит из двух элементов — *железа* и *никеля*. Несмотря на высокую температуру в центре земного шара (4000—5000 °С), внутреннее ядро твёрдое из-за огромного давления.

За внутренним ядром следует внешнее жидкое ядро. По современным представлениям, оно состоит в основном из железа.

Ядро Земли окружает **мантия** (от греч. *mantion* — покрывало), на которую приходится основная масса Земли. Мантия состоит из веществ, образованных главным образом тремя химическими элементами — алюминием, кремнием и кислородом. Благодаря высокому давлению вещество мантии, по-видимому, находится в твёрдом кристаллическом состоянии с отдельными участками аморфных веществ. Температура мантии составляет 2000—2500 °С, поэтому в тех участках, где давление меньше, вещества образ

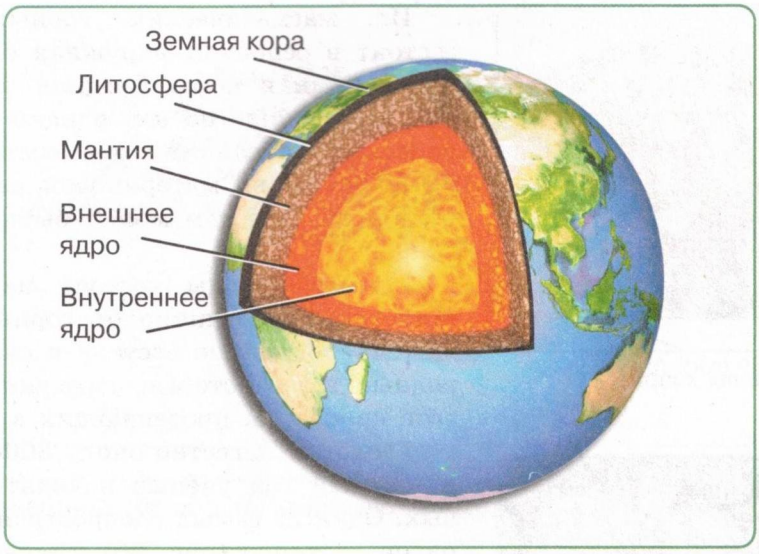


Рис. 94. Внутреннее строение Земли

ют густую расплавленную массу — *магму* (от греч. *magma* — густая мазь). При излиянии магмы на поверхность Земли формируются *магматические горные породы*, главные из которых — *базальт* и *гранит* (рис. 95).

Лабораторный опыт 45

Рассмотрите при помощи увеличительного стекла или лупы кусочек гранита. Хорошо заметно его неоднородное строение. Красноватые или сероватые зёрна — это полевой шпат, полупрозрачные — кварц, блестящие чешуйчатые зёрнышки — слюда.

Горные породы представляют собой сочетание нескольких различных веществ. В этом легко убедиться, рассматривая горную породу при небольшом увеличении с помощью лупы. Например, гранит — плотная зернистая горная порода с крупными кристаллами. Своё название эта горная порода получила от латинского *granum* — зерно.

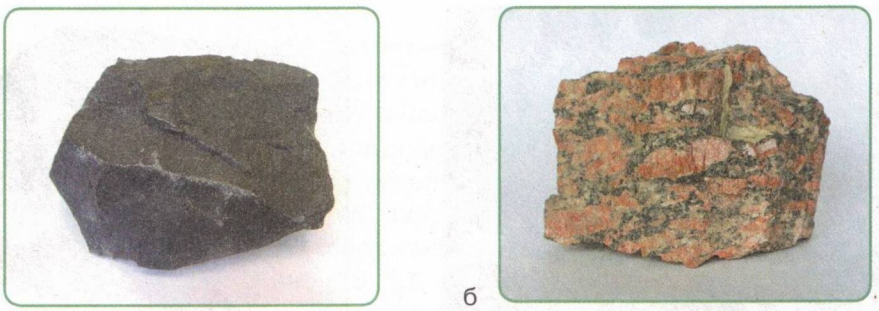


Рис. 95. Образцы пород вулканического происхождения:
а — базальт; *б* — гранит

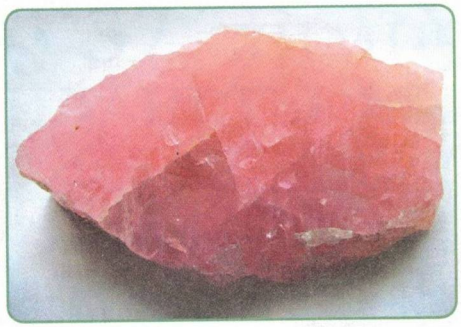


Рис. 96. Кристаллы кварца



Рис. 97. Галит, или каменная соль

Из магматических горных пород и состоит в основном наружная оболочка Земли — **земная кора**. Средняя толщина земной коры около 35 км, однако на участках, покрытых океанами, она составляет всего 5—10 км, а на материковой части благодаря горным хребтам может быть значительно больше.

Горные породы состоят из **минералов**. Минералы, в отличие от горных пород, — это однородные по составу и свойствам природные тела, которые образуются в результате процессов, протекающих в земной коре.

Геологам известно около 3000 минералов, и каждый год учёные находят десятки новых. Один из самых распространённых минералов — *кварц* (рис. 96), главной составной частью которого является оксид кремния(IV) SiO_2. Мелкие кристаллики кварца представляют собой обыкновенный песок. Минерал *галит*, или каменная соль (рис. 97), состоит главным образом из хлорида натрия NaCl. Из каменной соли и воды соляных озёр получают важную пищевую приправу — поваренную соль.

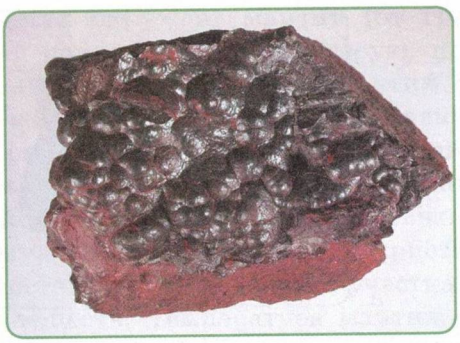
Минералы, из которых в промышленности получают металлы, называют **рудами**.

Рудой является минерал *куприт* Cu_2O (рис. 98, *а*), из которого получают *медь*. Железо выплавляют из железосодержащих руд, например *магнетита* (магнитного железняка Fe_3O_4) и *гематита* (красного железняка Fe_2O_3) (рис. 98, б).

Поверхностные отложения (внешняя часть земной коры) занимают слой толщиной около 2 км. Его составляют, помимо минералов, осадочные горные породы.



а



б

Рис. 98. Образцы руд: *а* — куприт; *б* — гематит

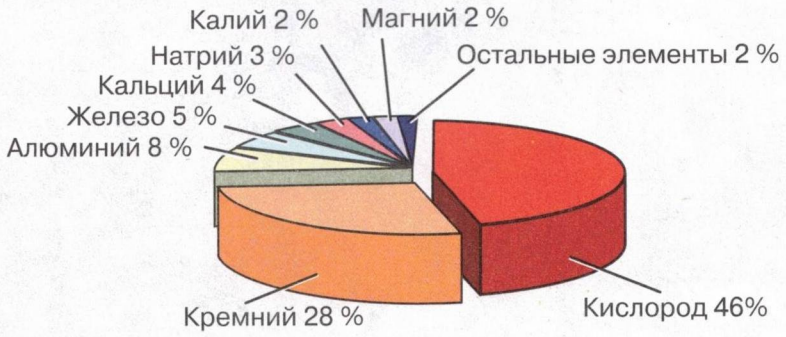


Рис. 99. Элементный состав литосферы (по массе)

Неорганические осадочные горные породы представляют собой результат воздействия на горные породы воды, ветра, солнечных лучей. В результате порода выветривается, измельчается, дробится. Так образуются песок, галька, глина. Эти породы оседают на дно водоёмов или накапливаются на суше.

Органические осадочные горные породы (каменный уголь, нефть, горючие сланцы, торф, мел, известняк) образуются из остатков растительных и животных организмов.

Минералы и горные породы, которые используют в качестве сырья для химического производства, называют **полезными ископаемыми**.

Литосфера — это оболочка Земли, образованная земной корой и прилегающими к ней слоями мантии. Литосфера на 82 % состоит из трёх химических элементов: кислорода, кремния и алюминия. Ещё 16 % приходится на пять элементов: железо, кальций, натрий, калий, магний. Примерно восьмидесяти элементам приходится довольствоваться оставшимися двумя процентами. Распространённость химических элементов в литосфере представлена на рисунке 99.

Водную оболочку нашей планеты называют **гидросферой**. Главная составная часть гидросферы — Мировой океан (рис. 100). В морской и океанической воде растворено много веществ, причём в ней можно обнаружить практически все известные в природе химические элементы, даже золото.

Средняя солёность Мирового океана составляет около 35 г солей в 1 л воды (чуть больше столовой ложки на литр). Если бы вода всех морей и океанов внезапно испарилась, на дне образовался бы слой веществ толщиной 50 м. Бóльшая его часть (примерно 78 %) приходилась бы на хлорид натрия, который и придаёт морской воде солёный вкус. А горьковатый привкус — результат присутствия соединений магния. Относительное содержание различных химических элементов в гидросфере приведено на рисунке 101.

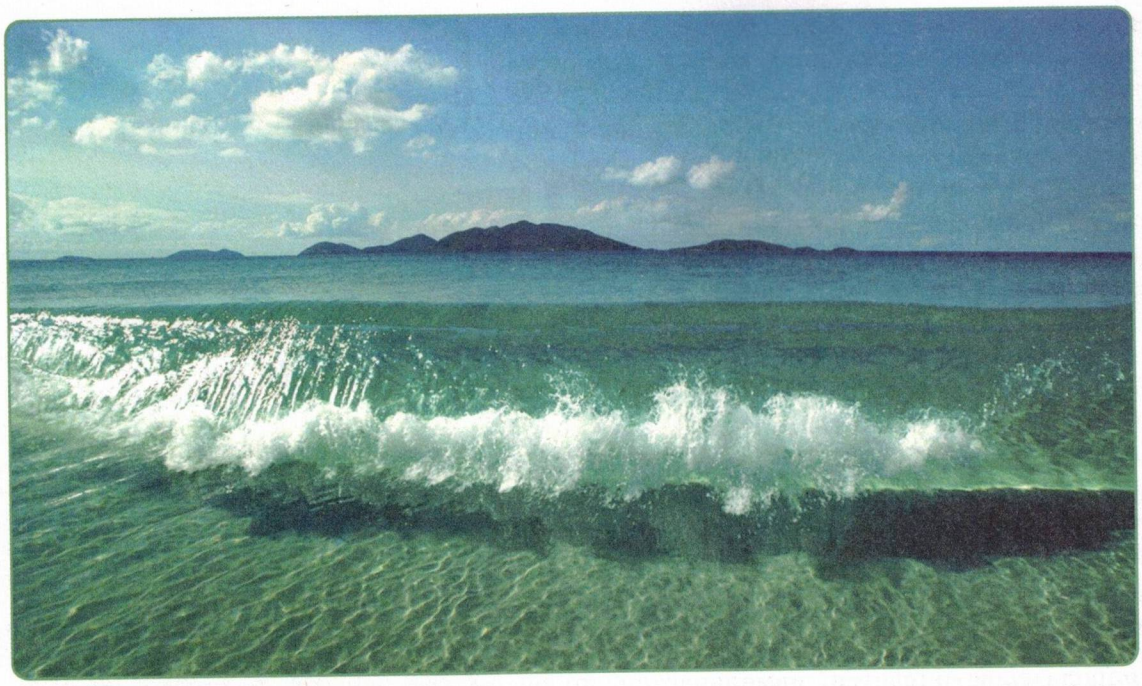


Рис. 100. Мировой океан занимает 71 % поверхности Земли

Атмосфера, воздушная оболочка Земли, представлена исключительно элементами-неметаллами, а соединения металлов могут содержаться в ней лишь как случайные компоненты, обусловленные загрязнением воздуха промышленными отходами и некоторыми другими веществами (пыль, микроорганизмы, пыльца растений и т. п.). Азот, кислород, благородные газы относят к *постоянным компонентам атмосферного воздуха*, их содержание колеблется у поверхности Земли очень незначительно. Азот присутствует в воздухе глав-

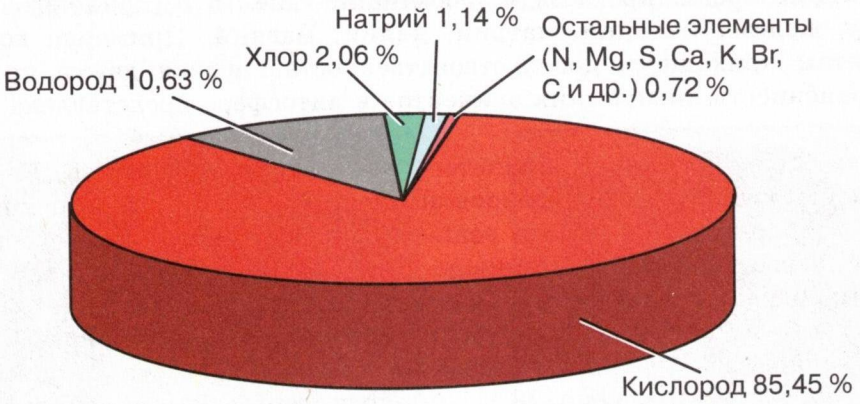


Рис. 101. Элементный состав гидросферы (по массе)

ным образом в виде простого вещества N_2. Аналогично кислород представлен в атмосфере преимущественно простыми веществами: кислородом O_2, а в верхних слоях атмосферы — озоном O_3. Кислород в атмосфере входит также в состав некоторых *переменных составных частей воздуха*, например оксидов: углекислого (CO_2) и угарного (CO) газов, оксидов азота и серы (рис. 102).

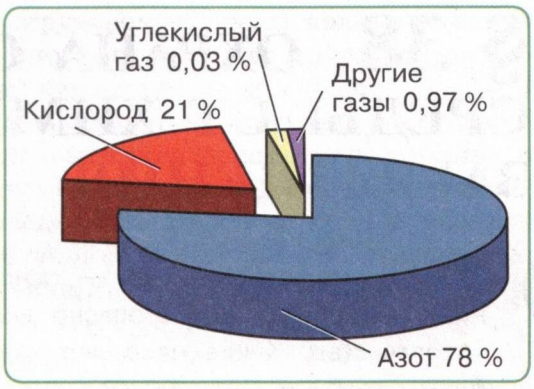


Рис. 102. Состав атмосферного воздуха

Полезные ископаемые литосферы, минеральные вещества гидросферы, компоненты атмосферы служат сырьём для химического производства и перерабатывающей промышленности. Со способами получения металлов и неметаллов из природных источников вы уже познакомились.

Строение Земли: ядро, мантия, земная кора, литосфера, гидросфера, атмосфера. Горные породы. Минералы. Руды. Полезные ископаемые

Проверьте свои знания

1. Каково строение нашей планеты? Какие химические элементы преобладают в каждой из оболочек Земли?
2. Что такое минералы, осадочные породы? Приведите названия пяти минералов из коллекции Минералогического музея им. А. Е. Ферсмана. Для выполнения задания воспользуйтесь сайтом музея: www.fmm.ru.
3. Охарактеризуйте химический состав гидросферы. Соединения каких химических элементов, помимо кислорода и водорода, преобладают в Мировом океане?
4. Расскажите о составе атмосферного воздуха.

Примените свои знания

5. Один из самых солёных водоёмов на планете — Мёртвое море. Для того чтобы приготовить аналог его вод, нужно в 1 л чистой воды растворить 490 г соли. Рассчитайте массовую долю солей в Мёртвом море.
6. Массовые доли элементов в минерале криолите составляют: калий — 58,2 %, алюминий — 13,4 %, фтор — 28,4 %. Определите формулу минерала.

Выразите своё мнение

7. Одна из глобальных проблем человечества — нехватка пресной воды. При этом, например, в прибрежных странах Африки солёных вод предостаточно. Какие способы опреснения морской воды вы можете предложить?

§ 38. ОХРАНА ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ ОТ ХИМИЧЕСКОГО ЗАГРЯЗНЕНИЯ

Химическое производство — основа жизни современного общества. Однако оно далеко не безопасно для окружающей среды, в которой живёт человечество. Какие наиболее известные глобальные экологические проблемы требуют незамедлительного решения?

В условиях расширения промышленного производства возрастает роль химии как в обеспечении потребностей человека в современных веществах и материалах, так и в создании условий, максимально уменьшающих воздействие химического производства на окружающую среду.

Ежегодно синтезируется около 250 тыс. новых химических соединений, из которых только десятая часть подвергается экспертизе для оценки их воздействия на живые организмы, тогда как десятки тысяч этих новых веществ являются потенциально опасными для человека и всего живого.

Кроме этого, крупнотоннажное производство минеральных кислот, удобрений, пластмасс, нефтепродуктов сопровождается выбросами в атмосферу оксидов углерода, азота и серы. Аналогичное воздействие на окружающую среду оказывает и металлургическое производство, энергетические предприятия (теплоэлектроцентрали) (рис. 103). Атмосферу загрязняют выхлопные газы миллионов автомобилей.



Рис. 103. Загрязнение окружающей среды

Следствием химического загрязнения окружающей среды являются такие экологические проблемы, как нарушение биогеохимических круговоротов химических элементов, потепление климата, кислотные дожди и др.

Деятельность человека в первую очередь влияет на круговороты углерода, кислорода, азота, фосфора и серы. Так, сжигание ископаемого топлива и переработка полезных ископаемых вводят в биосферу углерод и другие химические элементы, которые были ранее выведены из круговорота. В атмосфере повышается содержание так называемых *парниковых газов* — углекислого газа, паров воды, метана и др. Как следствие, усиливается **парниковый эффект** — свойство атмосферы пропускать световую энергию Солнца, но задерживать тепловое излучение Земли. Только за последние 100 лет среднегодовая температура Земли повысилась на 0,8 °С. Это приводит к усилению таяния льдов и повышению уровня морей и океанов. По расчётам экспертов, к 2025 г. подъём уровня океана может составить 40 см, что может привести к затоплению прибрежных территорий.

В 1997 г. в Киото, Япония, был принят международный документ — Киотский протокол, который обязывает развитые страны и страны с переходной экономикой сократить или стабилизировать выбросы парниковых газов.

Поступающие в атмосферу выбросы металлургических и других предприятий, а также выхлопные газы автомобилей служат причиной выпадения **кислотных дождей**.

Кислотные дожди, точнее, осадки — дождь или снег, pH которых < 5,6, образуются в результате химических реакций между содержащимися в атмосфере водяными парами и кислотными оксидами:

$$SO_2 + NO_2 = SO_3 + NO$$
$$2NO + O_2 = 2NO_2$$
$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$$
$$2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$$

Кислотные осадки переводят нерастворимые соли тяжёлых металлов в растворимые, которые усваиваются растениями, а потом попадают в организм животных и человека. Такие соединения также представляют угрозу для здоровья. Кроме того, в результате кислотных осадков гибнут леса и луга (рис. 104), разрушаются скульптуры, памятники архитектуры, металлические конструкции и т. д.

Ещё опаснее кислотный туман — аэрозоль с капельками растворов серной и азотной кислот. Он имеет ещё более кислую среду (pH < 2) и, попадая в дыхательные пути, вызывает тяжёлые респираторные и сердечно-сосудистые заболевания.

С химическим загрязнением атмосферы, возможно, связана и проблема уменьшения **озонового слоя** планеты, который располагается в стратосфере на высоте 20—25 км и защищает

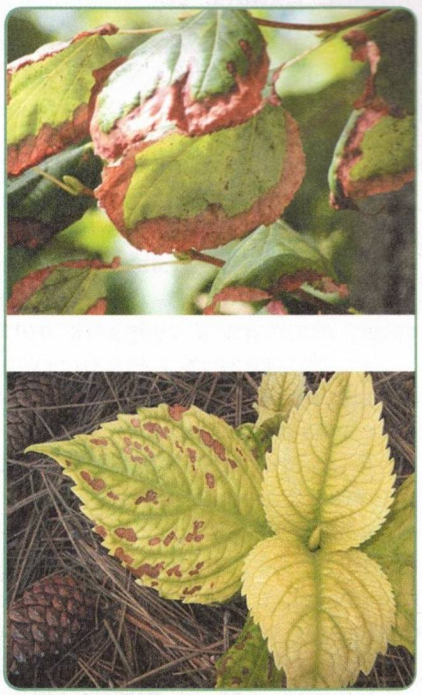


Рис. 104. Повреждения листьев, вызванные кислотными дождями

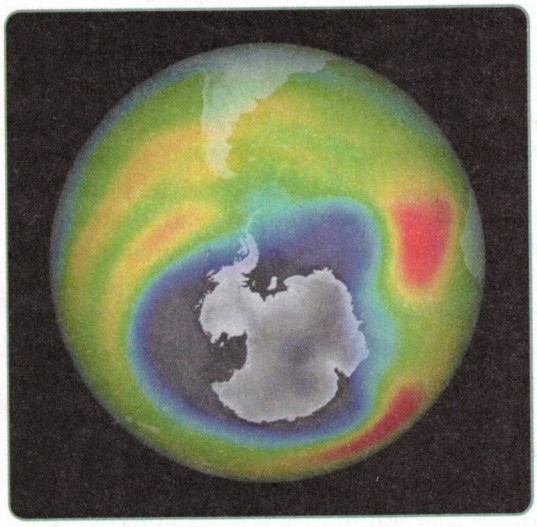


Рис. 105. Озоновая дыра над Антарктидой

всё живое от губительного ультрафиолетового излучения Солнца. Явление локального уменьшения концентрации озона в озоновом слое Земли получило название **озоновой дыры** (рис. 105).

Появление озоновых дыр — разрушение озона в стратосфере — вызывается как природными, так и антропогенными факторами (запусками сверхзвуковых самолётов и ракет, выбросами автомобилей и промышленных предприятий, поступлением в атмосферу фреонов из холодильных установок).

Документом, устанавливающим межгосударственные меры по охране озонового слоя планеты, является принятая в 1985 г. Венская конвенция, которая была дополнена в 1987 г. Монреальским протоколом. Этот протокол содержит список самых опасных веществ, разрушающих озоновый слой.

Более 70 % поверхности Земли приходится на Мировой океан, который необходим для существования человеческой цивилизации. Он выполняет роль гигантского отстойника для захоронения токсичных отходов деятельности человека. Однако способность к самоочищению у вод многих внутренних морей уже исчерпана, а у Мирового океана близка к пределу. Отсюда следует, что охрана атмосферы, гидросферы и литосферы является условием существования человечества.

Чтобы свести к минимуму загрязнение окружающей среды, разрабатываются проекты, которые позволят:

— использовать экологически чистые виды энергии (Солнца, ветра, морских приливов);

— применять малоотходные и безотходные промышленные технологии;

— производить очистку промышленных выбросов с помощью электрофильтров, жидких и твёрдых поглотителей и др.;

— применять катализаторы очистки выхлопных газов автомобилей наряду с совершенствованием конструкции двигателей и использованием альтернативных видов топлива.

В настоящее время активно развивается инновационное направление химической промышленности — **«зелёная химия»**. Один из главных принципов «зелёной химии» состоит в том, что лучше предотвратить образование загрязнений, чем потом от них избавляться. Для этого надо реализовывать такие процессы, в которых побочные продукты либо совсем не образуются, либо представляют собой безвредные вещества.

В «зелёной химии» можно выделить следующие направления:

- поиск новых путей синтеза и новых катализаторов;
- использование возобновляемых источников сырья и энергии;
- замена традиционных органических растворителей.

Парниковый эффект. Кислотные дожди. Озоновый слой. Озоновые дыры. «Зелёная химия»

Проверьте свои знания

1. Как образуются кислотные осадки? Какой вред окружающей среде, промышленным и сельскохозяйственным предприятиям они наносят? Как влияют кислотные осадки на здоровье человека?
2. Что представляет собой парниковый эффект? Почему его так называют? К каким последствиям приводит парниковый эффект?
3. Почему озоновый слой называют также озоновым щитом планеты? Что такое озоновые дыры? Каковы причины их возникновения?
4. Почему охрана Мирового океана является глобальной проблемой?
5. Какие международные соглашения регулируют систему мер по охране окружающей среды от химического загрязнения?

Примените свои знания

6. Составьте уравнения реакций образования кислотных дождей.
7. Предложите уравнения реакций, в результате которых разрушаются памятники архитектуры.

Используйте дополнительную информацию

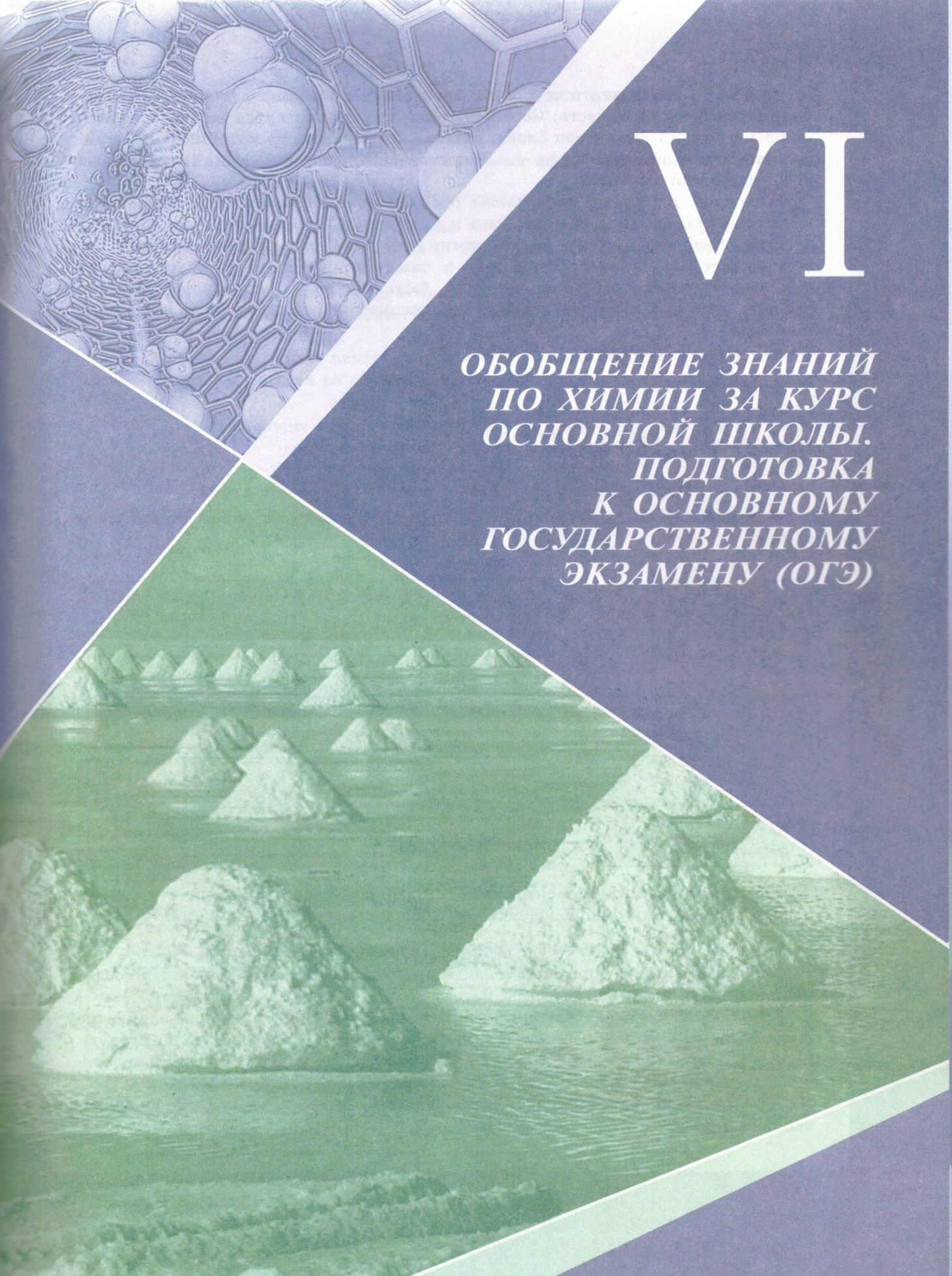
8. Подготовьте сообщение о наиболее крупных экологических катастрофах последнего десятилетия, вызванных химическим загрязнением.
9. Одно из направлений «зелёной химии», развиваемое в России, — синтез новых материалов, очистка химических веществ с использованием сверхкритических жидкостей. Чаще всего используют сверхкритический оксид углерода(IV). При каких условиях оксид углерода(IV) становится сверхкритическим? Где уже используют сверхкритический оксид углерода(IV)? Ответы на вопросы можно найти на сайте www.greenchemistry.ru.

ВЫВОДЫ К ГЛАВЕ V «ХИМИЯ И ОКРУЖАЮЩАЯ СРЕДА»

1. Планета Земля состоит из железоникелевого ядра (внутреннего и внешнего), мантии, которая состоит из веществ, образованных в основном тремя химическими элементами: алюминием, кремнием и кислородом. Литосфера образована соединениями, в состав которых входят преимущественно кислород (46 %), кремний (28 %) и алюминий (8 %).

2. Химические элементы образуют вещества минералов и горных пород, которые служат источником получения простых веществ и соединений этих элементов.

3. Следствием химического загрязнения окружающей среды являются такие экологические проблемы, как нарушение биогеохимических круговоротов химических элементов, потепление климата, кислотные дожди и др. Основная цель «зелёной химии» — предотвращение химического загрязнения окружающей среды.



VI

ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО ХИМИИ ЗА КУРС ОСНОВНОЙ ШКОЛЫ. ПОДГОТОВКА К ОСНОВНОМУ ГОСУДАРСТВЕННОМУ ЭКЗАМЕНУ (ОГЭ)

Химия — это наука о строении, свойствах, способах получения и применении химических веществ. Соответственно повторение курса химии основной школы сгруппировано в три блока, содержание каждого из которых рассматривается в отдельном параграфе — «Вещества», «Химические реакции», «Основы неорганической химии».

В каждом параграфе этой главы представлено обобщение уже изученного вами материала в виде схем, таблиц и уравнений.

Заключительный обзор курса химии основной школы позволит вам систематизировать знания о веществах и химических реакциях, подготовиться к итоговой аттестации по предмету и, быть может, укрепит ваше решение выбрать химию в качестве профильной дисциплины для изучения в старшей школе.

§ 39. ВЕЩЕСТВА

Периодическая система элементов и строение атома

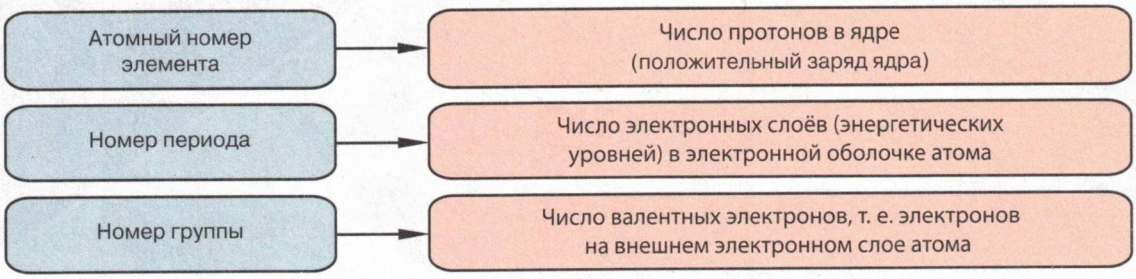
Соотношение числа протонов и нейтронов в ядре атома определяется уравнением

$$A = N + Z,$$

где A — массовое число; N — число нейтронов в ядре; Z — атомный номер (число протонов в ядре).

Положение элемента в периодической системе обусловлено строением его атома (схема 6).

Схема 6



Изменение свойств элементов и образованных ими соединений в пределах одного периода или одной подгруппы (А-группы) показано на схемах 7 и 8.

Строение вещества. Химическая связь

Определить тип химической связи в простых веществах и бинарных соединениях можно с помощью схемы 9.

Сравнительную электроотрицательность (ЭО) атомов химических элементов в периодах и группах периодической системы можно определить по следующему правилу: *чем дальше химический элемент от фтора (самого электроотрицательного элемента), тем меньше его электроотрицательность.*

Для расчёта степени окисления химических элементов необходимо знать несколько правил.

1. Степень окисления водорода в сложных веществах равна +1 (кроме гидридов, например, $\overset{-1}{Na}\overset{+1}{H}$, $\overset{+2}{Ca}\overset{-1}{H_2}$).

2. Степень окисления кислорода в сложных веществах равна −2 (кроме пероксидов, например, $\overset{+1}{Na_2}\overset{-1}{O_2}$, $\overset{+1}{H_2}\overset{-1}{O_2}$, и фторидов $\overset{+2}{O}\overset{-1}{F_2}$, $\overset{+1}{O_2}\overset{-1}{F_2}$).

3. Максимальная степень окисления металлов равна номеру группы.

4. Минимальная степень окисления неметаллов (кроме водорода) равна номеру группы минус восемь.

5. Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.

6. Сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна нулю, а в ионе — заряду иона.

7. Степень окисления центрального атома в кислородсодержащей кислоте такая же, как и во всех её солях.

Схема 7

Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах одного периода

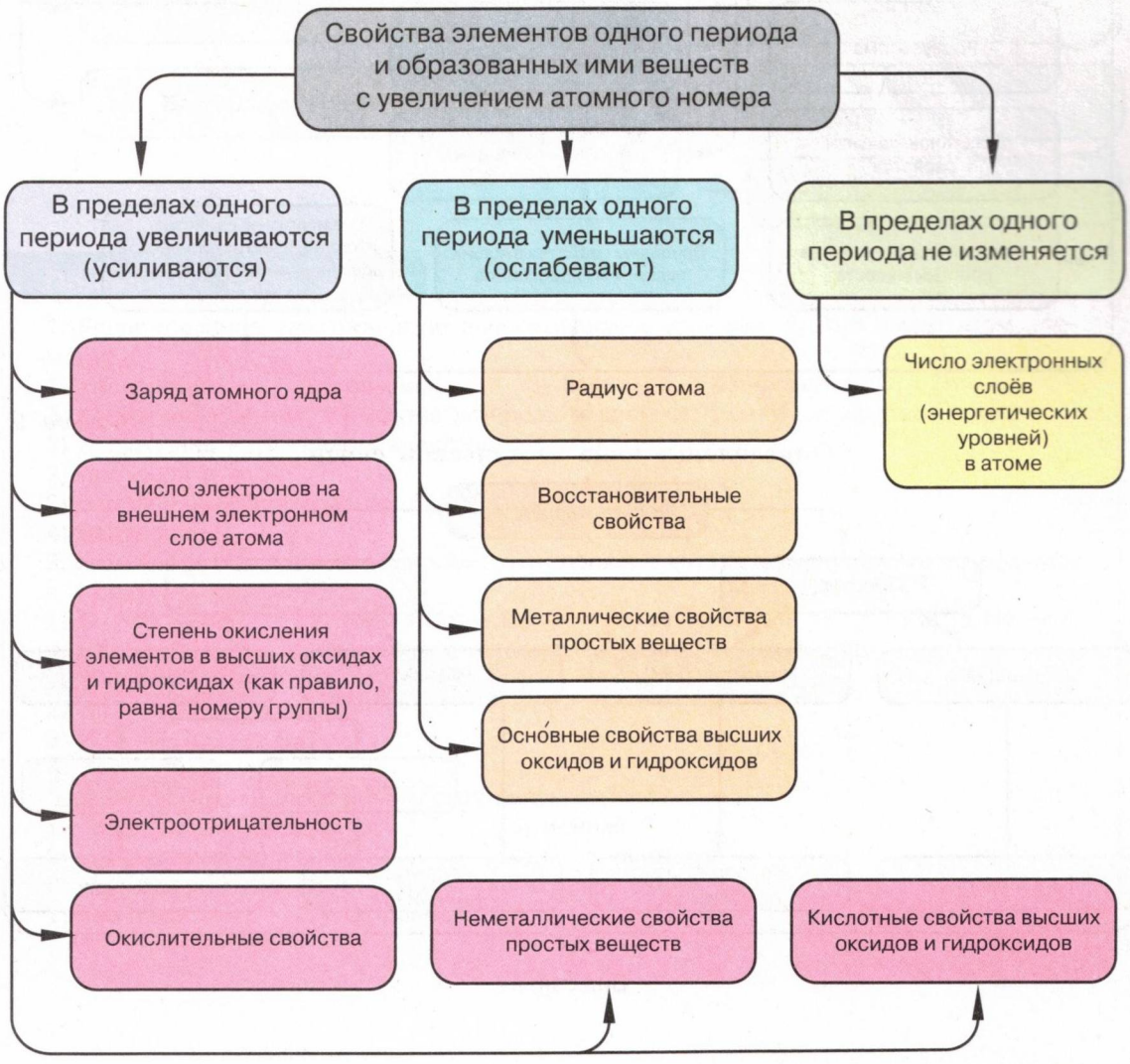


Схема 8

Изменение свойств элементов и образованных ими веществ в пределах А-группы

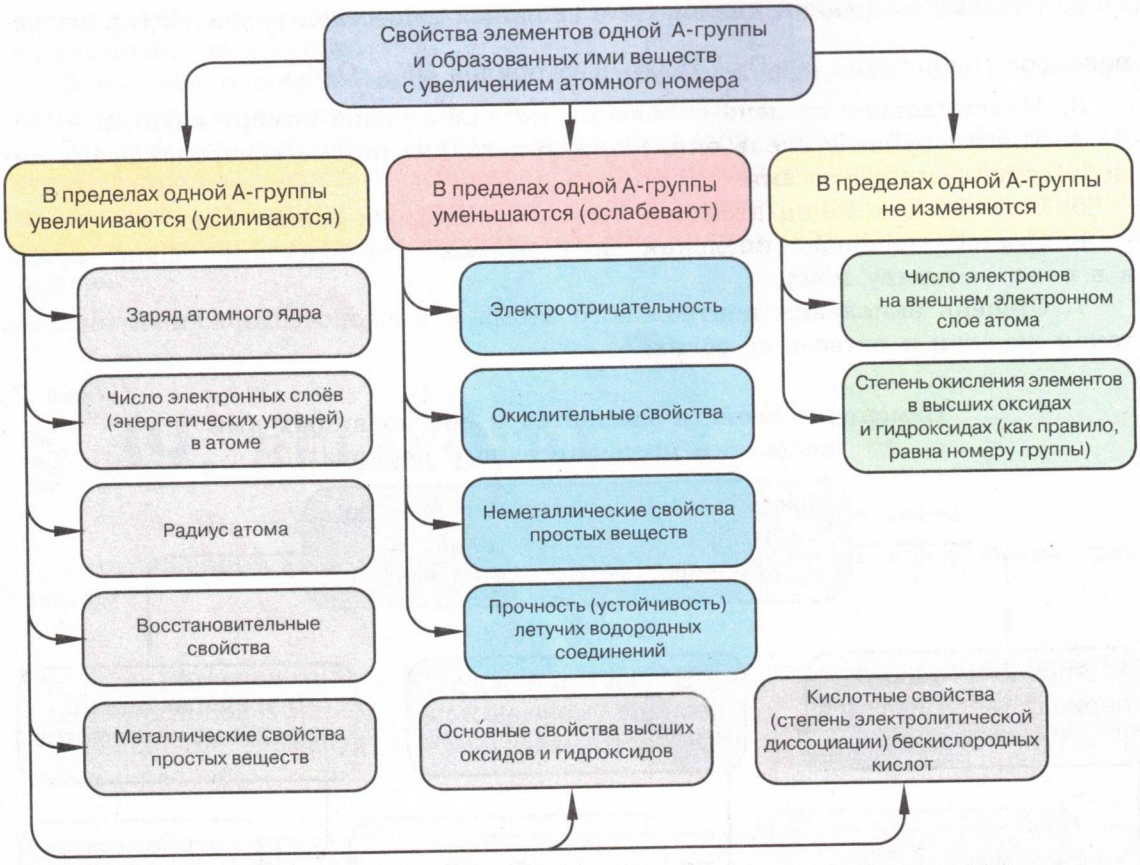
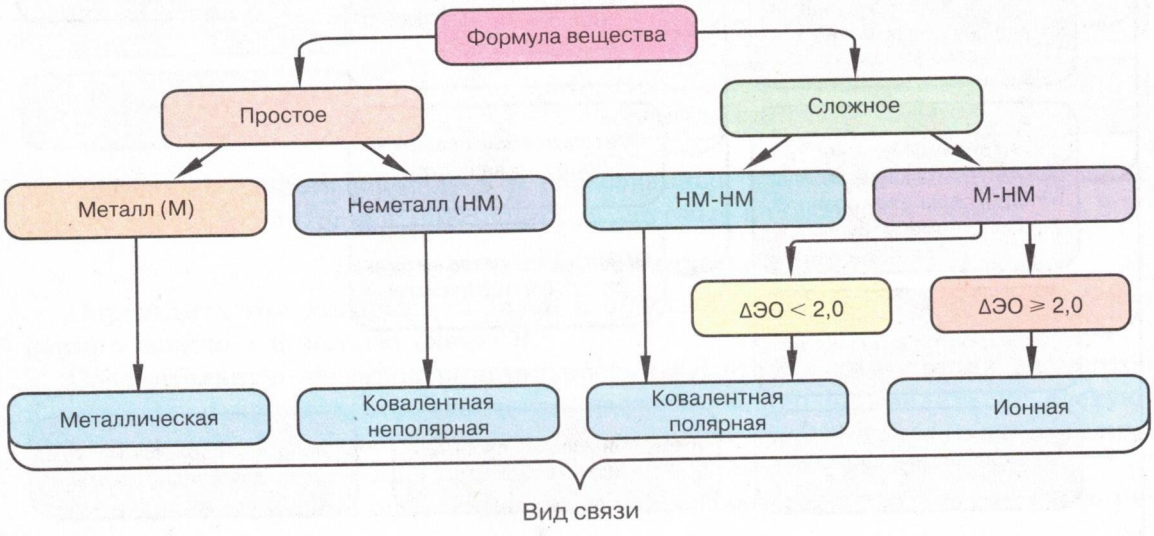


Схема 9

Определение вида химической связи

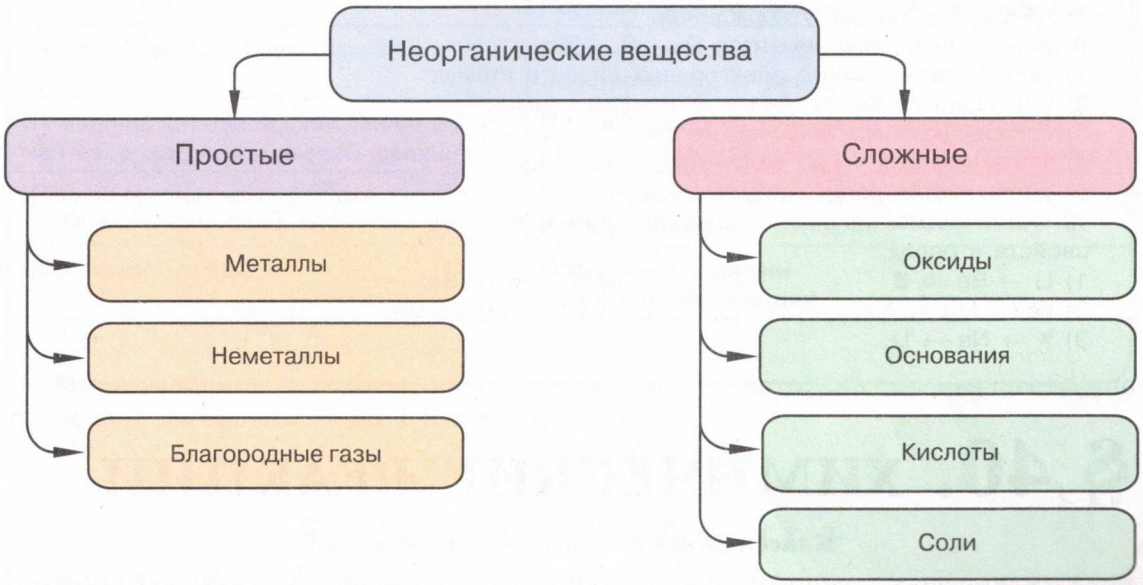


Основные классы неорганических веществ

На схеме 9 представлена классификация неорганических веществ (кроме некоторых соединений, состоящих из двух и более атомов неметаллов, например, PCl_5, CS_2, SO_2Cl_2).

Схема 10

Классификация неорганических веществ



Примените свои знания

1. Распределение электронов по энергетическим уровням 2, 8, 6 имеет атом элемента
1) кислорода 2) кремния 3) серы 4) аргона
2. Атомы химических элементов углерода и кремния имеют одинаковое число
1) электронов на внешнем электронном слое
2) протонов в ядре
3) заполненных электронных слоёв
4) нейтронов
3. Химические элементы расположены в порядке уменьшения их атомного радиуса в ряду
1) $S \rightarrow O \rightarrow N$ 2) $Mg \rightarrow Ca \rightarrow Ba$ 3) $Al \rightarrow Si \rightarrow P$ 4) $Li \rightarrow Na \rightarrow K$
4. Свойства оксидов изменяются от основных к кислотным в ряду
1) $Na_2O \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow SO_3$
2) $SiO_2 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow MgO$
3) $K_2O \rightarrow CaO \rightarrow ZnO$
4) $SO_2 \rightarrow CO_2 \rightarrow P_2O_5$
5. В молекуле хлора химическая связь
1) ковалентная неполярная 3) ионная
2) ковалентная полярная 4) металлическая
6. Из указанных веществ ионная связь присутствует в
1) аммиаке 2) хлороводороде 3) меди 4) оксиде натрия

7. Высшие степени окисления свинца и серы соответственно равны
1) +4 и +6 2) +4 и +8 3) +2 и +6 4) +2 и +4
8. Такую же степень окисления, как и в аммиаке, азот имеет в соединении
1) $NaNO_3$ 2) NH_4Cl 3) N_2O_3 4) HNO_2
9. Кислотным оксидом и основанием соответственно являются
1) MgO, KOH 2) SO_2, NaCl 3) $Ba(OH)_2$, P_2O_5 4) CO_2, NaOH
10. Гидроксиду кальция соответствует формула
1) $CaSO_4$ 2) $Ca(OH)_2$ 3) CaO 4) $CaCO_3$
11. Выберите верные утверждения.
В ряду химических элементов O → S → Se
1) увеличивается число электронных слоёв в атомах
2) уменьшается число протонов в ядрах атомов
3) ослабевают неметаллические свойства
4) увеличивается число валентных электронов
5) уменьшается радиус атома
12. Химические элементы расположены в порядке усиления восстановительных свойств в рядах
1) Li → Be → B
2) Fe → Mg → Na
3) K → Na → Li
4) C → B → Be
5) Ca → Mg → Be

§ 40. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Классификация химических реакций

Химические реакции следует отличать от *физических явлений*. При химических реакциях происходит превращение одних веществ в другие, в то время как при физических явлениях состав веществ не претерпевает изменений.

Признаками химических реакций могут служить:

- изменение цвета;
- выпадение осадка;
- выделение газа;
- изменение окраски индикатора;
- появление запаха и др.

Следует помнить, что ни один из перечисленных признаков *не гарантирует* протекание химической реакции, а лишь указывает на возможное её осуществление.

Классификация химических реакций по различным признакам приведена в таблице 4.

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

Электролитами называют вещества, которые в растворе или при расплавлении распадаются на ионы.

Электролитическая диссоциация — это распад электролита в растворе (расплаве) на ионы:

- положительные ионы (катионы) H^+, M^{n+} (n — заряд иона металла M^{n+}), NH_4^+ и др.;
- отрицательные ионы (анионы) OH^-, Acd^{n-} (n — заряд иона кислотного остатка Acd^{n-}).

Таблица 4

Типы химических реакций

Признак классификации	Тип реакций
Число и состав реагентов и продуктов реакции	Реакции соединения Реакции разложения Реакции замещения Реакции обмена (в том числе нейтрализации)
Тепловой эффект реакции	Эндотермические реакции Экзотермические реакции
Изменение степеней окисления элементов в ходе химической реакции	Окислительно-восстановительные реакции Реакции без изменения степеней окисления
Использование катализатора	Каталитические реакции Некаталитические реакции
Обратимость реакции	Обратимые реакции Необратимые реакции

Многоосно́вные кислоты диссоциируют ступенчато, но преимущественно протекает диссоциация по 1-й ступени:

$$H_nAcd \rightleftarrows H^+ + H_{n-1}Acd^-$$

$$H_{n-1}Acd^- \rightleftarrows H^+ + H_{n-2}Acd^{2-} \text{ и т. д.}$$

Диссоциация электролита характеризуется степенью электролитической диссоциации α:

$$\alpha = \frac{n_д}{n_р},$$

где $n_д$ и $n_р$ — количество вещества электролита, распавшегося на ионы и растворённого соответственно.

В водном растворе степень электролитической диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации (чем больше концентрация, тем меньше α, следовательно, α можно увеличить разбавлением раствора). От температуры α зависит слабо — при нагревании она незначительно возрастает.

По величине степени электролитической диссоциации электролиты делят на:

- сильные ($\alpha \to 1$) — кислоты (HCl, $HClO_4$, HNO_3, H_2SO_4 и др.), щёлочи (все), соли (все растворимые в воде);
- слабые ($\alpha \to 0$) — кислоты (HClO, HNO_2, H_2S, H_2SiO_3, H_2CO_3, CH_3COOH и др.), основания ($NH_3 \cdot H_2O$).

Реакции ионного обмена

Протекание реакций обмена с участием электролитов в растворах (реакции ионного обмена) возможно при соблюдении одного из условий (*правило Бертолле*):

- выпадение осадка;
- выделение газа;
- образование слабого электролита (в частности, воды).

Противоположно заряженные ионы, которые при соединении образуют нерастворимое или малорастворимое вещество, газ или молекулы слабого электролита, совместно существовать в растворе без взаимодействия не могут.

Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называют реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления химических элементов, образующих реагирующие вещества.

Окислитель — вещество (элемент в составе этого вещества), принимающее электроны. Само вещество (элемент в его составе) при этом восстанавливается.

Восстановитель — вещество (элемент в составе этого вещества), отдающее электроны. Само вещество (элемент в его составе) при этом окисляется.

На схеме 11 приведены основные понятия теории ОВР.

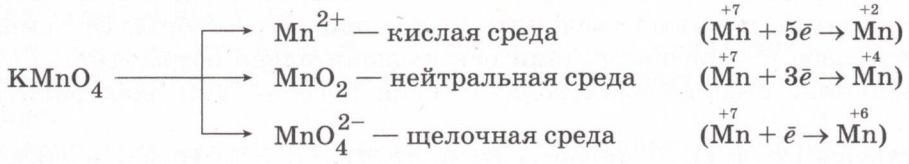
Схема 11

Основные понятия теории ОВР

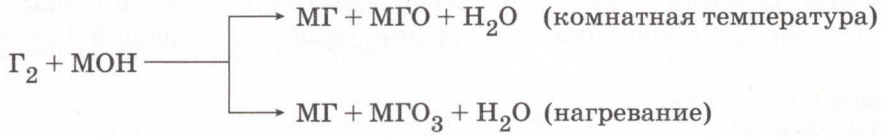


К окислительно-восстановительным относят все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Любая реакция с участием одного или нескольких простых веществ (в качестве реагента или продукта реакции) является окислительно-восстановительной.

Сильным и достаточно распространённым окислителем служит перманганат калия, который в различных средах восстанавливается до соединений марганца в различных степенях окисления:



В некоторых случаях на состав продуктов ОВР влияет температура. Например, окислительно-восстановительные реакции галогена в щелочной среде при комнатной температуре приводят к образованию смеси различных галогенсодержащих солей.



Проверьте свои знания

1. К химическим явлениям относят процесс
1) превращения воды в пар
2) превращения негашёной извести в гашёную
3) образования инея на деревьях
4) кристаллизации расплава алюминия

2. Общая масса всех веществ, участвующих в химической реакции,
1) увеличивается
2) уменьшается
3) может как увеличиваться, так и уменьшаться
4) не изменяется

3. Взаимодействие оксида железа(III) с соляной кислотой относят к реакциям
1) соединения
2) разложения
3) обмена
4) замещения

4. К растворимым в воде электролитам относят
1) карбонат натрия
2) гидроксид меди(II)
3) хлорид серебра
4) сульфат бария

5. С образованием гидроксид-ионов в водном растворе диссоциируют
1) кислоты 2) щёлочи 3) оксиды 4) средние соли

6. Наибольшее число ионов образуется в растворе при полной диссоциации 1 моль
1) NH_4Cl 2) H_2SO_4 3) $AlCl_3$ 4) $NaNO_3$

7. Сокращённому ионному уравнению $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$ соответствует взаимодействие между
1) растворами сульфата меди(II) и гидроксида натрия
2) оксидом меди(II) и раствором гидроксида калия
3) раствором хлорида меди(II) и гидратом аммиака
4) медью и гидроксидом натрия

8. В водном растворе **не могут** одновременно существовать ионы
1) Na^+ и SO_4^{2-} 2) H^+ и CO_3^{2-} 3) Ag^+ и NO_3^- 4) K^+ и OH^-

9. Установите соответствие между схемой превращения и изменением степени окисления азота в ней.

СХЕМА ПРЕВРАЩЕНИЯ	ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ АЗОТА
А) $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow HNO_3$	1) $\overset{+2}{N} \rightarrow \overset{+3}{N}$
Б) $NO + O_2 \rightarrow NO_2$	2) $\overset{+4}{N} \rightarrow \overset{+5}{N}$
В) $NaNO_3 \rightarrow NaNO_2 + O_2$	3) $\overset{+5}{N} \rightarrow \overset{+3}{N}$
	4) $\overset{+4}{N} \rightarrow \overset{+2}{N}$
	5) $\overset{+2}{N} \rightarrow \overset{+4}{N}$

Примените свои знания

10. Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, схема которой $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$, равна
1) 16 2) 18 3) 20 4) 22

§ 41. ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Химические свойства простых веществ

Об относительной активности *металлов* можно судить по их положению в электрохимическом ряду напряжений: чем левее стоит металл в ряду, тем он активнее.



Для металлов характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с неметаллами с образованием солей бескислородных кислот (или солеподобных соединений):

$$2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$$

• взаимодействие с водой с образованием щелочей и водорода (для щелочных и щелочноземельных металлов):

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow$$

или с перегретым водяным паром с образованием оксида металла и водорода (для металлов средней активности, например железа):

$$3Fe + 4H_2O = Fe_3O_4 + 4H_2$$

• взаимодействие с кислотами с образованием соли и водорода (для металлов, стоящих в электрохимическом ряду напряжений до водорода, кроме щелочных и щелочноземельных металлов):

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

• взаимодействие с растворами солей менее активных металлов с образованием новой соли и выделением менее активного металла:

$$Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$$

Можно отметить ряд специфических свойств, характерных для отдельных групп металлов. Например:

• некоторые металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, взаимодействуют со щелочами с образованием комплексного соединения этого металла и выделением водорода:

$$2Al + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

• активные металлы способны вытеснять менее активные из их оксидов:

$$2Al + Fe_2O_3 = Al_2O_3 + 2Fe$$

• некоторые активные металлы способны окисляться кислотными оксидами:

$$2Mg + CO_2 = 2MgO + C$$

• металлы, восстанавливая азот и серу кислотных остатков, но не H^+ (см. с. 215), способны реагировать с азотной и концентрированной серной кислотами.

Для *неметаллов* характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с металлами с образованием солей бескислородных кислот (или солеподобных соединений):

$$S + Zn = ZnS$$

• взаимодействие с другими неметаллами с образованием бинарных соединений, в частности оксидов:

$$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$$

или водородных соединений неметаллов:

$$N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$$

Можно отметить ряд специфических свойств, характерных для отдельных групп неметаллов. Например:

• более активный галоген вытесняет менее активный из раствора его соли:

$$Cl_2 + 2KBr = 2KCl + Br_2$$

• галогены, а также сера и фосфор реагируют с растворами щелочей с образованием смеси солей:

$$Cl_2 + 2KOH = KCl + KClO + H_2O$$

• кислород окисляет сложные вещества, содержащие атомы, способные повысить свою степень окисления:

$$2CO + O_2 = 2CO_2$$

$$4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$$

Химические свойства сложных веществ

В таблице 5 приведены характерные химические свойства *солеобразующих оксидов*.

Таблица 5

Характерные химические свойства солеобразующих оксидов

Группа оксидов / Свойства	Основные оксиды	Кислотные оксиды	Амфотерные оксиды
Образуют соль и воду в реакции обмена при взаимодействии	С кислотами	С основаниями	И с кислотами, и с основаниями
Образуют соль в реакции соединения при взаимодействии	С кислотными и амфотерными оксидами	С основными и амфотерными оксидами	С основными и кислотными оксидами
Образуют растворимый гидроксид при взаимодействии с водой	Щёлочи	Кислородсодержащие кислоты	Не взаимодействуют с водой

Для растворимых в воде оснований (*щелочей*) характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с некоторыми металлами, образующими амфотерные оксиды и гидроксиды, с образованием комплексного соединения и выделением водорода:

$$2NaOH + Zn + 2H_2O = Na_2[Zn(OH)_4] + H_2\uparrow$$

• взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли и воды:

$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3\downarrow + H_2O$$

• взаимодействие с амфотерными оксидами с образованием комплексного соединения:

$$2KOH + Al_2O_3 + 3H_2O = 2K[Al(OH)_4]$$

• взаимодействие с амфотерными гидроксидами с образованием комплексного соединения:

$$3NaOH + Cr(OH)_3 = Na_3[Cr(OH)_6]$$

• взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:

$$Ba(OH)_2 + 2HNO_3 = Ba(NO_3)_2 + 2H_2O$$

• взаимодействие с растворами солей с образованием нерастворимого в воде основания (амфотерного гидроксида) или NH_3 и новой соли:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$
$$NH_4Cl + KOH = KCl + NH_3\uparrow + H_2O$$

Для *нерастворимых в воде оснований* характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:

$$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O$$

• термическое разложение:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O$$

Для *амфотерных гидроксидов* характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды:

$$Cr(OH)_3 + 3HNO_3 = Cr(NO_3)_3 + 3H_2O$$

• взаимодействие со щелочами с образованием комплексного соединения:

$$Al(OH)_3 + KOH = K[Al(OH)_4]$$

• термическое разложение:

$$Zn(OH)_2 = ZnO + H_2O$$

Для *кислот* характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (кроме щелочных и щелочноземельных), с образованием соли и выделением водорода:

$$Mg + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2\uparrow$$

• взаимодействие с основными и амфотерными оксидами с образованием соли и воды:

$$CaO + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

$$Al_2O_3 + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2O$$

• взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами с образованием соли и воды:

$$3NaOH + H_3PO_4 = Na_3PO_4 + 3H_2O$$

$$Al(OH)_3 + 3HBr = AlBr_3 + 3H_2O$$

• взаимодействие с солями по реакции ионного обмена с образованием новой соли и кислоты:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

Можно отметить некоторые специфические свойства, присущие отдельным группам кислот:

• кислоты-окислители (азотная, концентрированная серная) при взаимодействии с металлами не выделяют водород, вместо него выделяются продукты восстановления азота или серы:

$$Cu + 4HNO_3(конц.) = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

$$Cu + 2H_2SO_4(конц.) = CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$$

• кислоты-окислители (азотная, концентрированная серная) способны взаимодействовать с неметаллами, при этом образуются продукты окисления неметалла:

$$6HNO_3(конц.) + S = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$$

$$2H_2SO_4(конц.) + C = CO_2 + 2SO_2 + 2H_2O$$

• нестабильные кислоты разлагаются при нагревании или даже при комнатной температуре:

$$H_2SiO_3 = SiO_2 + H_2O$$

Для *солей* характерны следующие химические свойства:

• взаимодействие с металлами, более активными, чем тот, который входит в состав соли (кроме щелочных и щелочноземельных), с образованием новой соли (обязательно растворимой в воде) и выделением менее активного металла:

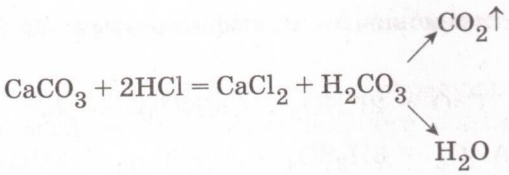
$$Cu + Hg(NO_3)_2 = Cu(NO_3)_2 + Hg$$

• взаимодействие со щелочами с образованием нерастворимого в воде основания или амфотерного гидроксида:

$$CoSO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + Co(OH)_2\downarrow$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 6KOH = 3K_2SO_4 + 2Al(OH)_3\downarrow$$

• взаимодействие с кислотами по реакции ионного обмена с образованием новых соли и кислоты:



• взаимодействие с солями по реакции ионного обмена с образованием двух новых солей:

$$NaCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + NaNO_3$$

Многие соли при нагревании разлагаются. Продукты разложения определяются природой входящих в их состав катиона и аниона.

Например:

• карбонаты металлов разлагаются с образованием оксида металла и углекислого газа:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2\uparrow$$

• нитраты в зависимости от активности металла разлагаются с выделением кислорода (нитраты металлов, стоящих в ряду напряжений до магния):

$$2NaNO_3 = 2NaNO_2 + O_2$$

или оксида металла, оксида азота(IV) и кислорода (для металлов, стоящих в ряду напряжений от магния до меди включительно):

$$2Cu(NO_3)_2 = 2CuO + 4NO_2 + O_2$$

или металла, оксида азота(IV) и кислорода (для малоактивных металлов, стоящих в ряду напряжений после меди):

$$2AgNO_3 = 2Ag + 2NO_2 + O_2$$

• твёрдые соли аммония и галогеноводородных кислот разлагаются на аммиак и галогеноводород:

$$NH_4Cl = NH_3 + HCl$$

Проверьте свои знания

1. И магний, и медь взаимодействуют с
1) раствором нитрата свинца(II)
2) разбавленной серной кислотой
3) хлором
4) раствором гидроксида калия
2. Химическая реакция возможна между
1) оксидом фосфора(V) и раствором гидроксида натрия
2) оксидом меди(II) и водой
3) растворами хлорида натрия и сульфата калия
4) гидроксидом железа(III) и магнием
3. Сульфат меди(II) в растворе не реагирует с
1) железом 2) гидроксидом натрия 3) хлоридом бария 4) нитратом цинка
4. И гидроксид калия, и серная кислота могут взаимодействовать с
1) алюминием 2) хлором 3) оксидом магния 4) нитратом бария

5. С оксидом натрия реагирует каждое из двух веществ:
1) кислород и вода
2) оксид углерода(IV) и оксид бария
3) калий и азотная кислота
4) вода и оксид фосфора(V)
6. Разбавленная серная кислота не взаимодействует с
1) оксидом кремния
2) магнием
3) оксидом алюминия
4) карбонатом калия
7. С гидроксидом натрия взаимодействует вещество, формула которого
1) $Cr(NO_3)_3$ 2) NH_3 3) CaO 4) O_2
8. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ
А) $Na_2SO_3 + HCl \rightarrow$	1) Na_2SO_4
Б) $H_2S + NaOH \rightarrow$	2) $NaCl + H_2SO_4$
В) $Na_2SO_3 + O_2 \rightarrow$	3) $NaCl + SO_2 + H_2O$
	4) $Na_2SO_3 + H_2O$
	5) $Na_2S + H_2O$

Примените свои знания

9. Дана схема превращений:

$$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Ag_3PO_4$$

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для последнего превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

10. Дана схема превращений:

$$Na_2CO_3 \xrightarrow{+HCl} X_1 \rightarrow CaCO_3 \xrightarrow{+HNO_3} X_2$$

Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращённое ионное уравнение.

Качественные реакции на ионы и некоторые газообразные вещества

Ион или вещество	Реагент	Аналитический эффект
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого мелкодисперсного осадка
SO_3^{2-}	H^+, t	Появление запаха сернистого газа, покраснение лакмусовой бумаги
S^{2-}	Pb^{2+}	Выпадение чёрного осадка
CO_3^{2-}	H^+	Бурное выделение газа
Cl^-	Ag^+	Выпадение белого творожистого осадка, темнеющего на воздухе
Br^-	Ag^+	Выпадение творожистого осадка светло-жёлтого цвета
I^-	Ag^+	Выпадение жёлтого творожистого осадка
PO_4^{3-}	Ag^+	Выпадение жёлтого осадка
Fe^{2+}	$K_3[Fe(CN)_6]$	Выпадение синего осадка
Fe^{3+}	$K_4[Fe(CN)_6]$	Выпадение синего осадка
	NH_4SCN	Кроваво-красная окраска раствора
Zn^{2+}, Al^{3+}	OH^-	Выпадение белого студенистого осадка, растворяющегося в избытке щёлочи
Cu^{2+}	OH^-	Выпадение студенистого осадка голубого цвета
Na^+	—	Окрашивание пламени в жёлтый цвет
K^+	—	Окрашивание пламени в фиолетовый цвет
Ca^{2+}	—	Окрашивание пламени в красный цвет
Pb^{2+}	I^-	Выпадение жёлтого осадка
NH_4^+	OH^-, t	Появление запаха аммиака, посинение лакмусовой бумаги, появление тумана при поднесении стеклянной палочки, смоченной концентрированной соляной кислотой
CO_2	$Ca(OH)_2$	Помутнение известковой воды
O_2	—	Вспыхивание тлеющей лучинки
H_2	—	Тихий хлопок при поджигании

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Алюминотермия 152
Амфотерные гидроксиды 8
Анионы 31

Бинарные соединения 6
Биогенные элементы 76

Вещества
— аморфные 10
— кристаллические 9
— простые 6
— сложные
Водородный показатель 50

Галогениды 70
Галогеноводороды 68
Галогеноводородные кислоты 68
Галогены 62
Гидратированный ион 27
Гидроксиды 8
Гидролиз 49
Горные породы 193

Доменная печь 184
Донорно-акцепторный механизм образования связи 91

Жёсткость воды 164

«Зелёная химия» 200

Ионы 31
— простые 31
— сложные 31

Катализ 22
Катализатор 22
Катионы 31
Качественная реакция 14
— на галогенид-ионы 70
— на ион аммония 92
— на ионы железа 176
— на карбонат-ион 112
— на сульфат-ион 84
— на сульфид-ион 79
— на сульфит-ион 84
— на фосфат-ион 102
Керамики 130
Кислотные дожди 199
Кислоты 8, 32
— бескислородные 8
— карбоновые 121
— кислородсодержащие 8
Кокс 106
Коксохимическое производство 106
Конвертор 186
Коррозия 178
Кристаллическая решётка 9
Круговорот азота в природе 88
Круговорот углерода в природе 104

Легирующая добавка 181

Металлургия 184
Металлы 144
Минералы 194
Молярная концентрация 20

Неметаллы 56
Неподелённая электронная пара 91
Нитриды 88
Нормальные условия 9

Озоновый слой 200
Оксиды 7
— несолеобразующие 7
— смешанные 173
— солеобразующие 7
Органическая химия 116
Основания 8, 33

Парниковый эффект 199
Пероксиды 155
Полезные ископаемые 195
Правило Бертолле 39
Принцип
— противотока 139
— теплообмена 139
— циркуляции 139
Руды 194

Силикатная промышленность 128
Скорость химической реакции 20
Соли 8, 33
— кислые 9
— комплексные 9
— средние 8
— основные 9
Спирты 120
Сталь 187
Стандартные условия 9
Стекло 129
Степень электролитической диссоциации 29
Структурная формула 117

Теория электролитической диссоциации 27
Тепловой эффект реакции 15
Термитная смесь 153
Термохимическое уравнение 16

Углеводороды 116
— непредельные (ненасыщенные) 118
— предельные (насыщенные) 117
Уравнение химической реакции
— молекулярное 36
— полное ионное 36
— сокращённое ионное 36

Фарфор 131
Фаянс 131
Ферменты 23
Фракционная перегонка (ректификация) 133

Халькогены 73
Химические реакции
— гетерогенные 16
— гомогенные 16
— дегидрирования 117
— замещения 13
— ионного обмена 37
— каталитические 17
— нейтрализации 14
— необратимые 17
— обмена 14
— обратимые 17
— окислительно-восстановительные 18
— присоединения 122
— разложения 13
— соединения 12
— ферментативные 17
— экзотермические 15
— эндотермические 15
Хрусталь 130

Цемент 129

Чугун 186

Электролиз 135, 188
Электролиты 26
— сильные 29
— слабые 29
Электрохимический ряд напряжений металлов 38, 150

Ответы к расчётным задачам

§ 2. 8. а) 1845 кДж; б) 112 л. **§ 3.** 5. 0,3 моль/л · мин. **§ 4.** 10. 0,1 моль Al^{3+}; 0,15 моль SO_4^{2-}. **§ 5.** 10. 0,339%. **§ 6.** 7. 73 г. 8. 417 г $CaCO_3$; 2520 г р-ра HNO_3. **§ 7.** 6. 182,5 г. 7. 44,8 мл NH_3; 280 мг р-ра KOH. **§ 8.** 6. 284 кг р-ра Na_2SO_4; 416 кг р-ра $BaCl_2$. 7. 40,4 г. **§ 10.** 7. 760 л. 8. 3,10% Na_2SO_3; 1,97% NaOH. **§ 11.** 7. 4,30 л и 5,37 л. 8. 14,9 г. **§ 12.** 8. 70% Na_2CO_3; 30% NaCl. 9. Серебро. **§ 13.** 6. Стронций. 7. 2,18% Na_2S. **§ 14.** 7. 0,012 моль/л · мин. **§ 15.** 7. Na_2SO_3. 8. 0,586% NH_4HSO_4. 9. 3,2 г. 10. $FeSO_4 \cdot 7H_2O$. **§ 16.** 4. 663 $м^3$. **§ 17.** 9. 25,4%. **§ 18.** 7. $Pb(NO_3)_2$. 8. 20,0%. **§ 19.** 5. 98 г р-ра H_3PO; 6,56 г Na_3PO_4. 6. 49 г. **§ 20.** 8. 48 т. **§ 21.** 8. 761 г. **§ 22.** 8. 92,1%. **§ 23.** 7. 520 г. 8. 4,92% CH_3COONa; 0,80% NaOH. **§ 24.** 5. 146 л H_2; 6,51 моль NaOH. **§ 25.** 3. 27 кг. 4. 2218 кг Na_2CO_3; 2092 кг $CaCO_3$; 7531 кг SiO_2; 937 $м^3$ CO_2. **§ 26. 5.** 600 кг O_2; 1950 кг N_2. 6. As_2S_3. 7. 62 кг. 8. 187,5 г песка; 144 г Mg. 9. 33,6 л. **§ 27.** 5. 22,1%. 6. 1,64 МДж. **§ 29.** 9. 6,49%. 10. 21,6 г Al; 41,6 г Cr. 12. 2,16 г. **§ 30.** 8. 0,56 л. **§ 31.** 6. 40,8% $CaCO_3$; 37,8% $Ca(OH)_2$; 21,4% $CaSO_4$. **§ 32.** 7. 250 г. 8. 162 г. **§ 34.** 7. 13,9 кг. **§ 36.** 5. 72,4% Fe в Fe_3O_4. 6. 281 кг. 7. $CuFeS_2$. 8. 406 кг. 9. 19,5 кг Ni; 24,4 кг Cr. **§ 37.** 5. 32,9%. 6. K_3AlF_6.

Оглавление

Предисловие 3

Глава I. Обобщение знаний по курсу 8 класса. Химические реакции 5

§ 1. Классификация химических соединений 6

§ 2. Классификация химических реакций 12

§ 3. Скорость химических реакций. Катализ 19

Выводы к главе I 24

Глава II. Химические реакции в растворах 25

§ 4. Электролитическая диссоциация 26

§ 5. Основные положения теории электролитической диссоциации 31

§ 6. Химические свойства кислот как электролитов 35

§ 7. Химические свойства оснований как электролитов 42

§ 8. Химические свойства солей как электролитов 46

§ 9. Гидролиз солей 49

Практическая работа 1

Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация» 52

Выводы к главе II 53

Глава III. Неметаллы и их соединения 55

§ 10. Общая характеристика неметаллов 56

§ 11. Общая характеристика элементов VIIA-группы — галогенов 62

§ 12. Соединения галогенов 68

Практическая работа 2

Изучение свойств соляной кислоты 72

§ 13. Халькогены. Сера 73

§ 14. Сероводород и сульфиды 77

§ 15. Кислородные соединения серы 81

Практическая работа 3

Изучение свойств серной кислоты 86

§ 16. Общая характеристика элементов VA-группы. Азот 87

§ 17. Аммиак. Соли аммония 90

Практическая работа 4

Получение аммиака и изучение его свойств 94

§ 18. Кислородные соединения азота 95

§ 19. Фосфор и его соединения 100

§ 20. Общая характеристика элементов IVA-группы. Углерод 104

§ 21. Кислородные соединения углерода 110

Практическая работа 5

Получение углекислого газа. Качественная реакция на карбонат-ионы 115

§ 22. Углеводороды 116

§ 23. Кислородсодержащие органические соединения 119

§ 24. Кремний и его соединения 123
§ 25. Силикатная промышленность 128
§ 26. Получение неметаллов 133
§ 27. Получение важнейших химических соединений неметаллов 137
Выводы к главе III 142

Глава IV. Металлы и их соединения 143
§ 28. Общая характеристика металлов 144
§ 29. Химические свойства металлов 149
§ 30. Общая характеристика элементов IA-группы 154
§ 31. Общая характеристика элементов IIA-группы 159
§ 32. Жёсткость воды и способы её устранения 164
Практическая работа 6
Жёсткость воды и способы её устранения 166
§ 33. Алюминий и его соединения 167
§ 34. Железо и его соединения 172
Практическая работа 7
Решение экспериментальных задач по теме «Металлы» 177
§ 35. Коррозия металлов и способы защиты от неё 178
§ 36. Металлы в природе. Понятие о металлургии 183
Выводы к главе IV 190

Глава V. Химия и окружающая среда 191
§ 37. Химический состав планеты Земля 192
§ 38. Охрана окружающей среды от химического загрязнения 198
Выводы к главе V 202

Глава VI. Обобщение знаний по химии за курс основной школы. Подготовка к Основному государственному экзамену (ОГЭ) 203
§ 39. Вещества 204
§ 40. Химические реакции 208
§ 41. Основы неорганической химии 212
Качественные реакции на ионы и некоторые газообразные вещества ... 218
Предметный указатель 219
Ответы к расчётным задачам 221



Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич
Остроумов Игорь Геннадьевич
Сладков Сергей Анатольевич

Химия
9 класс

Учебник

Центр биологии, химии, экологии и естествознания
Ответственный за выпуск *Л. Н. Кузнецова*
Редактор *Л. Н. Кузнецова*
Художественный редактор *Т. В. Глушкова*
Технический редактор *Н. Н. Бажанова*
Компьютерная вёрстка *В. И. Савельева, О. С. Ивановой*
Макет *О. Г. Ивановой*
Дизайн обложки *А. И. Савченко*
Корректоры *Е. В. Барановская, Н. А. Смирнова, Н. В. Белозёрова*

Подписано в печать 18.08.2021. Формат 84×108/16.
Гарнитура SchoolBookCSanPin. Уч.-изд. л. 16,16. Усл. печ. л. 23,52.
Доп. тираж 65 000 экз. Заказ № 1655/22МПК.

Акционерное общество «Издательство «Просвещение».
Российская Федерация, 127473, г. Москва, ул. Краснопролетарская, д. 16, стр. 3, этаж 4, помещение I.

Адрес электронной почты «Горячей линии» — **vopros@prosv.ru**.

Отпечатано в АО «Можайский полиграфический комбинат».
143200, Россия, г. Можайск, ул. Мира, 93.
www.oaompk.ru, тел.: (49638) 20-685

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ

Ионы	H^+ водорода	Ag^+ серебра	Al^{3+} алюминия	Ba^{2+} бария	Ca^{2+} кальция	Co^{2+} кобальта (II)	Cr^{3+} хрома (III)	Cu^{2+} меди(II)	Fe^{2+} железа (II)	Fe^{3+} железа (III)	K^+ калия	Li^+ лития	Mg^{2+} магния	Mn^{2+} марганца (II)	Na^+ натрия	NH_4^+ аммония	Ni^{2+} никеля (II)	Pb^{2+} свинца (II)	Sn^{2+} олова(II)	Sr^{2+} стронция	Zn^{2+} цинка
Br^- бромид	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
CH_3COO^- ацетат	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P
CO_3^{2-} карбонат	P	H	–	H	H	H	–	H	H	–	P	P	H	H	P	P	H	H	P	H	H
Cl^- хлорид	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
F^- фторид	P	P	M	M	H	P	H	P	H	H	P	M	H	P	P	P	P	H	P	H	P
I^- иодид	P	H	P	P	P	P	P	–	P	–	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	P
NO_3^- нитрат	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P	P
NO_2^- нитрит	P	M	–	P	P	M	–	–	–	–	P	P	P	–	P	P	P	–	–	P	–
OH^- гидроксид		–	H	P	M	H	H	H	H	H	P	P	H	H	P	P	H	H	H	M	H
PO_4^{3-} фосфат	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	P	H	H	H	P	–	H	H	H	H	H
S^{2-} сульфид	P	H	–	–	–	H	–	H	H	–	P	P	–	H	P	P	H	H	H	H	H
SO_3^{2-} сульфит	P	H	–	H	H	H	–	–	H	–	P	P	M	–	P	P	H	H	–	H	M
SO_4^{2-} сульфат	P	M	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	H	P

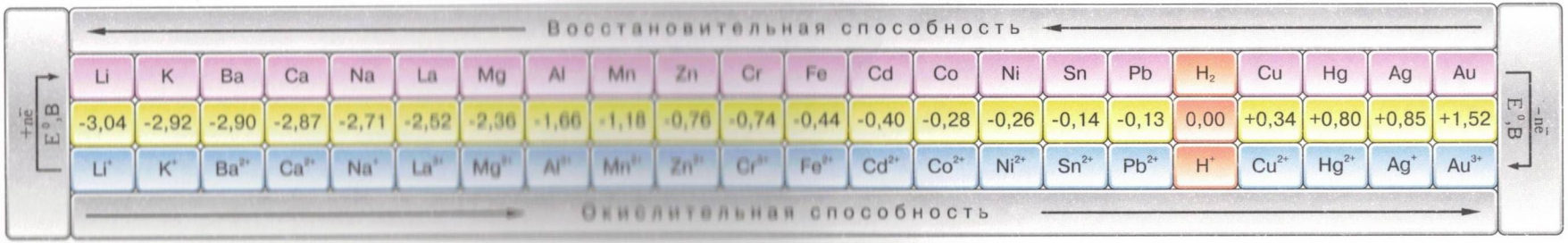
P — растворимое, в литре воды при 25 °С растворяется не менее 0,1 моль данного соединения

M — малорастворимое, в литре воды при 25 °С растворяется от 0,01 до 0,1 моль данного соединения

H — нерастворимое; в литре воды при 25 °С растворяется менее 0,01 моль данного соединения

– такое соединение не существует или оно реагирует с водой (разлагается)

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ



Учебник имеет электронную форму

Дополнительные материалы к учебнику размещены в электронном каталоге издательства **«Просвещение»** на интернет-ресурсе **www.prosv.ru**

Завершённая предметная линия учебников по химии для 8—9 классов общеобразовательных организаций:

- Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Сладков С. А. Химия. 8 класс
- **Габриелян О. С., Остроумов И. Г., Сладков С. А. Химия. 9 класс**

Учебно-методический комплект по химии для 9 класса:

- Рабочие программы
- **Учебник**
- Рабочая тетрадь
- Тетрадь для лабораторных опытов и практических работ
- Сборник задач и упражнений
- Методическое пособие

Полный ассортимент продукции издательства **«Просвещение»** вы можете приобрести в официальном интернет-магазине **shop.prosv.ru**:

- низкие цены;
- оперативная доставка по всей России;
- защита от подделок;
- привилегии постоянным покупателям;
- разнообразные акции в течение всего года.

ПРОСВЕЩЕНИЕ
ИЗДАТЕЛЬСТВО
www.prosv.ru

ISBN 978-5-09-088254-5

